

Домашняя работа по химии за 9 класс

к учебнику «Химия. 9 класс»
Г.Е. Рудзитис, Ф.Г. Фельдман,
М.: «Просвещение», 1999 г.

учебно-практическое
пособие



BOOKHERE.RU

СОДЕРЖАНИЕ

Глава I	
§§ 1 – 3 <i>стр.</i> 12.....	4
§§ 4 – 6 <i>стр.</i> 20.....	8
Глава II	
§§ 7 – 12 <i>стр.</i> 29.....	15
§ 13 <i>стр.</i> 31 – 32	18
Глава III	
§§ 14 – 16 <i>стр.</i> 43.....	21
Глава IV	
§§ 17 – 20 <i>стр.</i> 55.....	27
§§ 21 – 23 <i>стр.</i> 62 – 63	30
§§ 24 – 27 <i>стр.</i> 72 – 73	35
Глава V	
§§ 28 – 34 <i>стр.</i> 91 – 92	39
§§ 35 – 39 <i>стр.</i> 101.....	44
Глава VI	
§§ 40 – 46 <i>стр.</i> 119 – 120.....	48
Глава VII	
§ 47 <i>стр.</i> 126 – 127	53
§§ 48 – 49 <i>стр.</i> 132 – 133	58
§ 50 <i>стр.</i> 138.....	63
Глава VIII	
§§ 51 – 53 <i>стр.</i> 143 – 144.....	69
Глава IX	
§§ 54 – 59 <i>стр.</i> 157.....	74
Глава X	
§§ 60 – 67 <i>стр.</i> 171.....	77
§§ 68 – 71 <i>стр.</i> 179.....	87
Лабораторные работы	
Лабораторные опыты I, II, III <i>стр.</i> 21.....	98

Практическая работа № 1 стр. 22.....	101
Лабораторные опыты IV, V, VI стр. 32.....	106
Лабораторный опыт VII стр. 44.....	107
Практическая работа № 2 стр. 44.....	108
Лабораторные опыты VIII, IX стр. 73.....	111
Практические работы № 3, № 4 стр. 74.....	112
Лабораторный опыт XI стр. 101.....	116
Практическая работа № 5 стр. 102.....	117
Лабораторный опыт XV стр. 121.....	119
Лабораторный опыт VIII стр. 139.....	119
Практическая работа № 6 стр. 139.....	119
Практические работы № 7, № 8 стр. 144.....	122
Лабораторные опыты XIX, XX стр. 179.....	127

Глава I

§§ 1 – 3 стр. 12

Вопрос № 1

Поясните, почему раствор сахара не проводит электрический ток, а раствор хлорида натрия проводит.

Ответ:

Раствор поваренной соли является электролитом. При растворении в воде ионная кристаллическая решетка NaCl разрушается: $\text{NaCl} = \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$.

Раствор сахара не является электролитом. 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

Перечислите основные причины, вызывающие распад некоторых веществ на ионы при растворении их в воде или расплавлении.

Ответ:

Молекулы воды полярны. Вследствие этого, например, при растворении хлорида натрия молекулы воды притягиваются своими отрицательными полюсами к положительно заряженным ионам натрия, а положительными полюсами – к отрицательно заряженным хлорид-ионам. В результате связь между ионами ослабляется и кристаллическая решетка разрушается. Этому процессу способствует также большая диэлектрическая проницаемость воды, которая при 20°C равна 81. Химическая связь между ионами в воде ослабляется в 81 раз по сравнению с вакуумом.

При растворении в воде веществ с ковалентной сильнополярной связью (например, кислот) под воздействием молекул воды происходит изменение характера связи, и она превращается в ионную, после чего процесс растворения происходит 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

Сформулируйте основные теоретические положения электролитической диссоциации и поясните их.

Ответ:

Процесс распада электролита на ионы при растворении его в воде или расплавлении – электролитическая диссоциация.

1. Электролиты – это вещества, которые при растворении в воде или в расплаве распадаются на ионы. Ионы – это атомы или группы атомов, обладающие положительным (катионы) или отрицательным (анионы) зарядом.

2. Ионы отличаются от атомов по строению и по свойствам.

${}_{+11}\text{Na}^{\circ} 2e, 8e, 1e$ – атом натрия; ${}_{+11}\text{Na}^{+} 2e, 8e$ – катион натрия

3. В растворе и расплаве электролита ионы движутся хаотически. При пропускании постоянного тока через раствор или через расплав катионы движутся к отрицательному электроду – катоду, а анионы – к положительному электроду – аноду.

Вопрос № 4

Хлор, входящий в состав хлорида натрия и соляной кислоты, не оказывает вредного действия на организм человека, а вдыхание небольшого количества газообразного хлора вызывает удушье и поражение органов дыхания. Объясните это явление.

Ответ:

В состав молекулы хлорида натрия и соляной кислоты входит ион хлора Cl^- . Он отличается по свойствам от атомов хлора, входящих в молекулу газообразного хлора. Поэтому вдыхание, например, хлорида натрия не вызывает вредного воздействия.

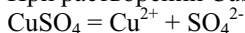
Молекула газообразного хлора состоит из двух атомов хлора, связанных ковалентной неполярной связью. Газообразный хлор не является электролитом. Это желто-зеленый газ с резким раздражающим запахом, вдыхание которого вызывает удушье и поражение органов дыхания.

Вопрос № 5

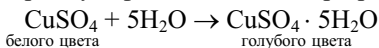
Сульфат меди (II) – белое порошкообразное вещество, при его растворении в воде раствор приобретает голубую окраску. Чем это можно объяснить?

Ответ:

При растворении CuSO_4 в воде происходит диссоциация:



При растворении в воде CuSO_4 так же происходит химическая реакция гидратации, в результате которой образуется кристаллогидрат сульфата меди. Раствор приобретает голубую окраску.



Вопрос № 7

Укажите отличия в строении и свойствах ионов и атомов, например, для кальция и фтора.

Ответ:

Атом кальция – ${}_{20}\text{Ca}^0$ 2е, 8е, 8е, 2е;

Ион кальция – ${}_{20}\text{Ca}^0$ 2е, 8е, 8е

Атом кальция создает наружные 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 не отдает электроны, поэтому не окисляется, т.е. не является химически активным.

Атом фтора – ${}_9\text{F}$ 2е, 7е;

Ион фтора – ${}_9\text{F}$ 2е, 8е

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.

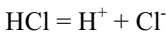
Ион фтора не может присоединить электроны, т.к. внешняя оболочка иона полностью заполнена, входит в состав солей-фторидов.

Вопрос № 8

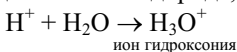
Что такое ион гидроксония и как он образуется? Какой тип связи в этом ионе?

Ответ:

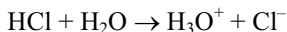
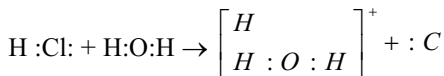
При диссоциации кислот образуются ионы водорода и кислотного остатка:



Однако, при диссоциации молекул кислот образуются не свободные ионы водорода, а их гидраты – ионы гидроксония:



Атом кислорода представляет общую электронную пару (донор) иону водорода (акцептор):



Вопрос № 9

Напишите уравнения процессов диссоциации ортофосфорной кислоты, гидроксида калия и сульфата алюминия.

Ответ:

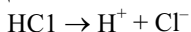
1. $\text{H}_3\text{PO}_4 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$
2. $\text{H}_2\text{PO}_4^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$
3. $\text{HPO}_4^{2-} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$
4. $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$
5. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3 \text{SO}_4^{2-}$

Вопрос № 10

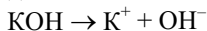
Приведите определения кислот, оснований, средних и кислых солей с точки зрения представлений об электролитической диссоциации.

Ответ:

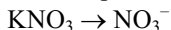
Кислоты – сложные вещества, при диссоциации которых в водных растворах в качестве катионов образуются только ионы водорода.



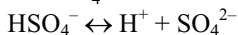
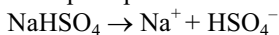
Основания – сложные вещества, при диссоциации которых в водных растворах в качестве анионов отщепляются только гидроксид-ионы.



Средние соли – сложные вещества, диссоциирующие в водных растворах на положительно заряженные катионы металлов и отрицательно заряженные анионы кислотных остатков.



Кислые соли – сложные вещества, которые диссоциируют в водных растворах на положительно заряженные катионы металлов и водорода и отрицательно заряженные анионы кислотных остатков. Например:



Вопрос № 11

Используя понятие «степень диссоциации», объясните смысл понятий «сильная кислота» и «слабая кислота».

Ответ:

Сильная кислота – электролит, который при растворении в воде полностью диссоциирует на ионы (HCl , H_2SO_4 , HNO_3).

Слабая кислота – электролит, который при растворении в воде диссоциирует на ионы незначительно (H_2CO_3 , H_3BO_3 , H_2O).

Вопрос № 12

Приведите примеры сильных и слабых электролитов. Где на практике необходимо учитывать силу электролитов?

Ответ:

Сильные электролиты – практически все растворимые в воде соли, кислоты (HCl , H_2SO_4 , HNO_3) щелочи, гидроксиды бария и кальция. Слабые электролиты – некоторые кислоты (H_3BO_3 , H_2O_3 , CH_3COOH), вода.

Сила электролита характеризуется степенью диссоциации – отношение числа диссоциированных молекул к общему числу молекул, находящихся в растворе:

$$\alpha = \frac{n}{N}$$

где α – степень диссоциации; n – число диссоциированных молекул; N – общее число растворенных молекул. Для сильных электролитов α близка к 1. В зависимости от электролитов α может меняться от 0 (диссоциации нет) до 1 (полная диссоциация).

§§ 4 – 6 стр. 20

Вопрос № 1

Даны растворы: а) перманганата калия KMnO_4 ; б) сульфата калия K_2SO_4 ; в) хромата натрия Na_2CrO_4 ; г) сульфата меди (II) CuSO_4 ; д) хлорида никеля NiCl_2 . Как различить эти растворы?

Ответ:

Все р-ры можно различить по внешнему виду: р-р KMnO_4 окрашен в ярко-фиолетовый цвет, р-р Na_2CrO_4 – в желтый и р-р CuSO_4 – в голубой. Раствор NiCl_2 окрашен в светло-зеленый цвет, а р-р K_2SO_4 бесцветен. Так же если добавить к р-рам хлорида никеля и сульфата калия раствор щелочи. В первом случае выпадет осадок гидроксида никеля, во втором видимых изменений не произойдет. $\text{NiCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Ni}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NaCl}$

Вопрос № 2

Даны растворы, содержащие ионы Ag^+ , SO_4^{2-} , H^+ , I^- . С помощью каких реакций можно определить эти р-ры? Напишите уравнения реакций.

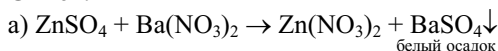
Ответ:

- 1) Ag^+ : $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl} \downarrow$
белый осадок
- $3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow$
желтый осадок
- 2) SO_4^{2-} : $\text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow$
белый осадок
- 3) H^+ : H^+ + индикаторы \rightarrow изменение окраски
- 4) I^- : $\text{I}^- + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgI} \downarrow + \text{NO}_3^-$
желтый осадок
- 5) $8\text{I}^- + 10\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow 4\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$
конц. фиолетовый цвет

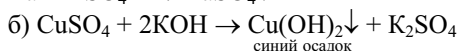
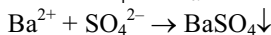
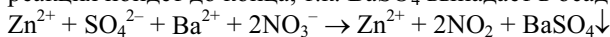
Вопрос № 3

Даны растворы: а) сульфата цинка и нитрата бария; б) сульфата меди (II) и гидроксида калия; в) сульфата цинка, хлорида магния и ортофосфата натрия; г) хлорида железа (III) и сульфата магния. При сливании каких р-ров реакции обмена пойдут до конца и почему? Составьте уравнения этих реакций в молекулярном, полном и сокращенном виде.

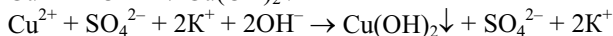
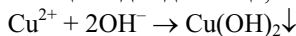
Ответ:



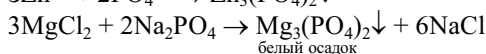
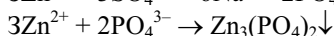
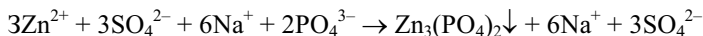
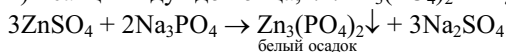
реакция пойдет до конца, т.к. BaSO_4 выпадает в осадок.

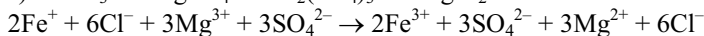
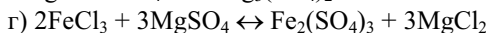
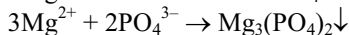
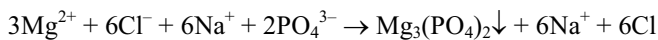


Реакция идет до конца, т.к. $\text{Cu}(\text{OH})_2$ выпадает в осадок.



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





$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ – растворимая соль; MgCl_2 – растворимая соль, значит, реакция $\text{FeCl}_3 + \text{MgSO}_4$ протекать не будет.

Вопрос № 4

Даны схемы: а) $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow$

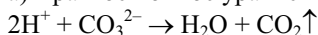
б) $2\text{H}^+ + \text{S}^{2-} \rightarrow$

в) $2\text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-} \rightarrow$

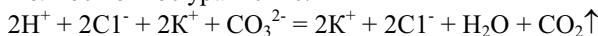
Составьте уравнения реакций в молекулярном виде.

Ответ:

а) Краткое ионное уравнение:



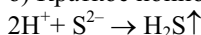
Полное ионное уравнение:



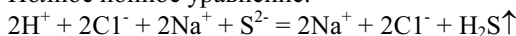
Молекулярное уравнение:



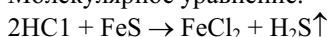
б) Краткое ионное уравнение:



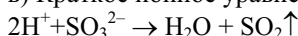
Полное ионное уравнение:



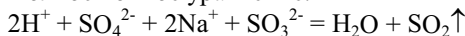
Молекулярное уравнение:



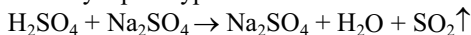
в) Краткое ионное уравнение:



Полное ионное уравнение:



Молекулярное уравнение:



Вопрос № 5

Даны уравнения реакций: а) $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$

б) $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$

в) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HNO}_3$

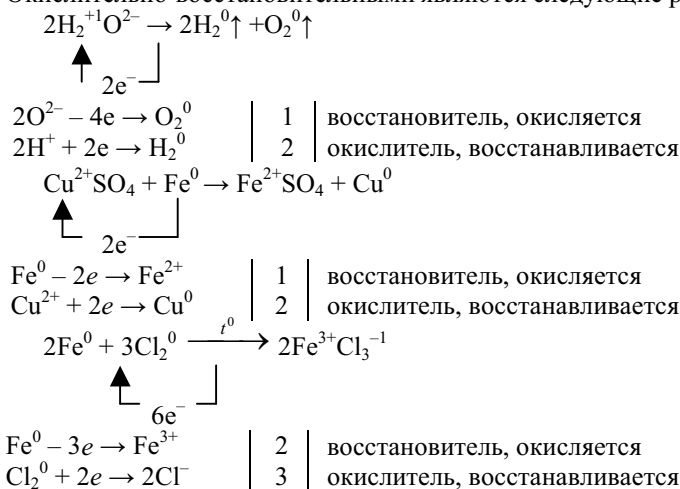
г) $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$

д) $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$

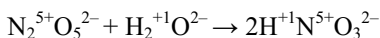
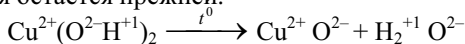
Какие из этих реакций являются окислительно-восстановительными и почему? Укажите окислитель и восстановитель.

Ответ:

Окислительно-восстановительными являются следующие реакции:



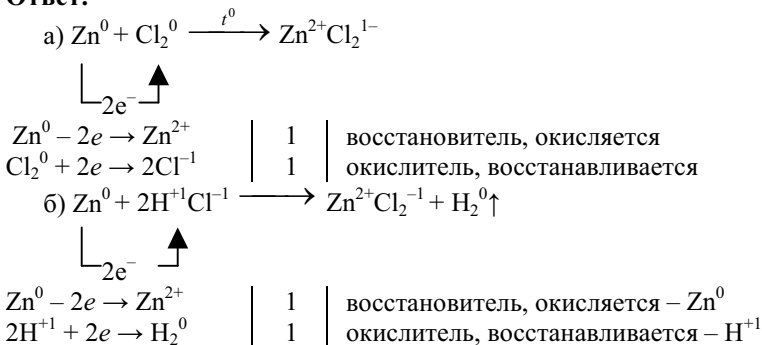
Во всех реакциях атомы элементов меняют свою степень окисления, в отличие от двух остальных реакция, где степень окисления остается прежней:

**Вопрос № 6**

Даны уравнения реакций: а) $\text{Zn} + \text{Cl}_2 = \text{ZnCl}_2$

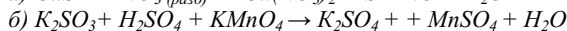
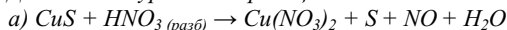
б) $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$

Проставьте над знаками соответствующих химических элементов степени их окисления и покажите переход электронов.

Ответ:

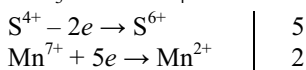
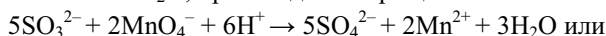
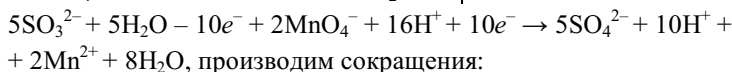
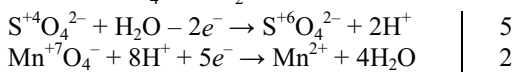
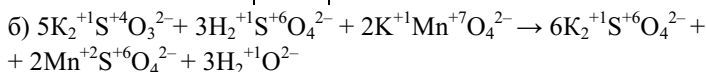
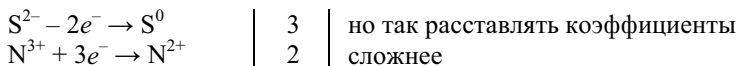
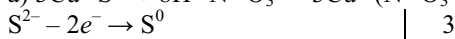
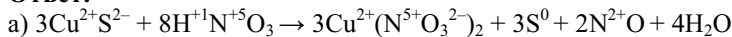
Вопрос № 7

Даны схемы уравнений реакций:



Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций, пользуясь рекомендацией, приведенной на стр. 17

Ответ:

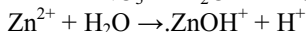
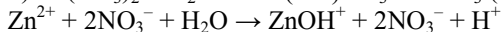
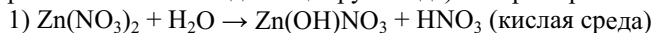


Вопрос № 8

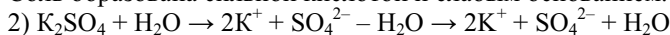
Какие соли подвергаются гидролизу и почему? Объясните это на примерах нитрата цинка, сульфата калия и сульфида натрия.

Ответ:

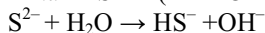
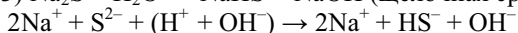
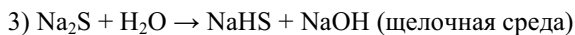
Гидролизу подвергаются соли, образованные: а) слабым основанием и сильной кислотой, б) сильным основанием и слабой кислотой. Это происходит от того, что в составе таких солей имеются ионы, которые могут связываться с ионами H^+ или OH^- (на которые незначительно диссоциирует вода). Например:



Соль образована сильной кислотой и слабым основанием.



Соль, образованная сильной кислотой и сильным основанием гидролизу не подвергается.



Если соль образована сильным основанием и слабой кислотой, тогда гидролиз идет с образованием щелочной среды.

4) Соли, образованные слабой кислотой и слабым основанием подвергаются наиболее полному гидролизу.

В этом случае реакция среды зависит от степени диссоциации продуктов гидролиза.



+ NH_4OH – ацетат аммония

Вопрос № 9

Начертите в тетради таблицу и заполните ее.

Ответ:

Растворы солей	Цвет индикатора			Уравнения реакции, поясняющие изменение цвета индикатора
	лакмус	метиловый оранжевый	Фенол- фталеин	
1) хлорид цинка ZnCl_2	краснеет	розовеет	цвет не меняется	$\text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Zn}(\text{OH})\text{Cl} + \text{HCl}$
2) карбонат калия K_2CO_3	синееет	желтеет	становится малиновым	$\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{KHCO}_3$
3) сульфат натрия Na_2SO_4	цвет не меняется	цвет не меняется	цвет не меняется	—

Задача № 1

В раствор, содержащий 40 г сульфата меди (II), поместили 10 г железных опилок. Какие вещества образуются в результате реакции и какова их масса?

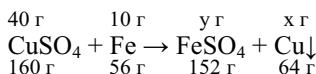
Дано:

$$m(\text{CuSO}_4) = 40 \text{ г},$$

$$m(\text{Fe}) = 10 \text{ г}$$

$$m(\text{FeSO}_4) = ?;$$

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



$$M(\text{Cu}) = 64 \text{ г/моль}, M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{CuSO}_4) = 64 + 32 + 16 \cdot 4 = 160 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{FeSO}_4) = 56 + 32 + 16 \cdot 4 = 152 \text{ г/моль}$$

1) Определяем, какое вещество дано в избытке.

56 г Fe – 160 г CuSO₄

$$10 \text{ г Fe} - x \text{ г CuSO}_4; \quad x = \frac{160 \cdot 10}{56} \approx 28,6 \text{ г}$$

m(CuSO₄) вступившего в реакцию – 28,6 г, оно дано в избытке.

2) Железо реагирует полностью, значит массы продуктов определяем по железу.

56 г Fe – 152 г FeSO₄

56 г Fe – 64 г Cu

10 г Fe – y г FeSO₄

10 г Fe – x г Cu

$$y = \frac{152 \cdot 10}{56} \approx 27,14 \text{ г}$$

$$x = 11,43 \text{ г}$$

Ответ: в результате реакции образовалось 11,43 г меди и 27,14 г сульфата железа.

Задача 2

К 20 г раствора, содержащего 5% сульфата железа (II), добавили 20 г раствора, который содержит 8% гидроксида натрия. Вычислите массу образовавшегося осадка.

Дано:

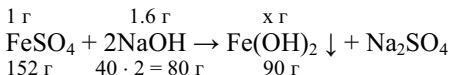
$$m(p-pa)_1 = 20 \text{ г}$$

$$m(p-pa)_2 = 20 \text{ г}$$

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

$$\omega\% (\text{NaOH}) = 8\%$$

$$m(\text{осадка}) = ?$$



1) Находим массы веществ в растворах:

$$m(\text{FeSO}_4) = 20 \cdot 0,05 = 1 \text{ г}$$

$$m(\text{NaOH}) = 20 \cdot 0,08 = 1,6 \text{ г}$$

2) Вычисляем относительные молеку-

лярные массы исходных веществ и получившегося вещества:

$$M(\text{FeSO}_4) = 56 + 32 + 16 \cdot 4 = 152 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{Fe}(\text{OH})_2) = 56 + (16 + 1) \cdot 2 = 90 \text{ г/моль}$$

3) Определяем, какое вещество находится в избытке:

$$1 \text{ г FeSO}_4 - x \text{ г NaOH}$$

$$152 \text{ г FeSO}_4 - 80 \text{ г NaOH}; \quad x = \frac{80 \cdot 1}{152} \approx 0,53$$

В реакцию вступило 0,53 г NaOH, вещество находится в избытке.

4) Вычисляем массу Fe(OH)₂, выпавшего в осадок по FeSO₄:

$$1 \text{ г FeSO}_4 - x \text{ г Fe}(\text{OH})_2$$

$$152 \text{ г FeSO}_4 - 90 \text{ г Fe}(\text{OH})_2; \quad x = \frac{90 \cdot 1}{152} \approx 0,59$$

Ответ: m(Fe(OH)₂) = 0,59 г.

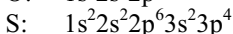
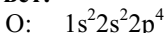
Глава II

§§ 7 – 12 стр. 29

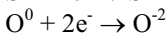
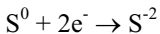
Вопрос № 1

На основе теории строения атомов поясните, почему кислород является более сильным окислителем, чем сера.

Ответ:



Атомы обоих элементов имеют по 6 электронов на внешнем электронном уровне и для построения устойчивой восьмизлектронной внешней оболочки не хватает только двух электронов:



Но кислород имеет меньший атомный радиус, чем сера, и его электроны притягиваются сильнее к ядру. Отсюда следует, что окислительные свойства у O_2 выражены сильнее, чем у серы.

Вопрос № 2

Пользуясь данными таблиц 7,8 и 9, объясните, почему у атомов хлора степени окисления выражаются нечетными числами, а у атомов серы – четными. Почему кислород проявляет постоянную валентность, а сера – переменную?

Ответ:

а) Сера находится в шестой группе периодической системы Д.И.Менделеева, а хлор – в седьмой. Это значит, что у серы на последнем электронном уровне находится – 6е, а у хлора – 7е. Для образования устойчивой восьмизлектронной оболочки хлор стремится либо отдать семь электронов, либо присоединить один (то есть нечетное число), сера же стремится либо присоединить два, либо отдать шесть (то есть четное число).

б) Сера находится в третьем периоде периодической системы Д.И.Менделеева, а кислород во втором, это значит, что у атомов серы на 3-ем энергетическом уровне имеются 5 незаполненных d-орбиталей, на которые могут переходить 3s и 3p-электроны, в результате чего у серы появляется четыре или шесть неспаренных электронов и соответственно сера может быть также четырех- и шестивалентной.

Вопрос № 3

Сравните свойства кислорода и озона, кристаллической и пластической серы. На основе этих примеров поясните сущность аллотропии.

Ответ:

Аллотропия – это способность химического элемента образовывать несколько простых веществ. Химический элемент кислород образует два простых вещества – кислород O_2 и озон O_3 . Физические свойства кислорода и озона различаются: кислород – газ без цвета и запаха, озон обладает резким запахом свежести и окрашен в голубой цвет.

Сера также образует аллотропные модификации – кристаллическую и пластическую серу. Кристаллическая сера – твердое хрупкое вещество, пластическая сера по физическим свойствам напоминает резину.

Вопрос № 4

Перечислите природные соединения серы, напишите их химические формулы и определите в них степени окисления серы.

Ответ:

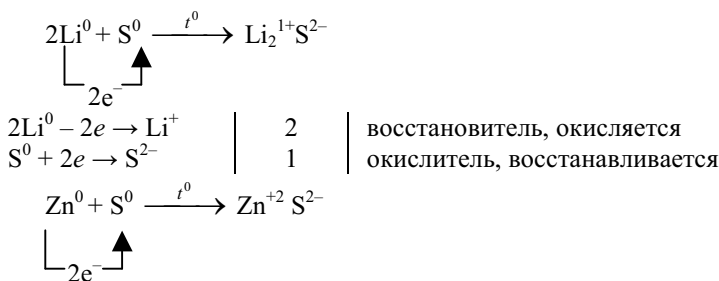
Сульфиды: свинцовый блеск PbS , медный блеск Cu_2S , цинковая обманка ZnS , пирит FeS_2 , сероводород H_2S

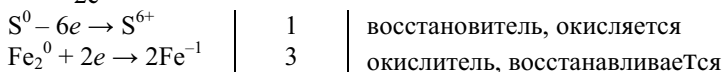
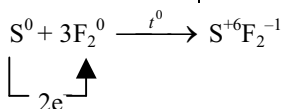
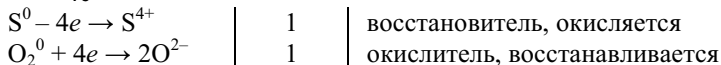
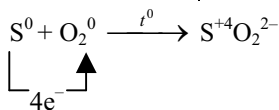
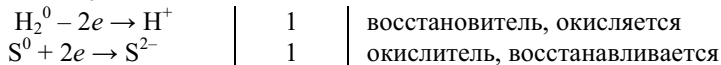
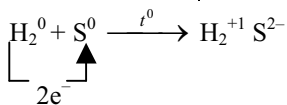
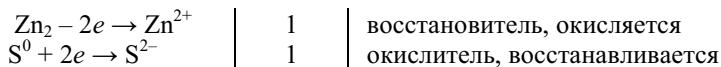
Сульфаты: гипс $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, мирабилит $MgSO_4 \cdot 7H_2O$, глауберова соль $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$

Вопрос № 5

Составьте уравнения реакций, при которых из простых веществ образуются сложные вещества, формулы которых следующие: Li_2S , ZnS , H_2S , SO_2 , CS_2 и SF_6 . Используя данные таблицы 8, поясните, какие свойства (окислительные или восстановительные) проявляет сера в этих реакциях.

Ответ:





Задача № 1

Известно соединение, содержащее 0,27928 массовых долей, или 27,928%, фосфора и 0,72072 массовых долей, или 72,072%, серы. Найдите его простейшую формулу.

Дано:	1) $\text{Ar}(\text{P}) = 31$; $\text{Ar}(\text{S}) = 32$
$\omega(\text{P}) = 0,27928$;	2) $0,27928(\text{P}) - 31(\text{P})$
$\omega(\text{S}) = 0,72072$	$0,72072(\text{S}) - x(\text{S})$
$\text{S}_z\text{P}_y - ?$	$x = \frac{31 \cdot 0,72072}{0,27928} \approx 79,99$

z – количество атомов серы на один атом фосфора:

$$z = 79,99/32 = 2,5$$

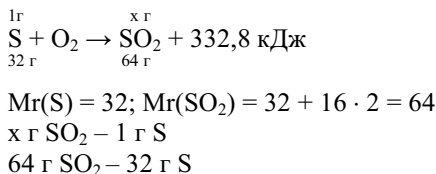
Значит, в этом веществе на один атом фосфора приходится 2,5 атома серы, т.к. в состав вещества может входить только целое число атомов, значит, формула вещества будет: P_2S_5 .

Ответ: P_2S_5 .

Задача № 2

При образовании 1 моль оксида серы (IV) из элементов выделяется 332,8 кДж. Сколько выделится теплоты при сгорании 1 г серы?

Дано:
 $v(\text{SO}_2) = 1$ моль;
 $Q = 332,8$ кДж;
 $m(\text{S}) = 1$ г
 $Q - ?$



$$x = \frac{64 \cdot 1}{32} = 2\text{ г}, \quad v(\text{SO}_2) = \frac{m}{M} = \frac{2}{64} = 0,031\text{ моль}; m(\text{SO}_2) = 2\text{ г}$$

0,031 моль $\text{SO}_2 - x$ кДж

1 моль $\text{SO}_2 - 332,8$ кДж;

$x = 10,4$ кДж

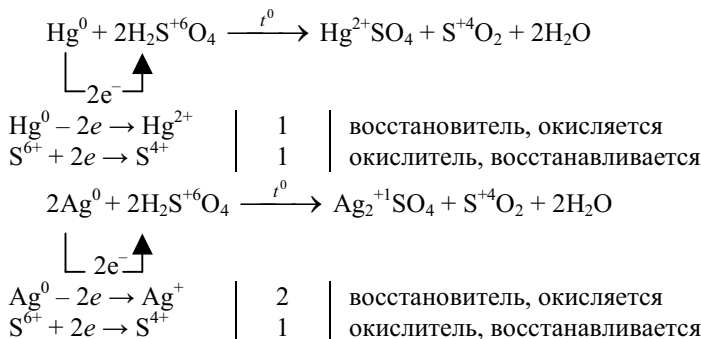
Ответ: $Q = 10,4$ кДж.

§ 13 стр. 31 – 32

Вопрос № 2

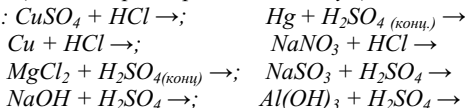
Концентрированная серная кислота при нагревании реагирует с ртутью и серебром, подобно тому как она реагирует с медью. Составьте уравнения этих реакций и укажите окислитель и восстановитель.

Ответ:

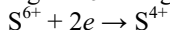
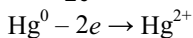
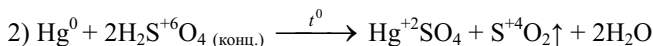


Вопрос № 3

Составьте уравнения реакций, которые практически осуществимы, используя приведенные схемы:



При составлении уравнений реакций укажите условия их осуществления. В тех случаях, где это требуется, составьте уравнения в ионном и сокращенном ионном виде.

Ответ:1) $\text{CuSO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$ не реагирует

1

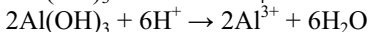
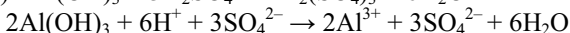
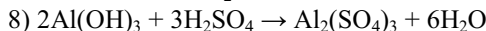
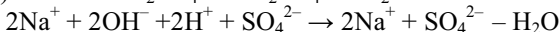
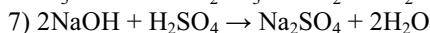
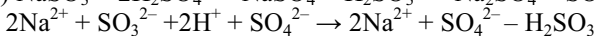
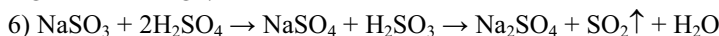
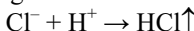
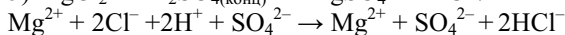
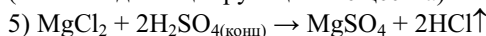
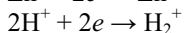
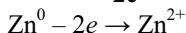
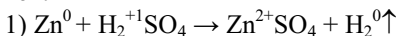
1

восстановитель, окисляется

окислитель, восстанавливается

3) $\text{Cu} + \text{HCl} \rightarrow$ не реагирует4) $\text{NaNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$ не реагирует

(нет малодиссоциирующего вещества)

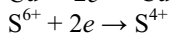
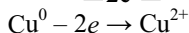
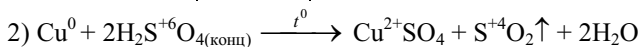
**Вопрос № 4***Назовите окислитель в реакциях: а) разбавленной серной кислоты с металлами; б) концентрированной серной кислоты с металлами.***Ответ:**

1

1

восстановитель, окисляется

окислитель, восстанавливается



1

1

восстановитель, окисляется

окислитель, восстанавливается

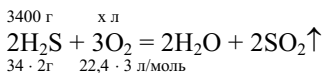
Задача № 1

Какой объем кислорода требуется для сжигания: а) 3,4 кг сероводорода; б) 6500 м³ сероводорода.

а) Дано:

$$m(\text{H}_2\text{S}) = 3,4 \text{ кг} = 3\,400 \text{ г}$$

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



$$3400\text{г}(\text{H}_2\text{S}) - x \text{ л} (\text{O}_2)$$

$$68 \text{ г} (\text{H}_2\text{S}) - 67,2 \text{ л/моль} (\text{O}_2)$$

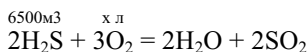
$$x = \frac{67,2 \cdot 3400}{68} = 3360 \text{ л} = 3,36 \text{ м}^3$$

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

б) Дано:

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

$$V(\text{H}_2\text{S}) = ?$$



$$2 \cdot 22,4\text{м}^3 \quad 22,4 \cdot 3\text{м}^3$$

$$6500\text{м}^3 (\text{H}_2\text{S}) - x \text{ м}^3 (\text{O}_2)$$

$$44,8 \text{ м}^3 (\text{H}_2\text{S}) - 67,2 \text{ м}^3 (\text{O}_2)$$

$$x = \frac{67,2 \cdot 6500}{44,8} = 9750 \text{ м}^3$$

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

Задача № 2

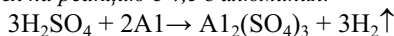
Какова масса раствора, содержащего 0,2 массовые доли серной кислоты, которая расходуется на реакцию с 4,5 г алюминия.

Дано:

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

$$m(\text{Al}) = 4,5 \text{ г}$$

$$m_{\text{р-ра}} = ?$$



$$3 \cdot 98 \text{ г} \quad 2 \cdot 27 \text{ г}$$

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 64 = 98$$

$$M_r(\text{Al}) = 27$$

$$x \text{ г} (\text{H}_2\text{SO}_4) - 4,5 \text{ г Al}$$

$$294 \text{ г} (\text{H}_2\text{SO}_4) - 54 \text{ г Al}$$

$$x = \frac{4,5 \cdot 294}{54} = 24,5 \text{ г};$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 24,5 \text{ г}$$

$$m(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{\omega(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{24,5}{0,2} = 122,5 \text{ г}$$

Ответ: $m_{\text{р-ра}} = 122,5 \text{ г}$.

Глава III

§§ 14 – 16 стр. 43

Вопрос № 3

В таблице 11 (стр.34) указаны условия, влияющие на скорость химических реакций, и даны примеры. Назовите для каждого условия один-два дополнительных примера, составьте уравнения реакций и дайте обоснование их осуществления.

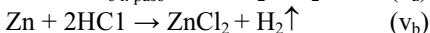
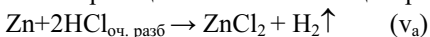
Ответ:

1) Скорость химических реакций зависит от природы реагирующих веществ.

$\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ – скорость реакции высокая, т.к. соляная кислота обладает высокой химической активностью.

$\text{Zn} + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{ZnCO}_3 + \text{H}_2\uparrow$ – скорость реакции низкая, т.к. угольная кислота очень слабая.

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



$v_a < v_b$ это можно наблюдать по скорости выделения газа.

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

$\text{Fe}_{(\text{измельч})} + 2\text{HCl} \xrightarrow{\text{быстро}} \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ – эта реакция идет очень интенсивно, если использовать железный порошок.

4) При повышении температуры реакции на каждые 10°C скорость большинства реакций увеличивается в 2–4 раза.

$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t^0} 2\text{HCl}$ – при обычных условиях реакция идет очень медленно, но при нагревании происходит взрыв.

$\text{Fe} + \text{S} \xrightarrow{t^0} \text{FeS}$ – эта реакция без нагревания почти не идет, при нагревании сульфид железа образуется достаточно быстро.

5) Скорость химических реакций зависит от присутствия некоторых веществ (катализаторов):

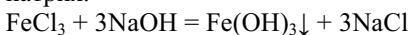
$4\text{NH}_{3(\text{г})} + 5\text{O}_{2(\text{г})} \xrightarrow{\text{Pt}} 4\text{NO}_{(\text{г})} + 6\text{H}_2\text{O}$ – эта реакция идет достаточно быстро только в присутствии катализатора – раскаленной платиновой проволоки, она остается в состоянии красного каления в растворе аммиака вплоть до окончания реакции.

Вопрос № 4

Поясните, к какому типу относятся перечисленные ниже химические реакции, и объясните их сущность: а) взаимодействие раствора хлорида железа (III) с гидроксидом натрия; б) разложение хлората калия при нагревании; в) окисление оксида серы (IV); г) разложение карбоната кальция при нагревании; д) взаимодействие алюминия с серой. Составьте уравнения этих реакций.

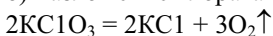
Ответ:

а) Взаимодействие раствора хлорида железа (III) с гидроксидом натрия:

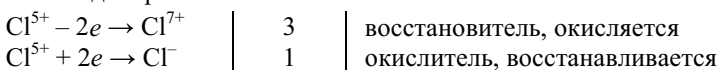


Это необратимая реакция ионного обмена, в результате которой образуется нерастворимое основание, и поэтому реакция идет до конца.

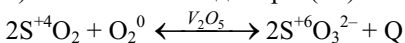
б) Разложение хлората калия при нагревании:



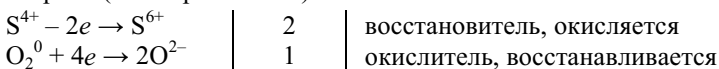
Это необратимая окислительно-восстановительная реакция, в которой хлор в молекуле KClO_3 является окислителем и восстановителем одновременно.



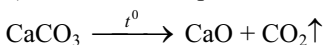
в) Окисление оксида серы (IV):



Это обратимая окислительно-восстановительная реакция соединения, происходящая в присутствии катализатора и с выделением энергии (экзотермическая).

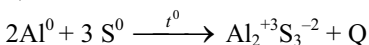


г) Разложение карбоната кальция при нагревании:

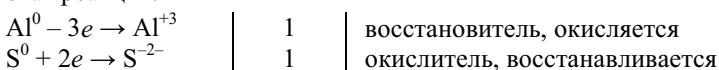


Это обратимая реакция разложения с поглощением теплоты (эндотермическая).

д) Взаимодействие алюминия с серой:

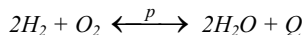
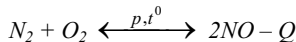
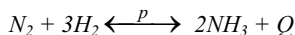


Это необратимая окислительно-восстановительная экзотермическая реакция:



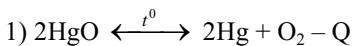
Вопрос № 5

Даны уравнения реакций: $2\text{HgO} \xrightleftharpoons{t^0} 2\text{Hg} + \text{O}_2 - Q$

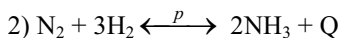


В какую сторону сместится равновесие при повышении: а) температуры; б) давления?

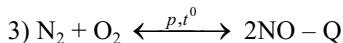
Ответ:



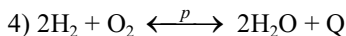
При повышении температуры t равновесие реакции смещается вправо; при повышении давления равновесие смещается влево (в сторону уменьшения объема).



При повышении температуры t равновесие смещается влево; при повышении давления p – смещается вправо.



И при повышении температуры t и при повышении давления p равновесие смещается вправо.



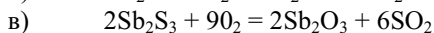
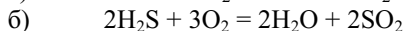
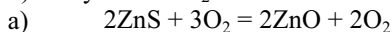
При повышении температуры t равновесие смещается влево; при повышении давления p равновесие смещается вправо.

Вопрос № 6

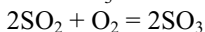
Серную кислоту можно получить из следующих исходных продуктов: а) сульфида цинка; б) сероводорода; в) сульфида сурьмы Sb_2S_3 . Составьте соответствующие уравнения реакций.

Ответ:

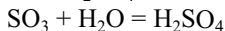
1) Получение SO_2



2) Получение SO_3

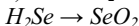
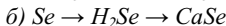
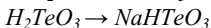


3) Получение H_2SO_4

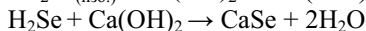
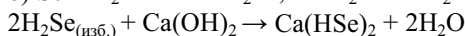
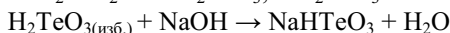
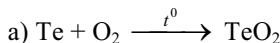


Вопрос № 9

Составьте уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения: а) $Te \rightarrow TeO_2 \rightarrow H_2TeO_3 \rightarrow Na_2TeO_3$



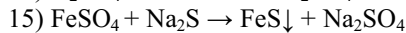
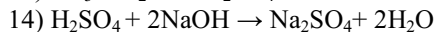
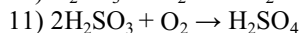
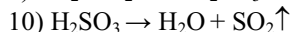
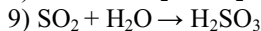
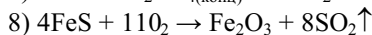
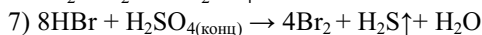
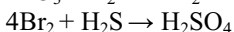
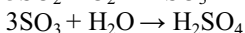
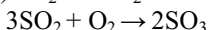
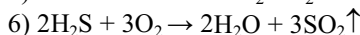
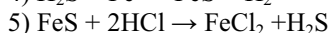
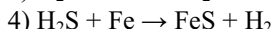
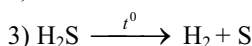
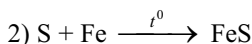
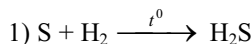
Ответ:



Вопрос № 10

Составьте уравнения реакций согласно схеме 5.

Ответ:



Задача № 1

Вычислите среднюю скорость реакции: $A + B \rightarrow 2C$, если начальная концентрация вещества A равна $0,22$ моль/л, а через 10 с – $0,215$ моль/л. Как изменилась за это время концентрация вещества B ?

Дано:	$v = \frac{(c_1 - c_2)}{\Delta t} = \frac{0,22 - 0,215}{10} = 0,0005 \text{ моль/л} \cdot \text{с}$
-------	---

$$c_1(A) = 0,22 \text{ моль/л};$$

$$c_2(A) = 0,215 \text{ моль/л};$$

$$\Delta t = 10 \text{ с}$$

$$v = ?;$$

$$\Delta c(B) = ?$$

Ответ: $v = 5 \cdot 10^{-4}$ моль/л · с; концентрация вещества B изменилась так же, как и A на $0,005$ моль/л.

Задача № 2

Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 150 до 200°C , если при повышении температуры на 10°C скорость реакции увеличивается в три раза?

Дано:	$\Delta t = 200^\circ\text{C} - 150^\circ\text{C} = 50^\circ\text{C}$
$t_1 = 150^\circ\text{C};$	$\Delta v = 3^{\frac{\Delta t}{10}} = 3^{\frac{50}{10}} = 3^5 = 243$
$t_2 = 200^\circ\text{C}$	
$\Delta v = ?$	

Ответ: $\Delta v = 243$ (скорость реакции увеличилась в 243 раза).

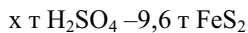
Задача № 3

Какова масса серной кислоты, которую можно получить из 16 т руды, содержащей 60% дисульфида железа FeS_2 ?

Дано:	$4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$
$m_{\text{руды}} = 16 \text{ т};$	$\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$
$\omega\%(\text{FeS}_2) = 60\%$	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \quad \text{значит:}$
	$4\text{FeS}_2 \rightarrow 8 \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ или } \text{FeS}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{SO}_4$
$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = ?$	$\text{FeS}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{SO}_4$

$$m = \text{FeS}_2 = \frac{16 \cdot 60}{100} = 9,6 \text{ т.}$$

$$Mr(\text{FeS}_2) = 56 + 64 = 120; Mr(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 16 \cdot 4 = 98$$



$$196 \text{ т } \text{H}_2\text{SO}_4 - 120 \text{ т } \text{FeS}_2; \quad x = \frac{9,6 \cdot 196}{120} = 15,68 \text{ т}$$

Ответ: $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 15,68 \text{ т}$

Задача № 4

Сколько тонн 98%-ного раствора серной кислоты можно получить из 2,4 т пирита?

Дано:

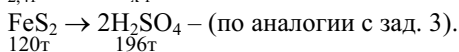
$\omega \% = 98\%$;

$m(\text{FeS}_2) = 2,4 \text{ т}$

$m(\text{H}_2\text{SO}_4) - ?$

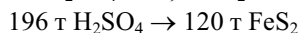
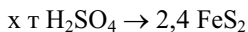
2,4т

x т



120т

196т



$$x = \frac{2,4 \cdot 196}{120} = 3,92 \text{ т } (100\% \text{ H}_2\text{SO}_4); \quad m(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{3,92}{98} \cdot 100 = 4 \text{ т}$$

Ответ: $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 4 \text{ т } (98\%)$.

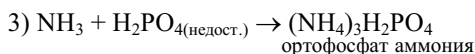
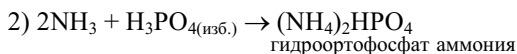
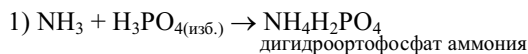
Глава IV

§§ 17 – 20 стр. 55

Вопрос № 13

Составьте уравнения реакций, при которых образуются: а) дигидроортофосфат аммония; б) гидроортофосфат аммония; в) ортофосфат аммония.

Ответ:

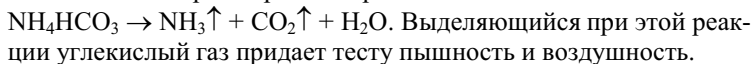


Вопрос № 14

Гидрокарбонат аммония иногда применяется при выпечке кондитерских изделий. Какие свойства этого вещества при этом используются?

Ответ:

Соли аммония при нагревании разлагаются:



Вопрос № 15

Начертите в тетради таблицу и в соответствующих графах запишите молекулярные и ионные уравнения реакций, поясняющих характерные химические свойства солей, формулы которых даны в таблице.

Ответ:

Соли	Химические свойства, общие с другими солями	Специфические свойства
	1) диссоциация	1) разложение при нагревании
NH_4Cl	$\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$	$\text{NH}_4\text{Cl} \xrightarrow{t^0} \text{NH}_3\uparrow + \text{Cl}\uparrow$
$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{NH}_4^+ + \text{CO}_3^{2-}$	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t^0} 2\text{NH}_3\uparrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

Соли	Химические свойства, общие с другими солями	Специфические свойства
$(\text{NH}_4)_2\text{S}$	$(\text{NH}_4)_2\text{S} \rightarrow 2\text{NH}_4^+ + \text{S}^{2-}$	$(\text{NH}_4)_2\text{S} \xrightarrow{t^0} 2\text{NH}_3\uparrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{S}\uparrow$
$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{NH}_4^+ + \text{SO}_4^{2-}$	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = 2\text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{SO}_4\uparrow$
	2) реагируют с кислотами	2) реагируют со щелочами
NH_4Cl	$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{SO}_{4\text{ конц}} \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$	$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
$(\text{NH}_4)_2\text{S}$	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ – не реагирует, т.к. серную кислоту из солей другие кислоты не вытесняют	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaS}_4 + 2\text{NH}_3\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
	3) реагируют с другими солями	3) подвергаются гидролизу
NH_4Cl	$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{AgCl}\downarrow$ $\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^- + \text{Ag}^+ + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{NO}_3^- + \text{AgCl}\downarrow$ $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}\downarrow$	$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl}$ $\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{Cl}^- + \text{H}^+$ $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$
$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2 \rightarrow 2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{CaCO}_3\downarrow$ $2\text{NH}_4^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^- \rightarrow 2\text{NH}_4^+ + 2\text{Cl}^- + \text{CaCO}_3\downarrow$ $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CaCO}_3\downarrow$	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_2\text{CO}_3$ $2\text{NH}_4^+ + \text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_2\text{CO}_3$
$(\text{NH}_4)_2\text{S}$	$(\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow 2\text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{PbS}\downarrow$ $2\text{NH}_4^+ + \text{S}^{2-} + \text{Pb}^{2+} + 2\text{NO}_3^- \rightarrow 2\text{NH}_4^+ + 2\text{NO}_3^- + \text{PbS}\downarrow$ $\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{PbS}\downarrow$	$(\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_2\text{S}$ $2\text{NH}_4^+ + \text{S}^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_2\text{S}$
$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$ $2\text{NH}_4^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NH}_4^+ + 2\text{Cl}^-$ $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow$	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4$ $2\text{NH}_4^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NH}_4\text{OH} + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ $2\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$

Задача № 1

10,7 г хлорида аммония смешали с 6 г гидроксида кальция и смесь нагрели. Какой газ и сколько его по массе и объему выделилось (н.у.)?

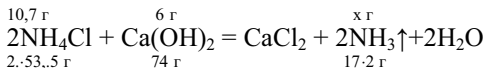
Дано:

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

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

$$m(\text{газа}) - ?$$

$$V(\text{газа}) - ? \text{ (н.у.)}$$



$$Mr(\text{NH}_4\text{Cl}) = 14 + 4 + 35,5 = 53,5$$

$$Mr(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 40 + (16 + 1) \cdot 2 = 74$$

В недостатке дан $\text{Ca}(\text{OH})_2$, т.к.

$$10,7 \text{ NH}_4\text{Cl} - x \text{ г Ca}(\text{OH})_2$$

$$107 \text{ г NH}_4\text{Cl} - 74 \text{ г Ca}(\text{OH})_2$$

$$x = \frac{10,7 \cdot 74}{107} = 14 + 3 \cdot 1 = 17 \text{ г};$$

$m(\text{Ca}(\text{OH})_2)$ – необходимая для реакции 7,4 г – в недостатке и по нему производим расчеты

$$Mr(\text{NH}_3) = 14 + 3 \cdot 1 = 17$$

$$6 \text{ г Ca}(\text{OH})_2 - x \text{ г NH}_3$$

$$74 \text{ г Ca}(\text{OH})_2 - 34 \text{ г NH}_3$$

$$x = \frac{6 \cdot 34}{74} = 2,76 \text{ г}; \quad m(\text{NH}_3) = 2,76 \text{ г}$$

$$2,76 \text{ г NH}_3 - x \text{ л}$$

$$17 \text{ г NH}_3 - 22,4 \text{ л}; \quad x = \frac{2,76 \cdot 22,4}{17} = 3,63 \text{ г};$$

$$\text{Ответ: } m(\text{NH}_3) = 2,76 \text{ г}; V(\text{NH}_3) = 3,63 \text{ л}$$

Задача № 2

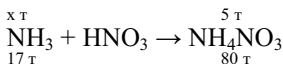
Каковы объем и масса аммиака, которые потребуются для получения 5 т нитрата аммония?

Дано:

$$m(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 5 \text{ т}$$

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

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



$$Mr(\text{NH}_3) = 14 + 3 \cdot 1 = 17$$

$$Mr(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 14 + 4 \cdot 1 + 14 + 16 \cdot 3 = 80$$

$$x \text{ т NH}_3 - 5 \text{ т NH}_4\text{NO}_3$$

$$17 \text{ т NH}_3 - 80 \text{ г NH}_4\text{NO}_3$$

$$x = \frac{5 \cdot 17}{80} = 1,06 \text{ г}; \quad m(\text{NH}_3) = 1,06 \text{ т}.$$

$$1,06 \text{ т} - x \text{ м}^3$$

$$17 \text{ т} - 10^3 \cdot 22,4 \text{ м}^3$$

$$x = \frac{10^3 \cdot 17 \cdot 22,4 \cdot 1,06}{17} = 1,4 \cdot 10^3 \text{ м}^3;$$

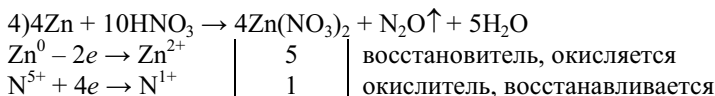
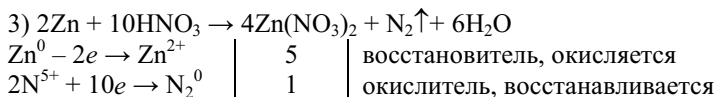
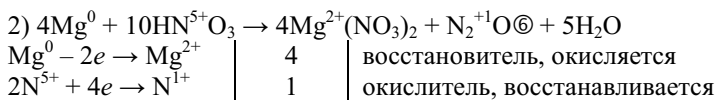
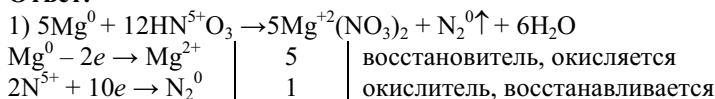
Ответ: $m(\text{NH}_3) - 1,06 \text{ т.}; V(\text{NH}_3) - 1400 \text{ м}^3$

§§ 21 – 23 стр. 62 – 63

Вопрос № 1

При взаимодействии разбавленной HNO_3 с некоторыми металлами (Mg , Zn) может выделяться оксид азота (I) или азот. Напишите соответствующие уравнения окислительно-восстановительных реакций.

Ответ:

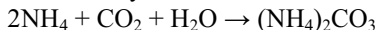


Вопрос № 2

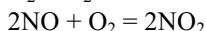
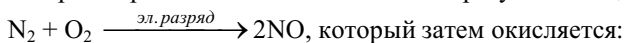
В почве, удобренной навозом, образуется карбонат аммония, а во время грозы – нитрат аммония. Чем это объясняется? Напишите уравнения реакций.

Ответ:

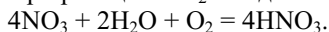
В навозе содержится ион аммония NH_4^+ . В почве содержится карбоксильный ион CO_3^{2-} , который образуется в результате диссоциации солей угольной кислоты. Имеем реакцию:



Во время грозы в небольших кол-вах образуется оксид азота (II):



При реакции NO_2 с водой образуется азотная кислота:



Она, в свою очередь, попадает в почву с дождями (так же, как и угольная кислота, образовавшаяся в результате соединения воды и CO_2 атмосферного воздуха $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$) и связывает ион аммония с образованием нитрата аммония:
 $\text{NH}_3\text{OH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Вопрос № 3

Составьте уравнения реакций, при помощи которых из аммиака получают азотную кислоту.

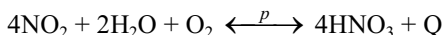
Ответ:

1. $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O} + \text{Q}$
2. $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$
3. $4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \leftrightarrow 4\text{HNO}_3 + \text{Q}$

Вопрос № 4

Определите в какую сторону смещается равновесие реакции между оксидом азота (IV), водой и кислородом при изменении: а) температуры; б) давления. Почему?

Ответ:



Реакция экзотермична, поэтому при повышении температуры равновесие реакции смещается влево. При повышении давления равновесие смещается вправо, в сторону образования одного вещества, т.к. при этом из семи исходных молекул образуются только четыре молекулы HNO_3 , т.е. объем уменьшается.

Вопрос № 5

Напишите уравнения реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде, при помощи которых можно различить соляную, серную и азотную кислоты.

Ответ:

- 1) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$
 $2\text{H}^+ \text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^-$
 $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow$
- 2) $\text{HCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl}\downarrow + \text{HNO}_3$
 $\text{H}^+ + \text{Cl}^- + \text{Ag}^+ + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{AgCl}\downarrow + \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$
 $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}\downarrow$
- 3) $4\text{HN}^{+5}\text{O}_3 + \text{Cu}^0 \rightarrow \text{Cu}^{+2}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{N}^{+4}\text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
бурый газ

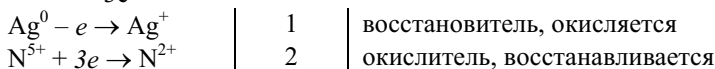
$\text{Cu}^0 - 2e \rightarrow \text{C}^{2+}$	3	восстановитель, окисляется
$\text{N}^{5+} + e \rightarrow \text{N}^{4+}$	1	окислитель, восстанавливается

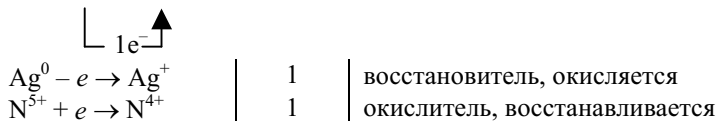
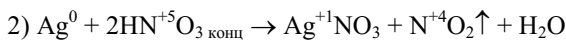
Приведите уравнения реакций: а) характерные только для азотной кислоты; б) общие для азотной и других кислот.

$$4\text{HNO}_3 \xrightarrow{\text{свет}} 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2$$

Напишите уравнения реакций, протекающих между серебром и разбавленной азотной, а также концентрированной азотной кислотой. Покажите переход электронов и подчеркните окислитель одной чертой, а восстановитель – двумя.

A diagram showing the oxidation of Fe to Fe²⁺. It consists of two vertical lines connected by a horizontal line at the bottom. The left vertical line is labeled 'Fe' at the top. The right vertical line is labeled 'Fe²⁺' at the top. The horizontal line at the bottom is labeled '3e⁻'.



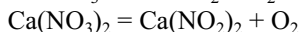


Вопрос № 8

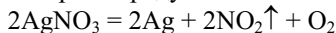
В двух пробирках находятся различные нитраты белого цвета. При нагревании одной соли выделяется бесцветный газ, в котором тлеющая лучинка вспыхивает. При нагревании второй соли выделяется газ бурого цвета. Какие это нитраты? Напишите соответствующие уравнения окислительно-восстановительных реакций.

Ответ:

1) Там, где лучина вспыхивает, выделяется O_2 , следовательно, в пробирке находится нитрат активного металла. Например:



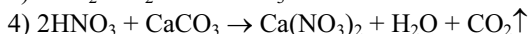
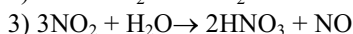
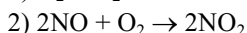
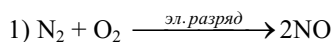
2) Там, где выделяется бурый газ – это оксид азота (IV) NO_2 , следовательно в пробирке находится соль, образованная металлом, который в ряду металлов находится правее меди.



Вопрос № 9

При грозовых разрядах в почве иногда может образоваться нитрат кальция. Напишите уравнения соответствующих реакций.

Ответ:



Задача № 1

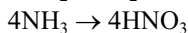
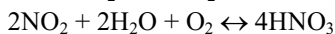
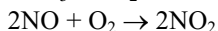
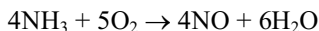
Какой объем аммиака (н.у.) потребуется для получения 50 т раствора, содержащего 0,5 массовых долей азотной кислоты?

Дано:

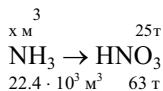
$m(\text{р-ра}) = 50 \text{ т};$

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

$V(\text{NH}_3) - ? \text{ (н.у.)}$



$$m(\text{HNO}_3) = 1 + 14 + 3 \cdot 16 = 63$$



$$m(\text{HNO}_3) = m(\text{р-ра}) \cdot \omega(\text{HNO}_3) = 50 \cdot 0,5 = 25 \text{ г}$$

$$\text{х м}^3 \cdot 10^3 \text{ м}^3 \text{ NH}_3 - 63 \text{ г HNO}_3$$

$$\text{х} = \frac{25 \cdot 22,4 \cdot 10^3}{63} = 8,888 \cdot 10^3 \text{ м}^3$$

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

Задача № 2

К 300 г раствора, содержащего 0,1 массовых долей гидроксида калия, прилили 400 г раствора, содержащего 0,1 массовых долей азотной кислоты. Какова реакция полученного раствора: нейтральная, кислая или щелочная? Сколько граммов соли образовалось?

Дано:

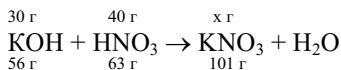
$$m(\text{р-ра})_1 = 300 \text{ г};$$

$$m(\text{р-ра})_2 = 400 \text{ г}$$

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

$$\omega(\text{HNO}_3) = 0,1$$

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



1) Реакция полученного раствора кислая, т.к. HNO_3 дана в избытке (см. решение).

$$2) m(\text{KOH}) = m(\text{р-ра})_1 \cdot \omega(\text{KOH}) = 30 \text{ г}$$

$$m(\text{HNO}_3) = m(\text{р-ра})_2 \cdot \omega(\text{HNO}_3) = 40 \text{ г}$$

$$3) M_r(\text{KOH}) = 39 + 16 + 1 = 56$$

$$M_r(\text{HNO}_3) = 1 + 14 + 16 \cdot 3 = 63$$

$$4) 30 \text{ г KOH} - \text{х г HNO}_3$$

$$56 \text{ г KOH} - 63 \text{ г HNO}_3$$

$$\text{х} = \frac{30 \cdot 63}{56} = 33,75 \text{ г}$$

Масса HNO_3 , необходимая для реакции – 33,75 г, значит, HNO_3 дана в избытке.

5) Производим расчет по веществу, данному в недостатке (KOH):

$$M_r(\text{KNO}_3) = 39 + 14 + 16 \cdot 3 = 101$$

$$30 \text{ г KOH} - \text{х г KNO}_3$$

$$56 \text{ г KOH} - 101 \text{ г KNO}_3$$

$$\text{х} = \frac{30 \cdot 101}{56} = 54,1 \text{ г}$$

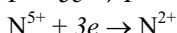
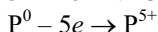
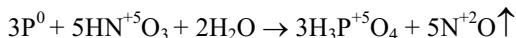
Ответ: $m(\text{KNO}_3) = 51,1 \text{ г}$; среда кислая, т.к. азотная кислота дана в избытке.

§§ 24 – 27 стр. 72 – 73

Вопрос № 5

При взаимодействии азотной кислоты на фосфор получается ортофосфорная кислота. Составьте уравнение этой реакции, если известно, что в ней участвует вода и выделяется оксид азота (II).

Ответ:



5

3

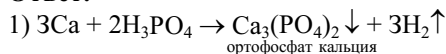
восстановитель, окисляется

окислитель, восстанавливается

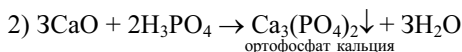
Вопрос № 6

Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций ортофосфорной кислоты с: а) кальцием; б) оксидом кальция; в) гидроксидом кальция, взятым в избытке, в недостатке. Под формулами запишите названия соответствующих веществ.

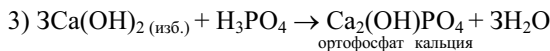
Ответ:



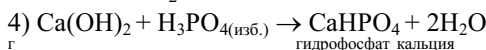
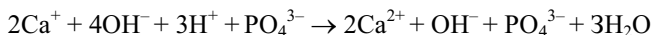
ортофосфат кальция



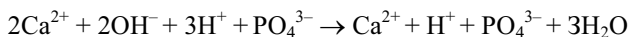
ортофосфат кальция



ортофосфат кальция



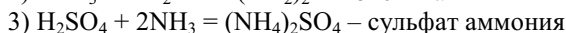
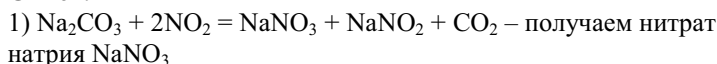
г гидрофосфат кальция



Вопрос № 8

Перечислите важнейшие азотные удобрения. Составьте уравнения реакций, на которых основано производство этих удобрений.

Ответ:

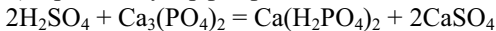


Вопрос № 9

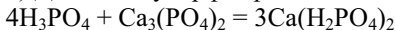
Напишите уравнения химических реакций, при помощи которых получают важнейшие фосфорные удобрения.

Ответ:

1) Простой суперфосфат



2) Двойной суперфосфат

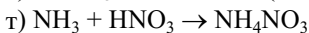
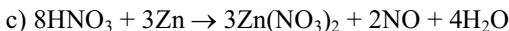
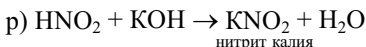
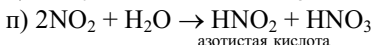
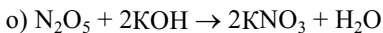
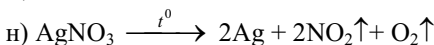
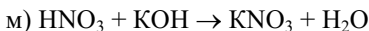
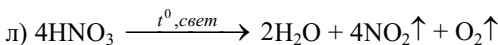
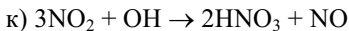
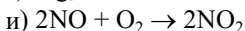
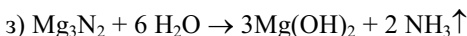
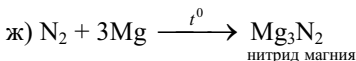
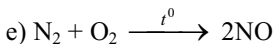
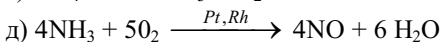
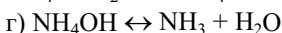
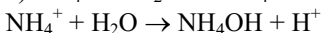
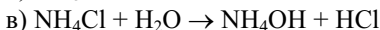
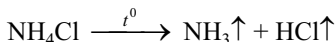


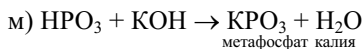
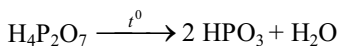
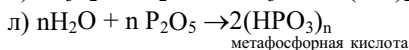
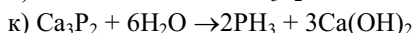
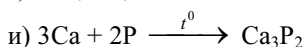
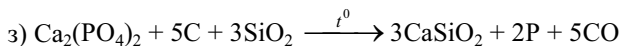
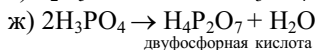
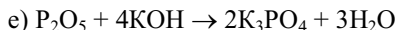
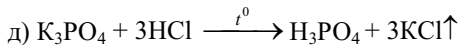
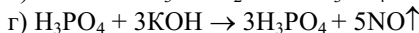
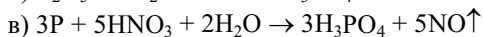
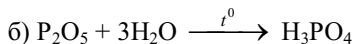
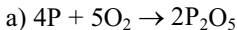
Вопрос № 12

Составьте уравнения реакций согласно схемам 6 и 7.

Ответ:

Схема № 6



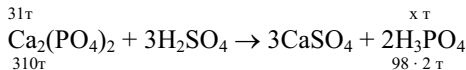


Задача № 1

Сколько ортофосфорной кислоты можно получить из 31 т ортофосфата кальция, если выход кислоты составляет 0,8 массовых долей, или 80%, по сравнению с теоретическим?

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

практ.вых. – 0,8 массовых долей или 80%

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


$$\text{Mr}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 40 \cdot 3 + (31 + 16 \cdot 4) \cdot 2 = 310$$

$$\text{Mr}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 3 \cdot 1 + 31 + 16 \cdot 4 = 98$$

2) Рассчитаем теоретический выход H_3PO_4

$$31_T \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 - x_T \text{H}_3\text{PO}_4$$

$$310 \text{ т Ca}_3(\text{PO}_4)_2 - 196 \text{ т H}_3\text{PO}_4$$

$$x = \frac{31 \cdot 196}{310} = 19,6 \text{ т}$$

3) Практический выход H_3PO_4

$$19,6 \text{ т } \text{H}_3\text{PO}_4 - 100\%$$

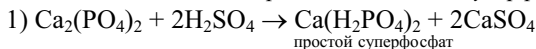
$$x \text{ т } \text{H}_3\text{PO}_4 - 80\%$$

$$x = \frac{19,6 \cdot 80}{100} = 15,68 \text{ т}$$

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

Задача № 2

Содержание питательного элемента фосфора в фосфорных минеральных удобрениях определяют в пересчете на оксид фосфора (V). Сколько этого оксида в простом и двойном суперфосфате?



$$Mr(\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2) = 40 + (2 + 31 + 64) \cdot 2 = 234$$

$$Mr(\text{CaSO}_4) = 40 + 32 + 64 = 136$$

$$m_{\text{простого суперфосфата}} = 234 + 136 \cdot 2 = 506$$

$$Mr(\text{P}_2\text{O}_5) = 31 \cdot 2 + 16 \cdot 2 = 142$$

$$\omega(\text{P}_2\text{O}_5)\% = \frac{142}{506} \cdot 100\% = 28,063\% \approx 28,1\%$$

$\text{Ca}(\text{H}_2(\text{PO}_4)_2)$ – двойной суперфосфат

$$Mr(\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2) = 40 + (2 + 31 + 64) \cdot 2 = 234$$

$$\omega(\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2)\% = \frac{142}{234} \cdot 100\% = 60,068\% \approx 60,1\%$$

Ответ: $\omega(\text{P}_2\text{O}_5)\% = 28,1\%$ (простой суперфосфат)

$\omega(\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2)\% = 60,1\%$ (двойной суперфосфат)

Задача № 3

Сколько тонн двойного суперфосфата потребуется, чтобы заменить 25,3 т простого суперфосфата?

Дано:

$$m_{\text{прос.суперф.}} = 25,3 \text{ т}$$

$$m(\text{дв.с.ф.}) = ?$$

$$Mr(\text{пр.суп.фосф.}) = 506$$

(см. предыдущую задачу)

$$Mr(\text{дв.суп.фосф.}) = 234$$

$$Mr(\text{P}_2\text{O}_5) = 142$$

$$\omega(\text{P}_2\text{O}_5) = 28,063\%$$

$$\omega(\text{P}_2\text{O}_5) = 25,3 \cdot 0,28063 = 7,109 \text{ т (в } 25,3 \text{ т п.с. – } 7,109 \text{ т } \text{P}_2\text{O}_5)$$

$$\text{в } 234 \text{ т д.с. – } 142 \text{ т } \text{P}_2\text{O}_5$$

$$x \text{ т.д.с. – } 7,109 \text{ т } \text{P}_2\text{O}_5; \quad x = \frac{234 \cdot 7,109}{142} = 11,7 \text{ т}$$

Ответ: требуется 11,7 т двойного суперфосфата.

Глава V

§§ 28 – 34 стр. 91 – 92

Вопрос № 7

Составьте уравнения реакций, протекающих при нагревании угля, со следующими оксидами: 1) оксидом железа (III); 2) оксидом олова (IV). Покажите переход электронов и подчеркните одной чертой окислитель, а двумя – восстановитель.

Ответ:



Вопрос № 13

Какой из газов является более ценным топливом: генераторный или водяной? Почему?

Ответ:

Генераторный газ – 2CO

Водяной газ – $\text{CO} + \text{H}_2$

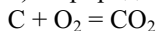
Водяной газ более ценен.

Вопрос № 14

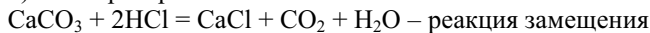
Составьте уравнения реакций, протекающих с образованием оксида углерода (IV) в природе, в быту, в лаборатории и в промышленности.

Ответ:

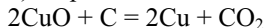
1) в природе – горение:



2) в лаборатории:



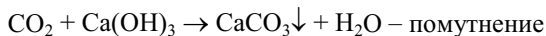
3) в промышленности:



Вопрос № 17

При пропускании оксида углерода (IV) через раствор гидроксида кальция вначале образуется взвесь, которая затем растворяется. Напишите уравнения соответствующих реакций.

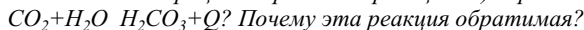
Ответ:



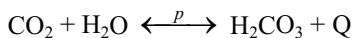
При дальнейшем пропускании CO_2 образуется растворимый гидрокарбонат кальция: $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$

Вопрос № 18

Как сместить процесс обратимой реакции: а) вправо и б) влево:



Ответ:



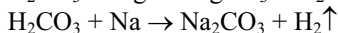
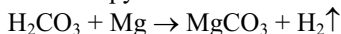
Это экзотермическая реакция. При повышении t равновесие реакции будет смещаться влево. Сместить равновесие реакции вправо можно, увеличив давление. Эта реакция обратима.

Вопрос № 19

Для изучения химических свойств угольной кислоты в один раствор, насыщенный оксидом углерода (IV), опустили олово, в другой – магний, а в третий – натрий. В каком случае удалось доказать, что угольная кислота хотя и неактивна, но все же реагирует с металлами? Почему?

Ответ:

Реагирует только с активными металлами:



Вопрос № 21

Почему в огнетушителях используют гидрокарбонат натрия, а не карбонат натрия?

Ответ:

При небольшом нагревании гидрокарбоната выделяется CO_2 :

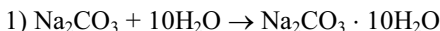


Для карбоната натрия нужны высокие температуры, поэтому они не используются.

Вопрос № 22

Составьте уравнения реакций, соответствующих следующей схеме:

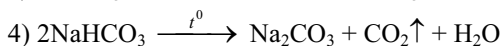
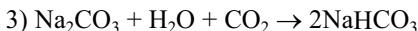
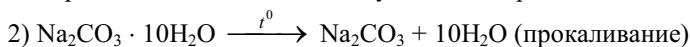
Ответ:



кальцинированная
сода

кристаллическая
сода

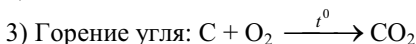
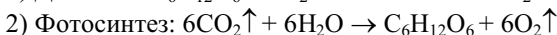
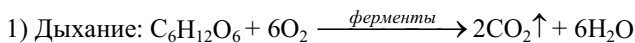
Растворение соды в воде и последующее выпаривание.



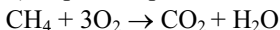
Вопрос № 23

Используя рисунок 36, составьте уравнения химических реакций, которые происходят при круговороте углерода в природе.

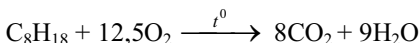
Ответ:



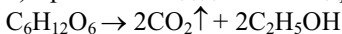
4) Горение органических веществ (нефть, природный газ и т.п.):



5) Сжигание топлива (бензин и т.п.):



6) Брожение под действием дрожжевых ферментов:



глюкоза

этанол



Задача № 1

Какой объем оксида углерода (IV) выделится (н.у.) при обжиге 500 т известняка, содержащего 0,1 массовую долю примесей?

Дано:

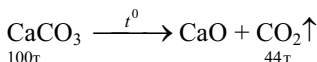
$$m(\text{CaCO}_3) = 500 \text{ т;}$$

$$\omega_{\text{примесей}} = 0,1$$

$$V(\text{CO}_2) - ? \text{ (н.у.)}$$

450 т

х т



100т

44т

$$m_{\text{примесей}} = 500 \cdot 0,1 = 50 \text{ т}$$

$$m(\text{CaCO}_3) = 500 - 50 = 450 \text{ т}$$

$$Mr(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 16 \cdot 3 = 100$$

$$Mr(\text{CO}_2) = 12 + 16 \cdot 2 = 44$$

$$450 \text{ г CaCO}_3 - x \text{ г CO}_2$$

$$100 \text{ г CaCO}_3 - 44 \text{ г CO}_2; \quad x = 450 \cdot 44 / 100 = 198 \text{ г};$$

$$m(\text{CO}_2) = 198 \text{ г}$$

$$44 \text{ г CO}_2 - 22,4 \cdot 10^3 \text{ м}^3 \text{ CO}_2$$

$$198 \text{ г CO}_2 - x \text{ м}^3 \text{ CO}_2, \quad x = 22,4 \cdot 10^3 \cdot 198 / 44 = 100,8 \cdot 10^3$$

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

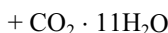
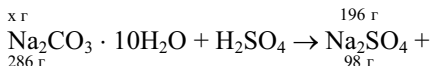
Задача № 2

Сколько потребуется кристаллической соды для полной нейтрализации 196 г серной кислоты?

Дано:

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

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



$$Mr(\text{H}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 23 \cdot 2 + 12 + 16 \cdot 3 + 10 \cdot (1 \cdot 2 + 16) = 286$$

$$Mr(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 98$$

$$x \text{ г Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O} - 196 \text{ г H}_2\text{SO}_4$$

$$196 \text{ г Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O} - 98 \text{ г H}_2\text{SO}_4;$$

$$x = \frac{196 \cdot 286}{98} = 572 \text{ г}$$

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

Задача № 3

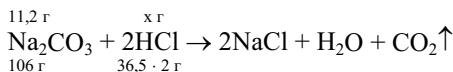
Сколько потребуется раствора, содержащего 0,05 массовых долей, или 5%, хлороводорода, для реакции с 11,2 г карбоната натрия?

Дано:

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

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

$$m(\text{р-ра}) - ?$$



$$Mr(\text{H}_2\text{CO}_3) = 106; Mr(\text{HCl}) = 36,5$$

$$11,2 \text{ г Na}_2\text{CO}_3 - x \text{ г HCl}$$

$$106 \text{ г Na}_2\text{CO}_3 - 73 \text{ г HCl}$$

$$x = \frac{11,2 \cdot 73}{106} = 7,7 \text{ г};$$

$$m(\text{р-ра}) = \frac{7,7 \cdot 100}{5} = 154,2 \text{ г}$$

$$\text{Ответ: } m(\text{р-ра}) = 154,2 \text{ г}$$

Задача № 4

В 365 г воды растворили 135 г кристаллической соды. Определите массовую долю и процентное содержание безводной соли (Na_2CO_3) в полученном растворе.

Дано:

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

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

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

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

$$2) m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 50,03 \text{ г}$$

$$\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{m(p - pa)} = \frac{50,03}{500} = 0,1$$

$$\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 10\%$$

Ответ: $\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,1$ массовых долей; $\omega\%(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 10$

$$1) m(p - pa) = 365 + 135 = 500 \text{ г}$$

$$Mr(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 23 \cdot 2 + 12 + 16 \cdot 3 = 106$$

$$Mr(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 106 + 10 \cdot 18 = 286$$

$$\text{в } 286 \text{ г } \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O} - 106 \text{ г } \text{Na}_2\text{CO}_3$$

$$\text{в } 135 \text{ г } \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O} - x \text{ г } \text{Na}_2\text{CO}_3$$

$$x = \frac{106 \cdot 135}{286} = 50,03$$

Задача № 5

146 г смеси, состоящей из карбоната и гидрокарбоната натрия, сильно прокалили. Остаток после прокаливания весил 137 г. Выразите состав смеси в массовых долях.

Дано:

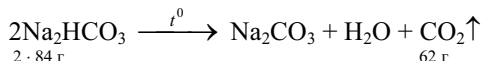
$$m_{\text{смеси}} = 146 \text{ г}; \quad m_{\text{остатки}} = 137 \text{ г}$$

состав смеси в массовых долях – ?

1) При нагревании разлагается только гидрокарбонат натрия:

x г

9 г



2 · 84 г

62 г

Для того, чтобы найти его массу, нужно узнать массу выделившихся веществ.

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

$$Mr(\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2) = 2 + 12 + 48 = 62;$$

$$Mr(\text{NaHCO}_3) = 23 + 1 + 12 + 48 = 84$$

$$x \text{ г } \text{NaHCO}_3 - 9 \text{ г } \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$$

$$168 \text{ г } \text{NaHCO}_3 - 62 \text{ г } \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$$

$$x = \frac{9 \cdot 168}{62} = 24,39 \text{ г.};$$

$$m(\text{NaHCO}_3) = 24,39 \text{ г}$$

$$2) \omega(\text{NaHCO}_3) = \frac{24,39}{146} = 0,1671; \omega\%(\text{NaHCO}_3) = 16,71\%$$

$$\omega\%(\text{NaHCO}_3) = 100\% - 16,71\% = 83,29\% \text{ или } 0,8329$$

$$\text{Ответ: } \omega(\text{NaHCO}_3) = 0,1671 \text{ м.д.}; \omega\%(\text{NaHCO}_3) = 16,71\%$$

$$\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,8329 \text{ м.д.}; \omega\%(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 83,29\%$$

§§ 35 – 39 стр. 101

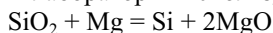
Вопрос № 1

Как получают свободный кремний в технике и в лаборатории? Напишите уравнения этих реакций и проанализируйте их с электронной точки зрения.

Ответ:

В промышленности используют в качестве восстановителя углерод: $\text{SiO}_2 + \text{C} = \text{Si} + \text{CO}_2$

В лаборатории используют магний:



Вопрос № 2

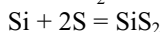
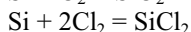
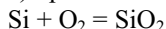
Каковы физические и химические свойства кремния? Приведите уравнения соответствующих химических реакций. Поясните, какие свойства кремния используют в технике.

Ответ:

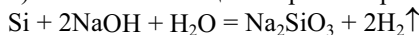
1. Физические свойства: кристаллический кремний обладает металлическим блеском, тугоплавкий, очень твердый, полупроводник.

2. Химические свойства: кремний малоактивен:

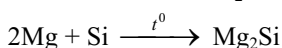
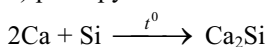
а) при повышенных температурах (400–600°C)



б) из сложных веществ кремний реагирует со щелочами



в) реагирует с металлами с образованием силицидов

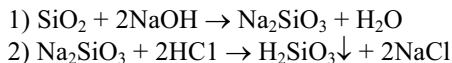


3. В технике используют полупроводниковые свойства кремния, его жаропрочность и кислотоупорность (производство кремнистых сталей).

Вопрос № 5

Как можно получить кремниевую кислоту из оксида кремния (IV)?
Напишите уравнения реакций.

Ответ:

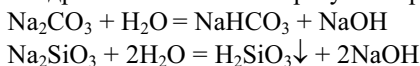


Вопрос № 6

Какие из солей сильнее подвергаются гидролизу – силикаты или карбонаты? Почему?

Ответ:

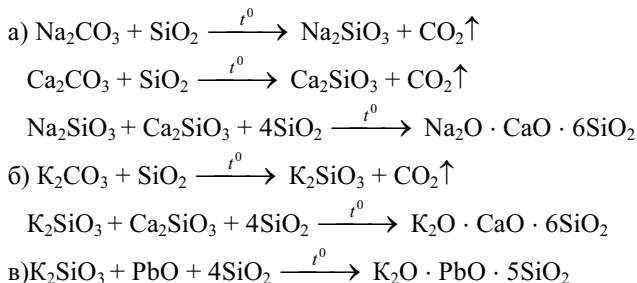
Силикаты, потому что кремниевая кислота слабее угольной.
При гидролизе силикатов образуется кремниевая кислота:



Вопрос № 7

Составьте уравнения реакций, в результате которых образуется стекло: а) обыкновенное; б) калиевое; в) хрустальное.

Ответ:

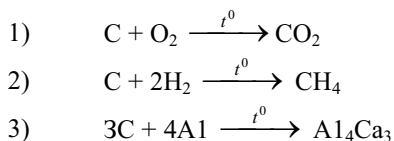


Вопрос № 9

Составьте уравнения реакций согласно схемам 11 и 12.

Ответ:

Схема 11



- 4) $2C + Ca \xrightarrow{t^0} CaC_2$
- 5) $CaC_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2$
- 6) $4CH_4 + 3O_2 \xrightarrow{t^0} 2C_2H_2 + 6H_2O$
- 7) $Al_4Cl_3 + 12H_2O \xrightarrow{t^0} 3CH_4 + 4Al(OH)_3$ (разб. к-та)
- 8) $CO_2 + H_2O \leftrightarrow H_2CO_3$
- 9) $2CO + O_2 \xrightarrow{t^0} 2CO_2$
- 10) $CO_2 + C \xrightarrow{t^0} 2CO$
- 11) $CO_2 \text{ (изб)} + NaOH \rightarrow NaHCO_3$
- 12) $CO_2 + 2Mg \rightarrow 2MgO + C$
- 13) $CH_4 \xrightarrow{t^0} C + 2H_2$
- 14) $NaHCO_3 + HCl \rightarrow NaCl + H_2O + CO_2 \uparrow$
- 15) $NaHCO_3 + NaOH \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$
- 16) $Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O \rightarrow 2NaHCO_3$
- 17) $CO + 2NaOH \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$
- 18) $Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2O + CO_2 \uparrow$
- 19)
$$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} - \text{C} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{O} \quad \text{H} \end{array} \xrightarrow{H_2SO_{49t}} H_2O + CO \uparrow$$

муравьиная кислота

Схема 12

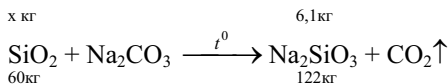
- 1) $Si + O_2 \xrightarrow{t^0} SiO_2$
- 2) $SiO_2 + 2Mg \xrightarrow{t^0} 2MgO + Si$
- 3) $Na_2SiO_3 + CaSiO_3 + 4SiO_2 \rightarrow Na_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2$
- 4) $Na_2CO_3 + SiO_2 \rightarrow Na_2SiO_3 + CO_2 \uparrow$
- 5) $Na_2SiO_2 + 2HCl \rightarrow H_2SiO_3 + 2NaCl$
- 6) $H_2SiO_3 \rightarrow H_2O + SiO_2$
- 7) $Si + 2KOH + H_2O \rightarrow K_2Si_3 + 2H_2$

Задача № 1

Сколько потребуется оксида кремния (IV), содержащего 0,2 массовые доли примесей, чтобы получить 6,1 кг силиката натрия?

Дано:

$$\begin{array}{l} \omega_{\text{примесей}} = 0,2; \\ m(Na_2SiO_3) = 6,1 \text{ кг} \\ m(SiO_2) = ? \end{array}$$



$$1) \text{ Mr}(Na_2SiO_3) = 23 \cdot 2 + 28 + 16 \cdot 3 = 122$$

$$Mr(\text{SiO}_2) = 23 + 28 + 16 \cdot 2 = 60$$

$$x \text{ кг } \text{SiO}_2 - 6,1 \text{ кг } \text{Na}_2\text{SiO}_2$$

$$60 \text{ кг } \text{SiO}_2 - 122 \text{ кг } \text{Na}_2\text{SiO}_3$$

$$x = \frac{6,1 \cdot 60}{122} = 3; \quad m(\text{SiO}_2) = 3 \text{ кг}$$

2) Ищем массу SiO_2 с примесями.

$$3 \text{ кг } \text{SiO}_2 - 0,8$$

$$x \text{ кг } \text{SiO}_2 - 1$$

$$x = \frac{6,1 \cdot 60}{122} = 3,75; \quad m(\text{SiO}_2 \text{ с примесями}) = 3,75 \text{ кг}$$

Ответ: 3,75 кг.

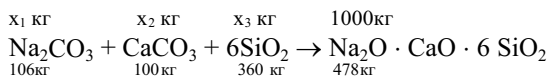
Задача № 2

Сколько потребуется сырья для получения 1 т стекла?

Дано:

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

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



$$Mr(\text{стекла}) = 23 \cdot 2 + 16 + 40 + 16 + 6 \cdot (28 + 32) = 478$$

$$Mr(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 23 \cdot 2 + 12 + 16 \cdot 3 = 106$$

$$Mr(\text{Ca}_2\text{CO}_3) = 40 + 12 + 16 \cdot 3 = 100; \quad Mr(\text{SiO}_2) = 28 + 32 = 60$$

$$x_1 \text{ кг } \text{Na}_2\text{CO}_3 - 1000 \text{ кг стекла}$$

$$100 \text{ кг } \text{Na}_2\text{CO}_3 - 478 \text{ кг стекла}$$

$$x_1 = \frac{1000 \cdot 106}{478} = 221,76 \text{ кг}; \quad m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 221,76 \text{ кг}$$

$$2) x_2 \text{ кг } \text{CaCO}_3 - 1000 \text{ кг стекла}$$

$$100 \text{ кг } \text{CaCO}_3 - 478 \text{ кг стекла}$$

$$x_2 = \frac{1000 \cdot 100}{478} = 209,2 \text{ кг}; \quad m(\text{CaCO}_3) = 209,2 \text{ кг}$$

$$3) x_3 \text{ кг } \text{SiO}_2 - 1000 \text{ кг стекла}$$

$$360 \text{ кг } \text{SiO}_2 - 478 \text{ кг стекла}$$

$$x_2 = \frac{1000 \cdot 360}{478} = 753,14 \text{ кг}; \quad m(\text{SiO}_2) = 753,14 \text{ кг}$$

Ответ: $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 221,76 \text{ кг}; m(\text{CaCO}_3) = 209,2 \text{ кг};$
 $m(\text{SiO}_2) = 753,14 \text{ кг}$

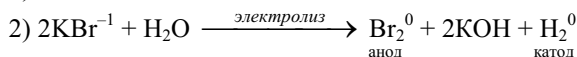
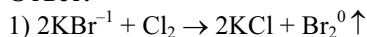
Глава VI

§§ 40 – 46 стр. 119 – 120

Вопрос № 6

Бром можно получить: а) действуя на раствор бромида калия хлорной водой; б) подвергая раствор бромида калия электролизу. Что общего в сущности этих процессов и чем они отличаются?

Ответ:



Это окислительно-восстановительные реакции при окислении ионов Br^- . Однако в первом случае окислителем является хлор, а во втором случае – электрический ток (на аноде «+»).

Вопрос № 11

Начертите в своих тетрадях нижеприведенную таблицу и в соответствующих графах напишите уравнения практически осуществимых реакций; укажите условия их протекания (см. схему).

Ответ:

Реагирующие вещества	Уравнения практически осуществимых реакций с металлами				
	Na	Ca	Zn	Cu	Ag
O_2	$4\text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Na}_2\text{O}$	$2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CaO}$	$2\text{Zn} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{ZnO}$	$2\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CuO}$	—
H_2O	$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow$	$\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2 \uparrow$	$\text{Zn} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{ZnO} + \text{H}_2 \uparrow$	—	—
$\text{Pb(NO}_3)_2$ в растворе	$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow$	$\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2 \uparrow$	$\text{Pb(NO}_3)_2 + \text{Zn} \rightarrow \text{Zn(NO}_3)_2 + \text{Pb}$	—	—
HCl	$2\text{Na} + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2 \uparrow$	$\text{Ca} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$	$\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$	—	—

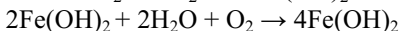
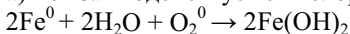
Реагирующие вещества	Уравнения практически осуществимых реакций с металлами				
	Na	Ca	Zn	Cu	Ag
H ₂ SO ₄	2Na + H ₂ SO ₄ → Na ₂ SO ₄ + H ₂ ↑	Ca + H ₂ SO ₄ → CaSO ₄ + H ₂ ↑	Zn + H ₂ SO ₄ → ZnSO ₄ + H ₂ ↑	Cu + H ₂ SO ₄ → CuSO ₄ + SO ₂ + 2H ₂ O	—

Вопрос № 15

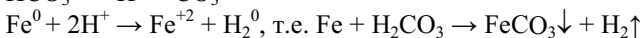
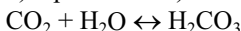
Сплав железа поместили в воду, содержащую: а) кислород; б) кислород и оксид углерода (IV). В каком случае коррозия сплава будет протекать интенсивнее и почему? Напишите уравнения реакций.

Ответ:

а) Fe взаимодействует с кислородом и водой.



б) Уравнения а) имеют место, но также идет реакция с H⁺



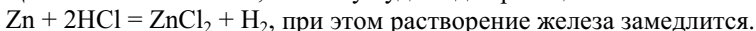
Коррозия будет протекать интенсивнее в случае (б)

Вопрос № 16

К куску железа, находящемуся в растворе соляной кислоты, прикоснулись цинковой проволокой. Повлияет ли это на скорость и характер химической реакции железа с кислотой?

Ответ:

Цинк активнее железа, поэтому будет идти реакция:



Задача № 1

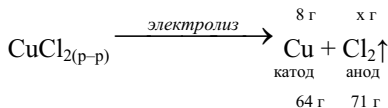
При электролизе раствора хлорида меди (II) масса катода увеличилась на 8 г. Какой газ выделился и каковы его масса и объем (н.у.)?

Дано:

m_{катода} возросла на 8 г

m_{газа} – ?

V_{газа} – ?



$$\text{Mr}(\text{Cu}) = 64; \text{Mr}(\text{Cl}_2) = 35,5 \cdot 2 = 71$$

$$8 \text{ г Cu} - x \text{ г Cl}_2$$

$$64 \text{ г Cu} - 71 \text{ г Cl}_2$$

$$x = \frac{8 \cdot 71}{6} = 8,875 \text{ г}; \quad m(\text{Cl}_2) = 8,875 \text{ г};$$

$$2) 8,875 \text{ г Cl}_2 - x \text{ л Cu}$$

$$71 \text{ г Cl}_2 - 22,4 \text{ л Cu}; \quad x = \frac{22,4 \cdot 8,875}{71} = 2,8 \text{ л}; \quad V(\text{Cl}_2) = 2,8 \text{ л};$$

Ответ: $m(\text{Cl}_2) = 8,875 \text{ г}; V(\text{Cl}_2) = 2,8 \text{ л};$

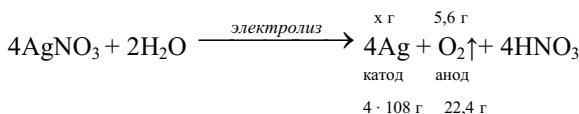
Задача № 2

При электролизе водного раствора нитрата серебра (I) выделилось 5,6 л газа. Сколько граммов металлов отложилось на катode?

Дано:

$$M_{\text{газа}} = 5,6 \text{ л}$$

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



$$1) M_r(\text{Ag}) = 108;$$

$$5,6 \text{ л O}_2 - x \text{ г O}_2$$

$$22,4 \text{ л O}_2 - 32 \text{ г O}_2 \quad x = \frac{5,6 \cdot 32}{22,4} = 8 \text{ г}; \quad m(\text{O}_2) = 8 \text{ г};$$

$$2) x \text{ г Ag} - 8 \text{ г Cu}$$

$$4 \cdot 108 \text{ г Ag} - 32 \text{ г O}_2 \quad x = \frac{432 \cdot 5,6}{22,4} = 108 \text{ г}; \quad m(\text{Ag}) = 108 \text{ г};$$

Ответ: $m(\text{Ag}) = 108 \text{ г}$

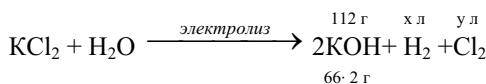
Задача № 3

При электролизе водного раствора хлорида калия образовалось 112 кг гидроксида калия. Какие газы выделились и каков их объем (н.у.)?

Дано:

$$m(\text{KOH}) = 112 \text{ г}$$

$$m_{\text{газа1}} - ? \quad V_{\text{газа2}} - ?$$



$$M_r(\text{KOH}) = 39 + 1 + 16 = 56;$$

Масса 1 моль KOH – 56 г., а 2–х моль – 112 г., значит, на 2 моля KOH выделяется по 1 моллю H_2 и Cl_2 . Из этого можно сделать вывод, что объемы газов будут одинаковы и равны $V(\text{H}_2) = V(\text{Cl}_2) = 1 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 22,4 \text{ л}$.

Ответ: $V(\text{H}_2) = 22,4 \text{ л}; V(\text{Cl}_2) = 22,4 \text{ л};$

Задача № 4

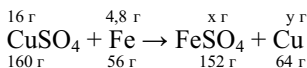
В раствор, содержащий 16 г сульфата меди (II), поместили 4,8 г железных опилок. Какие вещества образовались и какова их масса?

Дано:

$$m(\text{CuSO}_4) = 16 \text{ г}$$

$$m(\text{Fe}) = 4,8 \text{ г}$$

$$m_{\text{образов. в-ва}} = ?$$



$$1) \text{ Mr}(\text{CuSO}_4) = 64 + 32 + 16 \cdot 4 = 160;$$

$$\text{Mr}(\text{FeSO}_4) = 56 + 32 + 16 \cdot 4 = 152;$$

$$\text{Mr}(\text{Fe}) = 56, \text{ Mr}(\text{Cu}) = 64$$

Fe – в недостатке, CuSO₄ – в избытке, дальнейшие расчеты ведем по железу.

$$2) 4,8 \text{ г Fe} - x \text{ г FeSO}_4$$

$$56 \text{ г Fe} - 152 \text{ г FeSO}_4$$

$$x = \frac{4,8 \cdot 152}{56} = 13,03 \text{ г}; \quad m(\text{FeSO}_4) = 13,03 \text{ г}$$

$$4,8 \text{ г Fe} - y \text{ г Cu}$$

$$56 \text{ г Fe} - 64 \text{ г Cu}$$

$$y = \frac{4,8 \cdot 64}{56} = 5,49 \text{ г}; \quad m(\text{Cu}) = 5,49 \text{ г}$$

$$\text{Ответ: } m(\text{FeSO}_4) = 13,03 \text{ г}; \quad m(\text{Cu}) = 5,49 \text{ г}$$

Задача № 5

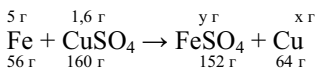
Железную пластинку массой 5 г продолжительное время выдерживали в растворе, содержащем 1,6 г сульфата меди (II). Затем пластинку из раствора вынули, высушили и взвесили. Чему равна ее масса?

Дано:

$$m(\text{Fe}) = 5 \text{ г}$$

$$m(\text{CuSO}_4) = 1,6 \text{ г}$$

$$m_{\text{пластины}} = ?$$



$$1) \text{ Mr}(\text{Fe}) = 56$$

$$\text{Mr}(\text{Cu}) = 64$$

$$\text{Mr}(\text{CuSO}_4) = 160 \text{ (см. задачу 4)}$$

$$\text{Mr}(\text{FeSO}_4) = 152 \text{ г}$$

CuSO₄ – в недостатке. Расчеты производим по CuSO₄.

$$2) 1,6 \text{ г CuSO}_4 - x \text{ г Cu}$$

$$160 \text{ г CuSO}_4 - 64 \text{ г Cu}$$

$$x = \frac{1,6 \cdot 64}{160} = 0,64 \text{ г}; \quad m(\text{Cu}) = 0,64 \text{ г}$$

$$3) 1,6 \text{ г CuSO}_4 - y \text{ г FeSO}_4$$

$$160 \text{ г CuSO}_4 - 152 \text{ г FeSO}_4$$

$$x = \frac{152 \cdot 1,6}{160} = 1,52 \text{ г}; \quad m(\text{FeSO}_4) = 1,52 \text{ г}$$

$$4) \omega(\text{Fe}) = \frac{Mr(\text{Fe})}{Mr(\text{FeSO}_4)} = \frac{56}{152} = 0,37$$

$$\omega(\text{Fe}) = \omega \cdot m(\text{FeSO}_4) = 0,37 \cdot 1,52 = 0,56 \text{ г}$$

В результате реакции израсходовалось 0,56 г Fe.

5) Масса железной пластинки после реакции будет равна:

$$m_{(\text{пласт})2} = (m_{(\text{пласт})1} - m(\text{Fe})) + m(\text{Cu}) = (5 - 0,56) + 0,64 = 5,08 \text{ г}$$

Ответ: $m_{(\text{пласт})2} = 5,08 \text{ г}$

Задача № 6

Какова масса оксидов свинца и олова, необходимая для получения 500 г припоя, состоящего из 34% олова и 66% свинца?

Дано:

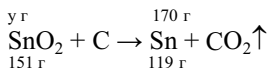
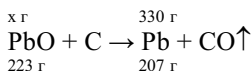
$$m_{\text{припоя}} = 500 \text{ г};$$

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

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

$$m(\text{Pb}) - ?;$$

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



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

$$1) \text{ Mr}(\text{PbO}) = 207 + 16 = 223$$

$$\text{Mr}(\text{SnO}_2) = 119 + 16 \cdot 2 = 151; \quad m(\text{Pb}) = 500 \cdot 0,66 = 330 \text{ г};$$

$$2) x \text{ г PbO} - 330 \text{ г Pb}$$

$$223 \text{ г PbO} - 207 \text{ г Pb}$$

$$x = \frac{330 \cdot 223}{207} = 355,5 \text{ г}; \quad m(\text{PbO}) = 355,5 \text{ г}$$

$$y \text{ г SnO}_2 - 170 \text{ г Sn}$$

$$151 \text{ г SnO}_2 - 119 \text{ г Sn}$$

$$x = \frac{170 \cdot 151}{119} = 215,7 \text{ г}; \quad m(\text{SnO}_2) = 215,7 \text{ г}$$

Ответ: $m(\text{PbO}) = 355,5 \text{ г};$

$$m(\text{SnO}_2) = 215,7 \text{ г}$$

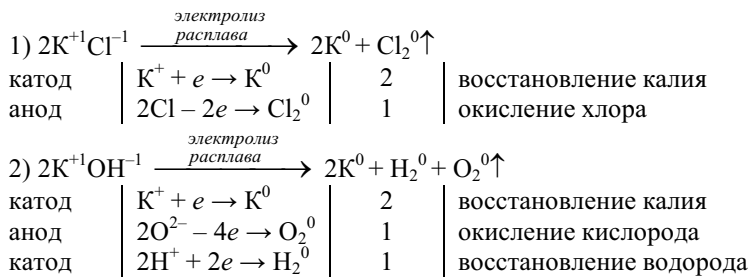
Глава VII

§§ 47 стр. 126 – 127

Вопрос № 5

Какие окислительно-восстановительные реакции протекают при получении металлического калия: а) электролизом расплавленного хлорида калия; б) электролизом расплавленного гидроксида калия? Почему для этой цели нельзя подвергать электролизу водные растворы этих веществ?

Ответ:



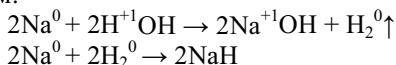
Вода сама подвергается гидролизу, поэтому нельзя использовать водные растворы.

Вопрос № 6

Атомы каких элементов являются более сильными восстановителями – щелочные металлы или водород? Составьте уравнения реакций, подтверждающих ответ.

Ответ:

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

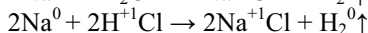
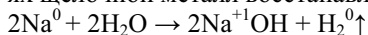


Вопрос № 8

Что общего и чем отличаются реакции щелочных металлов с водой и с кислотами? Составьте уравнения соответствующих реакций и покажите переход электронов.

Ответ:

1) При реакциях щелочных металлов с водой и кислотами проявляются окислительно-восстановительные свойства, в обоих случаях щелочной металл восстанавливает водород:



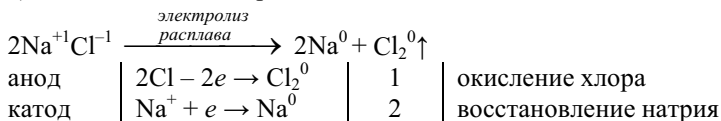
2) В результате реакций щелочных металлов с водой образуется гидроксид и водород, а с кислотами – соль и водород.

Вопрос № 9

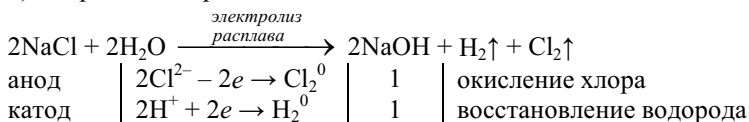
Объясните процессы, в результате которых из хлорида натрия получают: а) металлический натрий; б) гидроксид натрия; в) карбонат натрия. Составьте соответствующие схемы электролиза и уравнения реакций.

Ответ:

а) Металлический натрий

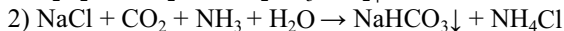
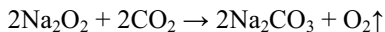
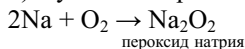


б) Гидроксид натрия

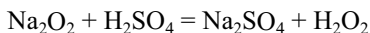


в) Получить из хлорида натрия карбонат натрия можно несколькими способами:

1) Путем электролиза получить натрий, затем:

**Вопрос № 10**

На основании каких свойств можно сделать вывод, что пероксиды – соли пероксида водорода?

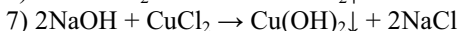
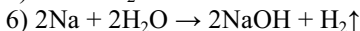
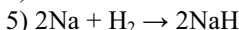
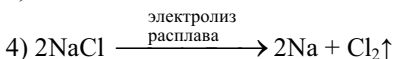
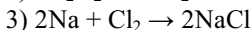
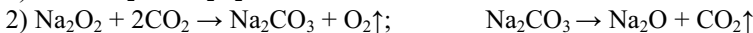
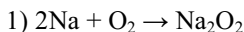
Ответ:

Это реакция замещения, серная кислота замещает более слабую кислоту.

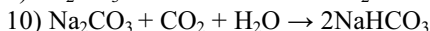
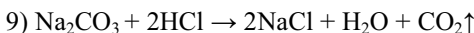
Вопрос № 12

Приведите уравнения реакций, соответствующие схеме превращений (см. схему 17).

Ответ:



8)



Задача № 1

Сколько граммов раствора, содержащего 0,1 массовых долей, или 10%, гидроксида натрия, потребуется для нейтрализации 196 г раствора, содержащего 0,1 массовых долей, или 10%, серной кислоты?

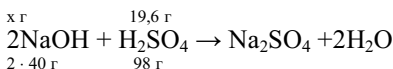
Дано:

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

$$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1 \text{ м.д.} = 10\%$$

$$\omega(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ м.д.} = 10\%$$

$$m(\text{р-ра NaOH}) - ?$$



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

$$\text{Mr}(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 + 40; \text{Mr}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 16 \cdot 4 = 98$$

$$2) \text{х г NaOH} - 19,6 \text{ H}_2\text{SO}_4$$

$$80 \text{ г NaOH} - 98 \text{ H}_2\text{SO}_4;$$

$$\text{х} = \frac{19,6 \cdot 80}{98} = 16 \text{ г}$$

$$3) m(\text{р-ра NaOH}) = \frac{16}{0.1} = 160 \text{ г}$$

Ответ: $m(\text{р-ра NaOH}) = 160 \text{ г}$

Задача № 2

При электролизе 250 г раствора, содержащего 0,3 массовых долей, или 30%, хлорида натрия, выделилось 10 л водорода (н.у.). Сколько хлорида натрия разложилось в массовых долях, или процентах, и сколько граммов гидроксида натрия образовалось?

Дано:

$$m(\text{р-ра NaCl}) = 250 \text{ г},$$

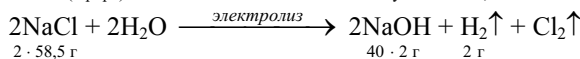
$$\omega(\text{NaCl}) = 0,3 \text{ м.д.} = 30\%$$

$$V(\text{H}_2) = 10 \text{ л (н.у.)}$$

$$m(\text{NaOH}) - ? \quad \omega(\text{NaCl}) - ?$$

$$x \text{ г} / 75 \text{ г (в р-ре)}$$

$$y \text{ г} \quad 10 \text{ л} / 0,893 \text{ г}$$



$$2 \cdot 58,5 \text{ г}$$

$$40 \cdot 2 \text{ г}$$

$$2 \text{ г}$$

$$1) m(\text{NaCl}) = m(\text{р-ра}) \cdot \omega = 250 \cdot 0,3 = 75 \text{ г}$$

$$Mr(\text{NaCl}) = 23 + 35,5 = 58,5$$

$$Mr(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40; Mr(\text{H}_2) = 2 \cdot 1 = 2$$

$$2) 10 \text{ л H}_2 - x \text{ г H}_2$$

$$22,4 \text{ л H}_2 - 2 \text{ г H}_2; \quad x = \frac{2 \cdot 10}{22,4} = 0,893 \text{ г}$$

$$x \text{ г NaCl} - 0,893 \text{ г H}_2$$

$$117 \text{ г NaCl} - 2 \text{ г H}_2 \quad x = \frac{0,893 \cdot 117}{2} = 52,2405 \text{ г}$$

$m(\text{NaCl}) = 52,2405 \text{ г}$ – столько NaCl разложилось в результате гидролиза.

$$\omega_{\text{NaCl}} = \frac{52,2405}{75} = 0,697 \text{ или } 69,7\%$$

$$3) y \text{ г NaOH} - 0,893 \text{ г H}_2$$

$$80 \text{ г NaOH} - 2 \text{ г H}_2$$

$$y = \frac{0,893 \cdot 80}{2} = 35,72 \text{ г};$$

$$m(\text{NaCl}) = 35,72 \text{ г}$$

Ответ: $m(\text{NaCl}) = 35,72 \text{ г}$;

$$\omega_{\text{NaCl}} = 0,697 \text{ или } 69,7\%$$

Задача № 3

Какая соль и сколько ее получится, если через 100 мл раствора, содержащего 0,32 массовых долей, или 32%, гидроксида калия ($\rho = 1,32 \text{ г/см}^3$), пропустили весь оксид углерода (IV), который образуется при сжигании 18 л метана (н.у.)?

Дано:

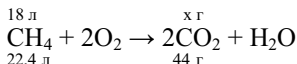
$$V(\text{р-ра KOH}) = 100 \text{ см}^3 = 100 \text{ мл};$$

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

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

$$V(\text{CH}_4) = 18 \text{ л (н.у.)}$$

$$m(\text{соли}) - ?$$

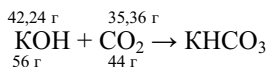


$$Mr(\text{CO}_2) = 12 + 16 \cdot 2 = 44$$

$$18 \text{ л CH}_4 - \text{х г CO}_2$$

$$22,4 \text{ л CH}_4 - 44 \text{ г CO}_2$$

$$x = \frac{18 \cdot 44}{22,4} = 35,36 \text{ г}$$



$$m(\text{р-ра}) = V \cdot \rho = 100 \text{ см}^3 \cdot 1,32 \text{ г/см}^3 = 132 \text{ г}$$

$$1) m(\text{KOH}) = m(\text{р-ра}) \cdot \omega = 132 \cdot 0,32 = 42,24 \text{ г}$$

$$Mr(\text{KOH}) = 39 + 16 + 1 = 56$$

$$2) 42,24 \text{ г KOH} - \text{х г CO}_2$$

$$56 \text{ г KOH} - 44 \text{ г CO}_2 \qquad \qquad \qquad x = \frac{42,24 \cdot 44}{56} = 33,19 \text{ г} = m(\text{CO}_2)$$

У нас дано – 35,36 г CO₂, значит, CO₂ действует в избытке. Расчеты будем производить по KOH.

$$3) Mr(\text{KHCO}_3) = 39 + 1 + 12 + 16 \cdot 3 = 100$$

$$42,24 \text{ г KOH} - \text{х г KHCO}_3$$

$$56 \text{ г KOH} - 100 \text{ г KHCO}_3$$

$$x = \frac{42,24 \cdot 100}{56} = 75,43 \text{ г}; m(\text{KHCO}_3) = 75,43 \text{ г.}$$

Ответ: $m(\text{KHCO}_3) = 75,43 \text{ г.}$

Задача № 4

В каких массовых отношениях необходимо смешать гидроксид натрия и воду, чтобы получить раствор, в котором на каждые 20 молекул воды приходилась бы одна молекула гидроксида натрия?

1) В растворе на 20 моль воды должно приходиться 1 моль NaOH.

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 + 16 = 18 \text{ г/моль}$$

$$\text{Масса } 20 \text{ моль H}_2\text{O} = 18 \text{ г/моль} \cdot 20 \text{ моль} = 360 \text{ г}$$

$$M(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ г/моль}$$

$$2) \frac{20 \text{ .моль .H}_2\text{O}}{1 \text{ .моль .NaOH}} = \frac{360 \text{ .г.H}_2\text{O}}{40 \text{ .г.NaOH}} = \frac{9 \text{ .г.H}_2\text{O}}{1 \text{ .г.NaOH}}$$

Ответ: H₂O : NaOH = 9 : 1

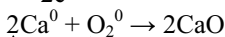
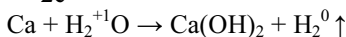
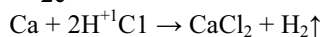
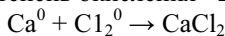
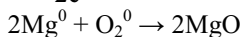
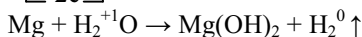
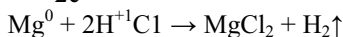
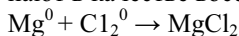
§§ 48 – 49 стр. 132 – 133

Вопрос № 1

На основе периодической системы и теории строения атомов поясните, какие свойства магния и кальция являются общими. Составьте уравнения соответствующих реакций.

Ответ:

Mg и Ca находятся в одной II группе, в связи с этим на последнем электронном уровне у них два свободных электрона и они проявляют типично металлические свойства и в реакциях выступают в качестве восстановителей (степень окисления +2):

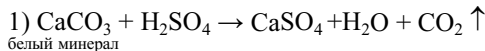


На воздухе поверхность магния покрывается пленкой, поэтому в отличие от кальция его можно хранить на воздухе.

Вопрос № 4

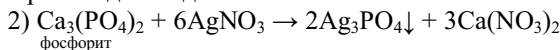
Как отличить один от другого следующие природные минералы: известняк, гипс и фосфорит? Составьте уравнения реакций.

Ответ:



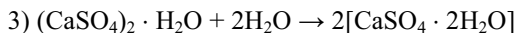
белый минерал

Происходит выделение газа.



фосфорит

Выпадает желтый осадок.

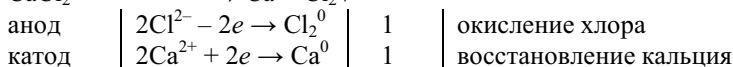
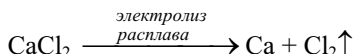
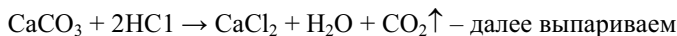


Если смешивать порошок алебастра (желтого гипса) с водой, получается полужидкая, пластическая, быстро твердеющая масса.

Вопрос № 5

Как из карбоната кальция можно получить металлический кальций? Для химических превращений напишите соответствующие уравнения реакций.

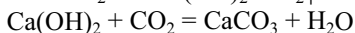
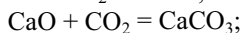
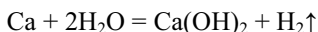
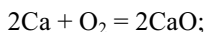
Ответ:



Вопрос № 7

Под воздействием окружающей среды металлический кальций превращается в карбонат кальция. Составьте уравнения соответствующих реакций.

Ответ:



Вопрос № 8

Какие превращения происходят с гашеной известью при использовании ее в строительстве? Напишите уравнения реакций.

Ответ:

Образуется карбонат кальция, под действием CO_2 воздуха он затвердевает: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$

Вопрос № 9

Начертите в своих тетрадях следующую таблицу и заполните ее уравнениями соответствующих реакций:

Ответ:

Реактив	Химические свойства	
	CaO	Ca(OH) ₂
CO ₂	$\text{CaO} + \text{CO}_2 \xrightarrow{t^0} \text{CaCO}_3$	$\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$

Реактив	Химические свойства	
	CaO	Ca(OH) ₂
N ₂ O ₅	$\text{CaO} + \text{N}_2\text{O}_5 \xrightarrow{t^0} \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	$\text{N}_2\text{O}_5 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
HCl	$\text{CaO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
H ₃ PO ₄	$3\text{CaO} + 2\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$	$3\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$

Вопрос № 12

Карбонат кальция в воде практически нерастворим. Однако известняки вымываются водой. Чем это можно объяснить? Составьте уравнения соответствующих реакций.

Ответ:

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

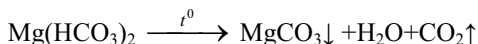
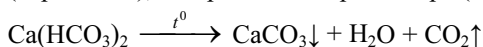


Вопрос № 13

Почему жесткую воду нельзя употреблять для охлаждения двигателей машин? Ответ подтвердите уравнением реакции.

Ответ:

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

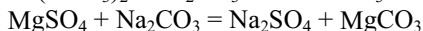
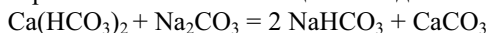


Вопрос № 14

Каковы основные способы устранения жесткости воды? Напишите уравнения соответствующих реакций.

Ответ:

При добавлении пищевой соды – карбоната натрия Na₂CO₃ карбонаты магния и кальция выпадают в осадок:



Вопрос № 15

Составьте уравнения реакций к схеме 18.

Ответ:

- 1) $2\text{Ca} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^0} 2\text{CaO}$
- 2) $\text{Ca} + \text{H}_2 \rightarrow \text{CaH}_2$
- 3) $\text{CaO} + 3\text{C} \rightarrow \text{CaC}_2 + \text{CO}\uparrow$
- 4) $\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{C}_2\text{H}_2\uparrow$
- 5) $\text{Ca} + 2\text{C} \xrightarrow{t^0} \text{CaC}_2$
- 6) $\text{Ca} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
- 7) $\text{CaO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 8) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$
- 9) $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 10) $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t^0} \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow$
 $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$
- 11) $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2$
- 12) $\text{Ca(HCO}_3)_2 \xrightarrow{t^0} \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$
- 13) $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t^0} \text{CO} + \text{CO}_2\uparrow$
- 14) $\text{CaO} + \text{CO}_2 \xrightarrow{t^0} \text{CaCO}_3$
- 15) $\text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

Задача № 1

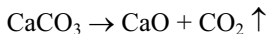
При прокаливании 50 кг чистого карбоната кальция его масса уменьшилась на 4,4 кг. Вычислите сколько процентов карбоната кальция разложилось?

Дано:

$$m(\text{CaCO}_3) = 50 \text{ кг};$$

масса уменьшилась на 4,4 кг

сколько CaCO_3 разлож. – ?



$$1) M_r(\text{CO}_2) = 12 + 16 \cdot 2 = 44$$

$$M_r(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 16 \cdot 3 = 100$$

$$x \text{ кг CaCO}_3 - 4,4 \text{ кг CO}_2$$

$$100 \text{ кг CaCO}_3 - 44 \text{ кг CO}_2$$

$$x = \frac{4,4 \cdot 100}{44} = 10 \text{ кг};$$

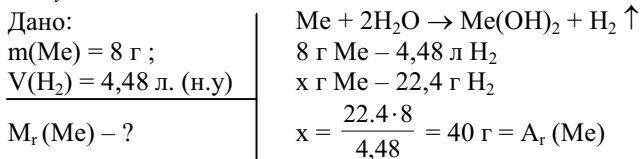
$$m(\text{разл. CaCO}_3) = 10 \text{ кг}$$

$$2) \omega \% (\text{CaCO}_3 \text{ разл.}) = 20\%$$

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

Задача № 2

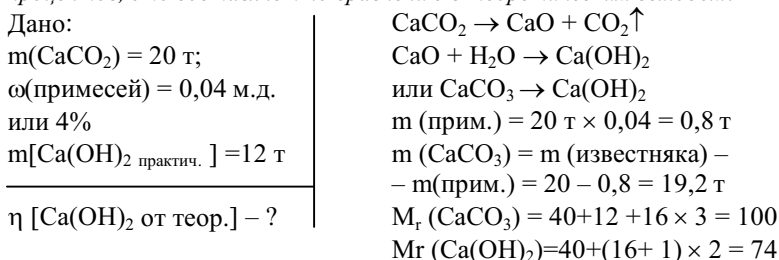
8 г металла со степенью окисления +2 прореагировали с водой, и выделилось 4,48 л водорода (н.у.). Определите относительную атомную массу металла и назовите его.



Ответ: Ca, $A_r(\text{Ca}) = 40$.

Задача № 3

Из 20 т известняка, содержащего 0,04 массовых долей, или 4%, примеси, получили 12 т гидроксида кальция. Сколько массовых долей, или процентов, это составляет по сравнению с теоретическим выходом?



Теоретический выход $\text{Ca}(\text{OH})_2$

19,2 т $\text{CaCO}_3 - x \text{ т } \text{Ca}(\text{OH})_2$

100 т $\text{CaCO}_3 - 74 \text{ т } \text{Ca}(\text{OH})_2$

$$x = \frac{19,2 \cdot 74}{100} = 14,208 \text{ т};$$

$m(\text{Ca}(\text{OH})_2 \text{ теор.}) = 14,208 \text{ т}$

$$3) \eta(\text{Ca}(\text{OH})_2 \text{ от теор.}) = \frac{m(\text{Ca}(\text{OH})_2 \text{ практич.})}{m(\text{Ca}(\text{OH})_2 \text{ теор.})} = \frac{12}{14,208} = 0,845$$

Ответ: $\eta(\text{Ca}(\text{OH})_2 \text{ от теор.}) = 0,845$ или 84,5 %.

Задача № 4

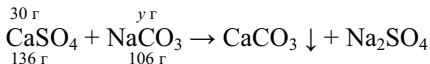
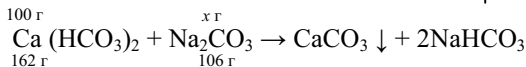
Образец жесткой воды содержит 100 мг/л гидрокарбоната кальция и 30 мг/л сульфата кальция. Сколько карбоната натрия потребуется для умягчения 1 м³ такой воды?

Дано:

в жесткой воде $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 - 100 \text{ мг/л}$;

$\text{CaSO}_4 - 30 \text{ мг/л}$, $V(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ м}^3 = 1000 \text{ л}$

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



Узнаем количество (по массе) солей в 1 м^3 воды.

$1 \text{ л H}_2\text{O} - 01 \text{ г Ca}(\text{HCO}_3)_2$

$1000 \text{ л H}_2\text{O} - x \text{ г Ca}(\text{HCO}_3)_2$;

$$x = \frac{0,1 \times 1000}{1} = 100 \text{ г}$$

$1 \text{ л H}_2\text{O} - 0,03 \text{ г CaSO}_4$

$1000 \text{ л H}_2\text{O} - x \text{ г CaSO}_4$;

$$x = \frac{0,03 \times 1000}{1} = 30 \text{ г}$$

$M_r(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = 162$; $M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106$;

$M_r(\text{CaSO}_4) = 136$

Вычисляем массу соды, необходимой для смягчения воды.

$100 \text{ г Ca}(\text{HCO}_3)_2 - x_1 \text{ г Na}_2\text{CO}_3$

$162 \text{ г Ca}(\text{HCO}_3)_2 - 106 \text{ г Na}_2\text{CO}_3$;

$$x_1 = \frac{100 \times 106}{162} = 65,43 \text{ г}$$

$30 \text{ г CaSO}_4 - x_2 \text{ г Na}_2\text{CO}_3$

$136 \text{ г CaSO}_4 - 106 \text{ г Na}_2\text{CO}_3$

$$x_2 = \frac{30 \times 106}{136} = 23,38 \text{ г};$$

$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 65,43 + 23,38 = 88,81 \text{ г}$

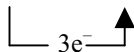
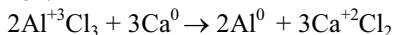
Ответ: $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 88,81 \text{ г}$.

§ 50 стр. 138

Вопрос № 4

Для получения алюминия из AlCl_3 в качестве восстановителя можно использовать металлический кальций. Охарактеризуйте этот процесс и составьте уравнение реакции, покажите переход электронов. Почему эту реакцию нельзя проводить в водном растворе?

Ответ:

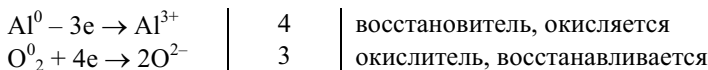
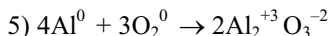
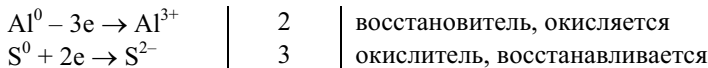
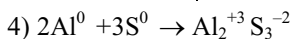
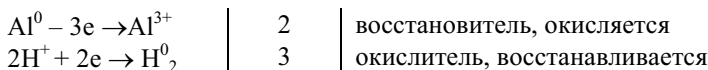
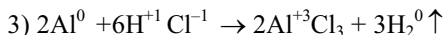
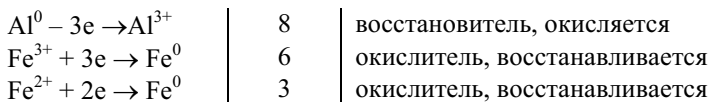
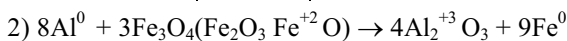
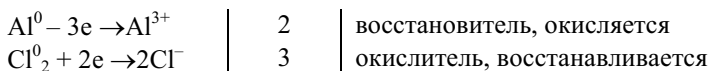
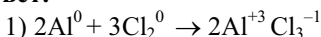


Реакцию нельзя проводить в воде, т.к. Са будет реагировать с ней.

Вопрос № 5

Составьте уравнения реакций, в которых алюминий восстанавливает: а) галогены; б) железо; в) ионы водорода; г) серу; д) кислород. Покажите переход электронов.

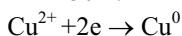
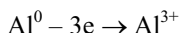
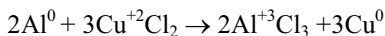
Ответ:



Вопрос № 6

Составьте уравнение реакции, в которой алюминий восстанавливает ионы меди в водном растворе. Покажите переход электронов и укажите окислитель.

Ответ:



2

3

восстановитель, окисляется

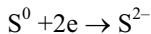
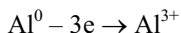
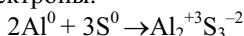
окислитель, восстанавливается

Вопрос № 7

Могут ли быть окислителями: а) атомы алюминия; б) ионы алюминия? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

Ответ:

а) Атомы алюминия не могут быть окислителями и принимать электроны:



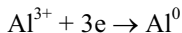
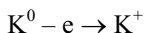
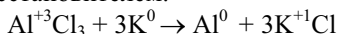
2

3

восстановитель, окисляется

окислитель, восстанавливается

б) Ионы алюминия могут быть окислителями в реакции с сильным восстановителем:



3

1

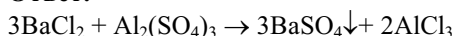
восстановитель, окисляется

окислитель, восстанавливается

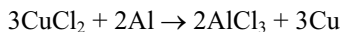
Вопрос № 8

Для получения хлорида алюминия можно воспользоваться реакциями обмена, замещения и соединения. Составьте уравнения соответствующих реакций.

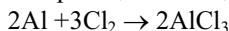
Ответ:



Это реакция обмена.



Это реакция замещения.

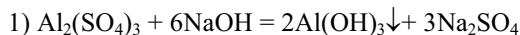


Это реакция соединения.

Вопрос № 9

К раствору сульфата алюминия понемногу приливали раствор щелочи (до избытка). Что наблюдали? Составьте уравнения реакций.

Ответ:



В начале реакции выпадает осадок гидроксида алюминия

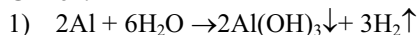


При дальнейшем приливании щелочи осадок растворяется, т.к. при взаимодействии гидроксида алюминия и щелочи образуется растворимая соль.

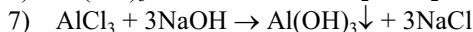
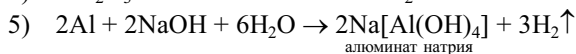
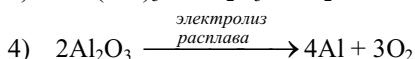
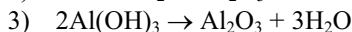
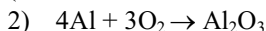
Вопрос № 11

Составьте уравнения реакций согласно схеме 20.

Ответ:



(алюминий освободить от пленки)



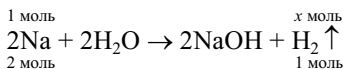
Задача № 1

Сколько потребуется алюминия, чтобы при реакции с соляной кислотой получить столько водорода, сколько его выделяется при взаимодействии 1 моль натрия с водой?

Дано:

$$v(\text{Na}) = 1 \text{ моль}$$

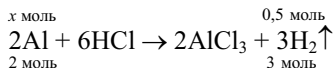
$$m(\text{Al}) - ?$$



$$1 \text{ моль Na} - x \text{ моль H}_2$$

$$2 \text{ моль Na} - 1 \text{ моль H}_2$$

$$x = \frac{1x1}{2} = 0,5 \text{ моль } H_2; \nu(Al) = 0,33 \text{ моль}$$



$$x \text{ моль } Al - 0,5 \text{ моль } H_2$$

$$2 \text{ моль } Al - 3 \text{ моль } H_2$$

$$x = \frac{0,5 \times 2}{3} = 0,33 \text{ моль } Al; M(Al) = 27 \text{ г/моль}$$

$$m(Al) = M \cdot \nu = 27 \text{ г/моль} \cdot 0,33 \text{ моль} = 9 \text{ г}$$

$$\text{Ответ: } m(Al) = 9 \text{ г.}$$

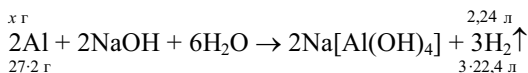
Задача № 2

На сплав алюминия и меди действовали избытком концентрированного раствора гидроксида натрия при нагревании. Выделилось 2,24 л какого-то газа (н.у.). Вычислите процентный состав сплава, если его общая масса была 10 г.

Дано:

$$m(\text{сплава}) = 10 \text{ г}; V(\text{газа}) = 2,24 \text{ л (н.у.)}$$

$$\text{процентный состав сплава} - ?$$



$$M_r(Al) = 27$$

$$x \text{ г } Al - 2,24 \text{ л } H_2$$

$$54 \text{ г } Al - 67,2 \text{ л } H_2$$

$$x = \frac{2,24 \times 54}{67,2} = 1,8 \text{ г}; m(Al) = 1,8 \text{ г}$$

$$\omega(Al) = \frac{m(Al)}{m(\text{сплава})} = \frac{1,8}{10} = 0,18 \text{ или } 18 \%$$

$$\omega(Cu) = 1 - 0,18 = 0,82 \text{ или } 82 \%$$

$$\text{Ответ: } \omega(Al) = 0,18 \text{ или } 18 \%; \quad \omega(Cu) = 0,82 \text{ или } 82 \%$$

Задача № 3

Дано 40 г раствора, содержащего 5% хлорида алюминия. Сколько потребуется миллилитров раствора ($\rho = 1,2 \text{ г/см}^3$), содержащего 0,2 массовых долей, или 20% гидроксида натрия, чтобы хлорид алюминия полностью превратить в алюминат натрия?

Дано:

$$m(\text{р-ра AlCl}_3) = 40 \text{ г}$$

$$\omega(\text{AlCl}_3) = 5 \%$$

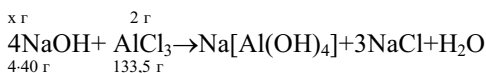
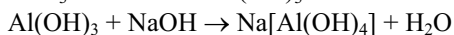
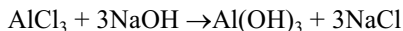
$$\rho(\text{р-ра NaOH}) =$$

$$= 1,2 \text{ г/см}^3$$

$$\omega(\text{р-ра NaOH}) =$$

$$= 0,2 \text{ м.д. или } 20 \%$$

$$m(\text{р-ра NaOH}) = ?$$



$$m(\text{AlCl}_3) = m(\text{р-ра}) \cdot \omega = 40 \cdot 0,05 = 2 \text{ г}$$

$$M_r(\text{AlCl}_3) = 27 + 35,5 \cdot 3 = 133,5; \quad M_r(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40$$

$$x \text{ г NaOH} - 2 \text{ г AlCl}_3$$

$$160 \text{ г NaOH} - 133,5 \text{ г AlCl}_3$$

$$x = \frac{2 \cdot 160}{133,5} = 2,397 \text{ г}; \quad m(\text{NaOH}) = 2,397 \text{ г}$$

$$m(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{NaOH})}{\omega(\text{NaOH})} = \frac{2,397}{0,2} = 11,985 \text{ г}$$

$$V(\text{р-ра}) = \frac{m}{\rho} = \frac{11,985}{1,2} = 9,988 \text{ см}^3 \approx 10 \text{ мл}$$

$$\text{Ответ: } V(\text{р-ра}) = 10 \text{ мл.}$$

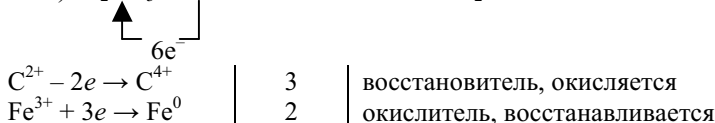
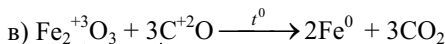
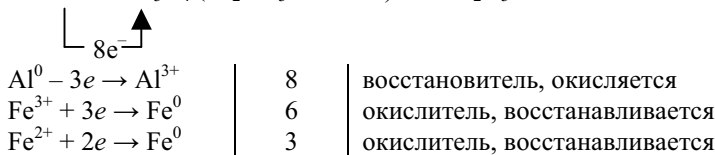
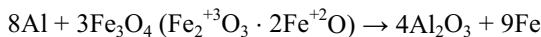
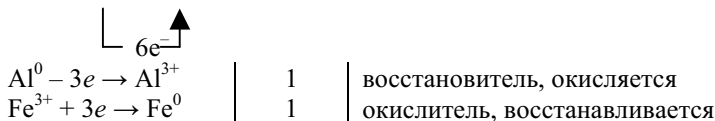
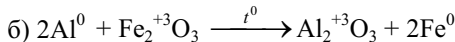
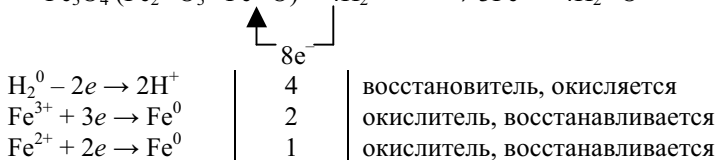
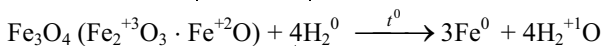
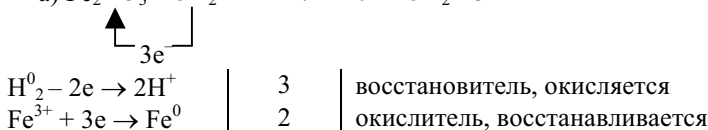
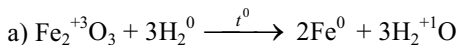
Глава VIII

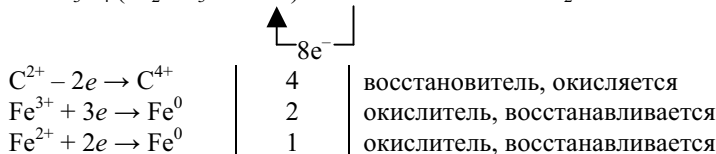
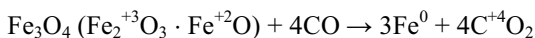
§§ 51 – 53 стр. 143 – 144

Вопрос № 4

Составьте уравнения реакций, в результате которых можно получить металлическое железо из его оксидов Fe_2O_3 и Fe_3O_4 , используя в качестве восстановителя: а) водород; б) алюминий; в) оксид углерода (II). Покажите переход электронов и укажите окислитель и восстановитель.

Ответ:

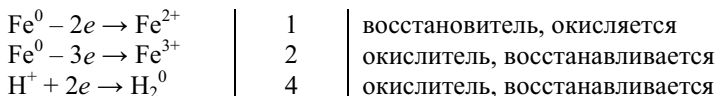
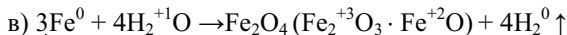
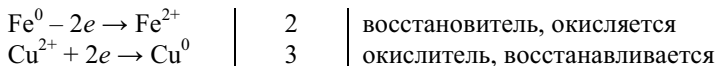
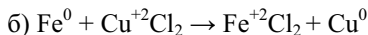
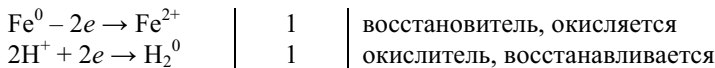
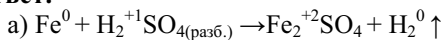




Вопрос № 5

Составьте уравнения реакций, в которых железо реагирует с: а) кислотами; б) солями; в) водой при повышенной температуре. Покажите переход электронов и укажите окислитель и восстановитель.

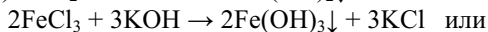
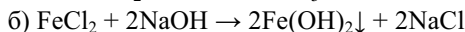
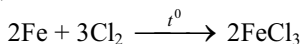
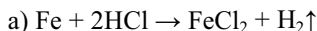
Ответ:

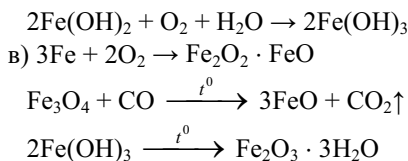


Вопрос № 6

Составьте уравнения реакций, при помощи которых можно получить: а) соли железа (II) и соли железа (III); б) гидроксид железа (II) и гидроксид железа (III); в) оксиды железа.

Ответ:





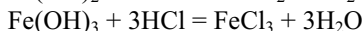
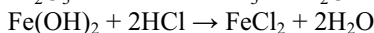
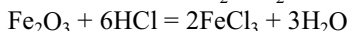
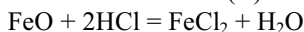
Вопрос № 7

Какими общими и специфическими свойствами обладают оксиды и гидроксиды железа? Составьте уравнения соответствующих реакций.

Ответ:

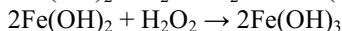
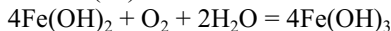
а) общие свойства:

Как и другие оксиды и гидроксиды металлов, оксиды и гидроксиды железа (II) и железа (III) реагируют с кислотами с образованием солей железа (II) и железа (III):



б) специфические свойства:

Гидроксид железа (II) легко окисляется в гидроксид железа (III):



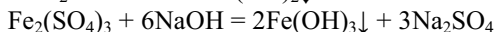
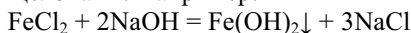
Вопрос № 8

Охарактеризуйте общие и специфические свойства солей железа. Составьте уравнения реакций.

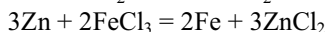
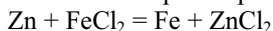
Ответ:

а) общие свойства:

Соли железа (II) и железа (III) вступают в реакции обмена со щелочами. Например:



Металлы, стоящие в ряду напряжений правее железа, вытесняют железо из растворов солей железа (II) и железа (III):

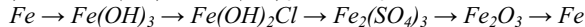
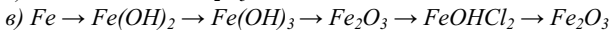
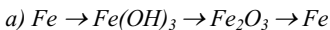


б) специфические свойства:



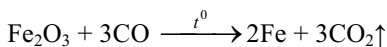
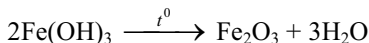
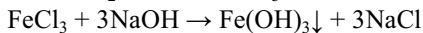
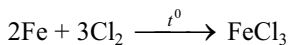
Вопрос № 10

Составьте уравнения реакций по приведенной ниже схеме, так, чтобы при помощи этих реакций можно было осуществить следующие превращения:

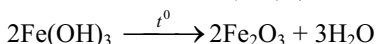
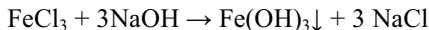
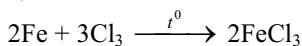


Ответ:

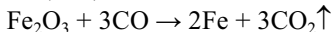
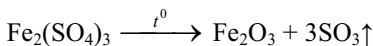
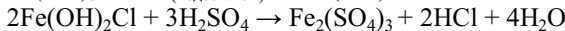
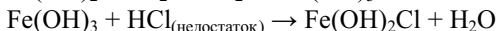
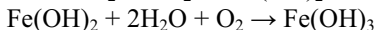
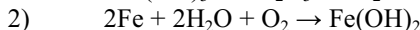
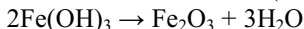
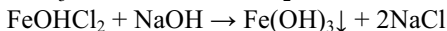
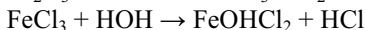
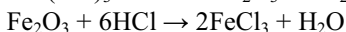
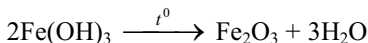
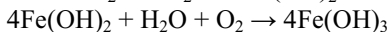
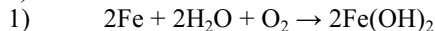
а)



б)



в)



Задача № 1

В какой массе магнитного железняка Fe_3O_4 , имеющего 0,1 массовых долей, или 10%, примеси, содержится 2 т железа? Произвести все необходимые расчеты.

Дано: $m(\text{Fe}) = 2 \text{ т};$ $\omega(\text{примесей}) = 0,1$ или 10% <hr/> $m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = ?$	$M_r(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 56 \cdot 3 + 16 \cdot 4 = 168 + 64 = 232$ $\omega(\text{Fe}) = \frac{M_r(\text{Fe})}{M_r(\text{Fe}_3\text{O}_4)} = \frac{168}{232} = 0,724$ или 72,4% $m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = \frac{m(\text{Fe})}{\omega(\text{Fe})} = \frac{2}{0,724} = 2,762 \text{ т}$ $2,769 \text{ т Fe}_3\text{O}_4 - 0,9$ $x \text{ т Fe}_3\text{O}_4 - 1; \quad x = \frac{2,769}{0,9} = 3,069 \text{ т.}$
--	--

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

Задача № 2

Образец сидерита, основная часть которого FeCO_3 , содержит 40% железа. Вычислите, сколько процентов FeCO_3 содержится в этом образце.

Дано: $\omega(\text{Fe}) = 40\%$ <hr/> $\omega(\text{FeCO}_3) = ?$	$M_r(\text{Fe}) = 56$ 40 г Fe – 100 г FeCO_3 56 г Fe – x г FeCO_3 $x = \frac{100 \cdot 56}{40} = 140 \text{ г.}$
--	---

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

Ответ: $\omega(\text{FeCO}_3) = 0,829$ или 82,9%

Глава IX

§§ 54 – 59 стр. 157

Задача № 1

Железная руда содержит 0,9 массовых долей, или 90%, Fe_3O_4 и 0,1 массовых долей, или 10%, SiO_2 . Вычислите процентное содержание железа и кремния в данной руде.

Дано:

$\omega(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 0,9$ м.д. или 90%;

$\omega(\text{SiO}_2) = 0,1$ м.д. или 10%

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

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

$$M_r(\text{Fe}_2\text{O}_4) = 56 \cdot 3 + 16 \cdot 4 = 232$$

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

$$\omega(\text{Fe}_2\text{O}_4) = \frac{M_r(\text{Fe})}{M_r(\text{Fe}_3\text{O}_4)} = 0,7241;$$

$$\omega(\text{Fe в Fe}_3\text{O}_4) = 72,41\%$$

$$72,41 \text{ м.д. Fe} - 10 \text{ м.д. Fe}_3\text{O}_4$$

$$x \text{ м.д. Fe} - 90 \text{ м.д. Fe}_3\text{O}_4$$

$$x = \frac{72,41 \cdot 90}{100} = 65,17;$$

$$\omega(\text{Fe в руде}) = 65,17\% \quad \text{или} \quad 0,6517 \text{ м.д.}$$

$$M_r(\text{SiO}_2) = 28 + 16 \cdot 2 = 60; M_r(\text{Si}) = 28$$

$$\omega(\text{SiO}_2) = \frac{28}{60} = 0,4667 \quad \text{или} \quad 46,67\%$$

$$46,67 \text{ м.д. Si} - 10 \text{ м.д. SiO}_2$$

$$x \text{ м.д. Fe} - 10 \text{ м.д. SiO}_2; \quad x = \frac{46,67 \cdot 10}{100} = 4,667;$$

$$\omega(\text{Si в руде}) = 4,667\% \quad \text{или} \quad 0,04667 \text{ м.д.}$$

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

Задача № 2

Какое количество теплоты выделится при алюминиотермическом восстановлении 112 г железа из его оксида, если теплота образования оксида алюминия равна 1671 кДж, а оксида железа (III) – 741 кДж?

Дано:

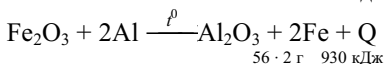
$$m(\text{Fe}) = 112 \text{ г}$$

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

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

$$Q - ?$$

$$112 \text{ г} \quad x \text{ кДж}$$



$$56 \cdot 2 \text{ г} \quad 930 \text{ кДж}$$

$$Q(\text{р-ции}) = Q(\text{обр-я Al}_2\text{O}_3) +$$

$$+ Q(\text{обр-я Fe}_2\text{O}_3) =$$

$$= 1671 - 741 = 930 \text{ кДж}$$

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

$$112 \text{ г Fe} - x \text{ кДж}$$

$$112 \text{ г Fe} - 930 \text{ кДж};$$

$$x = 930 \text{ кДж}$$

$$\text{Ответ: } Q = 930 \text{ кДж}$$

Задача № 3

Какой объем оксида углерода (II) потребуется (н.у.), чтобы восстановить железо, содержащееся в 960 т Fe_2O_3 ?

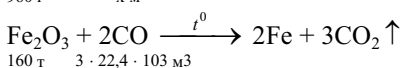
Дано:

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 960 \text{ т}$$

$$V(\text{CO}) - ? \text{ (н.у.)}$$

$$960 \text{ г}$$

$$x \text{ м}^3$$



$$160 \text{ т} \quad 3 \cdot 22,4 \cdot 10^3 \text{ м}^3$$

$$M_r(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 56 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 160; M_r(\text{CO}) = 12 + 16 = 28$$

$$90 \text{ т Fe}_2\text{O}_3 - x \text{ м}^3 \text{ CO}$$

$$160 \text{ т Fe}_2\text{O}_3 - 67,2 \cdot 10^3 \text{ м}^3 \text{ CO}; \quad x = \frac{960 \cdot 67,2 \cdot 10^3}{160} = 403,2 \cdot 10^3 \text{ м}^3$$

$$\text{Ответ: } V(\text{CO}) = 403,2 \cdot 10^3 \text{ м}^3$$

Задача № 4

Сколько чугуна можно получить из 100 т железной руды Fe_2O_3 , содержащей 0,1 массовых долей примесей, если в полученном чугуне содержится 0,95 массовых долей железа?

Дано:

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3 \text{ руда}) = 100 \text{ т}$$

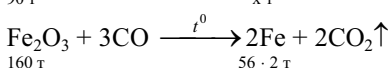
$$\omega(\text{примесей}) = 0,1 \text{ м.д.}$$

$$\omega(\text{Fe в чугуне}) = 0,95$$

$$m(\text{чугуна}) - ?$$

$$90 \text{ т}$$

$$x \text{ т}$$



$$160 \text{ т}$$

$$56 \cdot 2 \text{ т}$$

$$m(\text{примесей}) = m(\text{руды}) \cdot \omega =$$

$$= 100 \text{ т} \cdot 0,1 = 10 \text{ т}$$

$$1) m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = m(\text{руды}) - m(\text{примесей}) =$$

$$= 100 \text{ т} - 10 \text{ т} = 90 \text{ т}$$

$$M_r(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 56 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 160; M_r(\text{Fe}) = 56$$

$$90 \text{ т Fe}_2\text{O}_3 - x \text{ т Fe}$$

$$160 \text{ т Fe}_2\text{O}_3 - 112 \text{ т Fe}; \quad x = \frac{90 \cdot 112}{160} = 63 \text{ т}; m(\text{Fe в теорет.}) = 63 \text{ т}$$

$$2) m(\text{Fe практич.}) = \frac{m(\text{Fe теорет.})}{\omega(\text{Fe})} = \frac{63}{0,95} = 66,32 \text{ т}$$

$$\text{Ответ: } m(\text{чугуна}) = 66,32 \text{ т.}$$

Задача № 5

Сколько потребуется магнитной железной руды, содержащей 0,9 массовых долей Fe_3O_4 , чтобы получить 2 т чугуна, в котором содержится 0,93 массовых долей железа?

Дано:

$$m(\text{Fe чугуна}) = 2 \text{ т};$$

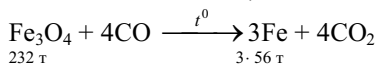
$$\omega(\text{Fe}) = 0,93$$

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

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

x т

1,86 т



$$1) m(\text{Fe}) = m(\text{чугуна}) \cdot \omega(\text{Fe}) =$$

$$= 2 \text{ т} \cdot 0,93 \text{ т} = 1,86 \text{ т}$$

$$Mr(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 56 \cdot 3 + 16 \cdot 4 = 232$$

$$x \text{ т Fe}_3\text{O}_4 - 1,86 \text{ т Fe}$$

$$232 \text{ т Fe}_3\text{O}_4 - 168 \text{ т Fe}$$

$$x = \frac{1,86 \cdot 232}{168} = 2,568 \text{ т}; m(\text{Fe}_3\text{O}_4 \text{ в теорет.}) = 2,568 \text{ т}$$

$$2) m(\text{руды практич.}) = \frac{2,568}{0,9} = 2,85 \text{ т}$$

Ответ: $m(\text{руды}) = 2,85 \text{ т}$.

Глава X

§§ 60 – 67 стр. 171

Вопрос № 1

Что изучает органическая химия? К каким веществам относят оксид углерода (IV), оксид углерода (II), карбонаты, карбиды, которые тоже содержат углерод?

Ответ:

Органическая химия – раздел химической науки, в котором изучаются соединения углерода и их превращения.

В рамках органической химии изучаются не все соединения углерода, а именно те, которые называются органическими веществами.

Характерными признаками органических веществ, кроме простейших, является наличие в молекуле последовательностей атомов углерода, соединенных друг с другом в цепи произвольной длины, а также более сложные структуры (см. ответ на воп. 3 и 4). Вторым характерным признаком является наличие в структуре молекулы групп CH_3- , $-\text{CH}_2-$, $=\text{CH}-$

Вещества называются органическими независимо от того, образовались ли они в живых организмах или получены искусственным путем. Примеры органических веществ: метан (CH_4), этан (CH_3-CH_3), этиловый спирт ($\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH}$), уксусная кислота (CH_3-COOH), бензол (C_6H_6), ацетилен ($\text{HC}\equiv\text{CH}$), этилен ($\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$), бутадиен ($\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$) и т.д.

Вопрос № 2

Как можно объяснить, почему, например, у этилового спирта и диметилового эфира одинаковые молекулярные формулы? Что называют изомерией?

Ответ:

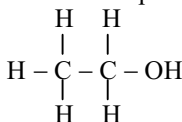
1) Изомерией называется явление, заключающееся в том, что в одной и той же молекулярной формуле вещества отсутствует несколько веществ, различающихся своим строением (т.е. последовательностью соединения атомов в молекуле) и, как результат, свойствами. Среди органических соединений изомерия встречается очень часто.

2) Простейшим примером изомерии является изомерия этилового спирта и диметилового эфира. Они имеют одинаковую моле-

кулярную формулу C_2H_6O , но разное молекулярное строение, поэтому, они имеют существенно разные свойства.

Сравни:

этиловый спирт



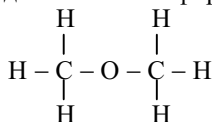
жидкость

$t_{\text{кип.}} = 78,3^\circ\text{C}$

в воде растворим

реагирует с Na

диметиловый эфир



газ

$t_{\text{кип.}} = -23,6^\circ\text{C}$

в воде мало растворим

не реагирует с Na

Вопрос № 3

Каковы важнейшие положения теории строения органических соединений?

Ответ:

(см. с. 162) основные положения теории строения органических соединений.

1). Атомы в молекулах соединены между собой в определенной последовательности. При изменении этой последовательности получают новые вещества – изомеры (см. ответ на вопрос 2)

2) Атомы соединяются в соответствии с их валентностями, при этом атомы углерода четырех валентны. Валентности всех атомов взаимно насыщены. Свободных валентностей в молекулах нет.

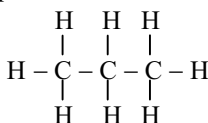
Пример: ацетилен ($\text{HC} \equiv \text{CH}$), уксусная кислота ($\text{CH}_3 - \text{COOH}$).

3) Св-ва в-в зависят от последовательности соединения атомов в молекулах. Наиболее сильно проявляется взаимовлияние тех атомов в молекулах, которые непосредственно связаны между собой.

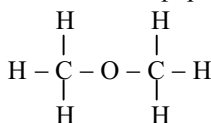
4) Атомы углерода обладают свойством соединяться между собой, образуя цепи атомов углерода. Цепи атомов углерода могут включать и другие атомы, например, кислорода, азота, серы и др.

Пример:

пропан –



диметиловый эфир –



Вопрос № 4

На какие две большие группы делят все органические соединения и как подразделяют углеводороды?

Ответ:

1) Все органические соединения делят на две группы:

- вещества, которые состоят только из углерода и водорода (углеводороды);
- вещества, которые являются производными углеводородов (см. стр. 162).

2) Углеводороды подразделяются на три большие группы:

- группу насыщенных углеводородов, т.е. таких, в которых все атомы углерода соединяются между собой только одинарными связями;
- группу ненасыщенных углеводородов, т.е. таких, в которых между отдельными атомами С имеются, по крайней мере, одна или больше двойных или тройных связей.
- группу циклических углеводородов, т.е. таких, в молекулах которых атомы углерода образуют замкнутые циклы.

Группа ненасыщенных углеводородов делится на три основных подгруппы:

- ряд этилена (одна двойная связь);
- ряд ацетиленов (одна тройная связь);
- ряд диеновых (две двойные связи, разделенные одной одинарной):
$$\begin{array}{c} \text{—C}=\text{C} \quad \text{—C}=\text{C} \\ | \quad | \quad | \quad | \\ \text{—C}=\text{C} \end{array}$$

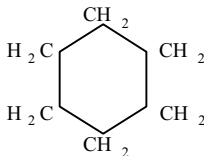
Группа циклических углеводородов делится на две основные подгруппы (стр. 166):

- ряд циклопарафинов, т.е. таких углеводородов, которые включают насыщенный углеродный цикл, образованный одинарными связями.



Пример:

циклогепсан



- ряд ароматических углеводородов, т.е. таких, молекулы которых включают замкнутое насыщенное кольцо особой структуры из шести атомов углерода. Все атомы углерода в этом цикле, называемом ароматическим, соединены одной общей связью, которую принято обозначать бензольным кольцом (см. молекулярную формулу бензола – C₆H₆).

Вопрос № 5

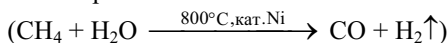
Дайте краткую характеристику метану и расскажите, где его используют. Что вы знаете о фреонах?

Ответ:

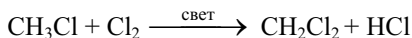
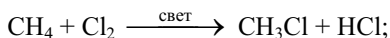
1) Метан (CH_4) – простейший представитель насыщенных углеводородов. Это почти нерастворимый в воде бесцветный горючий газ без запаха.

Смесь 1 объема метана с 2 объемами кислорода очень взрывоопасна. Точно также взрывоопасны смеси метана с воздухом, когда воздуха приходится на 1 объем метана от 7 до 14 объемов. Такие смеси являются основной причиной взрывов на угольных шахтах.

Метан относительно устойчив к химическим взаимодействиям. В реакции вступает либо при высокой температуре и при наличии катализатора



Даже с таким активным веществом как хлор, метан реагирует только на свету (реакция металепсии, стр. 163):



При температуре около 1000°C метан разлагается с образованием ацетилена: $2\text{CH}_4 \xrightarrow{\approx 1000^\circ\text{C}} \text{C}_2\text{H}_2 + \text{H}_2\uparrow$

Метан широко встречается в природе. Во-первых, это основной компонент природного газа. Во-вторых, метан образуется при бескислородном брожении остатков растительности на дне болот (отсюда название – болотный газ). В-третьих, метан является спутником месторождений угля и много метана выделяется поэтому при добыче угля в шахтах (отсюда еще одно название метана – рудничный газ). В-четвертых, метан составляет основу атмосфер ряда планет Солнечной системы.

Основное применение метана: как топливо; как сырье в химической промышленности для производства водорода, ацетилена, трихлорметана (CH_3Cl), фреонов и ряда других важных веществ.

Фреоны – это насыщенные фторпроизводные метана и других углеводородов; часто содержат атомы хлора или брома. Пример: CFCl_3 , CF_3Cl , CF_4 , CF_3CH_3 и т.д. Это газообразные или жидкие вещества, химически инертные, малотоксичные. Очень широко применяются в холодильных агрегатах, в аэрозольных упаковках, как растворители и чистящие средства.

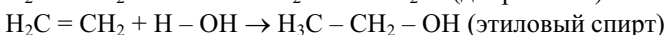
К сожалению выяснилось, что многие фреоны, поднимаясь в верхние слои атмосферы, разрушают очень важный для жизни на земле озоновый слой – образуются так называемые «озоновые дыры». Поэтому от применения некоторых фреонов пришлось отказаться.

Вопрос № 6

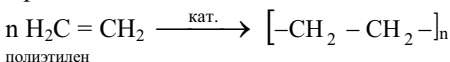
Охарактеризуйте свойства этилена и его применение. Где используется полиэтилен и полипропилен?

Ответ:

Этилен – важнейший представитель ряда непредельных углеводородов с одной двойной связью: формула – $\text{H}_2\text{C} = \text{CH}_2$. Газ, почти без запаха, плохо растворим в воде. На воздухе горит светящимся пламенем. Благодаря наличию π – связи этилен легко вступает в реакции присоединения:



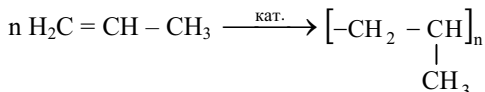
Благодаря наличию двойной связи молекулы этилена могут соединяться между собой, образуя цепи большой длины (из многих тысяч исходных молекул). Эта реакция называется реакцией полимеризации:



Полиэтилен широко применяется в промышленности и в быту. Он очень малоактивен, не бьется, хорошо обрабатывается. Примеры: трубы, тара (бочки, ящики), изоляционный материал, пленка для упаковки, стекла, игрушки и многое другое.

Другим простейшим непредельным углеводородом является полипропилен: $\text{H}_2\text{C} = \text{CH} - \text{CH}_3$.

При его полимеризации образуется полипропилен – полимер. Полимер по своим совокупным свойствам и применению аналогичен полиэтилену.



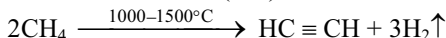
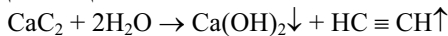
Полипропилен более прочен, чем полиэтилен, поэтому из него изготавливается много деталей для разнообразных машин, а также множество точных деталей, например, для экскалаторов. Примерно 40% полипропилена перерабатывается в волокна.

Вопрос № 7

Как получают ацетилен? Охарактеризуйте его применение.

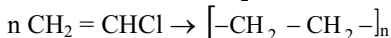
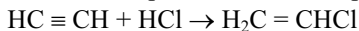
Ответ:

1) Ацетилен получают двумя основными способами – из карбида кальция или метана:



Для получения хорошего выхода ацетилена при втором способе получения, продукты реакции очень быстро охлаждают. Карбид кальция получают из карбоната кальция – обжигом с углем.

2) Ацетилен – важное органическое вещество. Используется в очень больших количествах при синтезе разнообразных химических веществ. Присоединением к ацетилену хлористого водорода получают винилхлорид, из которого полимеризацией получают важный полимер – поливинилхлорид.



Поливинилхлорид отличается химической стойкостью.

Вопрос № 8

Где применяются диены?

Ответ:

Из диенов, типичными примерами которых являются 1,3 - бутадиен $\text{H}_2\text{C} = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH}_2$ и изопрен (2 - метил - 1,3 - бутадиен),

$\text{H}_2\text{C} = \underset{\begin{array}{c} | \\ \text{CH}_3 \end{array}}{\text{C}} - \text{CH} = \text{CH}_2$ в огромных количествах получают разнообразные синтетические каучуки. Из этих каучуков в свою очередь производится все огромное многообразие изделий из резины, например, шин для автомобилей, всевозможных шлангов и т.д.

Вопрос № 9

Как получают ароматические углеводороды?

Ответ:

В основном ароматические углеводороды, наиболее характерными представителями которых является бензол (C_6H_6), получают при крекинге нефти (см. стр.168) и из каменноугольной смолы, образующейся при коксовании каменных углей, т.е. их нагревании до высоких температур без доступа воздуха (см. стр. 167).

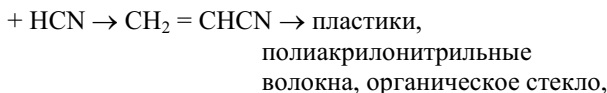
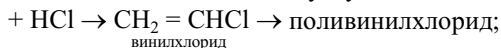
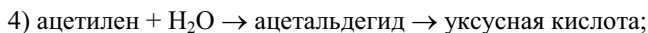
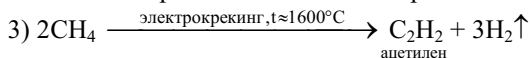
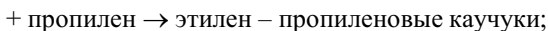
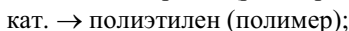
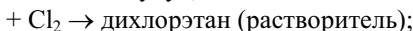
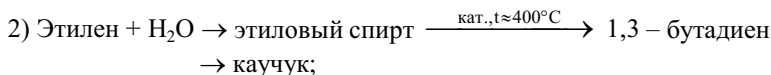
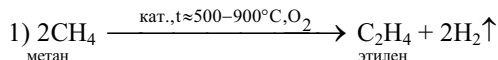
Основным способом получения является первый – из нефти.

Вопрос № 10

Каково значение природного газа в химической промышленности?

Ответ:

В химической промышленности из природного газа получают два вещества: этилен и ацетилен, из которых, в свою очередь, производятся такие вещества как этиловый спирт, синтетический каучук, пластмассы, красители, уксусная кислота, медикаменты и др. (см. стр. 167–168).



Вопрос № 11

Охарактеризуйте главные продукты перегонки нефти. Сколько процентов бензина получают при перегонке нефти и сколько процентов получают при крекинге нефти?

Ответ:

Основными продуктами перегонки нефти являются бензин, керосин и мазут.

Бензин – фракция, содержащая углеводороды с 5– 9 атомами углерода в молекуле. Бензин отгоняется при температуре до 150°C.

Керосин – фракция, содержащая углеводороды с 9–16 атомами углерода в молекуле. Керосин отгоняется при температуре 150–300°C.

Мазут – смесь углеводородов, остающихся после отгонки бензина и керосина.

При перегонке нефти получается до 20 % бензина. Выход бензина из нефти, как самой ценной фракции, можно значительно увеличить в процессе крекинга – до 70 %.

Крекинг – это термическое или каталитическое расщепление углеводородов с данной углеводородной цепью на углеводороды с меньшей молекулярной массой.

Вопрос № 12

Охарактеризуйте важнейшие виды топлива.

Ответ:

Важнейшими видами топлива являются (в порядке убывания значимости): природный газ; продукты перегонки нефти (бензин, керосин, дизтопливо, мазут); каменный уголь; бурые угли; торф; древесина.

Транспорт потребляет бензин (автотранспорт), дизтопливо (грузовые автомобили и тракторы), керосин (авиация). Отдельные автомобили используют как топливо природный газ. Теплоэлектростанции потребляют природный газ, мазут, угли, торф.

Население в быту потребляет, в основном, природный газ. В сельской местности населением используется каменный уголь и древесина.

По физическим свойствам топливо бывает твердым (угли, торф, древесина и др.), жидким (бензин, керосин, мазут и др.), газообразным (природный газ, водород и др.).

Качество топлива определяется теплотой сгорания, т.е. количеством тепла, которое выделяется при сгорании 1 кг топлива.

Значения теплот сгорания различных видов топлива см. табл. 39 на стр. 170. Большое значение имеет стоимость добычи и транспортировки топлива. Поэтому стараются использовать местные виды топлива. Самым удобным видом топлива с точки зрения стоимости добычи и транспортировки является природный газ.

Более того, природный газ, в отличие от нефти, не требует необходимости обрабатывать на специальных заводах (подвергать перегонке и крекингу).

Разные виды топлива при сжигании в разной степени загрязняют атмосферу. Самым «грязным» топливом являются угли, самым «чистым» природный газ. Поэтому использование угля как топлива стремительно сокращается. Во всем мире идет процесс закрытия угольных шахт.

Вопрос № 13

Как обезопасить атмосферный воздух от загрязнений?

Ответ:

1. Сжигание больших количеств топлива приводит к постоянному увеличению содержания в воздухе оксида углерода (IV) CO_2 . В результате этого возникает так называемый «парниковый эффект», т. е. увеличивается средняя температура в масштабах всей планеты Земля. Это очень опасное явление, приводящее к изменению климата.

2. При сжигании топлива, особенно углей, в атмосферу попадает большое количество вредных веществ, таких как оксид серы (IV), оксиды азота и пыль. Главные загрязнители – большие электростанции. Осуществляется отказ от «грязных» видов топлива и переход к использованию «чистых» видов топлива, такого, например, как природный газ.

3. В крупных городах основным загрязнителем атмосферы являются автомобили. Борьба с загрязнением воздуха осуществляется несколькими способами: запрещено использовать этилированный бензин и другие загрязняющие воздух виды жидкого топлива; осуществляется переход автомобилей на использование природного газа, а также на внедрение электромобилей; совершенствуются двигатели автомобилей, с тем, чтобы свести к минимуму загрязнение атмосферы.

4. Необходимо всячески разводить зеленые насаждения; беречь каждое дерево. Огромное значение в настоящее время приобретает сохранение существующих лесов и разведение новых; борьба с лесными пожарами; экономное использование древесины и продуктов ее переработки и т.д.

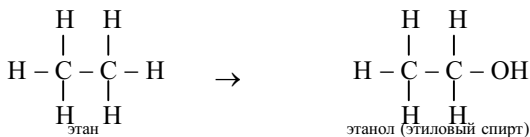
Вопрос № 14

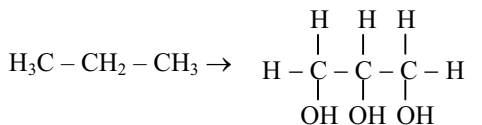
Рассмотрите классификацию производных углеводов.

Ответ:

1. Спиртами называются производные углеводов, в молекулах которых один или несколько атомов водорода замещены одновалентными гидроксильными группами – OH.

Примеры:





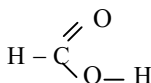
пропан

глицерин; трехатомный спирт

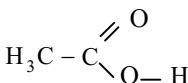
2. Карбонными кислотами называются производные углеводов, в молекулах которых имеется группа атомов $\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$ называемая карбоксильной группой.

Примеры:

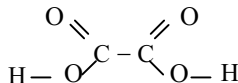
муравьиная кислота



уксусная кислота



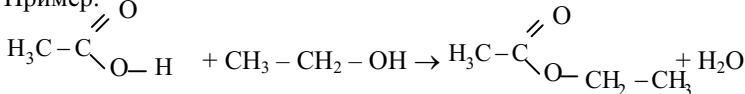
щавелевая к-та



3. Сложными эфирами называются соединения, которые получаются при взаимодействии карбоновых кислот со спиртами (см. стр. 174).

Сложные эфиры содержат характерную группу атомов: $\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{C} \\ \backslash \\ \text{O} - \end{array}$

Пример:



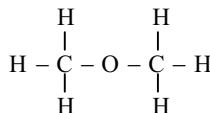
уксусная кислота

этиловый спирт

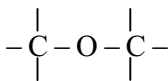
этилацетат; сложный эфир

Сложные эфиры глицерина и высших карбоновых кислот (например, пальмитиновой $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_{14} - \text{COOH}$; стеариновой $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_{16} - \text{COOH}$ и т.п.) называются жирами.

Кроме сложных эфиров, существуют простые, такие как известный изомер этилового спирта, диметиловый эфир:



Их характерным признаком является наличие цепочки атомов:

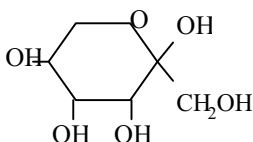


4. Важнейшими представителями углеводов являются
- глюкоза ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), фруктоза ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), сахароза ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$)
- природные полимеры: крахмал и целлюлоза.

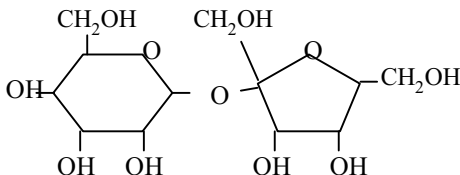
Название углеводы произошло от того, что в каждую молекулу помимо атомов С на каждый атом кислорода приходится ровно два атома водорода.

Пример:

строение фруктозы:



строение сахарозы:



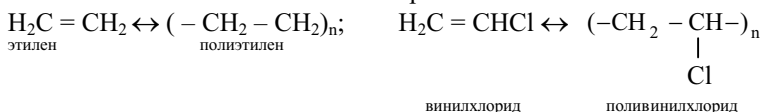
5. Аминокислотами называются вещества, производные от карбоновых кислот, в углеводородной части молекул которых хотя бы один атом водорода заменен на аминогруппу – NH_2 .

Примеры:

глицин (аминоуксусная кислота): $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{C}(=\text{O})-\text{OH}$

6. Белки – очень сложные высокомолекулярные органические вещества, которые образуются при присоединении остатков разных аминокислот в различных комбинациях (см. стр. 176).

7. Полимеры – высокомолекулярные соединения, молекулы которых образуются в результате соединения множества одинаковых звеньев – составных частей полимера.



§§ 68 – 71 стр. 179

Вопрос № 1

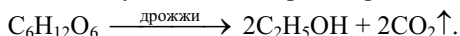
Коротко охарактеризуйте метанол, этанол, этиленгликоль и глицерин. Где их используют?

Ответ:

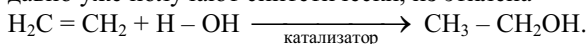
1. Метанол (CH_3OH) – простейший представитель одноатомных предельных спиртов. Бесцветная жидкость ($t_{\text{кип.}} - 65^\circ\text{C}$) со слабым запахом, неотличимым от запаха обычного (этилового) спирта. Очень ядовит. Первоначально назывался древесным спиртом, т.к. его получали пиролизом древесины. Широко применяется: в качестве растворителя; в отдельных странах используется как автомобильное топливо или добавка к бензину; в химической промышленности – для производства уксусной кислоты, пластмасс.

2. Этанол ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$; $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$) – бесцветная жидкость ($t_{\text{кип.}} - 78^\circ\text{C}$) со слабым запахом. Второй представитель ряда одно-

атомных предельных спиртов смешивается с водой в любом соотношении. Уже в древности человеку был известен биохимический метод получения из сахаросодержащих веществ по схеме:

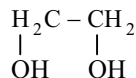


Поэтому этанол содержится в небольших количествах в кефире, в больших в кумысе. Этот же процесс происходит при сбраживании соков и превращении их в вино. В промышленности этанол давно уже получают синтетически, из этилена



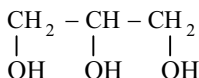
Этанол применяется в больших количествах для производства бутадиена (а из него – каучуков); как растворитель; как сырье для производства многих медикаментов, лаков, душистых веществ и т.д. Используется также для производства алкогольных напитков. Этанол – ядовитое наркотическое в-во. Употребление его в больших кол-вах может привести к смертельному исходу. Этанол по внешним признакам неотличим от смертельно ядовитого метанола.

3. Этиленгликоль – простейший представитель двухатомных спиртов. Молекулярная формула – $C_2H_6O_2$; строение:



Этиленгликоль – сладкая сиропообразная жидкость ($t_{\text{кип.}} = 197,6^\circ C$). Очень ядовит! Неограниченно растворим в воде. Используется для производства антифризов – незамерзающих смесей этиленгликоля и воды для заливки в радиаторы автомобилей зимой вместо обычной воды. Антифриз, содержащий 63% этиленгликоля замерзает только при $-60^\circ C$.

4. Глицерин – простейший представитель трехатомных спиртов. Молекулярная формула – $C_3H_8O_3$; молекулярное строение –



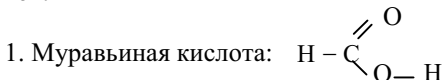
Как и этиленгликоль, это бесцветная сиропообразная жидкость, сладкая на вкус. В отличие от этиленгликоля глицерин не ядовит.

Глицерин играет важную роль в жизнедеятельности организмов – является одной из составляющих животных и растительных жиров. Глицерин используется в медицине, пищевой промышленности, а также используется как сырье для производства антифризов, в производстве взрывчатых веществ.

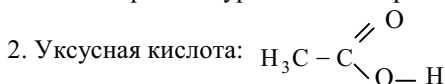
Вопрос № 2

Охарактеризуйте муравьиную кислоту, уксусную кислоту и лимонную кислоту. Где они встречаются в природе и как их используют?

Ответ:

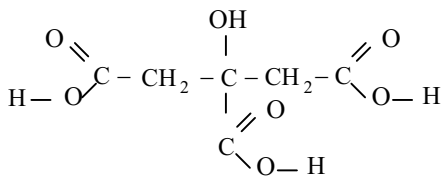


Простейшая карбоновая кислота. Содержится в ядовитых железах муравьев, в крапиве, в еловой хвое. Используется в качестве протравы шерсти и кожи перед крашением; в химической промышленности в качестве сильного восстановителя, а также как сырье для получения сложных эфиров. 1,25% раствор муравьиной кислоты в спирте – «муравьиный спирт» используется в медицине.



Бесцветная жидкость с резким запахом. В форме водного 5–9% раствора известна всем как столовый уксус. В чистом виде, употребление уксусной кислоты смертельно опасно. Попадание ее на кожные покровы также приводит к сильным ожогам. Очень широко применяется в химической промышленности: для получения лекарств, солей, искусственных волокон, растворителей, средств борьбы с насекомыми и болезнями растений, стимуляторов роста растений, красителей для тканей, киноплёнки.

3. Лимонная кислота – кристаллическое вещество ($t_{\text{пл.}} - 153^\circ\text{C}$). Молекулярная формула – $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$. Молекулярное строение:



Хорошо растворима в воде, кислая на вкус. Играет важную роль в процессе обмена в-в в живых организмах. Получают ее из незрелых лимонов, а также особым брожением сахаров или кормовой патоки. Используют в пищевой промышленности для пр-ва кондитерских изделий и прохладительных напитков, в медицине.

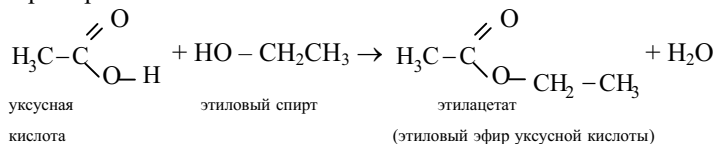
Вопрос № 3

Взаимодействие каких веществ приводит к образованию сложных эфиров? Какие сложные эфиры обладают приятным ароматом?

Ответ:

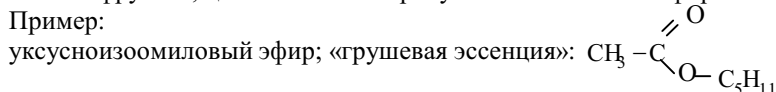
Сложные эфиры образуются при взаимодействии карбоновых кислот со спиртами.

Пример:



Если в его молекуле сложных эфиров число атомов углерода невелико, то они обладают приятным ароматом. Приятный аромат многих фруктов, цветов связан с присутствием сложных эфиров.

Пример:



Вопрос № 4

Что такое мыло и что такое жиры?

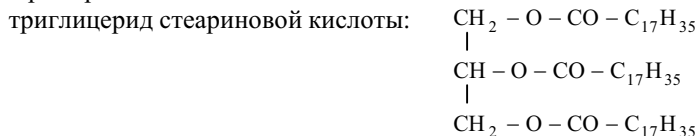
Ответ:

Мыла – это натриевые или калиевые соли так называемых «жирных» карбоновых кислот, например, $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COO}^-\text{Na}^+$. Углеродный остаток карбоновой кислоты должен включать от 8 до 18 атомов углерода. Мыла получают варкой жиров с NaOH или K_2CO_3 . Натриевые мыла – твердые; калиевое мыло – жидкое.

Жиры – сложные эфиры глицерина и одноосновных неразветвленных карбоновых кислот, содержащих от 4 до 26 атомов углерода (такие кислоты издавна называют «жирными» кислотами). В основном жиры состоят из триглицеридов алейновой ($\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$), пальметиной ($\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$) и стеариновой ($\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$) кислот.

В молекулы природных жиров входят обычно остатки 2–3 разных карбоновых кислот.

Пример:



Вопрос № 5

Как глюкоза образуется в природе? Где используют глюкозу?

Ответ:

Глюкоза в природе образуется в различных растениях в процессе фотосинтеза: $6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{Q, свет, хлорофилл}} \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2 \uparrow$

Такую же формулу имеет и другой природный углерод – фруктоза. Глюкоза и фруктоза – легкоусвояемый источник энергии живых организмов. Глюкоза широко используется также в кондитерской; текстильной промышленности; пр-ве зерна; аскорбиновой кислоты, пищевого и медицинского этилового спирта.

Вопрос № 6

В каких растениях встречается сахароза?

Ответ:

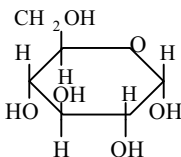
Сахароза $C_{12}H_{22}O_{11}$ – обычный пищевой сахар. В основном встречается в клубнях сахарной свеклы (16–22%) и в стеблях сахарного тростника (14–26%). Сахароза в меньших количествах содержится в соке и других растений – березы, клена (в Канаде), некоторых пальм (в Африке), в плодах многих растений.

Вопрос № 7

Охарактеризуйте строение молекул крахмала и глюкозы. Где они используются?

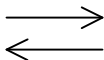
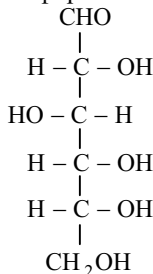
Ответ:

Молекулы глюкозы имеют циклическое строение:

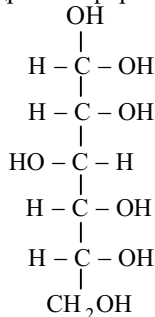


В водном растворе циклические молекулы глюкозы раскрываются в линейные формы молекул глюкозы.

альдегидная форма

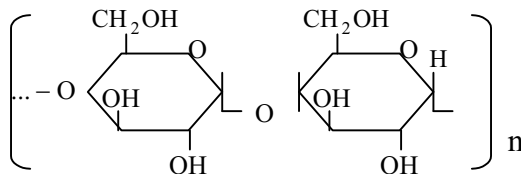


гидратная форма



Использование глюкозы – см. ответ на вопрос 5 стр.179.

Крахмал – природный полимер глюкозы. Имеет формулу $(C_6H_{10}O_5)_n$, где n достигает нескольких тысяч. Элементарные фрагменты имеют циклическую структуру (сравни со строением глюкозы!)



Подобные природные полимеры называются полисахаридами. Другой природный полисахарид с еще большим значением n – это целлюлоза. Крахмал используется в пищевой промышленности (например, сухой кисель), для получения технической глюкозы, этилового спирта, а также вещества декстрина.

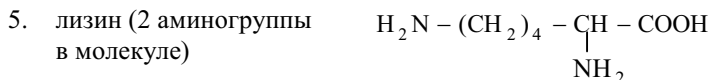
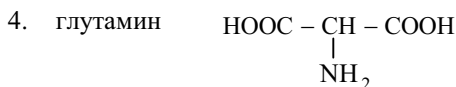
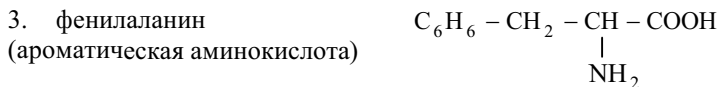
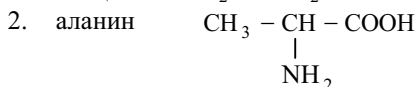
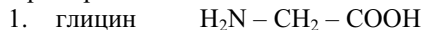
Вопрос № 8

Охарактеризуйте строение молекул аминокислот. Какова роль аминокислот в жизни человека и животных?

Ответ:

Аминокислоты – это производные карбоновых кислот, в молекулах которых в углеводородной части один или несколько атомов водорода заменен на аминогруппу – NH_2 . Таким образом аминокислоты имеют в молекуле две функциональные группы.

Примеры аминокислот:



Роль аминокислот в природе в том, что из них образуются белковые в-ва всех растений и животных. Белковые в-ва играют исключительную роль в питании человека и животных, т. к. часть аминокислот животные организмы синтезировать не могут и полу-

чают их в составе белковой пищи. Такими незаменимыми аминокислотами являются: валин, лейцин, изолейцин, метионин.

Функции белков очень разнообразны. Примерами белков являются гемоглобин, ферменты, гормоны.

Вопрос № 9

Охарактеризуйте сложность строения молекул аминокислот, их разнообразие и важную биологическую роль.

Ответ:

Аминокислоты – сложно устроенные органические вещества, имеющие разнообразное строение. Все аминокислоты имеют в молекуле по крайней мере две функциональные группы: аминогруппу NH_2 и группу карбоновой кислоты – COOH .

Некоторые аминокислоты могут иметь несколько кислотных групп (аминокислота глутамин $\text{HOOC} - \text{CH} - \text{COOH}$);



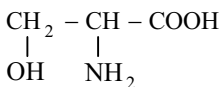
некоторые аминокислоты имеют по несколько аминогрупп (лизин – 2 аминогруппы: $\text{H}_2\text{N} - (\text{CH}_2)_4 - \text{CH} - \text{COOH}$).



В состав молекул аминокислот может входить ароматическое кольцо (фенилаланин: $\text{C}_6\text{H}_6 - \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{COOH}$).



Некоторые аминокислоты включают спиртовую группу – серин:



Существуют аминокислоты устроенные еще более сложным образом.

Важнейшая биологическая роль аминокислот в том, что они являются элементарными

“кирпичиками” для строительства гигантских молекул белков. Основных аминокислот – 20.

Вопрос № 10

Что называют ферментами и что – гормонами?

Ответ:

Ферменты и гормоны – это разновидности белков, обеспечивающие жизнедеятельность организмов и их развитие.

Ферменты – это уникальные по своим свойствам биологические катализаторы, без которых не могли бы осуществиться важнейшие биологические процессы. Ученые до сих пор не научились

воспроизводить многие химические процессы, которые проходят в клетках живых организмов при участии ферментов.

Гормоны – особые очень активные вещества, регулирующие деятельность определенных органов, организма в целом и процессов обмена веществ. Вырабатываются специализированными клетками и железами внутренней секреции. Известно более 40 гормонов человека и животных. Примеры гормонов: адреналин, инсулин, кортикостерон, прогестерон, тимозины. Дефицит гормона инсулин в организме человека приводит к заболеванию – сахарный диабет.

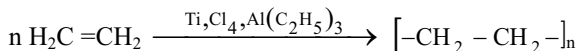
Гормоны тимозины (вырабатываются вилочковой железой) играют важнейшую роль в осуществлении противовирусной и противораковой защиты организма. Гормоны также играют важнейшую роль в осуществлении репродуктивной функции организмов. Многие гормоны являются ценнейшими лекарствами.

Вопрос № 11

Дайте краткую характеристику полиэтилена, полипропилена, поливинилхлорида, фенопластов. Где они применяются?

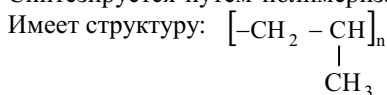
Ответ:

1. Полиэтилен – полимер, образующийся при каталитической полимеризации этилена.



Твердый полимер белого цвета, прозрачный в пленках. Химически очень стоек. Не реагирует с щелочами любой концентрации, растворами любых солей, всеми кислотами, кроме конц. азотной. Разрушается только действием Cl_2 и F_2 , а также окислением кислорода воздуха на свету, особенно при действии ультрафиолетовых лучей. Практически безвреден для здоровья человека. Один из самых ценных и распространенных полимеров. Очень легко перерабатывается в готовые изделия. Мировое производство полиэтилена составляет более 30 млн. тонн в год. Наиболее широко применяется для производства всевозможных пленок бытового и технического назначения, предметов домашнего обихода, емкостей и аппаратуры и хранения агрессивных веществ.

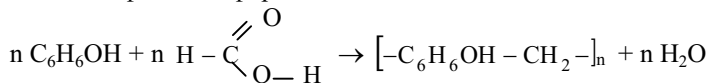
2. Полипропилен – бесцветный термопластичный полимер. Синтезируется путем полимеризации пропилена $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_3$.



В тонких пленках практически прозрачен. Примерно 40% полипропилена перерабатывается в синтетическое волокно. Некоторые его сорта обладают большой морозостойкостью – до -40°C . Применяется как электроизоляционный материал в электротехнике.

3. Поливинилхлорид – бесцветный термопластичный полимер. Синтезируется из винилхлорида: $\text{CH}_2 = \text{CHCl} \rightarrow [-\text{CH}_2 - \text{CHCl}-]_n$. Стоек химически. По сравнению с полиэтиленом и полипропиленом стоек к воздействию атмосферы и трудно горюч. Именно поэтому ПВХ очень широко применяется для изоляции всевозможных электропроводов и кабелей, для производства линолеума, половой плитки и искусственной кожи. Из прозрачного ПВХ изготавливают объемную тару для пищевых продуктов, бутылок и т. д.

4. Фенопласты (ФФС) – пластмассы, получающиеся путем пропитки фенолформальдегидными смолами и прессования при повышенной температуре различных материалов, как то, х/б тканей, бумаги, стекловолокна, древесной муки или опилок. Фенолформальдегидные смолы получают в результате поликонденсации фенола и формальдегида:



При нагревании смолopodobный продукт реакции поликонденсации затвердевает, т. к. образуются связи «сшивающие» линейные молекулы. Такие пластмассы называются термореактивными. В отличие от полиэтилена, полипропилена, поливинилхлорида фенопласты при нагревании не разлагаются. Наличие «сшивок» между линейными молекулами обеспечивает значительную механическую прочность фенопластов, что позволяет использовать их для пр-ва деталей машин и аппаратов, в электро- и радиотехнической промышленности (см. табл. 40 на стр. 179-180).

Вопрос № 12

На основании всего известного вам материала органической химии составить таблицу по следующей схеме:

Ответ:

Класс соединений	Типичный представитель	Область применения
1. Предельные (насыщенные) углеводороды	Метан, CH_4	Топливо, сырье для химической промышленности (см. ответ на вопр. 5 стр. 171)

<i>Класс соединений</i>	<i>Типичный представитель</i>	<i>Область применения</i>
2. Непрдельные (ненасыщенные) углеводороды ряда этилена	Этилен, $H_2C = CH_2$	Исходное сырье для получения полиэтилена, этилового спирта и др. веществ (см. ответ на вопр. 6 стр. 171)
3. Непрдельные (ненасыщенные) углеводороды ряда ацетилена	Ацетилен, $HC \equiv CH$	Производство уксусной кислоты, др. веществ, ацетиленовая сварка и резка металлов (см. ответ на вопр. 7 стр. 171)
4. Диеновые углеводороды	1,3-бутадиен, $H_2C = CH - CH = CH_2$	Производство каучуков (см. ответ на вопр. 8 стр. 171)
5. Ароматические углеводороды	Бензол, C_6H_6	Сырье для химической промышленности
6. Галоген производные углеводородов	Дихлорэтан, $CH_2Cl - CH_2Cl$ фреоны	Растворители, холодильные агрегаты, сырье для химической промышленности (см. ответ на вопр. 5 стр. 171)
7. Спирты (одноатомные)	Этанол, $CH_3 - CH_2OH$	Растворитель, производство алкогольных напитков, 1,3 – бутадиена (см. ответ на вопр. 1 стр. 179)
8. Спирты (многоатомные)	Глицерин, $\begin{array}{ccccc} CH_2 & - & CH & - & CH_2 \\ & & & & \\ OH & & OH & & OH \end{array}$	Медицинская промышленность, пищевая промышленность, химическая промышленность, антифризы и т. д. (см. ответ на вопр. 1 стр. 179)
9. Карбоновые кислоты	Уксусная кислота, $\begin{array}{c} O \\ \\ H_3C - C \\ \backslash \\ O - H \end{array}$	Пищевая промышленность, химическая, сельскохозяйственная промышленность (см. ответ на вопр. 2 стр. 179)
10. Простые эфиры	Диметиловый эфир, $CH_3 - O - CH_3$	Растворитель

<i>Класс соединений</i>	<i>Типичный представитель</i>	<i>Область применения</i>
11. Сложные эфиры	Метилацетат, $\text{H}_3\text{C} - \overset{\overset{\text{O}}{\parallel}}{\text{C}} - \text{O} - \text{CH}_3$	Пищевая промышленность, парфюмерия, химическая (см. ответ на вопр. 3 стр. 179)
12. Углеводы	Глюкоза, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	Медицина, пищевой продукт, химическая промышленность (см. ответ на вопр. 5 стр. 179)
13. Аминокислоты	Глицин, $\text{H}_2\text{N} - \text{CH}_2 - \text{COOH}$	Компонент белков, медицинский препарат (см. ответ на вопр. 8 стр. 179)
14. Жиры	Триглицерид стеариновой кислоты, $\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{O} - \text{CO} - \text{C}_{17}\text{H}_{35} \\ \\ \text{CH} - \text{O} - \text{CO} - \text{C}_{17}\text{H}_{35} \\ \\ \text{CH}_2 - \text{O} - \text{CO} - \text{C}_{17}\text{H}_{35} \end{array}$	Продукт питания, производство мыла (см. ответ на вопр. 4 стр. 179)
15. Белки	Ферменты, гормоны, белки мышечных тканей	Основной «строительный материал» живых организмов, продукты питания (см. ответ на вопр. 8 стр. 179)
16. Полимеры	Полиэтилен, $[-\text{CH}_2 - \text{CH}_2 -]_n$	Пленки, трубы, емкости, детали механизмов (см. ответ на вопр. 11 стр. 179)

Лабораторные работы

Лабораторный опыт I стр. 21

Испытание веществ на электрическую проводимость

- 1) Испытание растворов веществ на электрическую проводимость.
 - а) Дистиллированная вода – лампочка не горит, следовательно не проводит электрический ток;
 - б) Раствор NaOH – лампочка горит, следовательно раствор проводит электрический ток;
 - в) Раствор HCl – лампочка горит, следовательно раствор проводит электрический ток.
- 2) Испытание кристаллических веществ в сухом и расплавленном виде на электрическую проводимость.
 - а) Сухой NaCl – лампочка не горит, следовательно вещество не проводит электрический ток;
 - б) Кристаллический NaOH – лампочка не горит, следовательно вещество не проводит электрический ток;
 - в) Расплавленный NaOH – лампочка горит, следовательно вещество проводит электрический ток.
- 3) Испытание концентрированных и разбавленных растворов на электрическую проводимость.
 - а) Безводная уксусная кислота – лампочка не горит, следовательно вещество не проводит электрический ток;
 - б) Разбавленная уксусная кислота – лампочка горит, следовательно раствор проводит электрический ток.
 - 1) Дистиллированная вода, сухой хлорид натрия и кристаллический гидроксид натрия не проводят эл. ток, т.к. в них нет ионов, способных переносить электричество. А при растворении и расплавлении этих в-в происходит диссоциация с образованием ионов
 - 2) Безводная уксусная кислота не проводит эл. ток, т.к. в ней нет ионов, способных переносить электричество. А при растворении водой происходит диссоциация с образованием ионов.

Лабораторный опыт II стр. 21

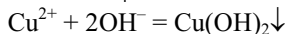
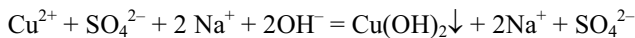
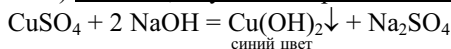
Движение ионов в электрическом поле

Перемещение ионов водорода H^+ и гидроксид-ионов OH^- в электрическом поле. В электрическом поле ионы H^+ двигаются к отрицательно заряженному электроду (катоде), а ионы OH^- – к положительно заряженному электроду (аноду).

Лабораторный опыт III стр. 21

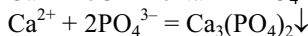
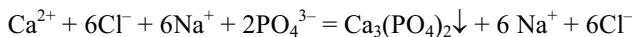
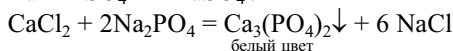
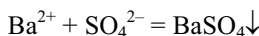
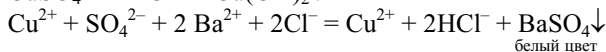
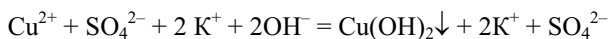
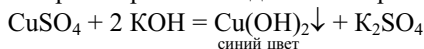
Реакции обмена между растворами электролитов

1) Реакции, идущие в образовании осадка.



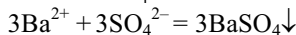
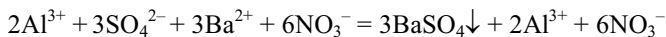
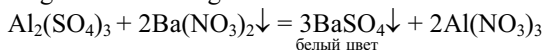
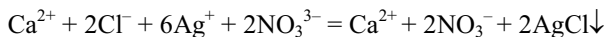
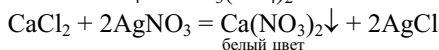
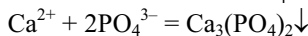
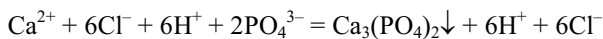
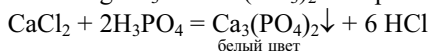
Осадок образуется в результате связывания ионов Cu^{2+} и OH^- .

Осадок вместо раствора NaOH можно взять раствор любой щелочи или растворимых соединений барий. Например:



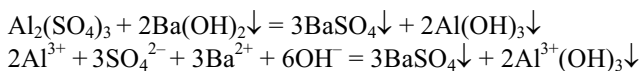
Осадок образуется в результате связывания ионов Ca^{2+} и PO_4^{3-} .

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:

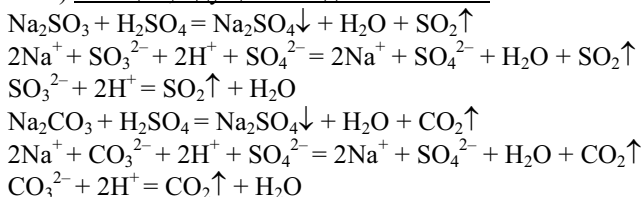


Осадок образуется в результате связывания ионов Ba^{2+} и SO_4^{2-} .

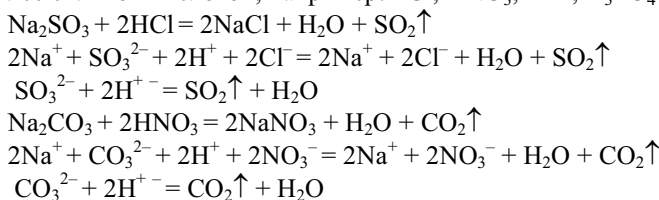
Вместо раствора $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ можно взять любое растворимое соединение бария или щелочь. Например:



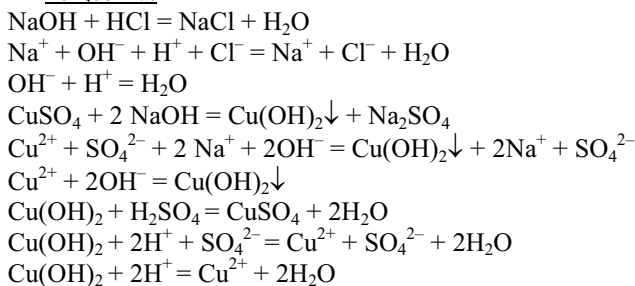
2) Реакции, идущие с выделением газа.



На данные растворы можно было бы подействовать любой более сильной кислотой, например: PCl_5 , HNO_3 , HBr , H_3PO_4

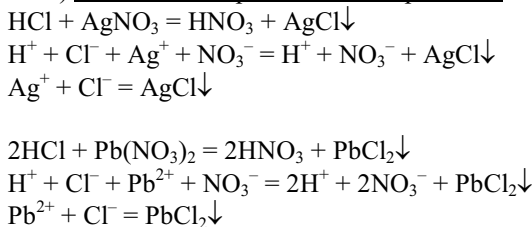


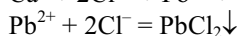
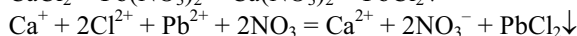
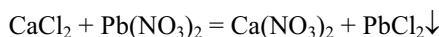
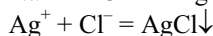
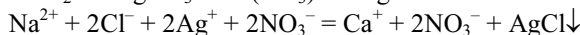
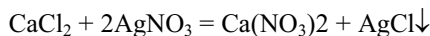
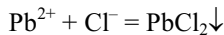
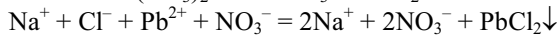
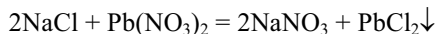
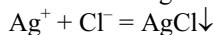
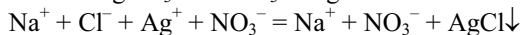
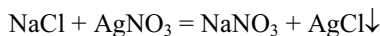
3) Реакции, идущие с образованием малодиссоциирующего вещества.



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

4) Качественная реакция на хлорид-ион.





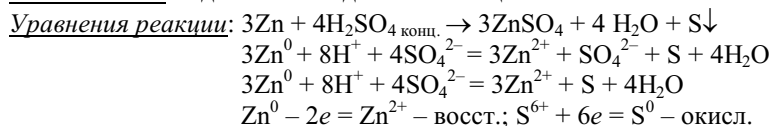
а) и б) Для распознавания соляной кислоты и ее солей можно использовать раствор нитрата серебра (I), т.к. при их взаимодействии образуется характерный белый осадок (AgCl), не растворяющийся даже в концентрированной азотной кислоте. Вместо нитрата серебра (I) можно использовать нитрат свинца (II), т.к. он дает такую же качественную реакцию с образованием белого осадка PbCl_2 . Растворы хлоридов от соляной кислоты можно отличить с помощью индикаторов, изменяющих свою окраску в присутствии ионов H^+ , например: синего лакмуса, метилоранжа и др.

Практическая работа № 1 стр. 22

Решение экспериментальных задач по теме «Электролитическая диссоциация»

1) Действия: К кусочку цинка добавляем 1 мл концентрированной серной кислоты.

Наблюдения: Выделяется осадок желтого цвета.

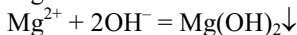
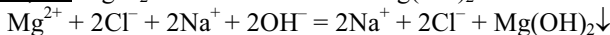


Выводы: Концентрированная серная кислота проявляет окислительные свойства, поэтому при взаимодействии с металлами водород в свободном состоянии не выделяется.

2) а) Действия: К раствору хлорида магния добавляем р-р NaOH .

Наблюдения: Образуется белый осадок.

Уравнения реакции: $\text{MgCl}_2 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaCl} + \text{Mg}(\text{OH})_2 \downarrow$



Выводы: Реакция обмена идет до конца, т.к. происходит связывание ионов Mg^{2+} и OH^- в нерастворимое основание.

б) Действия: К раствору хлорида магния добавляем раствор K_2SO_4

Наблюдения: Изменений нет.

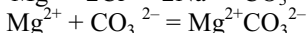
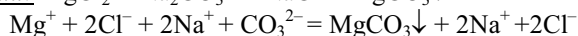
Уравнения реакции: $\text{MgCl}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$ – реакция не происходит.

Выводы: Реакция не идет, связывания ионов не происходит.

в) Действия: К раствору хлорида магния добавляем р-р Na_2CO_3 .

Наблюдения: Выпадает белый осадок.

Уравнения реакции: $\text{MgCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaCl} + \text{MgCO}_3 \downarrow$



Выводы: Реакция сопровождается связыванием ионов Mg^{2+} и CO_3^{2-} поэтому идет до конца.

г) Действия: К раствору хлорида магния добавляем р-р $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$.

Наблюдения: Изменений нет.

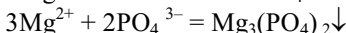
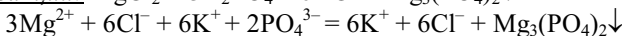
Уравнения реакции: $\text{MgCl}_2 + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{ZnCl}_2$

Выводы: Реакция не идет, т.к. связывания ионов не происходит.

д) Действия: К раствору хлорида магния добавляем раствор K_3PO_4

Наблюдения: Образуется белый осадок.

Уравнения реакции: $\text{MgCl}_2 + 3\text{K}_3\text{PO}_4 = 6\text{KCl} + \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow$

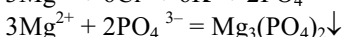
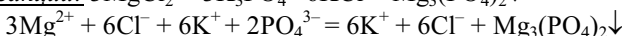


Выводы: Реакция сопровождается связыванием ионов Mg^{2+} в PO_4^{3-} , поэтому идет до конца.

е) Действия: К раствору хлорида магния добавляем раствор Na_2S .

Наблюдения: Образуется белый осадок.

Уравнения реакции: $3\text{MgCl}_2 + 3\text{K}_3\text{PO}_4 = 6\text{KCl} + \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow$

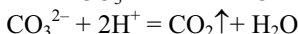
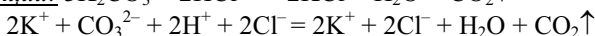


Выводы: Реакция сопровождается связыванием ионов Mg^{2+} в PO_4^{3-} .

3) а) Действия: Даны растворы K_2CO_3 и HCl .

Наблюдения: Выделяется газ без запаха.

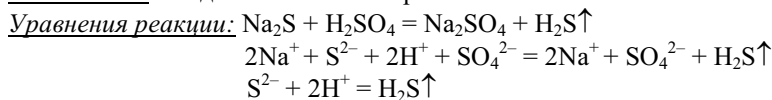
Уравнения реакции: $3\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$



Выводы: Реакция идет до конца, т.к. происходит связывание ионов H^+ и CO_3^{2-} , образуется малодиссоциирующее вещество.

б) Действия: Даны растворы Na_2S и H_2SO_4 .

Наблюдения: Выделяется газ с неприятным запахом.



Выводы: В реакции происходит связывание ионов, поэтому реакция идет до конца и сопровождается выделением газа.

в) Действия: Даны растворы ZnCl_2 и HNO_3 .

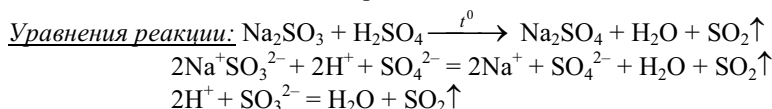
Наблюдения: Изменений нет.

Уравнения реакции: $\text{ZnCl}_2 + 2\text{HNO}_3$ – реакция не происходит.

Выводы: Связывания ионов не происходит.

г) Действия: Даны растворы Na_2SO_3 и H_2SO_4 .

Наблюдения: Выделяется газ с резким запахом.



Выводы: Ионы H^+ и SO_3^{2-} связываются с образованием газа и малодиссоциирующего вещества, поэтому реакция идет до конца.

д) Действия: Даны растворы CuSO_4 и HNO_3 .

Наблюдения: Изменений нет.

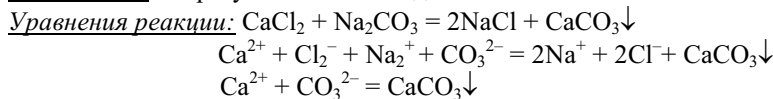
Уравнения реакции: CuSO_4 и HNO_3 – реакция не происходит.

Выводы: Реакция не идет, т.к. связывания ионов не происходит.

4) Осуществить реакцию:

а) Действия: Используем CaCl_2 и Na_2SO_3 ; $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ и K_2CO_3 .

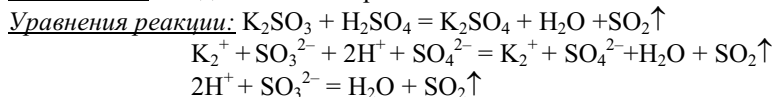
Наблюдения: Образуется белый осадок.



Выводы: Реакция сопровождается образованием осадка, поэтому идет до конца.

б) Действия: Используем Na_2SO_3 и HCl .

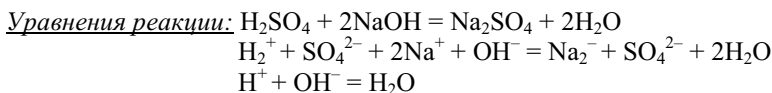
Наблюдения: Выделяется газ с резким запахом.



Выводы: Реакция сопровождается образованием газа и малодиссоциирующего вещества, поэтому реакция идет до конца.

в) Действия: Используем раствор любой щелочи и любой кислоты, например, H_2SO_4 и NaOH ; HNO_3 и KOH .

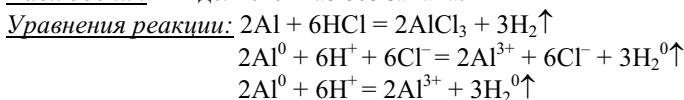
Наблюдения: Выделяется тепло.



Выводы: В результате реакции образуется малодиссоциирующее вещество, поэтому реакция идет до конца.

г) Действия: Можно использовать алюминий и одну из кислот: HCl , H_2SO_4 .

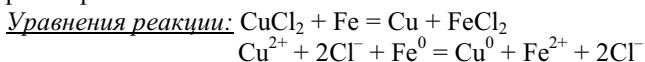
Наблюдения: Выделяется газ без запаха.



Выводы: В результате реакции происходит окисление атомов алюминия ионами водорода.

д) Действия: Можно использовать одну из растворимых солей меди (CuSO_4 , CuCl_2) и металл, активнее меди (Fe , Zn).

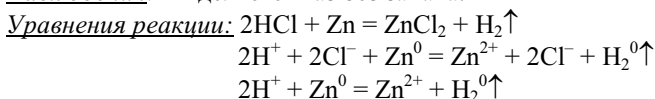
Наблюдения: На железных стружках появляется медный налет, раствор постепенно желтеет.



Выводы: В ходе реакции происходит восстановление ионов меди атомами железа.

е) Действия: Можно использовать кислоту (HCl , H_2SO_4) и металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода.

Наблюдения: Выделяется газ без запаха.

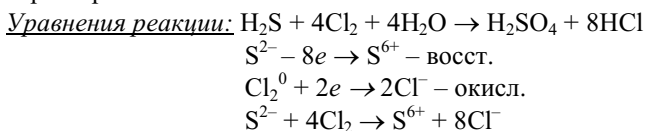


Выводы: Происходит восстановление ионов H_2 атомами цинка.

5) Проводим реакции:

а) Действия: Проводим реакции между сероводородной и хлорной водой.

Наблюдения: При смешивании сероводородной и хлорной воды их характерный запах исчезает.

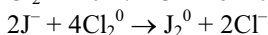
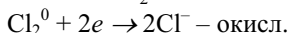
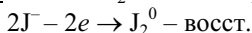


Выводы: В результате данной реакции хлор проявляет окислительные свойства, а сероводород, за счет серы в низшей степени окисления, восстановительные.

б) Действия: Проводим реакции между раствором иодида калия и хлорной водой.

Наблюдения: Появляется коричневое окрашивание раствора.

Уравнения реакции: $2\text{KI} + 4\text{Cl}_2 = 2\text{KCl} + \text{J}_2$

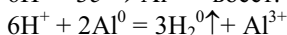
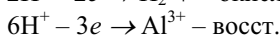
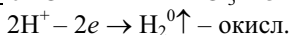


Выводы: В данной реакции хлор также проявляет окислительные свойства и окисляет ионы йода.

в) Действия: Проводим реакции между соляной кислотой и Al.

Наблюдения: Выделяется газ без цвета и запаха.

Уравнения реакции: $6\text{HCl} + 2\text{Al} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\uparrow$

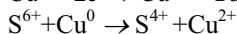
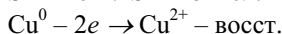
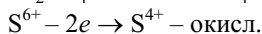


Выводы: Ионы водорода окисляют атомы алюминия.

г) Действия: Проводим реакции между концентрированной серной кислотой и медью при нагревании.

Наблюдения: Выделяется газ с резким запахом, раствор приобретает синюю окраску.

Уравнения реакции: $2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cu} = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$



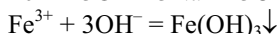
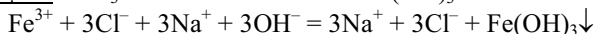
Выводы: Концентрированная серная кислота проявляет окислительные свойства за счет кислотного остатка.

б) Необходимые вещества можно получить, например, так:

а) Действия: К хлориду железа (III) добавляем гидроксид натрия.

Наблюдения: Образуется осадок бурого цвета.

Уравнения реакции: $\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} = 3\text{NaCl} + \text{Fe(OH)}_3\downarrow$

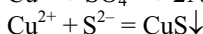
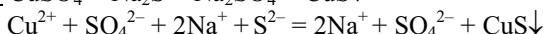


Выводы: В результате связывания ионов Fe^{3+} и OH^- образуется гидроксид железа (III).

б) Действия: К сульфату меди (II) добавляем сульфид натрия.

Наблюдения: Образуется осадок черного цвета.

Уравнения реакции: $\text{CuSO}_4 + \text{Na}_2\text{S} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CuS}\downarrow$

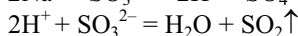
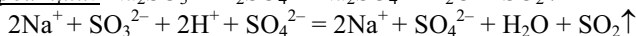


Выводы: В результате связывания ионов Cu^{2+} и S^{2-} образуется CuS.

в) Действия: К сульфату натрия приливаем H_2SO_4 , нагреваем.

Наблюдения: Выделяется газ с резким запахом.

Уравнения реакции: $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2\uparrow$

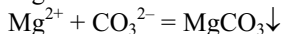
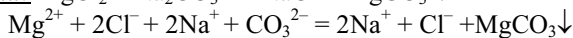


Выводы: В рез-те связывания ионов SO_3^{2-} и H^+ образуется сернистая кислота, которая затем разлагается на оксид серы (IV) и воду.

г) Действия: К хлориду магния добавляем карбонат натрия.

Наблюдения: Образуется белый осадок.

Уравнения реакции: $\text{MgCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaCl} + \text{MgCO}_3\downarrow$

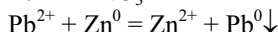
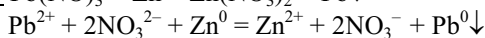


Выводы: В результате связывания ионов Mg^{2+} и CO_3^{2-} образовалась нерастворимая соль – карбонат магния.

д) Действия: К раствору нитрата свинца (II) добавляем цинк.

Наблюдения: На цинке появляется черный налет.

Уравнения реакции: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Zn} = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Pb}\downarrow$



Выводы: Атомы цинка восстанавливают ионы свинца, в результате чего свинец выделяется в свободном состоянии.

Лабораторный опыт IV стр. 32

Ознакомление с образцами серы и ее природных соединений

Название	Химическая формула	Агрегатное состояние	Цвет	Твердость
сера	S	твердое	желтый	низкая
пирит	FeS_2	твердое	золотистый	высокая
свинцовый блеск	PbS	твердое	стальной	очень высокая
гипс	$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	твердое	белый	высокая
глауберова соль	$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	твердое	бесцветный	низкая

Лабораторный опыт V стр. 32

Получение и свойства озона

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

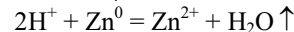
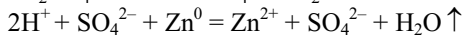
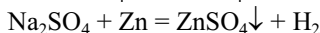
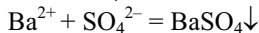
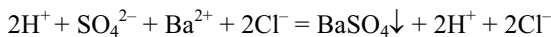
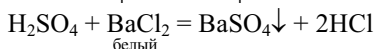
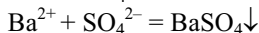
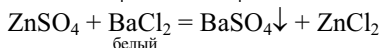
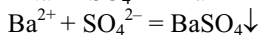
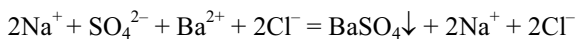
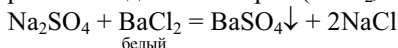
2) Так как озон является окислителем, то он окисляет KJ до йода в свободном состоянии: $2\text{J}^- - 2e \rightarrow \text{J}_2^0$

Лабораторный опыт VI стр. 32

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 он выделяется в свободном состоянии. Для солей такая реакция невозможна.

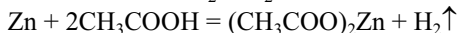
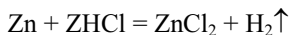
2) Сульфаты от др. солей можно отличить с помощью растворимых соединений бария (BaCl_2 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$) белого цвета:



Лабораторный опыт VII стр. 44

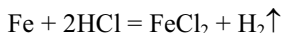
Изучение влияния условий на скорость химических реакций.

Опыт 1.



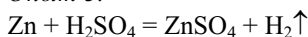
Водорода при реакции с соляной кислотой выделяется больше, следовательно скорость реакции выше, соляная кислота сильнее уксусной.

Опыт 2.



При использовании железных стружек скорость реакции меньше, т.к. в этом случае меньше будет поверхность соприкосновения между реагирующими веществами.

Опыт 3.



С более концентрированной серной кислотой реакция протекает быстрее, т.к. чем больше концентрация реагирующих веществ, тем больше скорость реакции.

Опыт 4.

При нагревании скорость реакции больше.

Практическая работа № 2 стр. 44

Экспериментальные задачи по теме «Подгруппа кислорода»

Задача 1. Различить растворы: а) Na_2SO_4 ; б) NaCl ; в) H_2SO_4

а) Действия: В пробирки со всеми растворами помещаем цинк.

Наблюдения: В одной из пробирок происходит выделение газа.

Уравнения реакции: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$
 $2\text{H}^+ + \text{Zn}^0 = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\uparrow$

Выводы: В данной пробирке находится раствор серной кислоты, т.к. с металлом с выделением водорода может взаимодействовать только кислота.

б) Действия: К оставшимся растворам добавляем хлорид бария.

Наблюдения: В одной из пробирок образуется белый осадок.

Уравнения реакции: $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaCl}$
 $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4\downarrow$

Выводы: В данной пробирке находится сульфат натрия.

в) Действия: К оставшемуся раствору добавляем нитрат серебра.

Наблюдения: Образуется белый осадок.

Уравнения реакции: $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$
 $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}\downarrow$

Выводы: В данной пробирке находится хлорид натрия, т.к. проведенная реакция является качественной на хлорид-ион.

Примечание: В случае сульфата образуется малорастворимая соль Ag_2SO_4 , которую трудно отличить от AgCl , поэтому нельзя изменять последовательность в определении сульфата и хлорида.

Задача 2. Из сульфата меди (II) получить хлорид меди (II).

а) Действия: К раствору сульфата меди (II) добавляем щелочь.

Наблюдения: Образуется синий осадок.

Уравнения реакции: $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$
 $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$

Выводы: В результате связывания ионов Cu^{2+} и OH^- образуется нерастворимое основание, которое взаимодействует с кислотой.

б) Действия: К полученному осадку добавляем соляную кислоту.

Наблюдения: Осадок растворяется.

Уравнения реакции: $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 $\text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$

Выводы: В результате связывания ионов Cu^{2+} и OH^- образуется нерастворимое основание, которое взаимодействует с кислотой.

Задача 3. С помощью характерных реакций различить; KJ, K_2SO_4 , KBr

а) Действия: Ко всем растворам добавляем хлорид бария.

Наблюдения: В одной из пробирок образуется белый осадок.

Уравнения реакции: $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{KCl}$
 $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow$

Выводы: В данной пробирке находится сульфат калия, т.к. данная реакция - качественная на сульфат ион.

б) Действия: К оставшимся р-рам добавляем нитрат серебра (I).

Наблюдения: В одной пробирке образуется белый осадок, в другой – светло-желтый, а в третьей – желтый.

Уравнения реакции: $\text{KCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl} \downarrow + \text{KNO}_3$
 $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl} \downarrow$
 $\text{KBr} + \text{AgNO}_3 = \text{AgBr} \downarrow + \text{KNO}_3$
 $\text{Ag}^+ + \text{I}^- = \text{AgI} \downarrow$

Выводы: В пробирке с белым осадком (AgCl) содержится KCl, со светло-желтым (AgBr) – KBr, а с желтым (AgI) – KJ. Реакция с нитратом серебра (I) - качественная на ионы галогенов.

Задача 4. Осуществить превращение:

а) $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2$

1) Действия: К нескольким кусочкам цинка добавляем разбавленную серную кислоту.

Уравнения реакции: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$
 $2\text{H}^+ + \text{Zn}^0 = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2^{0} \uparrow$

2) Действия: Через некоторое время добавляем щелочь.

Уравнения реакции: $\text{ZnSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Zn}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$
 $\text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Zn}(\text{OH})_2 \downarrow$

б) $\text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4$

Действия: К оксиду меди (II) добавляем раствор серной кислоты, нагреваем.

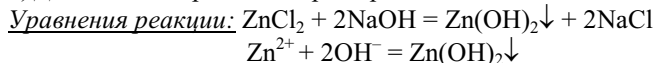
Уравнения реакции: $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{CuO} + 2\text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$

в) $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2$

1) Действия: К кусочкам цинка добавляем соляную кислоту

Уравнения реакции: $2\text{HCl} + \text{Zn} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$
 $2\text{H}^+ + \text{Zn}^0 = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2^{0} \uparrow$

2) Действия: Через некоторое время добавляем щелочь.

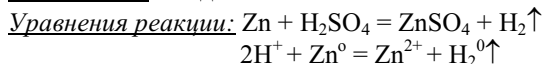


Выводы: В результате связывания ионов Zn^{2+} и OH^- образуется нерастворимое основание Zn(OH)_2 .

Задача 5. Даны вещества: H_2SO_4 , Zn , $\text{Ba(NO}_3)_2$, NaCl , CaCl_2 , CuCl_2 .
Какие из веществ реагируют с H_2SO_4 ?

1) Действия: $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4$.

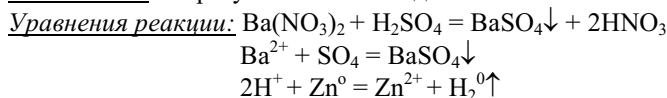
Наблюдения: Выделяется газ.



Выводы: Поэтому цинк реагирует с серной кислотой.

2) Действия: $\text{Ba(NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$.

Наблюдения: Образуется белый осадок.



Выводы: Это реакция обмена, т.к. происходит связывание ионов (Ba^{2+} и SO_4^{2-}), реакция идет до конца.

3) Действия: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaCl}$.

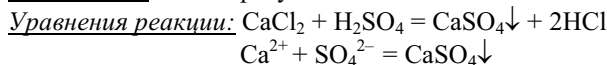
Наблюдения: Изменений нет.

Уравнения реакции: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaCl}$ – не реагирует.

Выводы: Реакции нет.

4) Действия: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CaCl}_2$.

Наблюдения: Раствор мутнеет.



Выводы: Серная кислота реагирует с хлоридом кальция.

5) Действия: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CuCl}_2$.

Наблюдения: Изменений нет.

Уравнения реакции: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CuCl}_2$ – не реагирует.

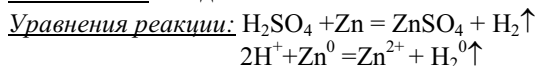
Выводы: Реакции нет.

Задача 6. Провести реакции, подтверждающие качественный состав серной и соляной кислот.

а) Подтверждаем состав серной кислоты.

1) Действия: В раствор серной кислоты опускаем кусочек цинка.

Наблюдения: Выделяется газ.



Выводы: Т.к. при взаимодействии с цинком происходит выделение водорода в свободном состоянии, значит, в состав серной кислоты входит водород.

2) Действия: К раствору серной кислоты добавляем раствор хлорида бария.

Наблюдения: Образуется белый осадок.

Уравнения реакции: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$
 $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4\downarrow$

Выводы: Эта реакция – качественная на сульфат-ион, SO_4^{2-} значит, в серной кислоте есть сульфат-ион.

б) Подтверждаем качественный состав соляной кислоты.

1) Действия: Берем несколько кусочков цинка и добавляем соляную кислоту.

Наблюдения: Выделяется газ.

Уравнения реакции: $2\text{HCl} + \text{Zn} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
 $2\text{H}^+ + \text{Zn}^0 = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2^0\uparrow$

Выводы: Т.к. при взаимодействии с цинком выделяется H_2 , значит, в состав соляной кислоты входит водород.

2) Действия: К раствору соляной кислоты добавляем раствор нитрата серебра (I).

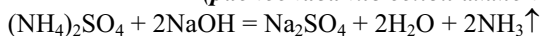
Наблюдения: Образуется белый осадок.

Уравнения реакции: $\text{HCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl}\downarrow + \text{HNO}_3$
 $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}\downarrow$

Выводы: Эта реакция является качественной на хлорид-ион, значит, он имеется в соляной кислоте.

Лабораторный опыт VIII стр. 73

Взаимодействия солей аммония со щелочами (распознавание солей аммония).



1) В результате реакции образуется гидроксид аммония, но т.к. он не является прочным соединением, то разлагается на воду и аммиак.

2) Для того чтобы отличить соли аммония от других солей, необходимо провести реакцию со щелочью. Если при в результате реакции происходит выделение аммиака, значит, это соль аммония. Выделение аммиака можно зафиксировать при помощи влажной индикаторной бумаги (лакмусовая бумажка при этом синее) или по запаху.

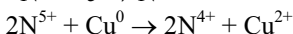
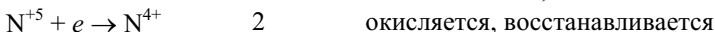
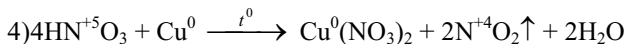
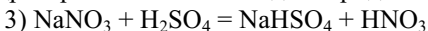
Лабораторный опыт IX стр. 73

Ознакомление с азотными и фосфорными удобрениями.

1. Определение нитратов.

1) Оксид азота (IV) – газ бурого цвета.

2) Раствор в пробирке синее, потому что медь окисляется и в виде ионов переходит в раствор, где происходит их гидратация. Гидратированные ионы меди и придают раствору синий цвет.

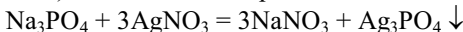


5) Азотные удобрения, содержащие ион аммония, определяют в реакции с концентрированной серной кислотой с помощью щелочи – выделяется аммиак, а удобрения, содержащие нитрат-ион, с помощью меди – выделяется NO_2 .

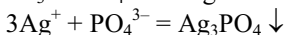
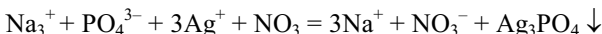
2. Определение фосфорных минеральных удобрений.

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; гидроорто-фосфаты – малорастворимы, кроме гидроортофосфатов Na, K и аммония; дигидроортофосфаты – хорошо растворяются.

2) Реактивом на определение иона PO_4^{3-} являются ионы Ag^+ :



желтый цвет



Практическая работа № 3 стр. 74

Получение аммиака и опыты с ним. Ознакомление со свойствами водного раствора аммиака.

1) Получение аммиака и растворение его в воде

а) Действия: Насыпаем смесь NH_4Cl и $\text{Ca}(\text{OH})_2$ в пробирку. Закрываем газоотводной трубкой, конец которой направлен вверх. Нагреваем смесь.

Наблюдения: Ощущается запах аммиака.



Выводы: Аммиак можно получить, нагревая смесь соли аммония и щелочи.

б) Действия: Через некоторое время пробирку с аммиаком, не переворачивая, закрываем пробкой, затем опускаем в кристаллизатор с водой и открываем пробку.

Наблюдения: Вода заполняет пробирку.

Уравнения реакции: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH}$

Выводы: Аммиак очень хорошо растворим, образует NH_4OH .

в) Действия: В полученный раствор помещаем красную лакмусовую бумажку. Добавляем к раствору фенолфталеин.

Наблюдения: Бумажка синеет; раствор с фенолфталеином розовый.

Уравнения реакции: $\text{NH}_4\text{OH} \leftrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

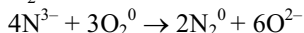
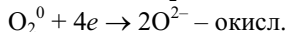
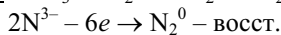
Выводы: Гидроксид аммония обладает основными кислотными свойствами.

2) Горение аммиака в кислороде

Действия: Нагреваем смесь NH_4Cl и $\text{Ca}(\text{OH})_2$, затем поджигаем с помощью лучинки газ, выходящий из газоотводной трубки.

Наблюдения: Газ горит ярким пламенем.

Уравнения реакции: $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$



Выводы: В результате горения аммиака образуется азот и вода.

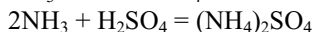
Аммиак обладает восстановительными свойствами.

3) Взаимодействия аммиака с кислотами

Действия: Пробирку со смесью нагреваем. Газоотводную трубку последовательно вводим в пробирки с концентрированными кислотами HNO_3 , HCl , H_2SO_4 , не касаясь поверхности кислот.

Наблюдения: Появляется «белый дым».

Уравнения реакции: $\text{NH}_3 + \text{HNO}_3 = \text{NH}_4\text{NO}_3$



Выводы: Аммиак реагирует с кислотами, проявляя основ. св-ва.

4) Свойства водного раствора аммиака

а) Действия: В водный раствор аммиака опускаем красную лакмусовую бумажку.

Наблюдения: Бумажка синеет.

Уравнения реакции: $\text{NH}_4\text{OH} = \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

Выводы: Водный р-р аммиака обладает основными свойствами.

б) Действия: К водному р-ру аммиака добавляем фенолфталеин

Наблюдения: Раствор розовый.

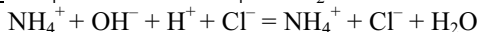
Уравнения реакции: $\text{NH}_4\text{OH} = \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

Выводы: В растворе аммиака присутствуют ионы OH^-

в) Действия: Добавляем разбавленную соляную кислоту.

Наблюдения: Раствор обесцвечивается.

Уравнения реакции: $\text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$



Выводы: Водный раствор аммиака имеет основные свойства.

Практическая работа № 4 стр. 75

Определение минеральных удобрений

1) Различить: суперфосфат, нитрат аммония, сульфат аммония.

а) Действия: К содержимому пробирок добавляем воду.

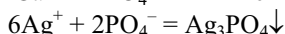
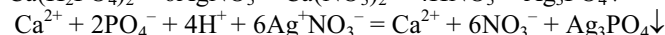
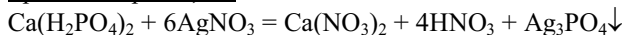
Наблюдения: В одной из пробирок вещество растворилось не полностью.

Выводы: Это суперфосфат, так как он слабо растворим.

б) Действия: К этому р-ру добавляем раствор нитрата серебра (I).

Наблюдения: Выделяется желтый осадок.

Уравнения реакции:

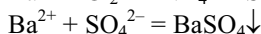
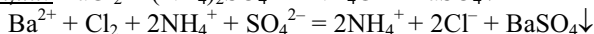


Выводы: В данной пробирке находится суперфосфат, т.к. данная реакция является качественной на фосфат-ионы.

в) Действия: К оставшимся р-рам добавляем р-р хлорида бария.

Наблюдения: В одной из пробирок выпадает белый осадок.

Уравнения реакции: $\text{BaCl}_2 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = 2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{BaSO}_4\downarrow$

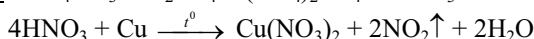


Выводы: В данной пробирке находится сульфат аммония, т.к. данная реакция является качественной на сульфат-ион.

г) Действия: К веществу в оставшейся пробирке добавляем концентрированную серную кислоту и добавляю медь. Нагреваем.

Наблюдения: Выделяется газ бурого цвета; раствор приобретает голубую окраску; медь растворяется.

Уравнения реакции: $2\text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{HNO}_3$

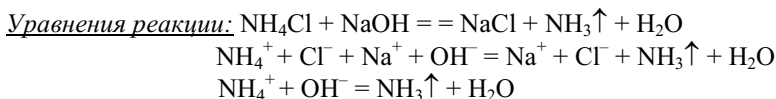


Выводы: В данной пробирке находится нитрат аммония, т.к. данная реакция является качественной на нитрат-ион.

2) Различить: хлорид аммония, нитрат натрия, хлорид калия.

а) Действия: К веществам добавляем раствор щелочи, нагреваем.

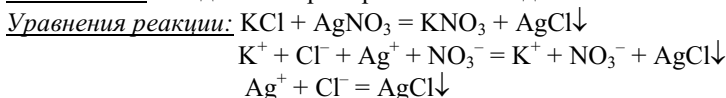
Наблюдения: Из одной пробирки ощущается запах аммиака.



Выводы: В данной пробирке находится хлорид аммония, т.к. эта реакция является качественной на ион аммония.

б) Действия: К двум оставшимся веществам добавляем раствор нитрата серебра (I).

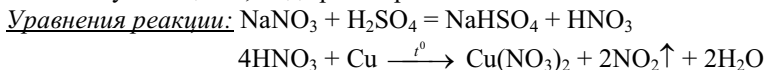
Наблюдения: В одной из пробирок белый осадок.



Выводы: Эта реакция является качественной на Cl^- , поэтому в данной пробирке содержится хлорид калия.

в) Действия: К оставшемуся веществу добавляем концентрированную серную кислоту к добавляю кусочек меди. Нагреваем.

Наблюдения: Выделяется газ бурого цвета (NO_2); раствор становится голубого цвета; медь растворяется.



Выводы: В данной пробирке нитрат натрия, т.к. данная реакция является качественной на нитрат-ион.

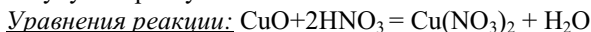
Решение экспериментальных задач

1) Получите аммиак и проделайте с ним характерные химические реакции (см. практическую работу №3).

2) Получить двумя способами нитрат меди (II).

а) Действия: Берем оксид меди (II), добавляем HNO_3 , нагреваем.

Наблюдения: Оксид меди (II) растворяется; раствор приобретает голубую окраску.



б) Действия: Берем медь, добавляем азотную кислоту и нагреваем.

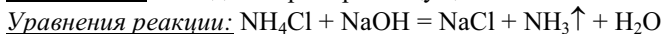
Наблюдения: Медь растворяется; выделяется газ бурого цвета; раствор становится голубого цвета.



4) Различить кристаллические вещества: Na_2SO_4 , NH_4Cl , NaNO_3

а) Действия: К исследуемым веществам добавляем раствор щелочи.

Наблюдения: Из одной пробирки ощущается запах аммиака.



Выводы: В данной пробирке содержится хлорид аммония, т.к. проведенная реакция является качественной на ион аммония.

б) Действия: К оставшимся в-вам добавляем р-р хлорида бария.

Наблюдения: В одной из пробирок выпадает белый осадок.

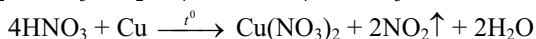
Уравнения реакции: $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NaCl}$

Выводы: В данной пробирке находится сульфат натрия, т.к. эта реакция является качественной на сульфат-ион.

в) Действия: К оставшемуся веществу добавляем концентрированную серную кислоту и кусочек меди. Нагреваем.

Наблюдения: Выделяется газ бурого цвета; раствор становится голубого цвета; медь растворяется.

Уравнения реакции: $\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NaHSO}_4 + \text{HNO}_3$



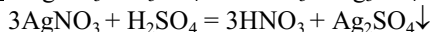
Выводы: Реакция является качественной на нитрат-ион, поэтому в данной пробирке находится нитрат натрия.

5) Различить растворы ортофосфорной и серной кислот

Действия: К обоим растворам добавляем нитрат серебра (I).

Наблюдения: В одной пробирке наблюдается помутнение раствора, а в другой образуется желтый осадок.

Уравнения реакции: $3\text{AgNO}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 = 3\text{HNO}_3 + \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow$



Выводы: Та пробирка, в которой образовался желтый осадок, содержит ортофосфорную кислоту, другая – серную.

6) Различить ортофосфаты натрия и кальция

Действия: Добавляем в обе пробирки воду.

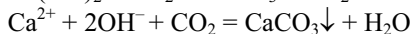
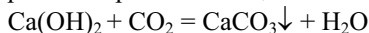
Наблюдения: В одной соль растворяется, в другой – нет.

Выводы: Растворившаяся в результате реакции соль – ортофосфат натрия, не растворившаяся – ортофосфат кальция.

Лабораторный опыт XI стр. 101

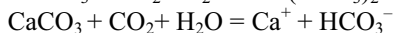
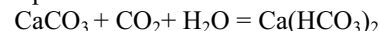
Ознакомление со свойствами и взаимопревращениями карбонатов и гидрокарбонатов

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

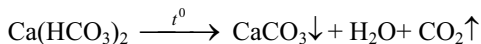


Реакция является качественной на углекислый газ.

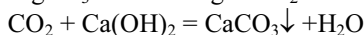
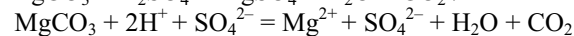
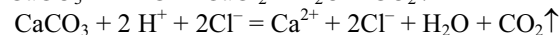
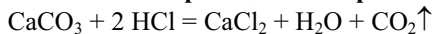
2) При дальнейшем пропускании углекислого газа образуется гидрокарбонат кальция, который растворим гораздо лучше, чем карбонат.



3) Потому что при нагревании гидрокарбонаты разлагаются на воду, CO₂ и карбонат. А так как карбонат кальция нерастворим, то вновь образуется осадок.



Качественная реакция на карбонат-ион



Действия кислоты является качественной реакцией на карбонат-ион.

Практическая работа № 5 стр. 102

Получение оксида углерода (IV) и изучение его свойств.

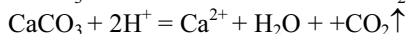
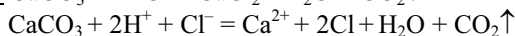
Распознавание карбонатов

1) Получение оксида углерода (IV) и определение его свойств

а) Действия: В прибор кладем несколько кусочков мрамора, добавляем раствор соляной кислоты.

Наблюдения: Выделяется газ.

Уравнения реакции: $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$

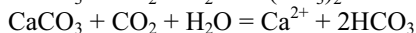
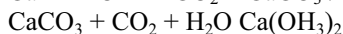
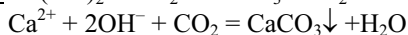


Выводы: При действии мрамор соляной кислотой, то она вытесняет из карбоната слабую угольную кислоту, которая затем разлагается на H₂O и CO₂.

б) Действия: Конец газоотводной трубки помещаем в пробирку с известковой водой.

Наблюдения: Образуется белый осадок, который растворяется.

Уравнения реакции: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$



Выводы: При пропускании углекислого газа через известковую воду образуется карбонат кальция, который затем растворяется, превращаясь в гидрокарбонат.

в) Действия: Пропускаем углекислый газ через дистиллированную воду. Затем добавляем синий лакмус.

Наблюдения: Лакмус краснеет.

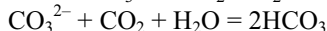
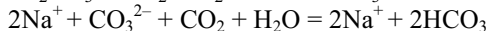
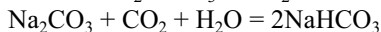
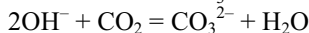
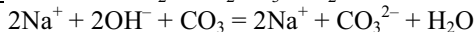
Уравнения реакции: $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$

Выводы: Т.к. синий лакмус краснеет, следовательно, при растворении в воде образуется кислота.

г) Действия: Наливаем в пробирку разбавленный NaOH, добавляем фенолфталеин и пропускаем углекислый газ.

Наблюдения: В растворе щелочи фенолфталеин розовеет, при пропускании углекислого газа – обесцвечивается.

Уравнения реакции: $2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$



Выводы: Идет реакция между CO_2 и NaOH. Это еще раз подтверждает кислотные свойства CO_2 .

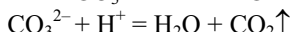
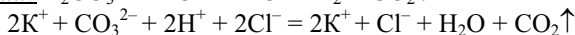
2) Распознавание карбонатов.

Даны вещества: Na_2SO_4 , ZnCl_2 , KCO_3 , Na_2SiO_3

а) Действия: Ко всем веществам добавляем соляную кислоту.

Наблюдения: В одной из пробирок выделяется газ.

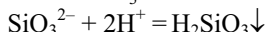
Уравнения реакции: $\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{KCl} + \text{H}_2 + \text{CO}_2 \uparrow$



Выводы: В данной пробирке – карбонат калия, это качественная реакция на карбонат-ион.

б) Наблюдения: В другой пробирке образ. прозрачный осадок.

Уравнения реакции: $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SiO}_3 \downarrow$

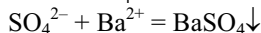


Выводы: В данной пробирке – силикат натрия, т.к. происходит образование нерастворимой кремниевой кислоты.

в) Действия: Два оставшихся вещества растворяем водой и добавляем раствор хлорида бария.

Наблюдения: В одной из пробирок образовался белый осадок.

Уравнения реакции: $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NaCl}$

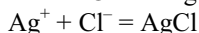
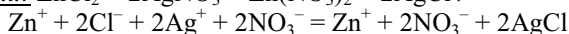


Выводы: Это качественная реакция на сульфат-ион, значит, в данной пробирке находится сульфат натрия.

г) Действия: В оставшийся р-р добавляем р-р нитрата серебра (I).

Наблюдения: Образовался белый осадок.

Уравнения реакции: $\text{ZnCl}_2 + 2\text{AgNO}_3 = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{AgCl} \downarrow$

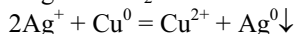
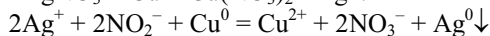
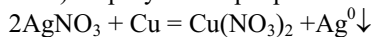


Выводы: Реакция является качественной на хлорид-ион, следовательно, в данной пробирке – хлорид цинка.

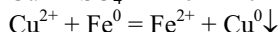
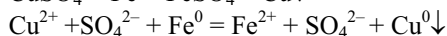
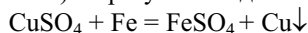
Лабораторный опыт XV стр. 121

Взаимодействия металлов с растворами солей

1) Образуется серебро.



2) Образуется медь.



3) Нитрат свинца с медью не взаимодействует, реакции нет

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

Лабораторный опыт XVIII стр. 139

Ознакомление с образцами алюминия и его сплавами

Алюминия более пластичный и менее твердый, чем его сплав.

Практическая работа № 6 стр. 139

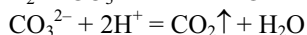
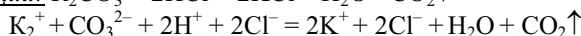
Решение экспериментальных задач

А) Различить вещества: CaCl_2 , NaOH , K_2CO_3 , BaCl_2

1) Действия: Добавляем раствор кислоты (HCl).

Наблюдения: В одной из пробирок выделяется газ.

Уравнения реакции: $\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$



Выводы: Проведенная реакция является качественной на карбонат-ион, следовательно в данной пробирке находится карбонат калия.

2) Действия: Добавляем фенолфталеин.

Наблюдения: В одной из пробирок р-р окрасился в розовый цвет.

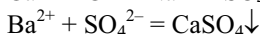
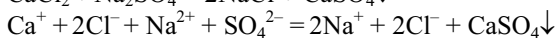
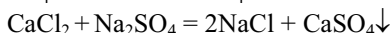
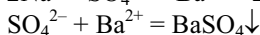
Уравнения реакции: $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

Выводы: В данной пробирке – гидроксид натрия, т.к. розовеет фенолфталеин в щелочной среде.

3) Действия: Добавляем раствор сульфата натрия.

Наблюдения: В одном случае образуется белый осадок, а в другом происходит только помутнение раствора.

Уравнения реакции: $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaCl}$



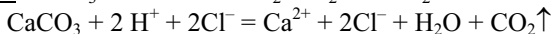
Выводы: Сульфат кальция – малорастворимым, сульфат бария является нерастворимым соединением, а значит, там, где помутнение раствора – хлорид кальция, а где образовался белый осадок, был хлорид бария.

Б) Различить вещества: CaCO_3 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, Na_2SO_4

1) Действия: Добавляем соляную кислоту.

Наблюдения: В одной из пробирок выделяется газ.

Уравнения реакции: $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$

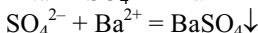
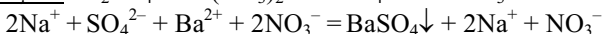


Выводы: Эта реакция является качественной на карбонат-ион, поэтому в данной пробирке находится карбонат кальция.

2) Действия: Оставшиеся вещества разбавляем водой и добавляем раствор сульфата натрия.

Наблюдения: В одной из пробирок образовался белый осадок.

Уравнения реакции: $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaNO}_3$

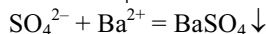
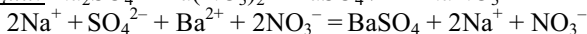


Выводы: В данной пробирке содержится нитрат бария, т.к. данная реакция является качественной на ион Ba^{2+} .

3) Действия: К оставшимся растворам добавляем раствор нитрата бария.

Наблюдения: В одной из пробирок выпадает белый осадок.

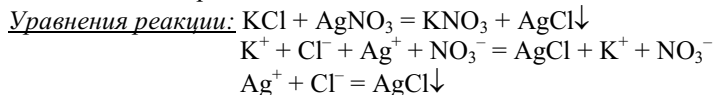
Уравнения реакции: $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaNO}_3$



Выводы: Реакция является качественной на сульфат-ион, поэтому в данной пробирке находится сульфат натрия.

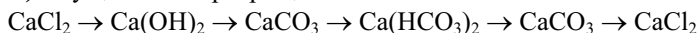
4) Действия: К оставшемуся раствору добавляем раствор нитрата серебра (I).

Наблюдения: Образовался белый осадок.

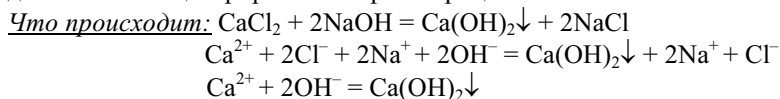


Выводы: Реакция является качественной на хлорид-ион, поэтому в данной пробирке находится хлорид калия.

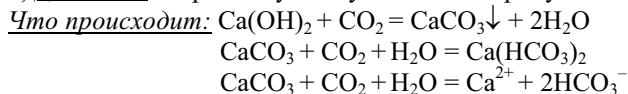
В) Осуществить превращение:



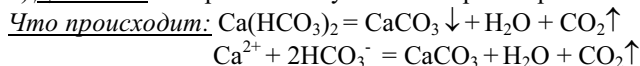
1) Действия: К концентрированному раствору хлорида кальция добавляем концентрированный раствор щелочи.



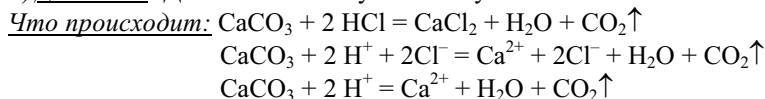
2) Действия: Через получившуюся взвесь пропускаем CO_2 .



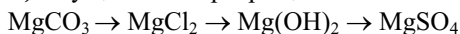
3) Действия: Нагреваем получившийся раствор.



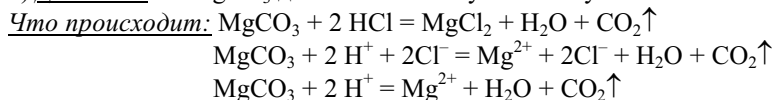
4) Действия: Добавляем соляную кислоту.



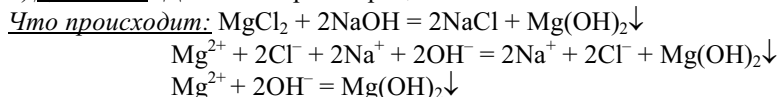
Г) Осуществить превращение:



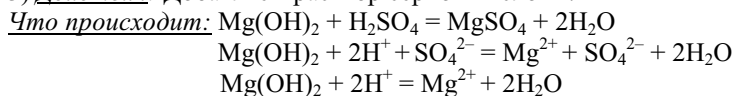
1) Действия: К MgCO_3 добавляем соляную кислоту.



2) Действия: Добавляем раствор щелочи.



3) Действия: Добавляем раствор серной кислоты.



Практическая работа № 7 стр. 144

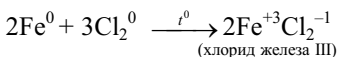
Решение экспериментальных задач

Сжигание железа в кислороде и хлоре.

1. Кислород окисляет железо, при этом происходит образование железной окалины – смешанного оксида Fe(II) и Fe(III).
Хлор является сильным окислителем, поэтому окисляет железо до более высокой степени окисления (+3), при этом образуется хлорид железа(III).
2. Кислород и хлор – окислители, железо – восстановитель.
3. $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 (\text{Fe}^{+3}\text{O}_3^{-2} \cdot \text{Fe}^{+2}\text{O})$
железная окалина

$\text{O}_2^0 + 4\text{e} = 2\text{O}^{2-}$ – окисл.; $\text{Fe}^0 - 2\text{e} = \text{Fe}^{2+}$ – воспт.;

$\text{Fe}^0 - 3\text{e} = \text{Fe}^{3+}$ – воспт.

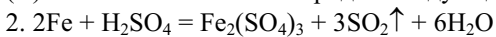


$\text{Cl}_2^0 + 2\text{e} = 2\text{Cl}^-$ – окисл.; $\text{Fe}^0 - 3\text{e} = \text{Fe}^{3+}$ – воспт.

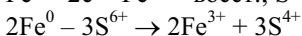
Взаимодействие железа с концентрированными кислотами

1. Азотная и концентрированная серная кислоты относятся к кислотам-окислителям, т.е. они проявляют сильные окислительные свойства за счет кислотного остатка.

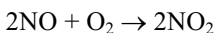
Выделяющийся при восстановлении азотной кислоты оксид азота (II) легко окисляется кислородом воздуха до оксида азота (IV).



$\text{Fe}^0 - 2\text{e} = \text{Fe}^{3+}$ – воспт.; $\text{S}^{6+} + 2\text{e} = \text{S}^{4+}$ – окисл.



$\text{Fe}^0 - 3\text{e} = \text{Fe}^{3+}$ – воспт.; $\text{S}^{5+} + 3\text{e} = \text{S}^{2+}$ – окисл.



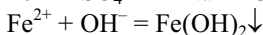
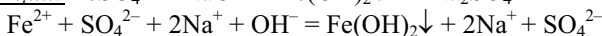
Примечание: с концентрированной азотной кислотой и концентрированной серной на холоду железо не реагирует (пассивируется).

Получение гидроксида железа (II) и взаимодействия его с кислотами

- а) Действия: К свежеприготовленному раствору сульфата железа (II) добавляем раствор гидроксида натрия.

Наблюдения: Образуется осадок зеленоватого цвета.

Уравнения реакции: $\text{FeSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{Na}_2\text{SO}_4$



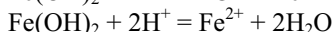
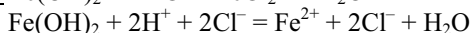
Выводы: Гидроксиды железа (II) и (III) можно получить в результате реакции обмена между растворимыми солями железа (II) и

(Ш) раствором щелочи, т.к. в этом случае происходит связывание ионов: Fe^{2+} и OH^- ; Fe^{3+} и OH^- .

б) Действия: К осадку добавляем раствор соляной кислоты.

Наблюдения: Осадок растворяется.

Уравнения реакции: $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$



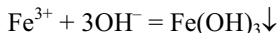
Выводы: Т.к. $\text{Fe}(\text{OH})_2$ имеет основной характер, поэтому он реагирует с кислотами.

Получение солей гидроксида железа (III) и взаимодействия его с кислотами с образованием соответствующих солей

а) Действия: К р-ру хлорида железа (III) добавляем р-р щелочи.

Наблюдения: Выпадает осадок бурого цвета.

Уравнения реакции: $\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} = 3\text{NaCl} + \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow$

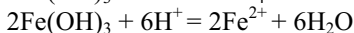
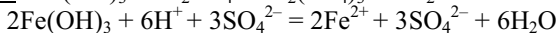


Выводы: Ионы Fe^{2+} и Fe^{3+} можно определить с помощью реакции между их солями и щелочью, т.к. в этом случае образуются осадки: $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – зеленый; $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – бурый.

б) Действия: К осадку добавляем серную кислоту.

Наблюдения: Осадок растворяется.

Уравнения реакции: $2\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$



Практическая работа № 8 стр. 145

Решение экспериментальных задач

1) Различить вещества: а) MgCl_2 ; б) NaOH ; в) Na_2CO_3 ; г) NaNO_3

а) Действия: Ко всем веществам добавляем р-р соляной кислоты.

Наблюдения: В одной из пробирок выделяется газ.

Уравнения реакции: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$

Выводы: В данной пробирке содержится карбонат натрия, т.к. протекает качественная реакция на карбонат-ион.

б) Действия: Оставшиеся вещества растворяем в воде и к полученным растворам добавляем фенолфталеин.

Наблюдения: В одной из пробирок раствор розовеет.

Уравнения реакции: $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

Выводы: Раствор фенолфталеина розовеет в щелочной среде (под действием ионов OH^-), поэтому в данной пробирке находится гидроксид натрия.

в) Действия: К оставшимся растворам добавляем раствор нитрата серебра (I).

Наблюдения: В одной из пробирок образовался белый осадок.

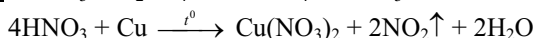
Уравнения реакции: $\text{MgCl}_2 + 2 \text{AgNO}_3 = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{AgCl}\downarrow$

Выводы: Эта реакция качественная на хлорид-ион, значит, в данной пробирке находится хлорид магния.

г) Действия: К оставшемуся раствору добавляем концентрированную серную кислоту и кусочек меди. Нагреваем.

Наблюдения: Выделяется газ бурого цвета, медь растворяется, а раствор становится голубого цвета.

Уравнения реакции: $\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NaHSO}_4 + \text{HNO}_3$



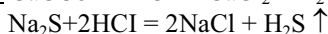
Выводы: Реакция является качественной на нитрат-ион, следовательно, в данной пробирке находится нитрат натрия.

2) Различить вещества: а) CaCO_3 ; б) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$; в) Na_2SO_4 ; г) Na_2S

а) Действия: Ко всем веществам добавляем р-р соляной кислоты.

Наблюдения: В одной из пробирок выделяется газ без запаха, а в другой – с неприятным запахом.

Уравнения реакции: $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$



Выводы: В пробирке, в которой выделялся газ без запаха, содержится CaCO_3 , т.к. это качественная реакция на карбонат-ион.

Там, где выделялся газ с неприятным запахом (H_2S), содержится сульфид натрия.

б) Действия: После растворения оставшихся веществ в воде добавляем раствор сульфата натрия.

Наблюдения: В одной из пробирок образовался белый осадок.

Уравнения реакции: $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaNO}_3$

Выводы: Качественная реакция на ион бария, значит, в данной пробирке – нитрат бария.

в) Действия: К оставшемуся р-ру добавляем р-р хлорида бария.

Наблюдения: Образовался белый осадок.

Уравнения реакции: $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = 2\text{NaCl} + \text{BaSO}_4\downarrow$

Выводы: Это качественная реакция на сульфат-ион, следовательно, в данной пробирке – сульфат натрия.

3) Доказать, что выданное вещество – сульфат алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

а) Действия: К выданному в-ву добавляем раствор хлорида бария.

Наблюдения: Выпал белый осадок.

Уравнения реакции: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{BaCl}_2 = 3\text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{AlCl}_3$

Выводы: Это качественная реакция на сульфат-ион.

6) В двух склянках дана вода. В одной из них вода содержит MgSO_4 , а в другой – $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$. Прodelать опыты, при помощи которых можно устранить постоянную и временную жесткость.

а) Действия: В воду, содержащую MgSO_4 , добавляем р-р Na_2CO_3 .

Наблюдения: Образуется белый осадок.

Уравнения реакции: $\text{MgSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{MgCO}_3 \downarrow$
 $\text{Mg}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{MgCO}_3 \downarrow$

Выводы: Ионы Mg^{2+} обуславливают постоянную жесткость воды. Та-кую воду можно умягчить, добавив раствор карбоната натрия, т.к. при этом происходит связывание ионов Mg^{2+} .

б) Действия: В воду, содержащую $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, добавляем: раствор Na_2CO_3 , известковое молоко, т.е. насыщенный раствор $\text{Ca}(\text{OH})_2$; кипятим ее.

Наблюдения: Образуется белый осадок.

Уравнения реакции: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{NaHCO}_3$
 $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = 2\text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$
 $\text{Ca}^{2+} + 2\text{HCO}_3^- + \text{Ca}(\text{OH})_2 = 2\text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$
 $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \xrightarrow{t^0} \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$

Выводы: Присутствие $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ обуславливает временную жесткость воды. Эту воду можно умягчить добавлением известкового молока, соды или кипячением, т.к. все эти процессы сопровождаются образованием CaCO_3 .

7) Осуществить превращения:

а) $\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3$

1. Действия: К порошку железа добавляем соляную кислоту.

Уравнения реакции: $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$

2. Действия: После прекращения выделения газа добавляем раствор щелочи.

Уравнения реакции: $\text{FeCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NaCl}$

3. Действия: К осадку добавляем немного р-ра перекиси водорода.

Уравнения реакции: $2\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$

4. Действия: К осадку добавляем раствор азотной кислоты

Уравнения реакции: $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{HNO}_3 = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

б) $\text{Al} \rightarrow \text{Al}(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{NaAlO}_2$

1. Действия: К нескольким гранулам Al добавляем р-р H_2SO_4 .

Уравнения реакции: $2\text{Al} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2 \uparrow$

2. Действия: После выделения газа добавляем щелочь (по каплям).

Уравнения реакции: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{NaOH} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$

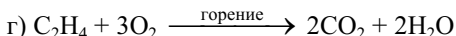
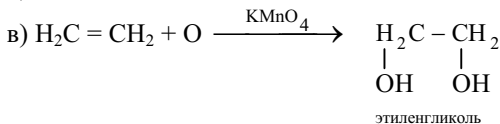
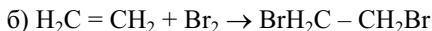
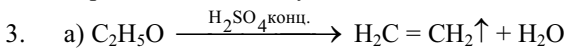
3. Действия: К осадку добавляем избыток щелочи.

Уравнения реакции: $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} = \text{NaAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Лабораторный опыт XIX стр. 179

Этилен, его получение и свойства

1. Этилен.
2. Обесцвечивание бромной воды; обесцвечивание раствора KMnO_4 ; горение газа на воздухе.



4. Пламя горящего этилена ярче, чем пламя метана, т.к. 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.

Лабораторный опыт XX стр. 180

Ацетилен, его получение и свойства

1. Ацетилен обесцвечивает бромную воду и перманганат калия потому, что является непредельным углеводородом.

2. Потому, что ацетилен содержит в процентном отношении очень большое количество С. В результате неполного сгорания образуется большое количество частиц сажи (копоть).

3. Если в ацетиленовое пламя вдвухать воздух, происходит полное сгорание ацетилена без образования твердых частиц копоти. Пламя становится бесцветным.

