



Шепелев Максим Владимирович

Кандидат химических наук, старший научный сотрудник кафедры физической и коллоидной химии ИГХТУ, доцент кафедры общеобразовательных дисциплин Института развития образования Ивановской области, учитель химии и педагог дополнительного образования высшей квалификационной категории, лауреат премии Президента РФ в области образования, Заслуженный работник науки и образования, профессор РАЕ. Специалист по методике преподавания химии в средней и высшей школе, автор более 100 научных и учебных работ.

E-mail: vicount@inbox.ru



Вашурин Артур Сергеевич

Кандидат химических наук, старший научный сотрудник кафедры неорганической химии ИГХТУ, педагог дополнительного образования высшей квалификационной категории. Специалист в области химии порфиринов и фталоцианинов, а также методики преподавания химических дисциплин, автор более 100 научных публикаций.

E-mail: asvashurin@mail.ru



Пуховская Светлана Геннадьевна

Доктор химических наук, профессор кафедры неорганической химии ИГХТУ. Специалист в области химии порфиринов новых структурных типов, а также методики преподавания химии в высшей школе, автор более 250 научных и учебных работ.



Лefeldova Ольга Валентиновна

Доктор химических наук, профессор кафедры физической и коллоидной химии ИГХТУ, Почетный работник высшего профессионального образования. Специалист в области кинетики химических реакций и гетерогенного катализа, а также методики преподавания химии в высшей школе, автор более 200 научных и учебных работ.



М.В. Шепелев
А.С. Вашурин
С.Г. Пуховская
О.В. Лефедова

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ И ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ В ЗАДАЧАХ И РЕШЕНИЯХ



**Министерство образования и науки Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего профессионального образования
«Ивановский государственный химико-технологический университет»**

М. В. Шепелев, А. С. Вашурин, О. В. Лефедова, С. Г. Пуховская

**НЕОРГАНИЧЕСКАЯ И ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ
В ЗАДАЧАХ И РЕШЕНИЯХ**

Учебное пособие

*Под общей редакцией кандидата химических наук,
старшего научного сотрудника М. В. Шепелева*

Иваново – 2014

УДК 372.854

ББК 74.262.4

Неорганическая и физическая химия в задачах и решениях: учебное пособие / М. В. Шепелев, А. С. Вашурин, О. В. Лефедова, С. Г. Пуховская; под общей ред. М. В. Шепелева; Иван. гос. хим.-технол. ун-т. – Иваново, 2014. – 107 с.

Пособие содержит учебно-методические материалы для организации эффективной подготовки студентов 1-3 курсов химико-технологических специальностей ВУЗов к решению задач по неорганической и физической химии. Задания представлены в порядке увеличения сложности их решения: от типовых до олимпиадных. Значительное внимание уделено вопросам, смежным с программным материалом по основным разделам неорганической и физической химии. Данное пособие также может быть полезно учителям химии образовательных учреждений г. Иваново и Ивановской области, занимающихся подготовкой учащихся старших классов к химическим олимпиадам муниципального и регионального уровней, специалистам и методистам системы повышения квалификации педагогических кадров.

Печатается по решению редакционно-издательского совета Ивановского государственного химико-технологического университета.

Рецензенты:

В. В. Кузнецов, доктор химических наук, профессор,
учитель химии высшей квалификационной категории
(ФГБОУ ВПО «Ивановский государственный химико-технологический университет»)

О. А. Голубчиков, доктор химических наук, профессор
(ФГБОУ ВПО «Ивановский государственный химико-технологический университет»)

Г. В. Леонтьева, учитель химии высшей квалификационной категории
(МКОУ «Новописцовская средняя общеобразовательная школа»,
п. Новописцово, Вичугский район)

© Шепелев М. В., Вашурин А. С.,
Лефедова О. В., Пуховская С. Г., 2014
© ФГБОУ ВПО «ИГХТУ», 2014

Содержание

Предисловие.....	4
1. Обнаружение катионов неорганических веществ в растворах...	5
2. Обнаружение анионов неорганических веществ в растворах....	17
3. Сведения об основных неорганических соединениях.....	22
4. Типовые задания.....	31
Шаг I.....	31
Шаг II.....	41
Шаг III.....	54
Шаг IV.....	67
Шаг V.....	82
Библиография.....	105

Предисловие

Одной из ключевых мер государственной политики по развитию образования является обеспечение образовательной успешности каждого ребенка и вертикальной социальной мобильности через формирование системы поддержки особых групп обучающихся. Создание условий, обеспечивающих выявление, развитие и психолого-педагогическую поддержку обучающихся можно считать приоритетной задачей модернизации образования в нашей стране. Формирование системы психолого-педагогической поддержки одаренных детей уже на ранних этапах изучения химии обеспечивает развитие тех индивидуальных характеристик школьников, которые позволяют им результативно продвигаться в интересующей их области деятельности, формируя устойчивый интерес к химии до поступления в ВУЗ.

В системе непрерывного химического образования большое значение приобретает целенаправленная работа преподавателей ВУЗов со студентами, интересующимися химией, что способствует дальнейшему эффективному развитию творческих способностей обучающихся и их личностному самоопределению. Необходимой составляющей такой работы является решение практико-ориентированных задач по основным разделам химии с целью закрепления и углубления основных теоретических сведений, получаемых студентами на лекциях и семинарских занятиях, а также активное вовлечение студентов в олимпиадное движение и методическое сопровождение процесса их подготовки к участию в олимпиадах. Предлагаемое издание призвано оказать всестороннюю поддержку преподавателям неорганической и физической химии для организации эффективной подготовки студентов 1-3 курсов химико-технологических специальностей ВУЗов к решению задач разного уровня сложности.

В данном пособии содержатся разноуровневые задачи по неорганической и физической химии и приведены их подробные решения. Особое внимание уделено темам, смежным с программным материалом по рассматриваемым разделам химии, что в большей степени позволяет систематизировать знания студентов и связать их с профессиональной деятельностью и практическим применением. В начале пособия приведены качественный анализ катионов и анионов неорганических веществ в растворе, общая схема разделения катионов, а также представлены сведения об основных неорганических соединениях. Для удобства пользования пособием все задания сгруппированы по уровням сложности (шаг I, шаг II и т.д.) и разделены на теоретические и практические.

Авторы

1. Обнаружение катионов неорганических веществ в растворах

Прежде чем перейти непосредственно к разбору заданий, авторам хотелось бы познакомить читателей с некоторыми принципами решения задач по неорганической и физической химии.

Реакции по анализу катионов и анионов неорганических веществ можно выполнить как в школьных кабинетах химии, так и в лабораториях ИГХТУ. Ряд опытов можно провести только в лабораториях на кафедрах общей и неорганической химии, аналитической химии, физической и коллоидной химии ВУЗов или в специализированных лабораториях.

1.1. Окрашивание пламени горелки

Платиновую (нихромовую) проволоку смачивают в концентрированной соляной кислоте (HCl) и вводят в пламя горелки. Операцию проводят до тех пор, пока проволока не перестанет окрашивать пламя. Очищенную проволоку погружают в раствор (или берут кристаллы) с анализируемым веществом и снова вводят в пламя горелки. Опыт повторяют несколько раз, пока не будет полной уверенности в окраске пламени. Присутствие обнаруженных по окрашиванию пламени катионов необходимо подтвердить с помощью аналитических реакций.

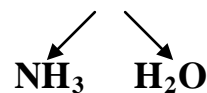
Таблица цветов пламени горелки при внесении различных катионов

Катион	Окраска пламени	Катион	Окраска пламени
Li ⁺	красный	Sr ²⁺	карминово-красный
Na ⁺	желтый	Ba ²⁺	желто-зеленый
K ⁺	фиолетовый	Cu ²⁺	зеленый или сине-зеленый
Rb ⁺	алый	Pb ²⁺	бледно-синий
Ca ²⁺	кирпично-красный	Bi ³⁺	зеленый

Ниже приведены качественные реакции для 19 наиболее распространенных катионов металлов.

1.2. Обнаружение катиона аммония (NH₄⁺)

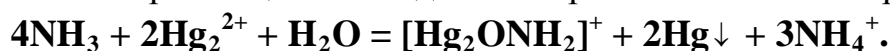
- К исследуемому раствору добавляют концентрированный или разбавленный (при этом немного нагревают) раствор гидроксида натрия (NaOH), наблюдают появление специфического запаха аммиака (NH₃). Смоченная водой полоска фенолфталеиновой бумаги, поднесенная к отверстию пробирки, окрашивается в малиновый цвет:



- На полоску фильтрованной бумаги помещают несколько капель исследуемого раствора, добавляют реактив Несслера – щелочной раствор комплексной соли $K_2[HgI_4]$, в результате чего образуется пятно оранжево-красного цвета:

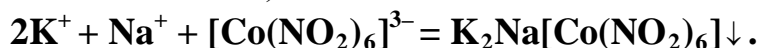


- На полоску фильтрованной бумаги помещают несколько капель исследуемого раствора, добавляют раствор $Hg_2(NO_3)_2$, в результате чего образуется пятно черного цвета вследствие образования элементарной ртути:

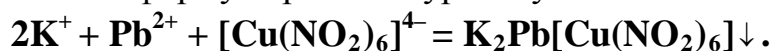


1.3. Обнаружение K^+

- К исследуемому раствору (pH 4–6) добавляют раствор $Na_3[Co(NO_2)_6]$, в результате чего образуется желтый осадок $K_2Na[Co(NO_2)_6]$, кристаллы которого под микроскопом имеют форму кубов и друз (друза – кристаллы, сросшиеся основанием):

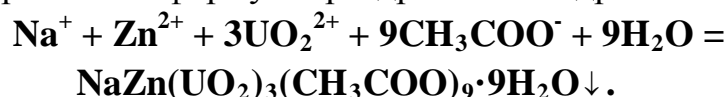


- К исследуемому раствору (pH 7) добавляют раствор $Na_2Pb[Cu(NO_2)_6]$ и кристаллик $NaNO_2$, в результате чего образуются кристаллы, имеющие под микроскопом форму черных и бурых кубов:

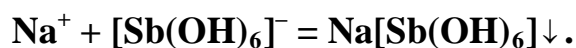


1.4. Обнаружение Na^+

- Каплю исследуемого раствора (pH 7) помещают на стеклянную пластину и прибавляют несколько капель раствора ($UO_2(CH_3COO)_2 + Zn(CH_3COO)_2$), в результате чего образуются желтые кристаллы, имеющие под микроскопом форму тетраэдров и октаэдров:

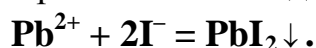


- К исследуемому раствору (pH 7) добавляют несколько капель раствора $K[Sb(OH)_6]$ и перемешивают несколько минут, касаясь стеклянной палочкой о стенки пробирки, в результате чего образуется (из разбавленных растворов медленно) белый кристаллический осадок $Na[Sb(OH)_6]$, растворимый в щелочах:

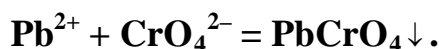


1.5. Обнаружение Pb^{2+}

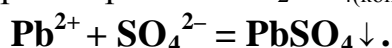
- К исследуемому раствору добавляют несколько капель раствора KI , в результате чего образуется ярко-желтый осадок PbI_2 :



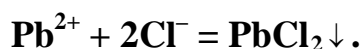
- К исследуемому раствору (pH 4–6) добавляют несколько капель раствора K_2CrO_4 , в результате чего образуется желтый осадок $PbCrO_4$, нерастворимый в уксусной кислоте и в растворе аммиака, но способный растворяться в сильных щелочах:



- К исследуемому раствору (pH < 7) добавляют несколько капель раствора любого растворимого сульфата (или H_2SO_4), в результате чего образуется белый осадок $PbSO_4$, растворимый в $H_2SO_{4(конц.)}$ и щелочах:

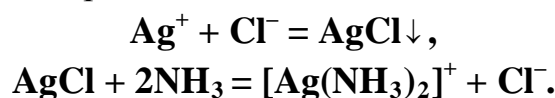


- К исследуемому раствору добавляют несколько капель раствора HCl , в результате чего образуется белый осадок $PbCl_2$, способный растворяться в воде при нагревании:

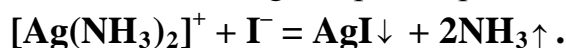


1.6. Обнаружение Ag^+

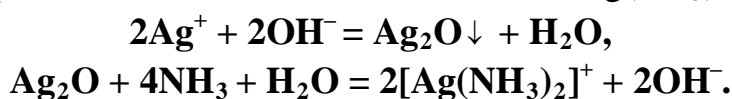
- К исследуемому раствору добавляют несколько капель раствора HCl , в результате чего образуется белый творожистый осадок $AgCl$, растворяющийся в аммиаке с образованием бесцветного комплекса $[Ag(NH_3)_2]Cl$:



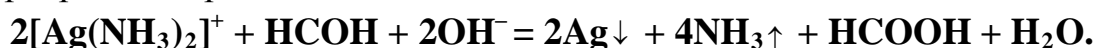
- К исследуемому раствору или полученному растворением в аммиаке осадка $AgCl$ добавляют несколько капель раствора KI , в результате чего образуется желтоватый осадок AgI , нерастворимый в аммиаке:



- К исследуемому раствору добавляют несколько капель раствора $NaOH$, в результате чего образуется коричневый осадок Ag_2O , растворимый в аммиаке с образованием бесцветного комплекса $[Ag(NH_3)_2]OH$:

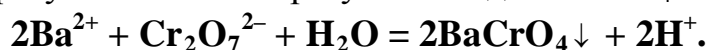


- К исследуемому раствору добавляют несколько капель раствора аммиака и столько же раствора формальдегида, пробирку помещают в теплую воду, в результате чего ее стенки покрываются блестящим налетом – «серебряным зеркалом»:

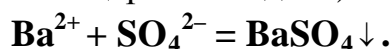


1.7. Обнаружение Ba^{2+}

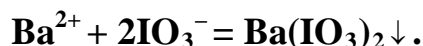
- К исследуемому раствору (pH 4–6) добавляют несколько капель раствора $K_2Cr_2O_7$, в результате чего образуется осадок $BaCrO_4$ желтого цвета:



- К исследуемому раствору ($\text{pH} < 7$) добавляют несколько капель раствора любого растворимого сульфата (или H_2SO_4), в результате чего образуется белый осадок BaSO_4 , который не растворяется в концентрированных кислотах и щелочах (даже в «царской водке»):

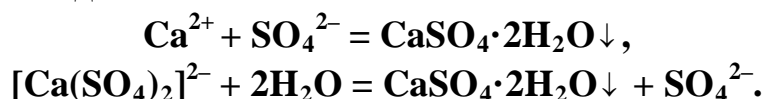


- К исследуемому раствору добавляют KIO_3 , наблюдая под микроскопом появление белых кристаллов в виде звездочек и игл:

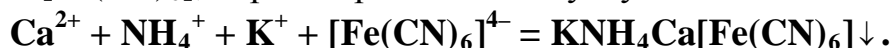


1.8. Обнаружение Ca^{2+}

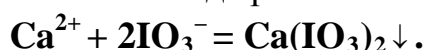
- К исследуемому раствору добавляют несколько капель раствора любого растворимого сульфата (или H_2SO_4), наблюдая постепенное образование белых кристаллов $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, имеющих под микроскопом форму игл. Осадок может растворяться в насыщенном растворе $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ с образованием ионов $[\text{Ca}(\text{SO}_4)_2]^{2-}$, при упаривании полученного раствора вновь образуется осадок:



- К небольшому количеству исследуемого раствора добавляют по одной капле растворов 10% NH_3 и NH_4Cl , а также две капли раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Смесь кипятят, наблюдая образование белого осадка $\text{KNH}_4\text{Ca}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, нерастворимого в 2М уксусной кислоте:

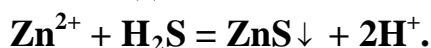


- К исследуемому раствору добавляют KIO_3 , наблюдая под микроскопом появление белых кристаллов в виде ромбов и бипирамид:

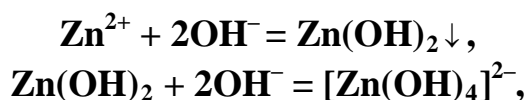


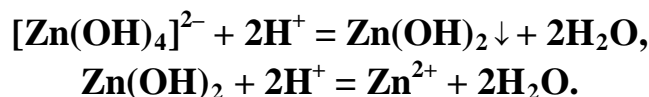
1.9. Обнаружение Zn^{2+}

- Исследуемый раствор подкисляют уксусной кислотой ($\text{pH} 2$) и добавляют свежеприготовленную сероводородную воду или $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, в результате чего образуется белый осадок ZnS :



- К исследуемому раствору добавляют несколько капель раствора NaOH , в результате чего образуется белый студенистый осадок $\text{Zn}(\text{OH})_2$, способный растворяться в избытке щелочи с образованием бесцветного раствора. При подкислении такого раствора вновь образуется белый осадок $\text{Zn}(\text{OH})_2$, растворимый в избытке кислоты:



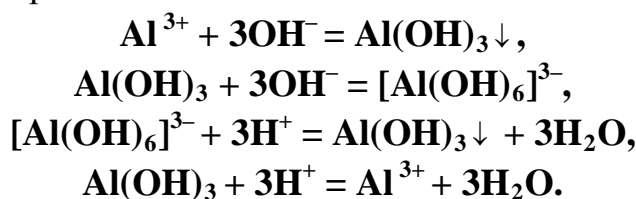


- К исследуемому раствору (pH 2–4) добавляют несколько капель раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, в результате чего образуется белый осадок $\text{K}_2\text{Zn}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$:

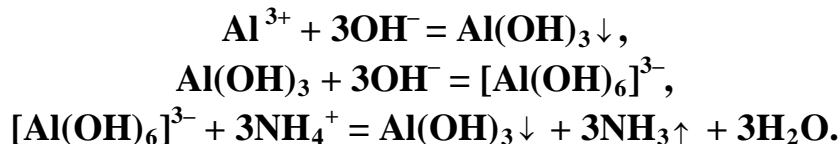
$$3\text{Zn}^{2+} + 2\text{K}^+ + 2[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} = \text{K}_2\text{Zn}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2 \downarrow.$$

1.10. Обнаружение Al^{3+}

- К исследуемому раствору добавляют несколько капель раствора NaOH , в результате чего образуется белый студенистый осадок $\text{Al}(\text{OH})_3$, который растворяется в избытке щелочи с образованием бесцветного раствора. При подкислении такого раствора вновь образуется белый осадок $\text{Al}(\text{OH})_3$, растворимый в избытке кислоты:

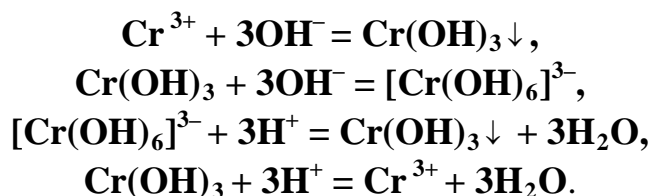


- К исследуемому раствору добавляют избыток раствора NaOH , а затем при нагревании вводят кристаллический NH_4Cl до прекращения выделения аммиака. К образовавшемуся осадку $\text{Al}(\text{OH})_3$ добавляют ализарин, в результате наблюдается красное окрашивание.

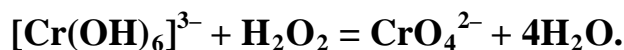


1.11. Обнаружение Cr^{3+}

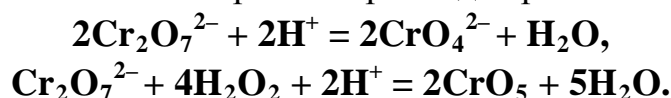
- К исследуемому раствору добавляют несколько капель раствора NaOH , в результате чего образуется темно-зеленый студенистый осадок $\text{Cr}(\text{OH})_3$, растворимый в избытке щелочи с образованием изумрудно-зеленого раствора. При подкислении раствора вновь образуется $\text{Cr}(\text{OH})_3$, растворимый в избытке кислоты:



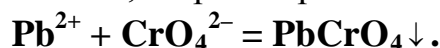
- К раствору, содержащему $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$, добавляют 3% раствор H_2O_2 и нагревают в течение 3–5 минут, наблюдая постепенное изменение окраски раствора (от изумрудно-зеленой до желтой) вследствие образования ионов CrO_4^{2-} :



- Раствор, содержащий ионы CrO_4^{2-} , подкисляют раствором H_2SO_4 и охлаждают, в результате чего он приобретает оранжевую окраску, вызванную образованием ионов $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$. Затем добавляют 3% раствор H_2O_2 , появляется неустойчивая синяя окраска пероксида хрома CrO_5 :

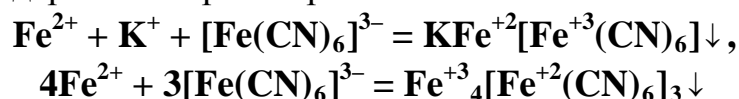


- К раствору (pH 4–6), содержащему CrO_4^{2-} , добавляют $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, в результате чего образуется желтый осадок PbCrO_4 , нерастворимый в уксусной кислоте и растворе аммиака, но растворимый в сильных щелочах:



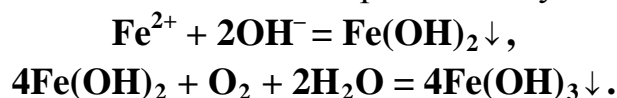
1.12.Обнаружение Fe^{2+}

- К исследуемому раствору добавляют несколько капель раствора красной кровяной соли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, в результате чего образуется темно-синий осадок турнбуллевой сини, имеющий довольно сложный состав в зависимости от содержания в растворе ионов Fe^{2+} и K^+ :



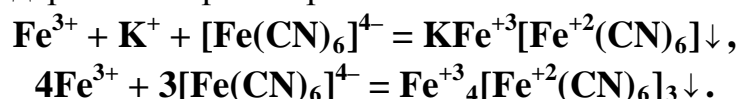
(происходит обмен электронами между внутренней и внешней сферами комплекса).

- К исследуемому раствору добавляют несколько капель раствора NaOH , в результате чего образуется бледно-зеленый осадок $\text{Fe}(\text{OH})_2$, быстро буреющий вследствие окисления кислородом воздуха до $\text{Fe}(\text{OH})_3$:

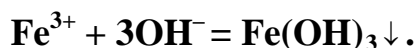


1.13.Обнаружение Fe^{3+}

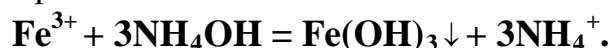
- К исследуемому раствору добавляют несколько капель раствора желтой кровяной соли $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, в результате чего образуется темно-синий осадок берлинской лазури, имеющей довольно сложный состав в зависимости от содержания в растворе ионов Fe^{3+} и K^+ :



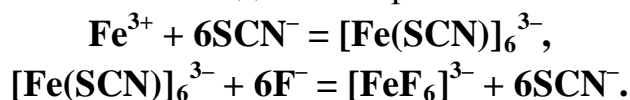
- К исследуемому раствору добавляют несколько капель раствора NaOH , в результате чего образуется бурый осадок $\text{Fe}(\text{OH})_3$, нерастворимый в избытке раствора щелочи:



- К исследуемому раствору добавляют несколько капель 10% раствора NH_3 , в результате чего образуется бурый осадок $\text{Fe}(\text{OH})_3$, нерастворимый в избытке раствора аммиака:

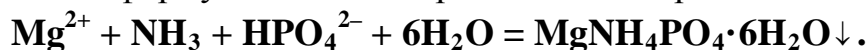


- К исследуемому раствору добавляют раствор NH_4SCN (или KSCN), в результате чего он приобретает кроваво-красную окраску, вызванную образованием ионов $[\text{Fe}(\text{SCN})]_6^{3-}$. При добавлении к полученному раствору NaF он обесцвечивается вследствие образования иона $[\text{FeF}_6]^{3-}$:

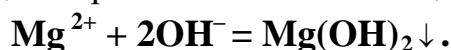


1.14.Обнаружение Mg^{2+}

- К исследуемому раствору добавляют каплю раствора Na_2HPO_4 , несколько капель раствора NH_4Cl и 10% раствор аммиака до pH 9. Образуется растворимый в кислотах белый осадок $\text{MgNH}_4\text{PO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, имеющий под микроскопом форму листьев папоротника и дендритов:

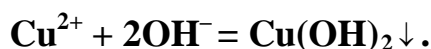


- К исследуемому раствору добавляют несколько капель раствора NaOH , в результате чего образуется белый студенистый осадок $\text{Mg}(\text{OH})_2$, нерастворимый в избытке раствора щелочи. При добавлении нескольких капель магнезона осадок окрашивается в синий цвет:

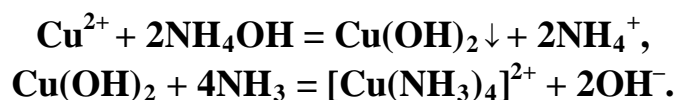


1.15.Обнаружение Cu^{2+}

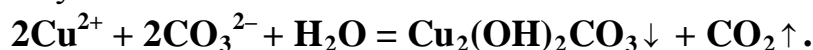
- К исследуемому раствору добавляют несколько капель раствора NaOH , в результате чего образуется голубой осадок $\text{Cu}(\text{OH})_2$, нерастворимый в избытке раствора щелочи:



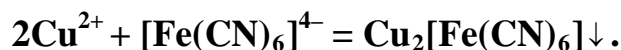
- К исследуемому раствору добавляют несколько капель 10% раствора аммиака, в результате чего образуется голубой осадок $\text{Cu}(\text{OH})_2$, растворимый в избытке раствора аммиака с образованием раствора василькового цвета:



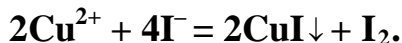
- К исследуемому раствору добавляют несколько капель раствора Na_2CO_3 , в результате чего образуется голубовато-зеленый осадок $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ и выделяется углекислый газ:



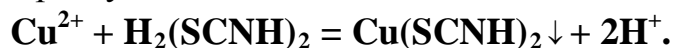
- К исследуемому раствору ($\text{pH} < 7$) добавляют несколько капель раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, в результате чего образуется красно-бурый осадок $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$:



- К исследуемому раствору добавляют несколько капель раствора NaI , в результате чего образуется осадок бурого цвета, содержащий I_2 (коричневый) и CuI (белый):

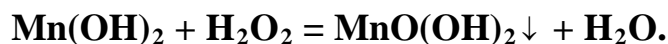
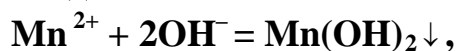


- На полоску фильтрованной бумаги помещают несколько капель исследуемого раствора, добавляют рубеоноводородной кислоты, в результате чего образуется пятно темно-зеленого цвета. Если фильтрованную бумагу подержать над парами концентрированного аммиака, то пятно приобретает черную окраску:

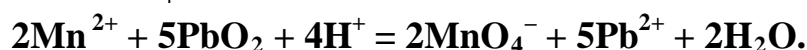


1.16. Обнаружение Mn^{2+}

- К исследуемому раствору добавляют несколько капель раствора NaOH , в результате чего образуется белый осадок $\text{Mn}(\text{OH})_2$, постепенно буреющий на воздухе, можно добавить несколько капель 3% раствора H_2O_2 :

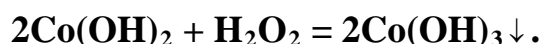
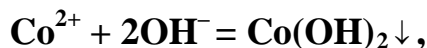


- Исследуемый раствор подкисляют HNO_3 и добавляют несколько крупинок PbO_2 , смесь нагревают и перемешивают в течение 2–3 минут, при этом окраска раствора становится малиново-фиолетовой вследствие образования иона MnO_4^- :

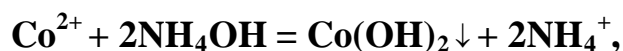


1.17. Обнаружение Co^{2+}

- К исследуемому раствору добавляют несколько капель раствора NaOH , в результате чего образуется сине-фиолетовый осадок $\text{Co}(\text{OH})_2$. При добавлении к нему нескольких капель 3% раствора H_2O_2 он бурет вследствие образования $\text{Co}(\text{OH})_3$:

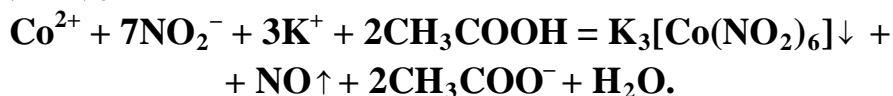


- К исследуемому раствору добавляют несколько капель 10% раствора аммиака, в результате чего образуется сине-фиолетовый осадок $\text{Co}(\text{OH})_2$, растворяющийся в избытке аммиака с образованием раствора грязно-желтого цвета:

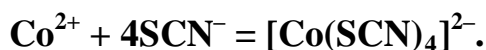




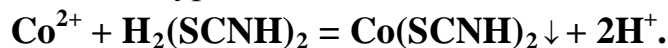
- Исследуемый раствор подкисляют уксусной кислотой и добавляют несколько кристаллов KNO_2 , в результате чего образуется желтый осадок $\text{K}_3[\text{Co(NO}_2)_6]$:



- Исследуемый раствор подкисляют уксусной кислотой и добавляют несколько кристаллов NH_4SCN или насыщенный раствор NH_4SCN , в результате чего наблюдается синее окрашивание вследствие образования иона $[\text{Co(SCN)}_4]^{2-}$:

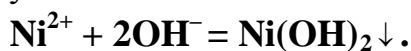


- На полоску фильтрованной бумаги помещают несколько капель исследуемого раствора, добавляют рубеоноводородной кислоты, в результате чего образуется пятно бурого цвета:

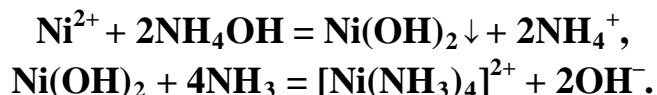


1.18.Обнаружение Ni^{2+}

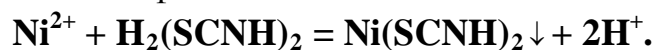
- К исследуемому раствору добавляют несколько капель раствора NaOH , в результате чего образуется светло-зеленый осадок Ni(OH)_2 :



- К исследуемому раствору добавляют несколько капель 10% раствора аммиака, в результате чего образуется светло-зеленый осадок Ni(OH)_2 , растворимый в избытке раствора аммиака с образованием раствора синего цвета:



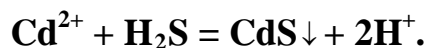
- На полоску фильтрованной бумаги помещают несколько капель исследуемого раствора, добавляют рубеоноводородной кислоты, в результате чего образуется пятно фиолетового цвета:



- На полоску фильтрованной бумаги помещают несколько капель исследуемого раствора, добавляют реактив Чугаева (спиртовой раствор диметилглиоксима), в результате чего образуется пятно ярко-красного цвета.

1.19.Обнаружение Cd^{2+}

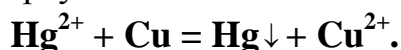
- Исследуемый раствор подкисляют соляной кислотой (рН 2–3) и добавляют свежеприготовленную сероводородную воду (раствор H_2S в воде) или $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, в результате чего образуется осадок CdS канареечно-желтого цвета:



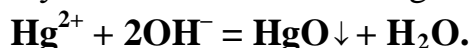
- На полоску фильтрованной бумаги помещают несколько капель исследуемого раствора, добавляют дифенилкарбазид и держат над парами концентрированного аммиака, в результате чего образуется пятно красно-фиолетового цвета.

1.20.Обнаружение Hg^{2+}

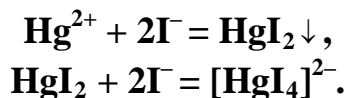
- Несколько капель исследуемого раствора помещают на медную пластинку (монету) и наблюдают появление блестящего налета вследствие образования элементарной ртути:



- К исследуемому раствору добавляют несколько капель раствора NaOH, в результате чего образуется желтый осадок HgO:



- К исследуемому раствору добавляют несколько капель раствора KI, вследствие чего образуется ярко-красный осадок HgI_2 , растворяющийся в избытке раствора KI с образованием раствора комплексной соли $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ желтоватого цвета:



- К нескольким каплям исследуемого раствора добавляют столько же капель 10% раствора аммиака и 1–2 капли дифенилкарбазида. Образуется осадок неустановленного состава, окрашенный в синий или фиолетовый цвет.
- К исследуемому раствору добавляют несколько капель 2М HCl и раствор SnCl_2 . Образуется белый осадок Hg_2Cl_2 , постепенно темнеющий из-за образования элементарной ртути черного цвета:

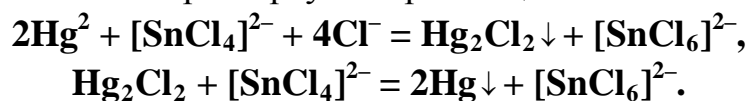
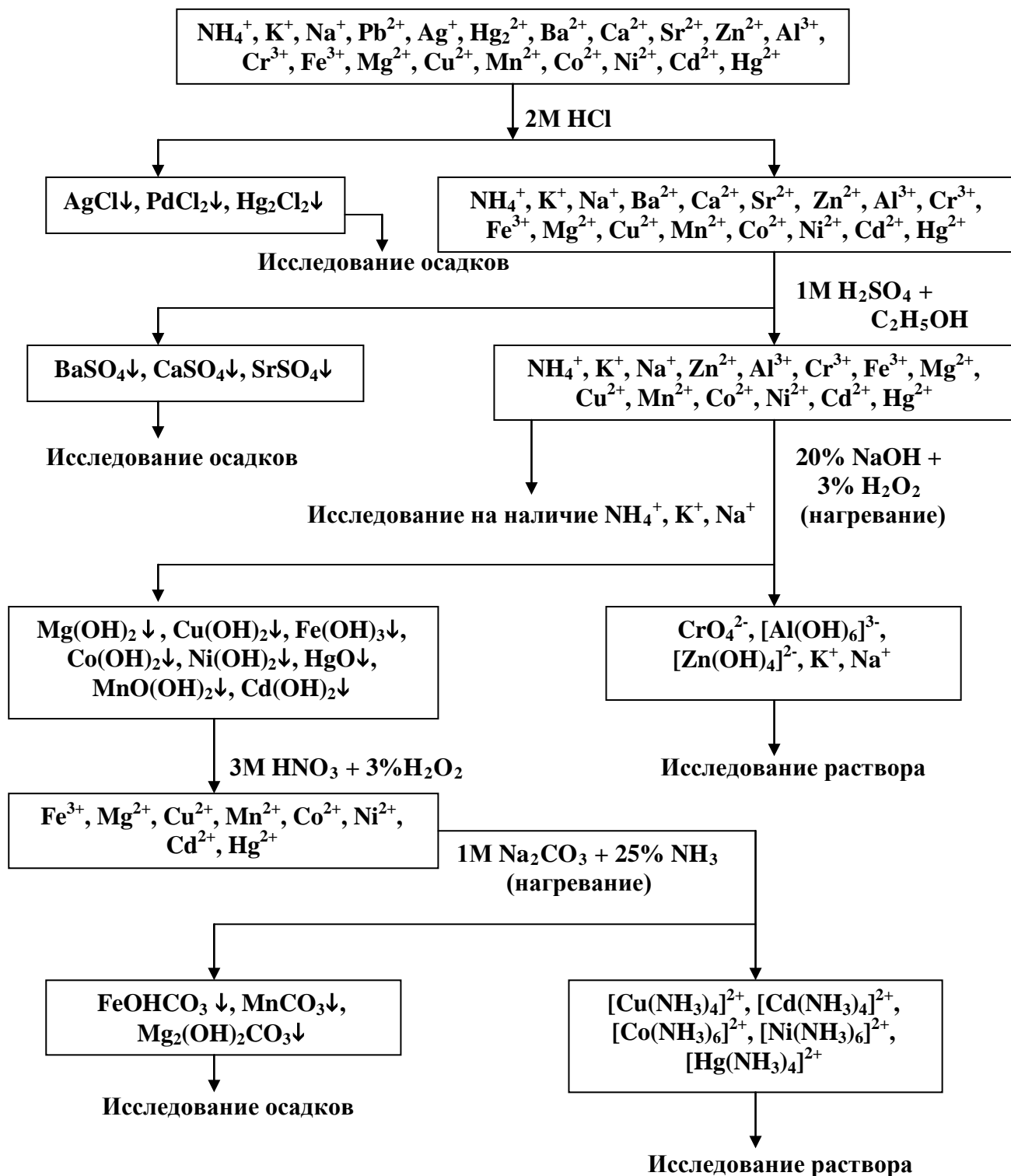


Таблица основных качественных реакций в аналитической химии

	HCl (разб.)	H₂SO₄ (разб.)	NH₃ или NaOH	NH₃ (избыток)	NaOH (избыток)	Na₂CO₃
Ag⁺	AgCl	Ag ₂ SO ₄	Ag ₂ O	[Ag(NH ₃) ₂] ⁺	Ag ₂ O	Ag ₂ CO ₃
Pb²⁺	PbCl ₂ , Pb ²⁺	PbSO ₄	Pb(OH) ₂	Pb(OH) ₂	[Pb(OH) ₄] ²⁻	PbCO ₃
Ca²⁺	Ca ²⁺	CaSO ₄	Ca ²⁺ , Ca(OH) ₂	Ca ²⁺ , Ca(OH) ₂	Ca ²⁺ , Ca(OH) ₂	CaCO ₃
Sr²⁺	Sr ²⁺	SrSO ₄	Sr ²⁺	Sr ²⁺	Sr ²⁺ , Sr(OH) ₂	SrCO ₃
Ba²⁺	Ba ²⁺	BaSO ₄	Ba ²⁺	Ba ²⁺	Ba ²⁺ , Ba(OH) ₂	BaCO ₃
Zn²⁺	Zn ²⁺	Zn ²⁺	Zn(OH) ₂	[Zn(NH ₃) ₄] ²⁺	[Zn(OH) ₄] ²⁻	Zn ₂ (OH) ₂ CO ₃
Al³⁺	Al ³⁺	Al ³⁺	Al(OH) ₃	Al(OH) ₃	[Al(OH) ₆] ³⁻	Al(OH) ₃
Cr³⁺	Cr ³⁺	Cr ³⁺	Cr(OH) ₃	Cr(OH) ₃	[Cr(OH) ₆] ³⁻	Cr(OH) ₃
Mg²⁺	Mg ²⁺	Mg ²⁺	Mg(OH) ₂	Mg(OH) ₂	Mg(OH) ₂	Mg ₂ (OH) ₂ CO ₃
Mn²⁺	Mn ²⁺	Mn ²⁺	Mn(OH) ₂	Mn(OH) ₂	Mn(OH) ₂	Mn ₂ (OH) ₂ CO ₃
Fe³⁺	Fe ³⁺	Fe ³⁺	Fe(OH) ₃	Fe(OH) ₃	Fe(OH) ₃	FeOHCO ₃
Co²⁺	Co ²⁺	Co ²⁺	Co(OH) ₂	[Co(NH ₃) ₆] ²⁺	Co(OH) ₂	Co ₂ (OH) ₂ CO ₃
Ni²⁺	Ni ²⁺	Ni ²⁺	Ni(OH) ₂	[Ni(NH ₃) ₆] ²⁺	Ni(OH) ₂	Ni ₂ (OH) ₂ CO ₃
Cu²⁺	Cu ²⁺	Cu ²⁺	Cu(OH) ₂	[Cu(NH ₃) ₄] ²⁺	Cu(OH) ₂	Cu ₂ (OH) ₂ CO ₃
Cd²⁺	Cd ²⁺	Cd ²⁺	Cd(OH) ₂	[Cd(NH ₃) ₄] ²⁺	Cd(OH) ₂	Cd ₂ (OH) ₂ CO ₃

Общая схема разделения катионов¹



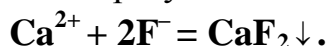
¹ Кроме рассмотренных ранее катионов, в схему вошли также Hg_2^{2+} и Sr^{2+} .

2. Обнаружение анионов неорганических веществ в растворах

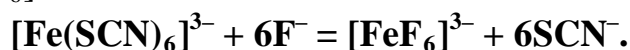
В данном разделе представлены качественные реакции для 12 неорганических анионов, которые встречаются на олимпиадных заданиях муниципального, регионального и всероссийского уровня по общей и неорганической химии как для школьников, так и студентов младших курсов ВУЗов.

1.1. Обнаружение F^-

- К исследуемому раствору добавляют несколько капель раствора $Ca(NO_3)_2$, в результате чего образуется белый осадок CaF_2 :

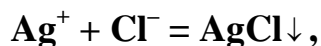


- К исследуемому раствору добавляют раствор $K_3[Fe(SCN)_6]$, полученный сливанием раствора любой соли Fe^{3+} и избытка раствора $KSCN$. При этом кроваво-красная окраска исчезает вследствие образования более устойчивого иона $[FeF_6]^{3-}$:

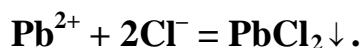


1.2. Обнаружение Cl^-

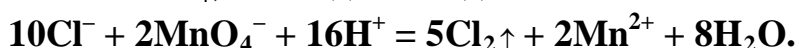
- Исследуемый раствор подкисляют азотной кислотой и добавляют несколько капель раствора $AgNO_3$, в результате чего образуется белый творожистый осадок $AgCl$, темнеющий на свету вследствие разложения, а также растворимый в аммиаке и $Na_2S_2O_3$ с образованием бесцветных комплексов:



- К исследуемому раствору добавляют раствор $Pb(NO_3)_2$, в результате чего образуется белый осадок $PbCl_2$, способный растворяться в воде при нагревании:

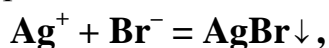


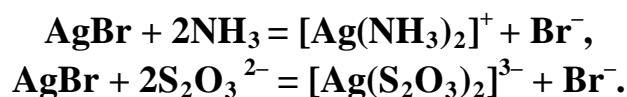
- Исследуемый раствор подкисляют азотной кислотой, добавляют несколько кристаллов $KMnO_4$, наблюдают выделение желто-зеленого газа Cl_2 :



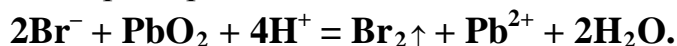
1.3. Обнаружение Br^-

- Исследуемый раствор подкисляют азотной кислотой и добавляют несколько капель раствора $AgNO_3$, в результате чего образуется желтоватый осадок $AgBr$, растворимый в концентрированном растворе аммиака и в растворе $Na_2S_2O_3$ с образованием бесцветных комплексов:

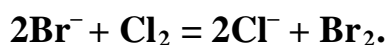




- Исследуемый раствор подкисляют азотной кислотой, добавляют несколько крупинок PbO_2 , полученную смесь нагревают. К пробирке подносят флюоресцеиновую бумагу, которая окрашивается в розовый цвет вследствие образования паров брома:

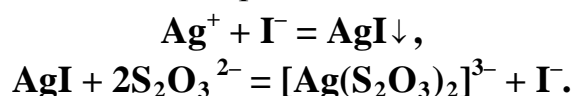


- К исследуемому раствору добавляют свежеприготовленной хлорной воды (раствор Cl_2 в воде) и несколько капель толуола (бензола). Содержимое пробирки энергично встряхивают и дают отстояться водному слою. Слой толуола (бензола) окрашивается бромом в оранжевый (красно-бурый) цвет:

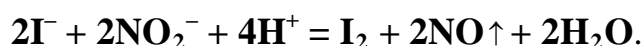


1.4. Обнаружение Γ^-

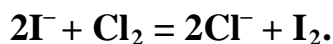
- Исследуемый раствор подкисляют азотной кислотой и добавляют несколько капель раствора AgNO_3 , в результате чего образуется желтоватый осадок AgI , который не растворяется в растворе аммиака, но растворяется в растворе $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ с образованием бесцветного комплекса:



- Исследуемый раствор подкисляют серной кислотой и добавляют несколько капель раствора NaNO_2 , наблюдая появление фиолетовой окраски вследствие образования йода. При добавлении крахмала раствор окрашивается в синий цвет:

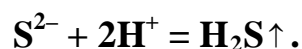


- К исследуемому раствору добавляют свежеприготовленной хлорной воды (раствор Cl_2 в воде) и несколько капель толуола (бензола). Содержимое пробирки энергично встряхивают и дают отстояться водному слою. Слой толуола (бензола) окрашивается йодом в фиолетовый цвет:



1.5. Обнаружение S^{2-}

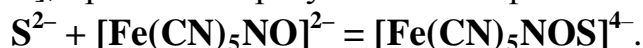
- При подкислении исследуемого раствора выделяется газ H_2S с запахом тухлых яиц:



- Большинство сульфидов не растворяются в воде (за исключением сульфидов щелочных и щелочноземельных металлов, а также аммония) и имеют различную окраску.

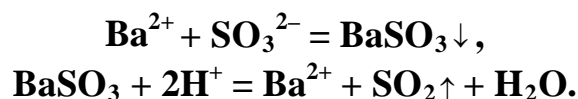
Сульфид	Цвет	Сульфид	Цвет
Ag ₂ S	черный	MnS	телесный (бледно-розовый)
CdS	канареечно-желтый	CoS	черный
PbS	черный	NiS	черный
CuS	черный	SnS	коричневый (бурый)
FeS	черный		

- На полоску фильтрованной бумаги помещают несколько капель исследуемого раствора, добавляют несколько капель нитропруссид натрия Na₂[Fe(CN)₅NO], при этом образуется пятно фиолетово-розового цвета:

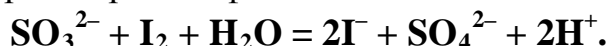


1.6. Обнаружение SO₃²⁻

- К исследуемому раствору добавляют раствор Ba(NO₃)₂, образуется белый осадок BaSO₃, растворимый в кислотах. При этом выделяется газ SO₂ с резким запахом:

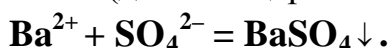


- К исследуемому раствору добавляют несколько капель раствора йода в воде, при этом раствор йода фиолетового цвета обесцвечивается:

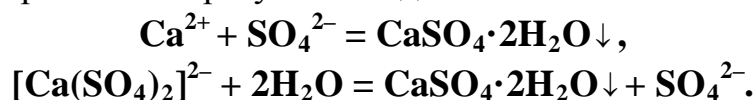


1.7. Обнаружение SO₄²⁻

- К исследуемому раствору добавляют раствор Ba(NO₃)₂, при этом образуется белый творожистый осадок BaSO₄, нерастворимый в концентрированных кислотах и щелочах (даже в «царской водке»):

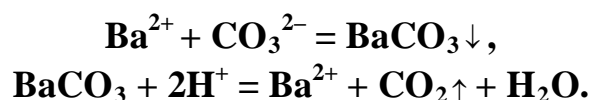


- К исследуемому раствору добавляют раствор Ca(NO₃)₂, через несколько минут образуются белые кристаллы CaSO₄·2H₂O, имеющие под микроскопом форму игл. Осадок может растворяться в насыщенном растворе (NH₄)₂SO₄ с образованием ионов [Ca(SO₄)₂]²⁻, при упаривании полученного раствора вновь образуется осадок:

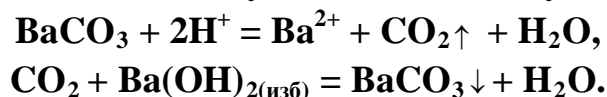


1.8. Обнаружение CO₃²⁻

- К исследуемому раствору добавляют раствор Ba(NO₃)₂, образуется белый осадок BaCO₃, хорошо растворимый в кислотах. При этом выделяется газ без цвета и без запаха:

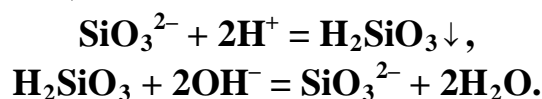


- В одно колено двухколенной пробирки помещают несколько капель исследуемого раствора, в другое – 1–2 мл баритовой воды. К исследуемому раствору добавляют раствор серной кислоты, и пробирку закрывают пробкой. Через несколько минут наблюдают помутнение баритовой воды:

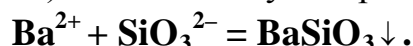


1.9. Обнаружение SiO_3^{2-}

- К исследуемому раствору добавляют несколько капель соляной кислоты, наблюдают образование белого студенистого осадка кремниевой кислоты, растворимого в щелочах:



- Большинство силикатов не растворяются в воде (за исключением силикатов щелочных металлов) и имеют белую окраску:

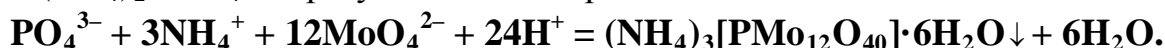


1.10. Обнаружение PO_4^{3-}

- К исследуемому раствору добавляют несколько капель раствора MgCl_2 , раствора NH_4Cl и 10% раствор аммиака до pH 9. Образуется белый осадок, растворимый в кислотах. Наблюдаем под микроскопом появление кристаллов в форме листьев папоротника и дендритов, напоминающих ветвистое дерево:

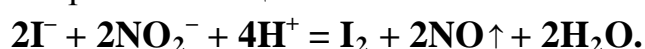


- Исследуемый раствор подкисляют HNO_3 (конц.) и добавляют раствор $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$. Образуется осадок ярко-желтого цвета:



1.11. Обнаружение NO_2^-

- Исследуемый раствор подкисляют серной кислотой и добавляют несколько капель раствора NaI , наблюдают появление фиолетовой окраски вследствие образования йода. При добавлении крахмала наблюдают окрашивание раствора в синий цвет:



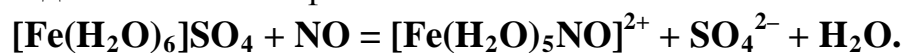
- Исследуемый раствор подкисляют уксусной кислотой, добавляют несколько капель растворов $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ и KNO_3 , наблюдают образование желтого осадка $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$:



- Исследуемый раствор подкисляют уксусной кислотой и добавляют несколько капель реактива Грисса, наблюдают образование желто-бурого осадка.

1.12.Обнаружение NO_3^-

- К исследуемому раствору добавляют кристаллик FeSO_4 и каплю $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$. На границе раздела жидкостей появляется бурое кольцо, хорошо видимое на белом фоне:



- Исследуемый раствор подкисляют $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$ и добавляют раствор дифениламина. Наблюдают темно-синее окрашивание.

3. Сведения об основных неорганических соединениях

Соли NH_4^+ – белые или бесцветные в растворе (если анион не содержит окрашивающий элемент).

Нитраты – белые или бесцветные в растворе (если отсутствует окрашивающий катион).

Сульфаты – белые или бесцветные в растворе (если отсутствует окрашивающий катион).

Сульфиты – белые или бесцветные в растворе (для большинства соединений).

Фосфаты – белые или бесцветные в растворе (для большинства соединений).

Карбонаты – белые или бесцветные в растворе (для большинства соединений).

Гидрокарбонаты – белые или бесцветные в растворе (для большинства соединений).

Хлориды – белые или бесцветные в растворе (если отсутствует окрашивающий катион).

$(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – оранжевый;

$(\text{NH}_4)_3[\text{PMo}_{12}\text{O}_{40}] \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ – ярко-желтый;

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ – бесцветный;

$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$ – бесцветный;

$[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$ – бесцветный;

$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ – бесцветный;

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ – грязно-желтый;

$[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$ – синий;

$[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$ – изумрудно-зеленый;

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ – ярко-синий (васильковый);

$[\text{Fe}(\text{CN})_5\text{NOS}]^{4-}$ – фиолетово-розовый;

$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5\text{NO}]\text{SO}_4$ – бурый;

$[\text{Fe}(\text{SCN})_6]^{3-}$ – кроваво-красный;

$[\text{FeF}_6]^{3-}$ – бесцветный;

$[\text{Hg}_2\text{N}]\text{I} \cdot \text{H}_2\text{O}$ – оранжево-красный;

$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ – синий;

$[\text{Pb}(\text{OH})_4]^{2-}$ – бесцветный;

$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ – бесцветный;

$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ – бесцветный;

$\text{Ag}^+(\text{p})$ – бесцветный;

Ag_2CO_3 – желтый;

Ag_2CrO_4 – красно-коричневый;

Ag_2O – светло-коричневый;

Ag_2S – черный;

Ag_2SO_4 – белый;
 Ag_3PO_4 – ярко-желтый;
 AgBr – желтоватый;
 AgCl – белый;
 AgF – светло-желтый;
 AgI – желтоватый;
 $\text{Al}(\text{OH})_3$ – белый;
 Al_2O_3 – белый;
 $\text{Al}^{3+}(\text{p})$ – бесцветный;
 Al_4C_3 – золотисто-желтый;
 $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$ – белый;
 $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – белый;
 $\text{Ba}^{2+}(\text{p})$ – бесцветный;
 $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ – белый;
 BaCO_3 – белый;
 BaCrO_4 – желтый;
 BaF_2 – белый;
 BaS – белый;
 BaSiO_3 – белый;
 BaSO_3 – белый;
 BaSO_4 – белый;
 Br_2 – коричневый;
 $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$ – белый;
 $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – белый;
 $\text{Ca}^{2+}(\text{p})$ – бесцветный;
 $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ – белый;
 CaCO_3 – белый;
 CaF_2 – белый;
 CaSiO_3 – белый;
 CaSO_3 – белый;
 CaSO_4 – белый;
 $\text{Cd}(\text{OH})_2$ – белый;
 $\text{Cd}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ – белый;
 $\text{Cd}^{2+}(\text{p})$ – бесцветный;
 CdS – канареечно-желтый;
 Cl_2 – желто-зеленый;
 CO – бесцветный;
 $\text{Co}(\text{OH})_2$ – фиолетовый;

$\text{Co}(\text{OH})_3$ – бурый;
 $\text{Co}(\text{SCNH})_2$ – бурый;
 CO_2 – бесцветный;
 $\text{Co}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ – розовый;
 $\text{Co}^{2+}(\text{p})$ – розовый;
 $\text{Co}_3(\text{PO}_4)_2$ – фиолетовый
 $\text{Co}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ – темно-бурый;
 CoS – черный;
 $\text{Cr}(\text{OH})_2$ – желтый;
 $\text{Cr}(\text{OH})_3$ – темно-зеленый;
 Cr_2O_3 – зеленый;
 $\text{Cr}^{3+}(\text{p})$ – темно-фиолетовый;
 CrO_3 – красный;
 CrO_5 – синий;
 $\text{Cu}(\text{OH})_2$ – голубой;
 $\text{Cu}(\text{SCNH})_2$ – темно-зеленый (почти черный);
 $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ – голубовато-зеленый (бирюзовый);
 $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – красно-коричневый;
 $\text{Cu}^{2+}(\text{p})$ – голубой;
 Cu_2O – красный;
 Cu_2S – черный;
 CuI – белый;
 CuO – черный;
 CuOH – грязно-желтый;
 CuS – черный;
 $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – бледно-зеленый;
 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – красно-коричневый;
 Fe_2O_3 – красно-коричневый;
 $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ – темно-синий;
 $\text{Fe}^{3+}(\text{p})$ – оранжевый;
 $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$ – темно-синий;
 FeO – черный;
 FeOHCO_3 – белый;
 FeS – черный;
 FeS_2 – золотисто-желтый;
 $\text{H}_2(\text{SCNH})_2$ – бесцветный;
 H_2S – бесцветный;
 H_2SiO_3 – белый;

Hg²⁺(p) – бесцветный;
HgI₂ – красный;
HgO – ярко-желтый;
HgS – ярко-красный;
I₂ – фиолетовый (с металлическим блеском);
K⁺(p) – бесцветный;
K₂Cr₂O₇ – оранжевый;
K₂CrO₄ – лимонно-желтый;
K₂MnO₄ – зеленый;
K₂Na[Co(NO₂)₆] – желто-оранжевый;
K₂Zn₃[Fe(CN)₆]₂ – белый;
K₃[Fe(CN)₆] – красный;
K₄[Fe(CN)₆] – желтый;
KMnO₄ – фиолетовый;
KNH₄Ca[Fe(CN)₆] – белый;
KSCN – бесцветный;
Li₂CO₃ – белый;
Li₃PO₄ – белый;
LiF – белый;
Mg(OH)₂ – белый;
Mg₂(OH)₂CO₃ – белый;
Mg²⁺(p) – бесцветный;
MgCO₃ – белый;
MgF₂ – белый;
MgHPO₄ – белый;
MgO – белый;
Mn(OH)₂ – белый;
Mn₂(OH)₂CO₃ – белый;
Mn²⁺(p) – бледно-розовый;
MnO(OH)₂ – темно-бурый;
MnO₂ – коричневый;
MnS – бледно-розовый (телесного цвета);
N₂ – бесцветный;
N₂O – бесцветный;
N₂O₃(ж) – синий;
N₂O₅ – белый;
Na⁺(p) – бесцветный;
Na₂CO₃ – белый;

Na_2HPO_4 – белый;
 $\text{Na}_2\text{Pb}[\text{Cu}(\text{NO}_2)_6]$ – темно-зеленый;
 Na_2SiO_3 – белый;
 Na_2SO_4 – белый;
 $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ – красно-коричневый;
 Na_3PO_4 – белый;
 NaCl – белый;
 NaH_2PO_4 – белый;
 NaHCO_3 – белый;
 $\text{NaZn}(\text{UO}_2)_3(\text{CH}_3\text{COO})_9$ – зеленовато-желтый;
 NH_3 – бесцветный;
 $\text{Ni}(\text{OH})_2$ – светло-зеленый;
 $\text{Ni}(\text{SCNH})_2$ – фиолетовый;
 $\text{Ni}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ – светло-зеленый;
 $\text{Ni}^{2+}(\text{p})$ – изумрудно-зеленый;
 NiS – черный;
 NO – бесцветный;
 NO_2 – бурый;
 O_2 – бесцветный;
 O_3 – голубоватый;
 P_2O_5 – белый;
 $\text{Pb}(\text{OH})_2$ – белый;
 $\text{Pb}^{2+}(\text{p})$ – бесцветный;
 Pb_3O_4 – оранжево-красный;
 PbBr_2 – желтоватый;
 PbCl_2 – белый;
 PbCO_3 – белый;
 PbCrO_4 – желтый;
 PbI_2 – ярко-желтый;
 PbO_2 – черно-коричневый;
 PbS – черный;
 PbSO_4 – белый;
 S – светло-желтый;
 SiO_2 – зеленовато-белый;
 $\text{Sn}(\text{OH})_2$ – белый;
 $\text{Sn}^{2+}(\text{p})$ – бесцветный;
 SnO – черный;
 SnS – бурый;

SnS_2 – золотисто-желтый;

SO_2 – бесцветный;

Zn(OH)_2 – белый;

$\text{Zn}^{2+}(\text{p})$ – бесцветный.

Соединения белого цвета:

BaF_2 , BaS , BaSO_4 , BaSiO_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, CaSO_3 , Ag_2SO_4 , AgCl , Al(OH)_3 , Al_2O_3 , $\text{Ba(IO}_3)_2$, Ba(OH)_2 , $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$, BaCO_3 , BaSO_3 , $\text{Ca(IO}_3)_2$, Ca(OH)_2 , CaCO_3 , CaF_2 , CaSiO_3 , CaSO_4 , Cd(OH)_2 , $\text{Cd}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$, FeOHCO_3 , H_2SiO_3 , $\text{K}_2\text{Zn}_3[\text{Fe(CN)}_6]_2$, $\text{KNH}_4\text{Ca[Fe(CN)}_6]$, Li_2CO_3 , Li_3PO_4 , LiF , Mg(OH)_2 , $\text{Mg}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$, MgCO_3 , MgF_2 , MgHPO_4 , MgO , Mn(OH)_2 , $\text{Mn}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$, N_2O_5 , Na_2CO_3 , Na_2HPO_4 , Na_2SiO_3 , Na_2SO_3 , Na_2SO_4 , Na_3PO_4 , NaCl , NaH_2PO_4 , NaHCO_3 , P_2O_5 , Pb(OH)_2 , PbCl_2 , PbCO_3 , PbSO_4 , SiO_2 (зеленовато-белый)², Sn(OH)_2 , Zn(OH)_2 , ZnS .

Бесцветные соединения³:

$\text{Ag}^+(\text{p})$, $[\text{Ag(NH}_3)_2]^+$, $[\text{Ag(S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$, $\text{Al}^{3+}(\text{p})$, $[\text{Al(OH)}_6]^{3-}$, $\text{Ba}^{2+}(\text{p})$, $[\text{Cd(NH}_3)_4]^{2+}$, $\text{Ca}^{2+}(\text{p})$, $\text{Cd}^{2+}(\text{p})$, CO , CO_2 , $\text{Ba}^{2+}(\text{p})$, $[\text{FeF}_6]^{3-}$, N_2 , NO , N_2O , $\text{Na}^+(\text{p})$, H_2O , H_2S , $\text{H}_2(\text{SCNH})_2$, NH_3 , $\text{Hg}^{2+}(\text{p})$, O_2 , $\text{K}^+(\text{p})$, KSCN , $\text{Pb}^{2+}(\text{p})$, $[\text{Pb(OH)}_4]^{2-}$, $\text{Mg}^{2+}(\text{p})$, $\text{Sn}^{2+}(\text{p})$, $\text{Zn}^{2+}(\text{p})$, $[\text{Zn(NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{Zn(OH)}_4]^{2-}$.

Соединения желтого цвета:

Ag_2CO_3 , Ag_3PO_4 (ярко-желтый), AgBr , AgF (светло-желтый), AgI , Al_4C_3 (золотисто-желтый), BaCrO_4 , CdS (канареечно-желтый), Cl_2 (желто-зеленый), $[\text{Co(NH}_3)_6]^{2+}$ (грязно-желтый), Cr(OH)_2 , CuOH (грязно-желтый), FeS_2 (золотисто-желтый), $\text{NaZn(UO}_2)_3(\text{CH}_3\text{COO})_9$ (зеленовато-желтый), $(\text{NH}_4)_3[\text{PMo}_{12}\text{O}_{40}] \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (ярко-желтый), HgO (ярко-желтый), K_2CrO_4 (лимонно-желтый), $\text{K}_2\text{Na[Co(NO}_2)_6]$ (желто-оранжевый), $\text{K}_4[\text{Fe(CN)}_6]$, PbBr_2 , PbCrO_4 , PbI_2 (ярко-желтый), S (светло-желтый), SnS_2 (золотисто-желтый).

Соединения оранжевого цвета:

$(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $[\text{Hg}_2\text{N}]\text{I} \cdot \text{H}_2\text{O}$ (оранжево-красный), $\text{Fe}^{3+}(\text{p})$, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{K}_2\text{Na[Co(NO}_2)_6]$ (желто-оранжевый), Pb_3O_4 (оранжево-красный).

Соединения синего и голубого цвета:

² Соединения смешанной окраски для удобства поиска расположены в разных группах цветов.

³ Разделение соединений по окраске на белые и бесцветные весьма условно, т. к. в твердом состоянии соединение может быть белым, при растворении же в воде образуется бесцветный раствор.

$[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$ (синий), $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ (ярко-синий, васильковый), CrO_5 (синий), $\text{Cu}(\text{OH})_2$ (голубой), $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ (голубовато-зеленый, бирюзовый), $\text{Cu}^{2+}(\text{p})$ (голубой), $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ (темно-синий), $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$ (темно-синий), $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ (синий), $\text{N}_2\text{O}_3(\text{ж})$ (синий), O_3 (голубоватый).

Соединения бурого и коричневого цвета:

Ag_2CrO_4 (красно-коричневый), Ag_2O (светло-коричневый), Br_2 (коричневый), $\text{Co}(\text{OH})_3$ (бурый), $\text{Co}(\text{SCNH})_2$ (бурый), $\text{Co}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ (темно-бурый), $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (красно-коричневый), $\text{Fe}(\text{OH})_3$ (красно-коричневый), $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5\text{NO}]\text{SO}_4$ (бурый), Fe_2O_3 (красно-коричневый), $\text{MnO}(\text{OH})_2$ (темно-бурый), MnO_2 (коричневый), $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ (красно-коричневый), NO_2 (бурый), PbO_2 (черно-коричневый), SnS (бурый).

Соединения зеленого цвета:

$[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$ (изумрудно-зеленый), Cl_2 (желто-зеленый), $\text{Cr}(\text{OH})_3$ (темно-зеленый), Cr_2O_3 , $\text{Cu}(\text{SCNH})_2$ (темно-зеленый, почти черный), $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ (голубовато-зеленый, бирюзовый), $\text{Fe}(\text{OH})_2$ (бледно-зеленый), $\text{Fe}^{2+}(\text{p})$ (бледно-зеленый), $\text{Na}_2\text{Pb}[\text{Cu}(\text{NO}_2)_6]$ (темно-зеленый), $\text{NaZn}(\text{UO}_2)_3(\text{CH}_3\text{COO})_9$ (зеленовато-желтый), $\text{Ni}(\text{OH})_2$ (светло-зеленый), $\text{Ni}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ (светло-зеленый), $\text{Ni}^{2+}(\text{p})$ (изумрудно-зеленый), K_2MnO_4 , SiO_2 (зеленовато-белый).

Соединения фиолетового цвета:

$\text{Co}(\text{OH})_2$, $\text{Co}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Cr}^{3+}(\text{p})$ (темно-фиолетовый), $[\text{Fe}(\text{CN})_5\text{NOS}]^{4-}$ (фиолетово-розовый), $\text{Ni}(\text{SCNH})_2$, I_2 (с металлическим блеском), KMnO_4 .

Соединения розового цвета:

$\text{Co}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$, $\text{Co}^{2+}(\text{p})$, $[\text{Fe}(\text{CN})_5\text{NOS}]^{4-}$ (фиолетово-розовый), MnS (бледно-розовый, телесного цвета), $\text{Mn}^{2+}(\text{p})$ – бледно-розовый.

Соединения красного цвета:

Ag_2CrO_4 (красно-коричневый), CrO_3 , $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (красно-коричневый), Cu_2O , $\text{Fe}(\text{OH})_3$ (красно-коричневый), $[\text{Fe}(\text{SCN})]_6^{3-}$ (кроваво-красный), Fe_2O_3 (красно-коричневый), $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ (красно-коричневый), HgI_2 , HgS (ярко-красный), $[\text{Hg}_2\text{N}]\text{I} \cdot \text{H}_2\text{O}$ (оранжево-красный), $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Соединения черного цвета:

Ag_2S , CoS , $\text{Cu}(\text{SCNH})_2$ (темно-зеленый, почти черный), Cu_2S , CuO , CuS , FeO , FeS , NiS , PbO_2 (черно-коричневый), PbS , SnO .

Свойства газов:

1. Бесцветные газы и летучие соединения:

H_2 – водород, самый легкий газ, хороший восстановитель.

$Me_x(CO)_y$ – карбонилы металлов, летучие ядовитые соединения.

CO_2 – оксид углерода (IV), углекислый газ, в растворе $Ca(OH)_2$ образует осадок $CaCO_3$, который затем растворяется с образованием гидрокарбоната $Ca(HCO_3)_2$.

$(SiH_{2n+2})_m$ – силаны, аналогичны по составу алканам, летучие жидкости, ядовиты, самовозгораются.

NH_3 – аммиак, бесцветный газ с резким запахом, с газообразным HCl образует туман – NH_4Cl (белый дым), влажная индикаторная бумага показывает щелочную среду.

NO – оксид азота (II), в присутствии O_2 превращается в бурый газ NO_2 .

N_2O – оксид азота (I), «веселящий газ», применяется в медицине для наркоза.

PH_3 – фосфин, бесцветный газ с рыбно-чесночным запахом, ядовит.

AsH_3 – арсин, газ с чесночным запахом, ядовит.

O_2 – кислород, в жидком и твердом состоянии имеет голубую окраску.

SO_2 – сернистый ангидрид, бесцветный газ резким запахом.

SnH_4 – станнан, газ, сгорающий синим пламенем.

CO – оксид углерода (II), газ, сгорающий голубым пламенем, с металлами VII и VIII групп образует карбонилы, образует устойчивый комплекс с гемоглобином, препятствуя переносу кислорода, ядовит.

HF – фтороводород, в растворах является кислотой средней силы, способной растворять стекло, ядовит.

HCl – хлороводород, газ, способный образовывать туман во влажном воздухе, его водный раствор – сильная минеральная кислота.

HBr – бромоводород, дымит во влажном воздухе.

H_2S – сероводород, газ с запахом тухлых яиц, горит голубым пламенем, водный раствор является слабой кислотой, хороший восстановитель, обесцвечивает бромную воду, образует устойчивый комплекс с гемоглобином, препятствуя переносу кислорода, ядовит.

N_2 – азот, инертный газ, реагирует при комнатной температуре с литием, с водородом при повышенных температурах и давлении в присутствии катализатора.

2. Цветные газы

Cl_2O – оксид хлора (I), бурый газ.

ClO_2 – оксид хлора (IV), желтый газ с характерным запахом, взрывается при нагревании.

F_2 – фтор, светло-желто-зеленый газ с резким запахом, сильнейший окислитель, ядовит.

NO_2 – оксид азота (IV), бурый газ с резким запахом, ядовит.

O_3 – озон, светло-синий (голубоватый) газ с характерным запахом, образуется в воздухе при ультрафиолетовом облучении или при пропускании электрического разряда в атмосфере кислорода, в стратосфере образует озоновый слой, задерживающий ультрафиолетовые лучи.

Cl_2 – хлор, желто-зеленый газ с резким запахом, отбеливатель, окислитель, в котором золото окисляется до $AuCl_3$, в присутствии крахмала и KI дает синее окрашивание, ядовит.

4. Типовые задания

4.1. Шаг I

4.1.1. Теоретические задания

Примерные задания

Вариант 1.

1. Определите массу смеси, содержащей 11,2 л оксида азота (II) и $12,04 \cdot 10^{23}$ молекул оксида азота (IV).

Этапы решения:

Определим количество оксида азота (II), а затем его массу:

$$n(\text{NO}) = \frac{V(\text{NO})}{V_m},$$

$$n(\text{NO}) = \frac{11,2}{22,4} = 0,5 \text{ (моль)},$$

$$M(\text{NO}) = 14 + 16 = 30 \text{ (г/моль)},$$

$$n(\text{NO}) = \frac{m(\text{NO})}{M(\text{NO})},$$

$$m(\text{NO}) = n(\text{NO}) \cdot M(\text{NO}),$$

$$m(\text{NO}) = 0,5 \cdot 30 = 15 \text{ (г)}.$$

Определим количество оксида азота (IV), а затем его массу:

$$n(\text{NO}_2) = \frac{N(\text{NO}_2)}{N_A},$$

$$n(\text{NO}_2) = \frac{12,04 \cdot 10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 2 \text{ (моль)},$$

$$M(\text{NO}_2) = 14 + 16 \cdot 2 = 46 \text{ (г/моль)},$$

$$n(\text{NO}_2) = \frac{m(\text{NO}_2)}{M(\text{NO}_2)},$$

$$m(\text{NO}_2) = n(\text{NO}_2) \cdot M(\text{NO}_2),$$

$$m(\text{NO}_2) = 2 \cdot 46 = 92 \text{ (г)}.$$

Определим массу смеси:

$$m(\text{смеси}) = m(\text{NO}) + m(\text{NO}_2),$$

$$m(\text{смеси}) = 15 + 92 = 107 \text{ (г)}.$$

2. Молярная масса оксида некоторого металла, проявляющего в своих соединениях степень окисления +2, в 1,941 раза меньше молярной массы бромида этого же металла. Определите неизвестный металл.

Этапы решения:

Общая формула оксида металла в степени окисления +2: MeO .

Молярная масса MeO : $M(\text{MeO}) = (A(\text{Me}) + 16)$ г/моль.

Общая формула бромида металла в степени окисления +2: MeBr_2 .

Молярная масса MeBr_2 : $M(\text{MeBr}_2) = (A(\text{Me}) + 80 \cdot 2)$ г/моль.

Составим математическое уравнение относительно атомной массы неизвестного металла и решим его:

$$\frac{M(\text{MeBr}_2)}{M(\text{MeO})} = 1,941,$$

$$\frac{A(\text{Me}) + 80 \cdot 2}{A(\text{Me}) + 16} = 1,941,$$

$$A(\text{Me}) = 137 \text{ (г/моль)}.$$

Таким образом, неизвестный металл – барий (Ba).

3. Определите элементы А, В и С, если известно, что:

- $A + B_2 = AB_2$,
- $2AB_2 + B_2 = 2AB_3$,
- $AB_3 + C_2B = C_2AB_4$,
- $2C_2 + B_2 = 2C_2B$,
- $AB_2 + 2C_2A = 3A + 2C_2B$.

Напишите уравнения представленных химических реакций. Приведите по одному способу получения B_2 и C_2 в промышленности и в лабораторных условиях.

Этапы решения:

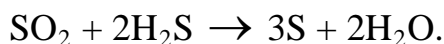
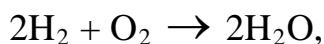
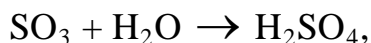
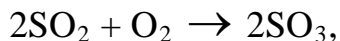
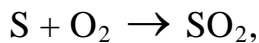
Зашифрованные элементы следующие:

A = S (сера),

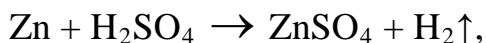
B = O (кислород),

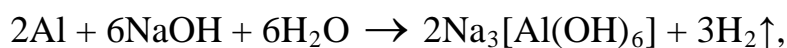
C = H (водород).

Представленные химические реакции следующие:

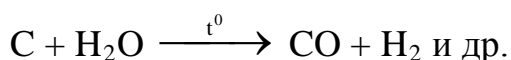
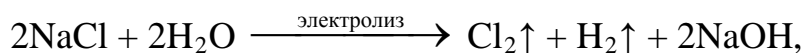
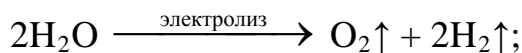


Методов получения H_2 в лабораторных условиях несколько, например, следующие (принимается любой правильный ответ, при этом химическая реакция должна быть обязательно уравнена):

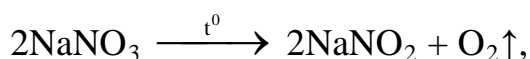




Методов получения H_2 в промышленности несколько, например, следующие (принимается любой правильный ответ, при этом химическая реакция должна быть обязательно уравнена):

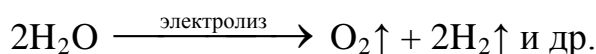


Методов получения O_2 в лабораторных условиях несколько, например, следующие (принимается любой правильный ответ, при этом химическая реакция должна быть обязательно уравнена):



Методов получения O_2 в промышленности несколько, например, следующие (принимается любой правильный ответ, при этом химическая реакция должна быть обязательно уравнена):

Перегонка жидкого воздуха,



4. При соединении оксида некоторого металла **B** ($\omega(\text{B}) = 74,19\%$) с оксидом некоторого неметалла **D** ($\omega(\text{D}) = 27,27\%$) образовалась соль, в которой массовая доля кислорода равна $45,28\%$. Из 31 г оксида металла **B** можно получить 53 г соли. Определите металл **B** и неметалл **D**.

Этапы решения:

Общая формула оксида металла V_xO_y .

Массовая доля металла запишется следующим образом:

$$\omega(\text{B}) = \frac{A(\text{B}) \cdot x}{A(\text{B}) \cdot x + 16 \cdot y} \times 100\% .$$

Приравнявая полученное выражение к массовой доле металла, указанной в задаче, и выражая значение $A(\text{B})$, получаем:

$$0,7419 \cdot A(\text{B}) \cdot x + 11,8704 \cdot y = A(\text{B}) \cdot x,$$

$$0,2581 \cdot A(\text{B}) \cdot x = 11,8704 \cdot y,$$

$$A(\text{B}) = \frac{46 \cdot y}{x} .$$

Перебирая целые значения x и y , получаем, что разумное решение отвечает только следующим их значениям: $x = 2$, $y = 1$, $A(B) = 23$ г/моль.

Таким образом, неизвестный металл – натрий (Na).

Общая формула оксида неметалла D_xO_y .

Массовая доля неметалла запишется следующим образом:

$$\omega(D) = \frac{A(D) \cdot x}{A(D) \cdot x + 16 \cdot y} \times 100\% .$$

Приравнивая полученное выражение массовой доле неметалла, указанной в задаче, и выражая значение $A(D)$, получаем:

$$0,2727 \cdot A(D) \cdot x + 4,3632 \cdot y = A(D) \cdot x,$$

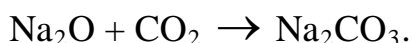
$$0,7273 \cdot A(D) \cdot x = 4,3632 \cdot y,$$

$$A(D) = \frac{6 \cdot y}{x} .$$

Перебирая целые значения x и y , получаем, что разумное решение отвечает только следующим их значениям: $x = 1$, $y = 2$, $A(D) = 12$ г/моль.

Таким образом, неизвестный неметалл – углерод (C).

Запишем химическую реакцию:



Определяем массовую долю кислорода в полученной соли:

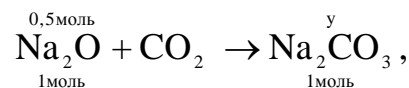
$$\omega(O)_{Na_2CO_3} = \frac{16 \cdot 3}{23 \cdot 2 + 12 + 16 \cdot 3} \times 100\% = 45,28\% .$$

Докажем, что из 31 г Na_2O можно получить 53 г Na_2CO_3 .

$$n(Na_2O) = \frac{m(Na_2O)}{M(Na_2O)} ,$$

$$M(Na_2O) = 23 \cdot 2 + 16 = 62 \text{ (г/моль)},$$

$$n(Na_2O) = \frac{31}{62} = 0,5 \text{ (моль)},$$



$$\underset{1\text{ моль}}{Na_2CO_3} = y = 0,5 \text{ (моль)},$$

$$n(Na_2CO_3) = \frac{m(Na_2CO_3)}{M(Na_2CO_3)} ,$$

$$m(Na_2CO_3) = n(Na_2CO_3) \cdot M(Na_2CO_3) ,$$

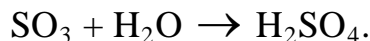
$$M(Na_2CO_3) = 23 \cdot 2 + 12 + 16 \cdot 3 = 106 \text{ (г/моль)},$$

$$m(Na_2CO_3) = 0,5 \cdot 106 = 53 \text{ (г)} .$$

5. Вычислите массу оксида серы (VI), который необходимо растворить в 200 г 20%-й серной кислоты, чтобы получить 40%-й раствор.

Этапы решения:

При растворении оксида серы (VI) в водном растворе серной кислоты будет протекать следующая химическая реакция:



Пусть масса оксида серы (VI), вступившего в реакцию, равна x г, тогда

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{р-р2}} = m(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{р-р1}} + m(\text{SO}_3),$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{р-р2}} = (200 + x) \text{ г.}$$

Найдем массу серной кислоты в исходном растворе серной кислоты:

$$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4)_1 = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)_1}{m(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{р-р1}}} \times 100\% ,$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4)_1 = \frac{\omega(\text{H}_2\text{SO}_4)_1 \cdot m(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{р-р1}}}{100\%} ,$$

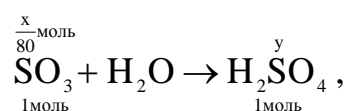
$$m(\text{H}_2\text{SO}_4)_1 = \frac{20\% \cdot 200}{100\%} = 40 \text{ (г)}.$$

Определим массу серной кислоты, образовавшейся в ходе пропускания оксида серы (VI) через исходный раствор серной кислоты. Для этого составим пропорцию по приведенному выше уравнению химической реакции:

$$n(\text{SO}_3) = \frac{m(\text{SO}_3)}{M(\text{SO}_3)} ,$$

$$M(\text{SO}_3) = 32 + 16 \cdot 3 = 80 \text{ (г/моль)},$$

$$n(\text{SO}_3) = \frac{x}{80} \text{ (моль)},$$



$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = y = \frac{x}{80} \text{ (моль)},$$

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} ,$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = n(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) ,$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 98 \text{ (г/моль)},$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{обр}} = \frac{x}{80} \cdot 98 = 1,225 \cdot x \text{ (г)}.$$

Определим массу серной кислоты в полученном растворе:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4)_2 = m(\text{H}_2\text{SO}_4)_1 + m(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{обр}},$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4)_2 = (40 + 1,225 \cdot x) \text{ г.}$$

Определим массовую долю серной кислоты в полученном растворе:

$$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4)_2 = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)_2}{m(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{р-р2}}} \times 100\% ,$$

$$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4)_2 = \frac{40 + 1,225 \cdot x}{200 + x} \times 100\% = 40\% .$$

Решая это математическое уравнение, находим, что $x = 48,48$ г.

Вариант 2.

1. Определите объем смеси (при н.у.), состоящей из 88 г оксида углерода (IV) и $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул оксида углерода (II).

Этапы решения:

Определим количество оксида углерода (IV), а затем его объем (при н.у.):

$$n(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CO}_2)}{M(\text{CO}_2)} ,$$

$$M(\text{CO}_2) = 12 + 16 \cdot 2 = 44 \text{ (г/моль)},$$

$$n(\text{CO}_2) = \frac{88}{44} = 2 \text{ (моль)},$$

$$n(\text{CO}_2) = \frac{V(\text{CO}_2)}{V_m} ,$$

$$V(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot V_m ,$$

$$V(\text{CO}_2) = 2 \cdot 22,4 = 44,8 \text{ (л)}.$$

Определим количество оксида углерода (II), а затем его объем (при н.у.):

$$n(\text{CO}) = \frac{N(\text{CO})}{N_A} ,$$

$$n(\text{CO}) = \frac{3,01 \cdot 10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 0,5 \text{ (моль)},$$

$$n(\text{CO}) = \frac{V(\text{CO})}{V_m} ,$$

$$V(\text{CO}) = n(\text{CO}) \cdot V_m ,$$

$$V(\text{CO}) = 0,5 \cdot 22,4 = 11,2 \text{ (л)}.$$

Определим объем смеси (при н.у.):

$$V(\text{см}) = V(\text{CO}_2) + V(\text{CO}) ,$$

$$V(\text{см}) = 44,8 + 11,2 = 56 \text{ (л)}.$$

2. Молярная масса хлорида некоторого металла, проявляющего в своих соединениях степень окисления +3, в 1,043 раза больше молярной массы оксида этого же металла. Определите неизвестный металл.

Этапы решения:

Общая формула хлорида металла в степени окисления «+3» – MeCl_3 .

Молярная масса MeCl_3 : $M(\text{MeCl}_3) = (M(\text{Me}) + 35,5 \cdot 3)$ г/моль.

Общая формула оксида металла в степени окисления «+3» – Me_2O_3 .

Молярная масса Me_2O_3 : $M(\text{Me}_2\text{O}_3) = (M(\text{Me}) \cdot 2 + 16 \cdot 3)$ г/моль.

Составим уравнение и решим его:

$$\frac{M(\text{MeCl}_3)}{M(\text{Me}_2\text{O}_3)} = 1,043,$$

$$\frac{M(\text{Me}) + 35,5 \cdot 3}{M(\text{Me}) \cdot 2 + 16 \cdot 3} = 1,043,$$

$$M(\text{Me}) = 52 \text{ (г/моль)}.$$

Таким образом, неизвестный металл – хром (Cr).

3. Неметалл X образует несколько оксидов и одно водородное соединение, в котором элемент X имеет степень окисления «-2». Один из оксидов этого неметалла содержит 60% кислорода, а водородное соединение – 5,88% водорода. Определите неизвестный элемент X, напишите уравнение реакции указанного оксида с водой и назовите продукт этой реакции.

Этапы решения:

Общая формула водородного соединения, в котором неметалл X имеет степень окисления «-2» – H_2X .

Найдем молярную массу соединения H_2X :

$$\omega(\text{H}) = \frac{M(\text{H}) \cdot 2}{M(\text{H}_2\text{X})} \times 100\% ,$$

Найдем молярную массу неметалла X:

$$M(\text{X}) = M(\text{H}_2\text{X}) - M(\text{H}) \cdot 2 ,$$

$$M(\text{X}) = 34 - 1 \cdot 2 = 32 \text{ (г/моль)}.$$

Таким образом, неизвестный элемент – сера (S).

Общая формула оксида серы – S_xO_y .

Найдем массовую долю серы в оксиде серы:

$$\omega(\text{S}) = 100\% - \omega(\text{O}) ,$$

$$\omega(\text{S}) = 100\% - 60\% = 40\% .$$

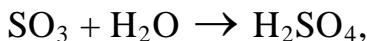
Найдем индексы x и y в S_xO_y :

$$x : y = \frac{\omega(\text{S})}{M(\text{S})} : \frac{\omega(\text{O})}{M(\text{O})},$$

$$x : y = \frac{40\%}{32} : \frac{60\%}{16} = 1,25 : 3,75 = 1 : 3.$$

Таким образом, формула оксида серы – SO_3

Запишем реакцию взаимодействия SO_3 с водой и назовем продукт реакции:



H_2SO_4 – серная кислота.

4. Горняк добыл 1 миллион тонн железной руды, содержащей в среднем 78% оксида железа (III). Сколько велосипедов можно изготовить из этой руды, если принять, что на производство одного велосипеда расходуется 15 кг железа?

Этапы решения:

Определим массу оксида железа (III) в 1 миллионе т железной руды:

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{\omega(\text{Fe}_2\text{O}_3) \cdot m(\text{руды})}{100\%},$$

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{78\% \cdot 1000000}{100\%} = 780000 \text{ (т)}.$$

Определим массовую долю железа в оксиде железа (III):

$$\omega(\text{Fe}) = \frac{M(\text{Fe}) \cdot 2}{M(\text{Fe}_2\text{O}_3)} \times 100\% ,$$

$$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 56 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 160 \text{ (г/моль)},$$

$$\omega(\text{Fe}) = \frac{56 \cdot 2}{160} \times 100\% = 70\% .$$

Определим массу железа в 780000 т оксида железа (III):

$$m(\text{Fe}) = \frac{\omega(\text{Fe}) \cdot m(\text{Fe}_2\text{O}_3)}{100\%},$$

$$m(\text{Fe}) = \frac{70\% \cdot 780000}{100\%} = 546000 \text{ (т)}.$$

Определим число велосипедов, которое можно изготовить из 546000 т железа:

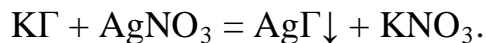
$$N_{\text{вел}} = \frac{m(\text{Fe}) \cdot 1000}{15},$$

$$N_{\text{вел}} = \frac{m(\text{Fe}) \cdot 1000}{15} = \frac{546000 \cdot 1000}{15} = 36400000 \text{ (штук)}.$$

5. Некоторый галогенид калия массой 4,98 г растворили в воде. К полученному раствору добавили избыток раствора нитрата серебра, получив при этом осадок массой 7,05 г. Определите, какой галогенид был взят для реакции.

Этапы решения:

Запишем уравнение указанной реакции:



Определим количества галогенида калия и галогенида серебра (осадка):

$$n(\text{КГ}) = \frac{m(\text{КГ})}{M(\text{КГ})},$$

$$M(\text{КГ}) = (39 + M(\text{Г})) \text{ г/моль},$$

$$n(\text{КГ}) = \frac{4,98}{39 + M(\text{Г})} \text{ (моль)},$$

$$n(\text{AgГ}) = \frac{m(\text{AgГ})}{M(\text{AgГ})},$$

$$M(\text{AgГ}) = (108 + M(\text{Г})) \text{ г/моль},$$

$$n(\text{AgГ}) = \frac{7,05}{108 + M(\text{Г})} \text{ (моль)}.$$

Найдем значение молярной массы галогена, для этого составим пропорцию по уравнению реакции:

$$\frac{4,98}{39 + M(\text{Г})} = \frac{7,05}{108 + M(\text{Г})},$$

$$M(\text{Г}) = 127 \text{ (г/моль)}.$$

Таким образом, неизвестный галогенид калия – йодид калия (KI).

4.1.2. Практические задания

Примерные задания

1. В лабораторном стакане находится смесь веществ, состоящая из поваренной соли, железных опилок, речного песка и парафиновых стружек. Предложите схему разделения предложенных веществ с помощью физических методов и определите массовые доли компонентов смеси.

Оборудование: лабораторный стакан, магнит, дистиллированная вода, шпатель, электрическая плитка, воронка, фильтр, весы.

Этапы решения:

Для определения массовых долей поваренной соли, железных опилок, речного песка и парафиновых стружек в смеси можно предложить следующую последовательность действий:

1. При помощи взвешивания на весах определяем массу лабораторного стакана с находящимися в нем веществами. Пересыпаем содержимое лабораторного стакана в другой стакан и определяем массу пустого стакана. По разности масс лабораторного стакана с выданными веществами и без них определяем массу сухой смеси;

2. Действуем на сухую смесь магнитом и выделяем из нее железные стружки. Количественно переносим железные стружки в пустой лабораторный стакан и при помощи взвешивания определяем их массу;

3. Добавляем в оставшуюся сухую смесь дистиллированную воду и перемешиваем содержимое лабораторного стакана. С помощью шпателя собираем парафиновые стружки с поверхности полученного раствора, помещая их в пустой лабораторный стакан. При помощи фильтрованной бумаги снимаем с парафиновых стружек остатки раствора и определяем их массу;

4. Отделяем раствор от речного песка методом фильтрования. Выпариваем досуха полученный раствор и определяем при помощи взвешивания массу поваренной соли в исходной сухой смеси;

5. По разности массы исходной смеси и масс железных опилок, парафиновых стружек и поваренной соли определяем массу речного песка в смеси;

6. Выполнение практической работы.

2. В лабораторный стакан с помощью мерного цилиндра налейте a мл дистиллированной воды и добавьте такое количество соли (CuSO_4), чтобы после полного растворения этой соли получился ее $b\%$ -ный раствор. Плотность дистиллированной воды примите равной 1 г/мл. Рассчитайте массовые доли каждого элемента в соединении CuSO_4 .

Оборудование: лабораторный стеклянный стакан (на $100 \div 200$ мл), дистиллированная вода, шпатель, стеклянная палочка, весы.

(Задача и ее решение были составлены преподавателями биолого-химического факультета Ивановского государственного университета).

Этапы решения:

1. Выполняем расчет необходимой навески соли по формуле $m = \frac{a \cdot b}{100 - b}$

или по пропорции.

2. Берем навеску сульфата меди и приготавливаем раствор. Аккуратность приготовления раствора контролируется лаборантом путем измерения плотности раствора с помощью ареометра.

3. Выполняем расчет массовых долей элементов в соединении CuSO_4 :

$\omega(\text{Cu}) = A_r(\text{Cu})/M_r(\text{CuSO}_4) = 64/160 = 0,40$ (или 40%),

$$\omega(S) = A_r(S)/M_r(\text{CuSO}_4) = 32/160 = 0,20 \text{ (или 20\%)},$$

$$\omega(O) = 4 \cdot A_r(O)/M_r(\text{CuSO}_4) = 64/160 = 0,40 \text{ (или 40\%)}.$$

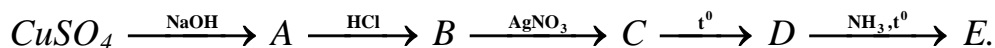
4.2. Шаг II

4.2.1. Теоретические задания

Примерные задания

Вариант I

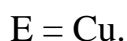
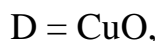
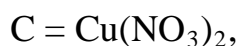
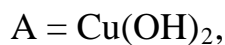
1. Напишите уравнения реакций, соответствующих следующей схеме превращений:



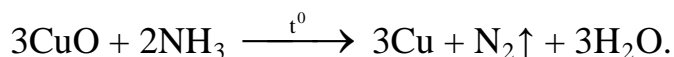
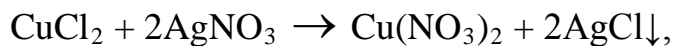
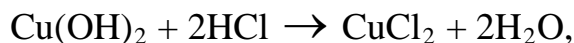
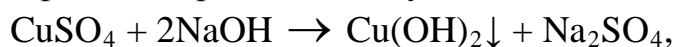
Определите вещества A÷E, если известно, что все они содержат медь.

Этапы решения:

Неизвестные вещества следующие:



Уравнения реакций следующие:



2. При растворении 55,6 г кристаллогидрата сульфата железа (II) было получено 121,6 г раствора с массовой долей растворенного вещества 25%. Определите состав кристаллогидрата.

Этапы решения:

Найдем массу сульфата железа в образовавшемся растворе:

$$\omega(\text{FeSO}_4) = \frac{m(\text{FeSO}_4)}{m(\text{FeSO}_4)_{\text{р-р}}} \times 100\%,$$

$$m(\text{FeSO}_4) = \frac{\omega(\text{FeSO}_4) \cdot m(\text{FeSO}_4)_{\text{р-р}}}{100\%},$$

$$m(\text{FeSO}_4) = \frac{25\% \cdot 121,6}{100\%} = 30,4 \text{ (г)}.$$

Найдем массу воды в кристаллогидрате:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(x\text{FeSO}_4 \cdot y\text{H}_2\text{O}) - m(\text{FeSO}_4),$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 55,6 - 30,4 = 25,2 \text{ (г)}.$$

Найдем соотношение молекул FeSO_4 и H_2O в кристаллогидрате:

$$x : y = \frac{m(\text{FeSO}_4)}{M(\text{FeSO}_4)} : \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})},$$

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

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 1 \cdot 2 + 16 = 18 \text{ (г/моль)},$$

$$x : y = \frac{30,4}{152} : \frac{25,2}{18} = 0,2 : 1,4 = 1 : 7.$$

Таким образом, формула кристаллогидрата: $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

3. *Бесцветный газ с плотностью по воздуху 1,517 и объемом 6,65 л, измеренном при $T = 300 \text{ K}$ и $P = 150 \text{ кПа}$, пропустили через 166,67 мл раствора гидроксида натрия с $\rho(\text{NaOH}) = 1,2 \text{ г/мл}$ и $\omega(\text{NaOH}) = 10\%$. Определите качественный и количественный состав раствора.*

Этапы решения:

Определим молярную массу неизвестного газа:

$$D(\text{газа})_{\text{воздух}} = \frac{M(\text{газа})}{M(\text{воздуха})_{\text{ср}}},$$

$$M(\text{газа}) = D(\text{газа})_{\text{воздух}} \cdot M(\text{воздуха})_{\text{ср}},$$

$$M(\text{газа}) = 29 \cdot 1,517 = 44 \text{ (г/моль)}.$$

Среди газов с такой молярной массой можно привести CO_2 , N_2O и C_3H_8 , из которых по условию задачи подходит только CO_2 .

Таким образом, неизвестный газ – CO_2 .

Определим объем CO_2 при нормальных условиях:

$$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1},$$

$$V_0 = \frac{P_1 \cdot V_1 \cdot T_0}{T_1 \cdot P_0} = \frac{150 \cdot 6,65 \cdot 273}{300 \cdot 101,3} = 8,96 \text{ (л)}.$$

Определим количества CO_2 и NaOH :

$$n(\text{CO}_2) = \frac{V(\text{CO}_2)}{V_m},$$

$$n(\text{CO}_2) = \frac{8,96}{22,4} = 0,4 \text{ (моль)},$$

$$\rho(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})_{\text{р-р}}}{V(\text{NaOH})_{\text{р-р}}},$$

$$m(\text{NaOH})_{\text{p-p}} = \rho(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})_{\text{p-p}},$$

$$m(\text{NaOH})_{\text{p-p}} = 1,2 \cdot 166,67 = 200 \text{ (г)},$$

$$\omega(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{m(\text{NaOH})_{\text{p-p}}} \times 100\%,$$

$$m(\text{NaOH}) = \frac{\omega(\text{NaOH}) \cdot m(\text{NaOH})_{\text{p-p}}}{100\%},$$

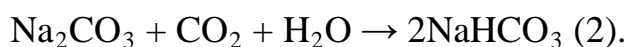
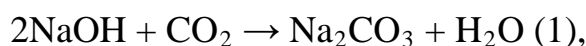
$$m(\text{NaOH}) = \frac{10\% \cdot 200}{100\%} = 20 \text{ (г)},$$

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

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

$$n(\text{NaOH}) = \frac{20}{40} = 0,5 \text{ (моль)}.$$

Поскольку количества CO_2 и NaOH относятся друг к другу не как 1:1 или 1:2 соответственно, то решение предложенной задачи предполагает образование сначала средней соли (Na_2CO_3), а потом ее реакцию с избытком CO_2 с образованием кислой соли (NaHCO_3) по следующим реакциям:



Составляем пропорции по уравнению (1), учитывая избыток CO_2 по сравнению с NaOH (проводим расчет по недостатку), и находим, что количество образовавшегося в реакции Na_2CO_3 равно 0,25 моль, а количество оставшегося в реакции CO_2 составляет $0,4 - 0,25 = 0,15$ моль.

Составляем пропорции по уравнению (2), учитывая избыток Na_2CO_3 по сравнению с CO_2 (проводим расчет по недостатку), и находим, что количество оставшегося в реакции Na_2CO_3 составляет $0,25 - 0,15 = 0,1$ моль, а количество образовавшегося в реакции NaHCO_3 равно 0,3 моль.

Таким образом, количества Na_2CO_3 и NaHCO_3 в полученном растворе равны:

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

$$n(\text{NaHCO}_3) = 0,3 \text{ моль}.$$

Определим массы Na_2CO_3 и NaHCO_3 в растворе:

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{M(\text{Na}_2\text{CO}_3)},$$

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

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 23 \cdot 2 + 12 + 16 \cdot 3 = 106 \text{ (г/моль)},$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,1 \cdot 106 = 10,6 \text{ (г)}.$$

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

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

$$M(\text{NaHCO}_3) = 23 + 1 + 12 + 16 \cdot 3 = 84 \text{ (г/моль)},$$

$$m(\text{NaHCO}_3) = 0,3 \cdot 84 = 25,2 \text{ (г)}.$$

Определим массу полученного раствора:

$$m(\text{р-ра})_2 = m(\text{р-ра})_1 + m(\text{CO}_2),$$

$$m(\text{CO}_2) = 0,4 \cdot 44 = 17,6 \text{ (г)},$$

$$m(\text{р-ра})_2 = 200 + 17,6 = 217,6 \text{ (г)}.$$

Определим массовые доли Na_2CO_3 и NaHCO_3 в растворе:

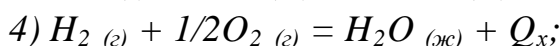
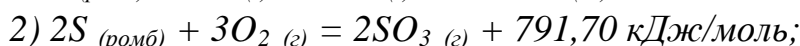
$$\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{m(\text{р-ра})_2} \times 100\%,$$

$$\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{10,6}{217,6} \times 100\% = 4,87\%,$$

$$\omega(\text{NaHCO}_3) = \frac{m(\text{NaHCO}_3)}{m(\text{р-ра})_2} \times 100\%,$$

$$\omega(\text{NaHCO}_3) = \frac{25,2}{217,6} \times 100\% = 11,58\%.$$

4. Даны следующие термохимические уравнения:



Определите тепловой эффект четвертой реакции (Q_x) по известным тепловым эффектам реакций 1÷3. Определите, какое количество теплоты выделится при реакции 44,8 л водорода и 48 г кислорода?

Этапы решения:

Для определения теплового эффекта четвертой реакции (Q_x) воспользуемся аналитической (или графической) формой записи цикла Гесса. Для этого из термохимического уравнения (1) вычтем термохимическое уравнение (2), умноженное на коэффициент 1/2, и термохимическое уравнение (3):

$$Q_x = Q_1 - 1/2Q_2 - Q_3.$$

Таким образом, тепловой эффект четвертой реакции равен:

$$Q_x = 813,99 - 1/2 \cdot 791,70 - 132,31 = 285,83 \text{ (кДж/моль)}.$$

Определим количества водорода и кислорода:

$$n(\text{H}_2) = \frac{V(\text{H}_2)}{V_m},$$

$$n(\text{H}_2) = \frac{44,8}{22,4} = 2 \text{ (моль)},$$

$$n(\text{O}_2) = \frac{m(\text{O}_2)}{M(\text{O}_2)},$$

$$n(\text{O}_2) = \frac{48}{32} = 1,5 \text{ (моль)}.$$

Составляя пропорцию по уравнению (4) относительно количества водорода, получаем, что на реакцию с 2 моль водорода необходимо 1 моль кислорода. Поскольку 1 моль (необходимо) < 1,5 моль (дано по условию задачи), то кислород находится в избытке по отношению к водороду.

Для нахождения количества теплоты, выделяющейся при взаимодействии водорода и кислорода, составляем пропорцию относительно вещества в недостатке, т.е. по водороду:

$$\begin{array}{c} 2 \text{ моль} \\ \text{H}_{2(\text{г})} + 1/2 \text{O}_{2(\text{г})} = \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + \overset{x}{\underset{285,83 \text{ кДж/моль}}{Q}}, \\ 1 \text{ моль} \end{array}$$
$$x = \frac{2 \cdot 285,83}{1} = 571,66 \text{ (кДж/моль)}.$$

Вариант 2.

1. Сосуд с водородом имеет массу 155,4 г (при н.у.), а такой же сосуд с кислородом – массу 161,4 г (при н.у.). Определите массу такого же сосуда с водой, образовавшейся при взаимодействии между собой этих двух газов. Какая наибольшая масса воды может поместиться в пустой сосуд?

Этапы решения:

Пусть объем пустого сосуда равен x л, а его масса – y г, тогда запишем выражения для массы водорода и кислорода в сосудах, а также для массы сосудов с газами следующим образом:

$$m(\text{H}_2) = \frac{V(\text{H}_2) \cdot M(\text{H}_2)}{V_m},$$

$$m(\text{H}_2) = \frac{x \cdot 2}{22,4} \text{ (г)},$$

$$m(\text{O}_2) = \frac{V(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2)}{V_m},$$

$$m(\text{O}_2) = \frac{x \cdot 32}{22,4} \text{ (г)},$$

$$m(\text{сосуд} + \text{H}_2) = y + \frac{x \cdot 2}{22,4},$$

$$m(\text{сосуд} + \text{O}_2) = y + \frac{x \cdot 32}{22,4}.$$

Составим систему уравнений и решим ее:

$$\begin{cases} y + \frac{x \cdot 2}{22,4} = 155,4; \\ y + \frac{x \cdot 32}{22,4} = 161,4; \\ x = 4,48; \\ y = 155. \end{cases}$$

Таким образом, $V(\text{сосуда}) = 4,48$ л, а $m(\text{сосуда}) = 155$ г.

Определим количества водорода и кислорода в сосудах:

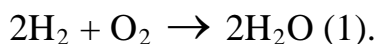
$$n(\text{H}_2) = \frac{V(\text{H}_2)}{V_m},$$

$$n(\text{H}_2) = \frac{4,48}{22,4} = 0,2 \text{ (моль)},$$

$$n(\text{O}_2) = \frac{V(\text{O}_2)}{V_m},$$

$$n(\text{O}_2) = \frac{4,48}{22,4} = 0,2 \text{ (моль)}.$$

Запишем уравнение реакции:



Составив пропорцию по уравнению реакции (1), получим, что на реакцию с 0,2 моль водорода необходимо 0,1 моль кислорода. Поскольку 0,1 моль (необходимо) < 0,2 моль (дано по условию задачи), то кислород находится в избытке по отношению к водороду.

Для нахождения количества воды, образовавшейся в результате протекания реакции (1), составим пропорцию относительно вещества в недостатке, т.е. по водороду. В результате расчетов получим, что количество воды будет равно 0,2 моль, а ее масса составит 3,6 г.

Найдем массу сосуда с водой, образовавшейся в результате взаимодействия водорода и кислорода:

$$m(\text{сосуд} + \text{H}_2\text{O}) = m(\text{сосуд}) + m(\text{H}_2\text{O}),$$

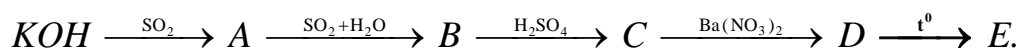
$$m(\text{сосуд} + \text{H}_2\text{O}) = 155 + 3,6 = 158,6 \text{ (г)}.$$

Найдем наибольшую массу воды, которая может поместиться в пустой сосуд:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \rho(\text{H}_2\text{O}) \cdot V(\text{сосуда}),$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 1000 \cdot 4,48 = 4480 \text{ (г)}.$$

2. Напишите уравнения реакций, соответствующих следующей схеме превращений:



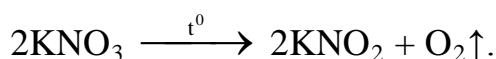
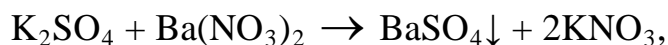
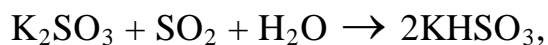
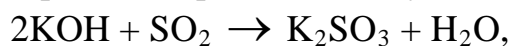
Определите вещества A–E, если известно, что все они содержат калий.

Этапы решения:

Неизвестные вещества следующие:



Уравнения реакций следующие:



3. При действии на раствор, содержащий 47,5 г хлорида некоторого металла, избытком раствора гидроксида калия получается осадок, при прокаливании которого образуется 20 г сухого остатка. Определите неизвестный металл.

Этапы решения:

Общая формула хлорида металла в степени окисления «+n» – MeCl_n .

Запишем уравнения реакций в общем виде:



Определим количества хлорида металла, вступившего в реакцию, и оксида металла, образовавшегося в результате прокаливании гидроксида металла:

$$n(\text{MeCl}_n) = \frac{m(\text{MeCl}_n)}{M(\text{MeCl}_n)},$$

$$M(\text{MeCl}_n) = (M(\text{Me}) + 35,5 \cdot n) \text{ г/моль},$$

$$n(\text{MeCl}_n) = \frac{47,5}{M(\text{Me}) + 35,5 \cdot n} \text{ (моль)},$$

$$n(\text{MeO}_{n/2}) = \frac{m(\text{MeO}_{n/2})}{M(\text{MeO}_{n/2})},$$

$$M(\text{MeO}_{n/2}) = (M(\text{Me}) + 16 \cdot n/2) \text{ г/моль},$$

$$n(\text{MeO}_{n/2}) = \frac{20}{M(\text{Me}) + 16 \cdot n/2} \text{ (моль)}.$$

Найдем значение атомной массы металла, для этого составим пропорции по уравнениям реакции (1) и (2):

$$\frac{47,5}{M(\text{Me}) + 35,5 \cdot n} = \frac{20}{M(\text{Me}) + 16 \cdot n/2},$$

$$M(\text{Me}) = 12 \cdot n \text{ (г/моль)}.$$

Если $n = 1$, то $M(\text{Me}) = 12$ г/моль (C – углерод, не удовлетворяет условию задачи).

Если $n = 2$, то $M(\text{Me}) = 24$ г/моль (Mg – магний).

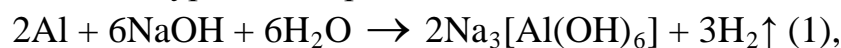
Если $n = 3$, то $M(\text{Me}) = 36$ г/моль (не удовлетворяет условию задачи).

Таким образом, неизвестный металл – магний (Mg).

4. 39,1 г сплава меди с алюминием обработали раствором щелочи. Остаток растворили в концентрированной азотной кислоте, образовавшуюся при этом соль выделили и прокалили. Масса сухого остатка после прокаливания составила 32 г. Определите молярное соотношение меди и алюминия в сплаве и объем израсходованного 20,07%-го раствора гидроксида натрия ($\rho(\text{NaOH})_{p-p} = 1,22$ г/мл).

Этапы решения:

Запишем уравнения реакций:



Найдем количество сухого остатка после прокаливания соли:

$$n(\text{CuO}) = \frac{m(\text{CuO})}{M(\text{CuO})},$$

$$M(\text{CuO}) = 64 + 16 = 80 \text{ (г/моль)},$$

$$n(\text{CuO}) = \frac{32}{80} = 0,4 \text{ (моль)}.$$

Для нахождения количества меди в сплаве последовательно составим пропорции по уравнениям реакций (2) и (3). В результате получим, что количество меди в сплаве будет равно 0,4 моль.

Найдем массу меди в сплаве:

$$m(\text{Cu}) = n(\text{Cu}) \cdot M(\text{Cu}),$$

$$m(\text{Cu}) = 0,4 \cdot 64 = 25,6 \text{ (г)}.$$

Найдем массу алюминия в сплаве:

$$m(\text{Al}) = m(\text{сплава}) - m(\text{Cu}),$$

$$m(\text{Al}) = 39,1 - 25,6 = 13,5 \text{ (г)}.$$

Найдем количество алюминия:

$$n(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})},$$

$$n(\text{Al}) = \frac{13,5}{27} = 0,5 \text{ (моль)}.$$

Найдем молярное соотношение между медью и алюминием в сплаве:

$$n(\text{Cu}) : n(\text{Al}) = 0,4 : 0,5 = 4 : 5.$$

Найдем количество и массу прореагировавшего гидроксида натрия, для этого составим пропорцию по уравнению реакции (1):

$$n(\text{NaOH}) = 1,5 \text{ (моль)},$$

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

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

$$m(\text{NaOH}) = 1,5 \cdot 40 = 60 \text{ (г)}.$$

Найдем объем раствора гидроксида натрия:

$$V(\text{NaOH})_{\text{р-р}} = \frac{m(\text{NaOH}) \cdot 100\%}{\rho(\text{NaOH})_{\text{р-р}} \cdot \omega(\text{NaOH})},$$

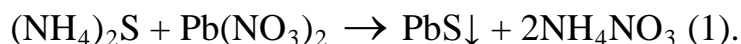
$$V(\text{NaOH})_{\text{р-р}} = \frac{60 \cdot 100\%}{1,22 \cdot 20,07\%} = 245,04 \text{ (мл)}.$$

Здесь вместо комплексного соединения состава $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ также можно использовать комплексное соединение состава $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$.

5. Смешали два раствора (раствор $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ и раствор $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$) одинаковой массы и массовыми долями растворенных веществ, равными 10%. Определить массовые доли солей в полученном растворе.

Этапы решения:

Запишем уравнение реакции:



Пусть масса каждого из растворов равна 100 г, тогда

$$\omega((\text{NH}_4)_2\text{S}) = \frac{m((\text{NH}_4)_2\text{S})}{m((\text{NH}_4)_2\text{S})_{\text{р-р}}} \times 100\% ,$$

$$m((\text{NH}_4)_2\text{S}) = \frac{m((\text{NH}_4)_2\text{S})_{\text{р-р}} \cdot \omega((\text{NH}_4)_2\text{S})}{100\%} ,$$

$$m((\text{NH}_4)_2\text{S}) = \frac{100 \cdot 10\%}{100\%} = 10 \text{ (г)},$$

$$n((\text{NH}_4)_2\text{S}) = \frac{m((\text{NH}_4)_2\text{S})}{M((\text{NH}_4)_2\text{S})} ,$$

$$M((\text{NH}_4)_2\text{S}) = 14 \cdot 2 + 1 \cdot 8 + 32 = 68 \text{ (г/моль)},$$

$$n((\text{NH}_4)_2\text{S}) = \frac{10}{68} = 0,147 \text{ (моль)},$$

$$\omega(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = \frac{m(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2)}{m(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2)_{\text{р-р}}} \times 100\% ,$$

$$m(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = \frac{m(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2)_{\text{р-р}} \cdot \omega(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2)}{100\%} ,$$

$$m(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = \frac{100 \cdot 10\%}{100\%} = 10 \text{ (г)},$$

$$n(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = \frac{m(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2)}{M(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2)} ,$$

$$M(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 207 + 14 \cdot 2 + 16 \cdot 6 = 331 \text{ (г/моль)},$$

$$n(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = \frac{10}{331} = 0,03 \text{ (моль)}.$$

Составив пропорцию по уравнению реакции (1), получим, что на реакцию с 0,147 моль $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ необходимо 0,147 моль $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Поскольку 0,147 моль (необходимо) > 0,03 моль (дано по условию задачи), то $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ находится в избытке по отношению к $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.

Для нахождения количеств PbS , $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ (который остался в растворе) и NH_4NO_3 (который образовался в растворе) составим пропорции по уравнению реакции (1) относительно вещества в недостатке, т.е. по $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. В результате расчетов получим:

$$n(\text{PbS}) = 0,03 \text{ (моль)},$$

$$n((\text{NH}_4)_2\text{S})_{\text{ост}} = 0,147 - 0,03 = 0,117 \text{ (моль)},$$

$$n(\text{NH}_4\text{NO}_3)_{\text{обр}} = 0,06 \text{ (моль)}.$$

Найдем массы PbS , $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ и NH_4NO_3 :

$$m(\text{PbS}) = n(\text{PbS}) \cdot M(\text{PbS}) ,$$

$$M(\text{PbS}) = 207 + 32 = 239 \text{ (г/моль)},$$

$$m(\text{PbS}) = 0,03 \cdot 239 = 7,17 \text{ (г)},$$

$$m((\text{NH}_4)_2\text{S})_{\text{ост}} = n((\text{NH}_4)_2\text{S}) \cdot M((\text{NH}_4)_2\text{S})$$

$$m((\text{NH}_4)_2\text{S})_{\text{ост}} = 0,117 \cdot 68 = 7,956 \text{ (г)},$$

$$m(\text{NH}_4\text{NO}_3)_{\text{обр}} = n(\text{NH}_4\text{NO}_3) \cdot M(\text{NH}_4\text{NO}_3)$$

$$M(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 1 \cdot 4 + 14 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 80 \text{ (г/моль)},$$

$$m(\text{NH}_4\text{NO}_3)_{\text{обр}} = 0,06 \cdot 80 = 4,8 \text{ (г)}.$$

Найдем массу полученного раствора:

$$m(\text{p} - \text{ра})_2 = m((\text{NH}_4)_2\text{S})_{\text{p-p}} + m(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2)_{\text{p-p}} - m(\text{PbS}),$$

$$m(\text{p} - \text{ра})_2 = 100 + 100 - 7,17 = 192,83 \text{ (г)}.$$

Найдем массовые доли $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ и NH_4NO_3 в полученном растворе:

$$\omega((\text{NH}_4)_2\text{S}) = \frac{m((\text{NH}_4)_2\text{S})_{\text{ост}}}{m(\text{p} - \text{ра})_2} \times 100\% ,$$

$$\omega((\text{NH}_4)_2\text{S}) = \frac{7,956}{192,83} \times 100\% = 4,13\% ,$$

$$\omega(\text{NH}_4\text{NO}_3) = \frac{m(\text{NH}_4\text{NO}_3)_{\text{обр}}}{m(\text{p} - \text{ра})_2} \times 100\% ,$$

$$\omega(\text{NH}_4\text{NO}_3) = \frac{4,8}{192,83} \times 100\% = 2,49\% .$$

4.2.2. Практические задания

1. В пяти пробирках без этикеток находятся водные растворы карбоната натрия, хлорида бария, хлорида натрия, гидроксида натрия и нитрата цинка. Не прибегая к помощи других реактивов, кроме индикатора фенолфталеина, определите, в каком сосуде находится то или иное вещество. Запишите уравнения соответствующих реакций и объясните окраску индикатора фенолфталеина в растворах рассматриваемых веществ.

Реактивы: растворы рассматриваемых веществ, фенолфталеин

Оборудование: штатив с пробирками, пипетки.

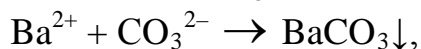
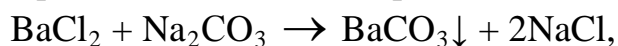
Этапы решения:

План сеточного анализа:

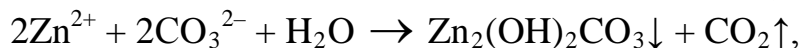
1. Исследовать каждый из растворов на наличие цвета, запаха.
2. Поочередно сливать растворы в отдельных пробирках.
3. С учетом количества осадков и выделившихся газов сделать вывод о веществах в каждой пробирке.

Вещество	Na ₂ CO ₃	BaCl ₂	NaCl	NaOH	Zn(NO ₃) ₂
Na ₂ CO ₃		BaCO ₃ ↓	————	————	Zn ₂ (OH) ₂ CO ₃ ↓ + CO ₂ ↑
BaCl ₂	BaCO ₃ ↓		————	————	————
NaCl	————	————		————	————
NaOH	————	————	————		Zn(OH) ₂ ↓ (в избытке NaOH осадок растворяется)
Zn(NO ₃) ₂	Zn ₂ (OH) ₂ CO ₃ ↓ + CO ₂ ↑	————	————	Zn(OH) ₂ ↓ (в избытке NaOH осадок растворяется)	
	2 белых осадка, 1 б/ц газ	1 белый осадок		1 белый студенистый осадок, растворимый в избытке NaOH	2 белых осадка, один из которых растворим в избытке NaOH, 1 б/ц газ

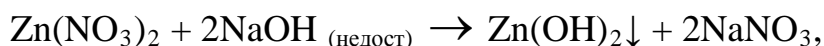
Уравнения химических реакций сеточного анализа:



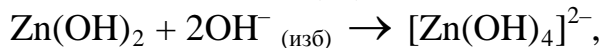
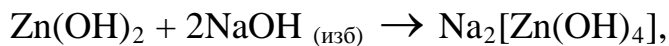
Образуется белый осадок;



Образуются белый студенистый осадок и б/ц газ;



Образуется белый студенистый осадок;



Образуется бесцветный раствор.

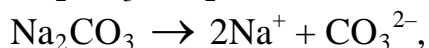
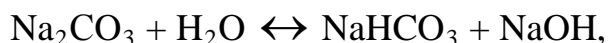
Также допускаются соединения состава Na[Zn(OH)₃] и Na[Zn(OH)₃(H₂O)₂] в зависимости от концентрации щелочи.

Из предложенных растворов соединений только растворы NaOH и Na₂CO₃ имеют щелочную реакцию среды и окрашивают индикатор фенолфталеин в розовый (малиновый) цвет.

Уравнение реакции диссоциации NaOH на ионы в водном растворе:



Уравнение гидролиза Na₂CO₃ в водном растворе:



2. Перед Вами пять пробирок под номерами 1, 2, 3, 4 и 5, в которых находятся водные растворы гидроксида натрия, соляной кислоты, карбоната калия (поташа), сульфата аммония и хлорида бария. Определите, какое веще-

ство находится в каждой пробирке, не применяя никаких дополнительных реактивов, кроме фенолфталеина.

Ответ проиллюстрируйте соответствующими уравнениями реакций в молекулярной и сокращенной ионной формах.

Реактивы: растворы рассматриваемых веществ, фенолфталеин

Оборудование: штатив с пробирками, пипетки.

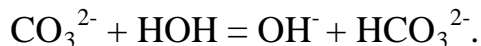
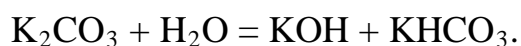
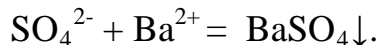
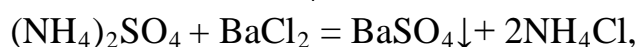
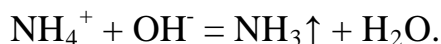
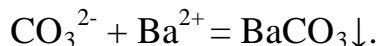
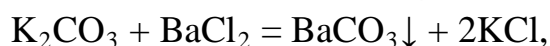
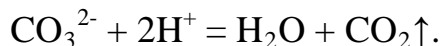
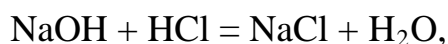
(Задача и ее решение были составлены преподавателями биолого-химического факультета Ивановского государственного университета).

Этапы решения:

План сеточного анализа:

1. Исследовать каждый из растворов на наличие цвета, запаха.
2. Поочередно сливать растворы в отдельных пробирках.
3. С учетом количества осадков и выделившихся газов сделать вывод о веществах в каждой пробирке.

Вещество	NaOH	HCl	K ₂ CO ₃	(NH ₄) ₂ SO ₄	BaCl ₂
NaOH		–	–	NH ₃ ↑	–
HCl	–		CO ₂ ↑	–	–
K ₂ CO ₃	–	CO ₂ ↑		–	BaCO ₃ ↓
(NH ₄) ₂ SO ₄	NH ₃ ↑	–	–		BaSO ₄ ↓
BaCl ₂	–	–	BaCO ₃ ↓	BaSO ₄ ↓	
Фенолфталеин	розовый	б/ц	розовый	б/ц	б/ц
	1 газ + изменение цвета ф/ф	1 газ	1 осадок + 1 газ + изменение цвета ф/ф	1 осадок + 1 газ	2 осадка



4.3. Шаг III

4.3.1. Теоретические задания

Примерные задания

Вариант 1.

1. В раствор, содержащий 3,83 г смеси хлоридов калия и натрия, прилили раствор, содержащий 17 г нитрата серебра. После отделения осадка в полученный фильтрат поместили медную пластину, при этом 1,27 г меди растворилось. Определите количественный состав исходной смеси хлоридов.

Этапы решения:

Химические реакции, рассматриваемые в тексте задачи, следующие:



Определим количества нитрата серебра и меди по условию задачи:

$$n(\text{AgNO}_3) = \frac{m(\text{AgNO}_3)}{M(\text{AgNO}_3)},$$

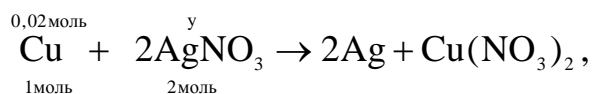
$$M(\text{AgNO}_3) = 108 + 14 + 16 \cdot 3 = 170 \text{ (г/моль)},$$

$$n(\text{AgNO}_3) = \frac{17}{170} = 0,1 \text{ (моль)}.$$

$$n(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu})}{A(\text{Cu})},$$

$$n(\text{Cu}) = \frac{1,27}{63,5} = 0,02 \text{ (моль)}.$$

Составим пропорцию по уравнению (3) и найдем количество нитрата серебра, пошедшего на реакцию с металлической медью:



$$n(\text{AgNO}_3) = y = \frac{0,02 \cdot 2}{1} = 0,04 \text{ (моль)}.$$

Таким образом, количество нитрата серебра, пошедшего на реакцию со смесью хлоридов калия и натрия, равно:

$$n(\text{AgNO}_3) = 0,1 - 0,04 = 0,06 \text{ (моль)}.$$

Пусть масса хлорида калия в исходной смеси равна x г, тогда масса хлорида натрия будет равна $(3,83 - x)$ г. Найдем количества хлоридов калия и натрия:

$$n(\text{KCl}) = \frac{m(\text{KCl})}{M(\text{KCl})},$$

$$M(\text{KCl}) = 39 + 35,5 = 74,5 \text{ (г/моль)},$$

$$n(\text{KCl}) = \frac{x}{74,5} \text{ (моль)},$$

$$n(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})},$$

$$M(\text{NaCl}) = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ (г/моль)},$$

$$n(\text{NaCl}) = \frac{3,83 - x}{58,5} \text{ (моль)}.$$

Составляя пропорции по уравнениям (1) и (2), найдем количество нитрата серебра, пошедшего на реакции с хлоридами калия и натрия, и приравняем полученное значение к 0,06 моль. Таким образом, получаем следующее математическое уравнение:

$$\frac{x}{74,5} + \frac{3,83 - x}{58,5} = 0,06.$$

Решая полученное уравнение, находим, что $x = 1,49$ (г)

Определим массовые доли хлоридов калия и натрия в смеси:

$$\omega(\text{KCl}) = \frac{m(\text{KCl})}{m(\text{смеси})} \times 100\% ,$$

$$\omega(\text{KCl}) = \frac{1,49}{3,83} \times 100\% = 38,9\% ,$$

$$\omega(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{смеси})} \times 100\% ,$$

$$\omega(\text{NaCl}) = \frac{3,83 - 1,49}{3,83} \times 100\% = 61,1\% ,$$

2. При действии на нециклический углеводород А избытком раствора бромной воды образуется соединение В, содержащее 74,07% брома. При реакции соединения В со спиртовым раствором NaOH образуется углеводород С, при полном гидрировании которого образуется углеводород D. Определите строение веществ А÷D и назовите их, если известно, что соединение С реагирует с аммиачным раствором оксида серебра с образованием белого осадка.

Этапы решения:

Соединение А является алкеном или алкином, в этом случае при реакции с избытком бромной воды возможно образование ди- и тетрабромпроизводных алканов соответственно.

Рассмотрим дибромпроизводное алкана.

Общая формула дибромпроизводного алкана – $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{Br}_2$.

Молярная масса $C_nH_{2n}Br_2$: $M(C_nH_{2n}Br_2) = (14 \cdot n + 160)$ г/моль.

Запишем выражение для определения массовой доли брома в $C_nH_{2n}Br_2$:

$$\omega(Br) = \frac{2 \cdot A(Br)}{M(C_nH_{2n}Br_2)} \times 100\% .$$

Составляем математическое уравнение относительно n и решаем его:

$$\frac{2 \cdot 80}{14 \cdot n + 160} \times 100\% = 74,07\% .$$

Таким образом, $n = 4$, а общая формула углеводорода $A - C_4H_8$.

Рассмотрим тетрабромпроизводное алкана.

Общая формула тетрабромпроизводного алкана – $C_nH_{2n-2}Br_4$.

Молярная масса $C_nH_{2n-2}Br_4$: $M(C_nH_{2n-2}Br_4) = (14 \cdot n + 318)$ г/моль.

Запишем выражение для определения массовой доли брома в $C_nH_{2n-2}Br_4$:

$$\omega(Br) = \frac{4 \cdot A(Br)}{M(C_nH_{2n-2}Br_4)} \times 100\% .$$

Составляем математическое уравнение относительно n и решаем его:

$$\frac{4 \cdot 80}{14 \cdot n + 318} \times 100\% = 74,07\% .$$

Таким образом, $n = 8,14$, что не удовлетворяет условию задачи.

Поскольку в задаче указано, что соединение C реагирует с аммиачным раствором оксида серебра с образованием белого осадка, то в соединении A двойная связь находится в первом положении.

Зашифрованные соединения следующие:

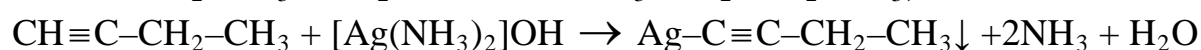
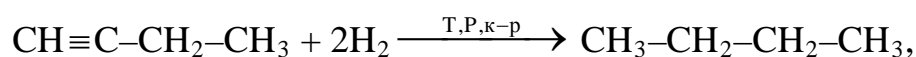
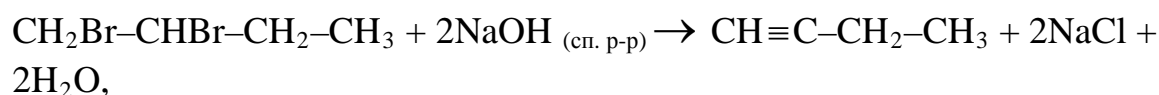
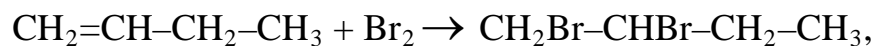
$A = CH_2=CH-CH_2-CH_3$ (бутен-1),

$B = CH_2Br-CHBr-CH_2-CH_3$ (1,2-дибромбутан),

$C = CH \equiv C-CH_2-CH_3$ (бутин-1),

$D = CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$ (бутан).

Представленные химические реакции следующие:



3. Как изменится скорость одностадийной химической реакции в начальный момент времени $2A_{(г)} + B_{(мг)} \rightarrow C_{(мг)}$ при одновременном увеличении давления в системе в 3 раза и повышении температуры на 20 °С, если температурный коэффициент Вант-Гоффа этой реакции равен 4?

Этапы решения:

Увеличение давления в системе в 3 раза приводит к увеличению концентрации газообразных веществ также в 3 раза (вещество А):

$$C_2(A) = 3 \cdot C_1(A).$$

Запишем выражение для скорости предложенной одностадийной химической реакции в начальный момент времени и после изменения давления в системе с учетом того, что вещество В находится в твердом агрегатном состоянии (система является гетерогенной):

$$x_1 = K \cdot (C_1(A))^2,$$

$$x_2 = K \cdot (C_2(A))^2 = K \cdot (3 \cdot C_1(NH_3))^2 = K \cdot 9 \cdot (C_1(NH_3))^2.$$

Найдем отношение скоростей рассматриваемой реакции после и до изменения давления в системе:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{K \cdot 9 \cdot (C_1(NH_3))^2}{K \cdot (C_1(NH_3))^2} = 9.$$

Таким образом, при увеличении давления в системе в 3 раза скорость реакции в начальный момент времени увеличится в 9 раз.

В соответствии с правилом Вант-Гоффа $\gamma^{\frac{t_2-t_1}{10}} = \frac{v(t_2)}{v(t_1)}$ получаем:

$$\frac{v(t_2)}{v(t_1)} = 4^{\frac{20}{10}} = 4^2 = 16.$$

Таким образом, при повышении температуры на 20 °С скорость реакции в начальный момент времени увеличится в 16 раз.

При совместном действии двух факторов (увеличение давления в системе в 3 раза и повышение температуры на 20 °С) скорость реакции в начальный момент времени увеличится в $9 \cdot 16 = 144$ раза.

Таким образом, скорость предложенной химической реакции увеличится в 144 раза.

Вариант 2.

1. Элементы А и В образуют соединение, в котором массовая доля элемента В равна 64%. При гидролизе этого соединения выделяется газ, содержащий в своем составе элемент В и водород, массовая доля которого составляет 5,88%. Определите формулу исходного вещества и напишите уравнение реакции его гидролиза.

Этапы решения:

Общая формула водородного соединения элемента В – V_xH_y .

Запишем массовую долю водорода в V_xH_y следующим образом:

$$\omega(\text{H}) = \frac{1 \cdot y}{M(\text{B}) \cdot x + 1 \cdot y} \times 100\% .$$

Приравняем полученное выражение к массовой доле водорода, указанной в задаче, и выразим значение $M(\text{B})$:

$$0,0588 \cdot M(\text{B}) \cdot x + 0,0588 \cdot y = y,$$

$$0,0588 \cdot M(\text{B}) \cdot x = 0,9412 \cdot y,$$

$$M(\text{B}) = \frac{16 \cdot y}{x}.$$

Составим таблицу значений x и y для определения $M(\text{B})$.

$x \backslash y$	1	2	3	4	5	6
1	16 (O)	32 (S)	48 (нет)	64 (Cu)	80 (Br)	96 (Mo)
2	8 (нет)	16 (O)	24 (Mg)	32 (S)	40 (Ca)	48 (Ti)
3	5,3 (нет)	10,7 (\approx B)	16 (O)	21,3 (нет)	26,7 (\approx Al)	32 (S)
4	4 (He)	8 (нет)	12 (C)	16 (O)	20 (Ne)	24 (Mg)
5	3,2 (нет)	6,4 (нет)	9,6 (нет)	12,8 (нет)	16 (O)	19,2 (\approx F)
6	2,7 (нет)	5,3 (нет)	8 (нет)	10,7 (\approx B)	13,3 (нет)	16 (O)

Разумное решение, отвечающее условиям задачи, возможно только при $x = 1$, $y = 2$ и $M(\text{B}) = 32$ г/моль.

Таким образом, неизвестный элемент – сера (S).

Найдем массовую долю элемента А в соединения A_xS_y :

$$\omega(\text{A}) = 100\% - \omega(\text{S}),$$

$$\omega(\text{A}) = 100\% - 64\% = 36\% .$$

Найдем соотношение между индексами x и y в A_xS_y :

$$x : y = \frac{\omega(\text{A})}{M(\text{A})} : \frac{\omega(\text{S})}{M(\text{S})},$$

$$x : y = \frac{36\%}{M(\text{A})} : \frac{64\%}{32} = \frac{36}{M(\text{A})} : 2 = \frac{18}{M(\text{A})} : 1.$$

Выразим значение $M(\text{A})$ через x и y :

$$M(A) = \frac{18 \cdot y}{x}.$$

Составим таблицу значений x и y для определения $M(A)$.

$x \backslash y$	1	2	3	4	5	6
1	18 (нет)	36 (нет)	54 (нет)	72 (нет)	90 (нет)	108 (Ag)
2	9 (Be)	18 (нет)	27 (Al)	36 (нет)	45 (Sc)	54 (нет)
3	6 (нет)	12 (C)	18 (нет)	24 (Mg)	30 (нет)	36 (нет)
4	4,5 (нет)	9 (Be)	13,5 (нет)	18 (нет)	22,5 (нет)	27 (Al)
5	3,6 (нет)	7,2 (\approx Li)	10,8 (\approx B)	14,4 (нет)	18 (нет)	21,6 (нет)
6	3 (нет)	6 (нет)	9 (Be)	12 (C)	15 (нет)	18 (нет)

Разумное решение, отвечающее условиям задачи, возможно только при: $x = 2$, $y = 3$ и $M(A) = 27$ г/моль.

Таким образом, неизвестный элемент – алюминий (Al).

Запишем уравнение реакции:



2. Плотность по кислороду смеси оксида серы (IV) и оксида углерода (IV) составляет 1,75. Определите массу осадка, полученного при пропускании 11,2 л (при н.у.) этой смеси через взятый в избытке водный раствор гидроксида бария.

Этапы решения:

Определим среднюю молярную массу смеси газов:

$$D(\text{см})_{\text{O}_2} = \frac{M(\text{см})_{\text{ср}}}{M(\text{O}_2)},$$

$$M(\text{см})_{\text{ср}} = D(\text{см})_{\text{O}_2} \cdot M(\text{O}_2),$$

$$M(\text{см})_{\text{ср}} = 1,75 \cdot 32 = 56 \text{ (г/моль)}.$$

Определим объемные доли газов в смеси:

$$M(\text{см})_{\text{ср}} = \varphi(\text{SO}_2) \cdot M(\text{SO}_2) + \varphi(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2),$$

$$M(\text{см})_{\text{ср}} = \varphi(\text{SO}_2) \cdot M(\text{SO}_2) + (1 - \varphi(\text{SO}_2)) \cdot M(\text{CO}_2),$$

$$\varphi(\text{SO}_2) \cdot 64 + (1 - \varphi(\text{SO}_2)) \cdot 44 = 56,$$

$$\begin{cases} \varphi(\text{SO}_2) = 0,6; \\ \varphi(\text{CO}_2) = 0,4. \end{cases}$$

Определим объем и количество CO_2 и SO_2 в смеси:

$$V(\text{CO}_2) = \varphi(\text{CO}_2) \cdot V(\text{см}),$$

$$V(\text{CO}_2) = 0,4 \cdot 11,2 = 4,48 \text{ (л)},$$

$$n(\text{CO}_2) = \frac{V(\text{CO}_2)}{V_m},$$

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

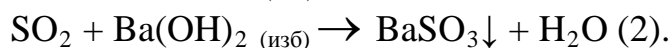
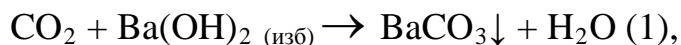
$$V(\text{SO}_2) = \varphi(\text{SO}_2) \cdot V(\text{см}),$$

$$V(\text{SO}_2) = 0,6 \cdot 11,2 = 6,72 \text{ (л)},$$

$$n(\text{SO}_2) = \frac{V(\text{SO}_2)}{V_m},$$

$$n(\text{SO}_2) = \frac{6,72}{22,4} = 0,3 \text{ (моль)}.$$

Запишем уравнения реакций:



Найдем количество и массу BaCO_3 , для этого составим пропорцию по уравнению реакции (1):

$$n(\text{BaCO}_3) = 0,2 \text{ (моль)},$$

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

$$M(\text{BaCO}_3) = 137 + 12 + 16 \cdot 3 = 197 \text{ (г/моль)},$$

$$m(\text{BaCO}_3) = 0,2 \cdot 197 = 39,4 \text{ (г)}.$$

Найдем количество и массу BaSO_3 , для этого составим пропорцию по уравнению реакции (2):

$$n(\text{BaSO}_3) = 0,3 \text{ (моль)},$$

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

$$M(\text{BaSO}_3) = 137 + 32 + 16 \cdot 3 = 217 \text{ (г/моль)},$$

$$m(\text{BaSO}_3) = 0,3 \cdot 217 = 65,1 \text{ (г)}.$$

Найдем общую массу осадка (BaCO_3 и BaSO_3):

$$m(\text{BaCO}_3 + \text{BaSO}_3) = m(\text{BaCO}_3) + m(\text{BaSO}_3),$$

$$m(\text{BaCO}_3 + \text{BaSO}_3) = 39,4 + 65,1 = 104,5 \text{ (г)}.$$

3. Какую массу 10%-го раствора соляной кислоты необходимо добавить к 200 мл раствора гидроксида натрия с $\rho(\text{NaOH})_{\text{р-р}} = 1,12 \text{ г/мл}$ и $\omega(\text{NaOH}) = 11\%$, чтобы массовая доля соляной кислоты в полученном растворе составила 2%?

Этапы решения:

Пусть масса 10%-го раствора соляной кислоты равна x г, тогда

$$\omega(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{m(\text{HCl})_{\text{р-р}}} \times 100\% ,$$

$$m(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})_{\text{р-р}} \cdot \omega(\text{HCl})}{100\%} ,$$

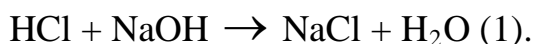
$$m(\text{HCl}) = \frac{x \cdot 10\%}{100\%} = 0,1 \cdot x \text{ (г)} ,$$

$$n(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl})} ,$$

$$M(\text{HCl}) = 1 + 35,5 = 36,5 \text{ (г/моль)} ,$$

$$n(\text{HCl}) = \frac{0,1 \cdot x}{36,5} = 0,00274 \cdot x \text{ (моль)} .$$

Запишем уравнение реакции:



Поскольку по условию задачи в конечном растворе присутствует HCl, то HCl будет находиться в избытке по отношению к NaOH.

Найдем массу и количество NaOH в исходном растворе:

$$\rho(\text{NaOH})_{\text{р-р}} = \frac{m(\text{NaOH})_{\text{р-р}}}{V(\text{NaOH})_{\text{р-р}}} ,$$

$$m(\text{NaOH})_{\text{р-р}} = \rho(\text{NaOH})_{\text{р-р}} \cdot V(\text{NaOH})_{\text{р-р}} ,$$

$$m(\text{NaOH})_{\text{р-р}} = 1,12 \cdot 200 = 224 \text{ (г)} ,$$

$$\omega(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{m(\text{NaOH})_{\text{р-р}}} \times 100\% ,$$

$$m(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})_{\text{р-р}} \cdot \omega(\text{NaOH})}{100\%} ,$$

$$m(\text{NaOH}) = \frac{224 \cdot 11\%}{100\%} = 24,64 \text{ (г)} ,$$

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

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

$$n(\text{NaOH}) = \frac{24,64}{40} = 0,616 \text{ (моль)}.$$

Составив пропорцию по уравнению реакции (1), получим, что на реакцию с 0,616 моль NaOH необходимо 0,616 моль HCl.

Определим количество и массу хлороводорода, оставшегося в результате протекания реакции (1):

$$n(\text{HCl})_{\text{ост}} = 0,00274 \cdot x - 0,616 \text{ (моль)},$$

$$n(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl})},$$

$$m(\text{HCl}) = n(\text{HCl}) \cdot M(\text{HCl}),$$

$$m(\text{HCl})_{\text{ост}} = (0,00274 \cdot x - 0,616) \cdot 36,5 = 0,1 \cdot x - 22,484 \text{ (г)}.$$

Определим массу полученного раствора:

$$m(\text{p} - \text{ра})_2 = x + 224 \text{ (г)}.$$

Запишем выражение для массовой доли HCl в полученном растворе:

$$\omega(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})_{\text{ост}}}{m(\text{p} - \text{ра})_2} \times 100\% ,$$

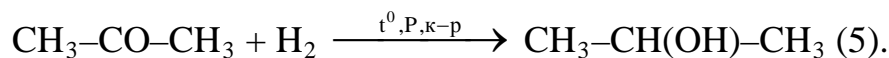
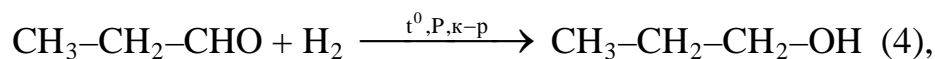
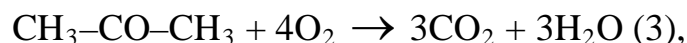
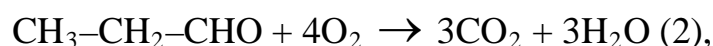
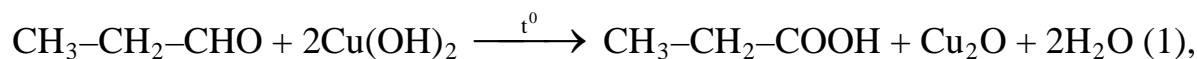
$$\omega(\text{HCl}) = \frac{0,1 \cdot x - 22,484}{x + 224} \times 100\% = 2\% .$$

Решив это уравнение, получим, что $x = 337,05 \text{ г}$.

4. Смесь пропаналя и ацетона обработали избытком гидроксида меди (II) при нагревании, при этом образовался осадок массой 36 г. Такое же количество исходной смеси сожгли, получив 50,4 л углекислого газа (при н.у.). Определите мольные доли пропаналя и ацетона в исходной смеси и массу водорода, необходимого для полного восстановления веществ в этой смеси.

Этапы решения:

Запишем уравнения реакций:



Определим количество осадка (Cu_2O):

$$n(\text{Cu}_2\text{O}) = \frac{m(\text{Cu}_2\text{O})}{M(\text{Cu}_2\text{O})},$$

$$M(\text{Cu}_2\text{O}) = 64 \cdot 2 + 16 = 144 \text{ (г/моль)},$$

$$n(\text{Cu}_2\text{O}) = \frac{36}{144} = 0,25 \text{ (моль)}.$$

Для нахождения количества пропаналя в исходной смеси составим пропорцию по уравнению реакции (1):

$$n(\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CHO}) = 0,25 \text{ (моль)}.$$

Определим количество CO_2 :

$$n(\text{CO}_2) = \frac{V(\text{CO}_2)}{V_m},$$

$$n(\text{CO}_2) = \frac{50,4}{22,4} = 2,25 \text{ (моль)}.$$

Для нахождения количества CO_2 , образовавшегося при горении пропаналя, составим пропорцию по уравнению реакции (2). В результате получим, что количество CO_2 , образовавшегося при горении пропаналя, будет равно 0,75 моль. Значит, количество CO_2 , образовавшегося при горении ацетона по уравнению реакции (3), составит $(2,25 - 0,75) = 1,5$ моль.

Для нахождения количества ацетона в исходной смеси составим пропорцию по уравнению реакции (3):

$$n(\text{CH}_3\text{--CO--CH}_3) = 0,5 \text{ (моль)}.$$

Найдем мольные доли пропаналя и ацетона в исходной смеси:

$$\chi(\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CHO}) = \frac{n(\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CHO})}{n(\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CHO}) + n(\text{CH}_3\text{--CO--CH}_3)} \times 100\% ,$$

$$\chi(\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CHO}) = \frac{0,25}{0,25 + 0,5} \times 100\% = 33,33\% ,$$

$$\chi(\text{CH}_3\text{--CO--CH}_3) = \frac{n(\text{CH}_3\text{--CO--CH}_3)}{n(\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CHO}) + n(\text{CH}_3\text{--CO--CH}_3)} \times 100\% ,$$

$$\chi(\text{CH}_3\text{--CO--CH}_3) = \frac{0,5}{0,25 + 0,5} \times 100\% = 66,67\% .$$

Определим количество и массу водорода, необходимого для полного восстановления пропаналя и ацетона, для этого составим пропорции по уравнениям реакций (4 и 5):

$$n(\text{H}_2) = 0,25 + 0,5 = 0,75 \text{ (моль)},$$

$$m(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \cdot M(\text{H}_2) ,$$

$$m(\text{H}_2) = 0,75 \cdot 2 = 1,5 \text{ (г)}.$$

5. Как изменится скорость одностадийной химической реакции в начальный момент времени $A_{(г)} + 2B_{(г)} \rightarrow C_{(тв)}$ при одновременном увеличении концентрации вещества **A** в 6 раз, понижении концентрации вещества **B** в 2 раза и увеличении температуры на 20 °С, если температурный коэффициент Вант-Гоффа этой реакции равен 2?

Этапы решения:

Запишем выражение для скорости предложенной одностадийной химической реакции в начальный момент времени и после изменения концентраций исходных веществ в системе:

$$x_1 = K \cdot C_1(A) \cdot (C_1(B))^2,$$

$$x_2 = K \cdot C_2(A) \cdot (C_2(B))^2 = K \cdot (6 \cdot C_1(A)) \cdot (C_1(B)/2)^2 = K \cdot 1,5 \cdot C_1(A) \cdot (C_1(B))^2.$$

Найдем отношение скоростей рассматриваемой реакции после и до изменения давления в системе:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{K \cdot 1,5 \cdot C_1(A) \cdot (C_1(B))^2}{K \cdot C_1(A) \cdot (C_1(B))^2} = 1,5.$$

Таким образом, при увеличении концентрации вещества **A** в 6 раз и понижении концентрации вещества **B** в 2 раза скорость реакции в начальный момент времени увеличится в 1,5 раза.

В соответствии с правилом Вант-Гоффа $\gamma^{\frac{t_2-t_1}{10}} = \frac{v(t_2)}{v(t_1)}$ получаем:

$$\frac{v(t_2)}{v(t_1)} = 2^{\frac{20}{10}} = 2^2 = 4.$$

Таким образом, при повышении температуры на 20 °С скорость реакции в начальный момент времени увеличится в 4 раза.

При совместном действии двух факторов (при изменении концентраций исходных веществ и повышении температуры на 20°С) скорость реакции в начальный момент времени увеличится в $1,5 \cdot 4 = 6$ раз.

Таким образом, скорость предложенной химической реакции увеличится в 6 раз.

4.3.2. Практические задания

1. В мерной колбе находится раствор гидроксида натрия, содержащий примеси карбоната натрия вследствие поглощения раствором щелочи углекислого газа из воздуха. Предложите методику определения содержания гидроксида натрия и карбоната натрия в выданном растворе при помощи кислотно-основного титрования с раствором соляной кислоты и определите массу гидроксида натрия и карбоната натрия в выданной колбе.

Реактивы: стандартный раствор соляной кислоты ($c(\text{HCl}) = 0,09904$ моль/л), фенолфталеин и метиловый оранжевый.

Оборудование: пипетка вместимостью 20 мл, бюретка вместимостью 25 мл, колбы для титрования, мерная колба вместимостью 100 мл.

Этапы решения:

Методика определения содержания гидроксида натрия и карбоната натрия при совместном присутствии.

Анализируемый раствор количественно переносят в мерную колбу вместимостью 100 мл, доливают до метки дистиллированной водой, тщательно перемешивают и отбирают пипеткой 20 мл полученного раствора в коническую колбу для титрования. Добавляют к раствору 2 капли индикатора фенолфталеина и сразу же титруют раствор малинового цвета стандартным раствором HCl до обесцвечивания. Записывают показание шкалы бюретки ($V_{\text{ф/ф}}$). Добавляют в обесцвеченный раствор одну каплю индикатора метилового оранжевого и продолжают титрование до перехода желтой окраски раствора в розовую. Записывают второе показание шкалы бюретки ($V_{\text{м/о}}$).

Закончив титрование первой пробы, отбирают из анализируемого раствора вторую аликвотную часть и аналогичным образом титруют ее, последовательно используя два индикатора. Для расчета масс гидроксида натрия и карбоната натрия берут среднее значение полученных объемов раствора кислоты.

При титровании раствора гидроксида натрия и карбоната натрия стандартным раствором соляной кислоты протекают следующие химические реакции:

1. С индикатором фенолфталеином –
 $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O},$
 $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaHCO}_3 + \text{NaCl};$
2. С индикатором метиловым оранжевым –
 $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}.$

$V_{\text{ф/ф}}$ соответствует объему раствора соляной кислоты, израсходованной на титрование всей массы гидроксида натрия и половины массы карбоната натрия, а $V_{\text{м/о}}$ – объему раствора соляной кислоты, израсходованной на титрование всей массы гидроксида натрия и всей массы карбоната натрия. Тогда разница $V_{\text{м/о}} - V_{\text{ф/ф}}$ соответствует объему раствора соляной кислоты на титрование половины массы карбоната натрия в исследуемом растворе, а $V_{\text{м/о}} - 2 \cdot (V_{\text{м/о}} - V_{\text{ф/ф}}) = 2 \cdot V_{\text{ф/ф}} - V_{\text{м/о}}$ – объему раствора соляной кислоты на титрование всей массы гидроксида натрия.

Для определения масс гидроксида натрия и карбоната натрия в анализируемом растворе с учетом разбавления используют следующие формулы:

$$m(\text{NaOH}) = \frac{c(\text{HCl}) \cdot (2 \cdot V(\text{HCl})_{\text{ф/ф}} - V(\text{HCl})_{\text{м/о}})}{1000} \times M(\text{NaOH}) \times \frac{V_{\text{к}}}{V_{\text{п}}},$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{c(\text{HCl}) \cdot 2 \cdot (V(\text{HCl})_{\text{м/о}} - V(\text{HCl})_{\text{ф/ф}})}{1000} \times M(1/2\text{Na}_2\text{CO}_3) \times \frac{V_{\text{к}}}{V_{\text{п}}}.$$

2. Используя имеющиеся на столе реактивы и оборудование, определите содержание железа (II) в граммах в выданном растворе. Изложите схему определения. Напишите уравнение реакции и формулу для расчета.

Ответьте на вопросы:

1) Можно ли перманганатометрически определить содержание железа (III)?

2) Можно ли для подкисления использовать хлороводородную кислоту?

3) Какую функцию выполняет фосфорная кислота?

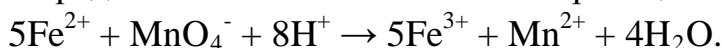
Реактивы: 0,02М KMnO_4 , 1М H_2SO_4 , 2М H_3PO_4 .

Оборудование: бюретка на 25 мл, пипетка на 20 мл, колбы для титрования – 2 шт., мерная колба на 100 мл, цилиндр на 10 мл, глазная пипетка.

(Задача и ее решение были составлены преподавателями биолого-химического факультета Ивановского государственного университета).

Этапы решения:

Определение Fe^{2+} основывается на реакции:



Исследуемый раствор не должен длительно соприкасаться с воздухом во избежание окисления Fe^{2+} до Fe^{3+} .

Анализируемый раствор в мерной колбе на 100 мл разбавляют водой до метки и перемешивают. В колбу для титрования переносят пипеткой 20 мл анализируемого раствора, прибавляют 20 мл 1М H_2SO_4 , 5-6 капель 2М H_3PO_4 и титруют раствором KMnO_4 до бледно-розовой окраски раствора, не исчезающей примерно 1 мин.

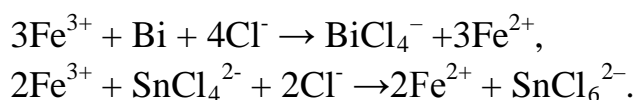
Расчет проводят по формуле:

$$m(\text{Fe}) = \frac{5 \cdot c(1/5\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4)}{1000} \times M(\text{Fe}) \times \frac{V_{\text{к}}}{V_{\text{п}}},$$

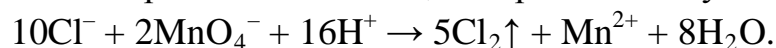
где $m(\text{Fe})$ – масса железа в выданном растворе, г; $c(1/5\text{KMnO}_4)$ – нормальная концентрация KMnO_4 , моль/л; $V(\text{KMnO}_4)$ – объем раствора KMnO_4 , израсходованный на титрование, мл.

Ответы на вопросы:

1) Fe^{3+} необходимо восстановить до Fe^{2+} с помощью висмутового редуктора или SnCl_2 :



2) Нет, т.к. при титровании Fe^{2+} перманганатом калия в солянокислой среде возможно протекание сопряженной реакции, которая вызывает повышенный расход перманганата калия, который нельзя учесть:



3) H_3PO_4 связывает образовавшиеся ионы Fe^{3+} в бесцветный комплекс.

4.4. Шаг IV

4.4.1. Теоретические задания

Примерные задания

Вариант 1.

1. Фосфор, полученный из 63,4 г фосфата кальция, содержащего 12% примесей, сожгли в избытке кислорода. Полученный продукт сгорания добавили к 105 мл 15% раствора гидроксида натрия с плотностью 1,15 г/мл. Определите качественный и количественный состав раствора.

Этапы решения:

Масса фосфата кальция и его количество в исходной смеси:

$$\omega(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 100\% - \omega(\text{примесей}),$$

$$\omega(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 100\% - 12\% = 88\%,$$

$$m(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = \frac{\omega(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) \cdot m(\text{смеси})}{100\%},$$

$$m(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = \frac{88\% \cdot 63,4}{100\%} = 55,792 \text{ (г)},$$

$$n(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = \frac{m(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2)}{M(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2)},$$

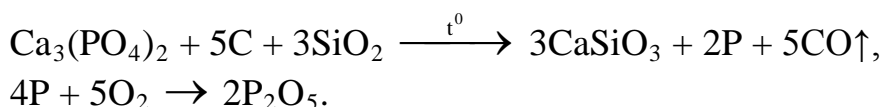
$$n(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = \frac{55,792}{120 + 62 + 128} = 0,18 \text{ (моль)}.$$

Количество гидроксида натрия в растворе:

$$n(\text{NaOH}) = \frac{\omega(\text{NaOH}) \cdot \rho(\text{р} - \text{ра}) \cdot V(\text{р} - \text{ра})}{M(\text{NaOH}) \cdot 100\%},$$

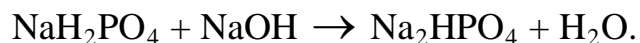
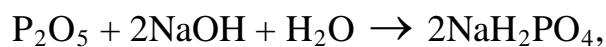
$$n(\text{NaOH}) = \frac{15\% \cdot 1,15 \cdot 105}{(23 + 16 + 1) \cdot 100\%} = 0,453 \text{ (моль)}.$$

Уравнения реакции получения фосфора и его горения:



По приведенным реакциям из 0,18 моль фосфата кальция получается 0,18 · 2 = 0,36 моль фосфора и 0,36 : 2 = 0,18 моль оксида фосфора.

При растворении полученного оксида в водном растворе гидроксида натрия получится смесь солей (NaH₂PO₄ и Na₂HPO₄):



При реакции 0,18 моль P₂O₅ расходуется 0,18 · 2 = 0,36 моль NaOH и образуется 0,18 · 2 = 0,36 моль NaH₂PO₄. Оставшиеся 0,453 – 0,36 = 0,093 моль NaOH реагируют с образовавшимся NaH₂PO₄, при этом получается 0,093 моль Na₂HPO₄, а также остается 0,36 – 0,093 = 0,267 моль NaH₂PO₄.

Масса Na₂HPO₄ и NaH₂PO₄ в полученном растворе:

$$m(Na_2HPO_4) = n(Na_2HPO_4) \cdot M(Na_2HPO_4),$$

$$m(Na_2HPO_4) = 0,093 \cdot (46 + 1 + 31 + 64) = 13,206 \text{ (г)},$$

$$m(NaH_2PO_4) = n(NaH_2PO_4) \cdot M(NaH_2PO_4),$$

$$m(NaH_2PO_4) = 0,267 \cdot (23 + 2 + 31 + 64) = 32,04 \text{ (г)}.$$

Масса конечного раствора:

$$m(p\text{-ра}) = m(NaOH)_{p\text{-р}} + m(P_2O_5),$$

$$m(p\text{-ра}) = 105 \cdot 1,15 + 0,18 \cdot (62 + 80) = 146,31 \text{ (г)},$$

Массовые доли Na₂HPO₄ и NaH₂PO₄ в полученном растворе:

$$\omega(Na_2HPO_4) = \frac{m(Na_2HPO_4)}{m(p\text{-ра})} \times 100\% ,$$

$$\omega(Na_2HPO_4) = \frac{13,206}{146,31} \times 100\% = 9,03\% ,$$

$$\omega(NaH_2PO_4) = \frac{m(NaH_2PO_4)}{m(p\text{-ра})} \times 100\% ,$$

$$\omega(NaH_2PO_4) = \frac{32,04}{146,31} \times 100\% = 21,90\% .$$

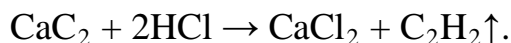
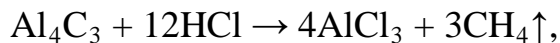
2. Дана смесь двух бинарных соединений алюминия и кальция с одним и тем же элементом, находящимся во втором периоде таблицы Д.И. Менделеева. При растворении навески смеси в избытке раствора соляной кислоты выделилось 44,8 л газов с плотностью по водороду 10,5. Определите качественный и количественный состав исходной навески.

Этапы решения:

Из элементов второго периода таблицы Д.И. Менделеева с алюминием и кальцием образуют бинарные соединения следующие элементы – В, С, N, О и F. Поскольку при реакции рассматриваемых бинарных соединений алюминия и

кальция с избытком раствора соляной кислоты образуется смесь газов, то делаем вывод, что из указанных элементов только углерод может образовывать соединения, подвергающиеся гидролизу с образованием разных газов.

Поэтому химические реакции, рассматриваемые в тексте задачи, следующие:



Средняя молярная масса смеси газов:

$$D(\text{газов})_{\text{H}_2} = \frac{M_{\text{cp}}(\text{газов})}{M(\text{H}_2)},$$

$$M_{\text{cp}}(\text{газов}) = D(\text{газов})_{\text{H}_2} \cdot M(\text{H}_2),$$

$$M_{\text{cp}}(\text{газов}) = 10,5 \cdot 2 = 21 \text{ (г/моль)}.$$

Пусть объем метана в смеси газов составляет x л, тогда объем ацетилена будет равен $(44,8 - x)$ л. Формула для определения средней молярной массы смеси газов в условиях предложенной задачи:

$$M_{\text{cp}}(\text{газов}) = \varphi(\text{CH}_4) \cdot M(\text{CH}_4) + \varphi(\text{C}_2\text{H}_2) \cdot M(\text{C}_2\text{H}_2),$$

$$M(\text{CH}_4) = 12 + 1 \cdot 4 = 16 \text{ (г/моль)},$$

$$M(\text{C}_2\text{H}_2) = 12 \cdot 2 + 1 \cdot 2 = 26 \text{ (г/моль)},$$

$$M_{\text{cp}}(\text{газов}) = \frac{x}{44,8} \cdot 16 + \frac{44,8 - x}{44,8} \cdot 26.$$

Математическое уравнение относительно x и его решение:

$$\frac{x}{44,8} \cdot 16 + \frac{44,8 - x}{44,8} \cdot 26 = 21,$$

$$V(\text{CH}_4) = x = 22,4 \text{ л},$$

$$V(\text{C}_2\text{H}_2) = 44,8 - 22,4 = 22,4 \text{ л}.$$

Массы Al_4C_3 и CaC_2 в исходной смеси:

$$n(\text{CH}_4) = \frac{V(\text{CH}_4)}{V_m},$$

$$n(\text{CH}_4) = \frac{22,4}{22,4} = 1 \text{ (моль)},$$

$$n(\text{Al}_4\text{C}_3) = \frac{1 \cdot 1}{3} = 0,333 \text{ (моль)},$$

$$M(\text{Al}_4\text{C}_3) = 27 \cdot 4 + 12 \cdot 3 = 144 \text{ (г/моль)},$$

$$m(\text{Al}_4\text{C}_3) = n(\text{Al}_4\text{C}_3) \cdot M(\text{Al}_4\text{C}_3),$$

$$m(\text{Al}_4\text{C}_3) = 0,333 \cdot 144 = 48 \text{ (г)}.$$

$$n(\text{C}_2\text{H}_2) = \frac{V(\text{C}_2\text{H}_2)}{V_m},$$

$$n(\text{C}_2\text{H}_2) = \frac{22,4}{22,4} = 1 \text{ (моль)},$$

$$n(\text{CaC}_2) = \frac{1 \cdot 1}{1} = 1 \text{ (моль)},$$

$$M(\text{CaC}_2) = 40 \cdot 1 + 12 \cdot 2 = 64 \text{ (г/моль)},$$

$$m(\text{CaC}_2) = n(\text{CaC}_2) \cdot M(\text{CaC}_2),$$

$$m(\text{CaC}_2) = 1 \cdot 64 = 64 \text{ (г)}.$$

Масса исходной смеси:

$$m(\text{смеси}) = m(\text{Al}_4\text{C}_3) + m(\text{CaC}_2),$$

$$m(\text{смеси}) = 48 + 64 = 112 \text{ (г)}.$$

Массовые доли Al_4C_3 и CaC_2 в исходной смеси:

$$\omega(\text{Al}_4\text{C}_3) = \frac{m(\text{Al}_4\text{C}_3)}{m(\text{смеси})} \times 100\%,$$

$$\omega(\text{Al}_4\text{C}_3) = \frac{48}{112} \times 100\% = 42,86\%,$$

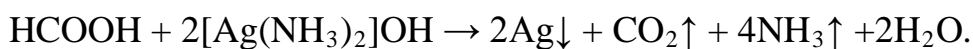
$$\omega(\text{CaC}_2) = \frac{m(\text{CaC}_2)}{m(\text{смеси})} \times 100\%,$$

$$\omega(\text{CaC}_2) = \frac{64}{112} \times 100\% = 57,14\%.$$

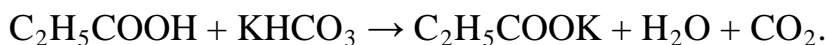
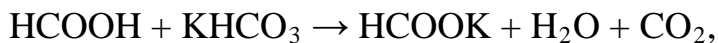
3. Пропановая кислота часто загрязнена метановой кислотой и пропанолом-1. К образцу технической кислоты массой 150 г прибавили избыток гидрокарбоната калия, получив газ объемом 44,8 л. К такому же образцу технической кислоты добавили избыток аммиачного раствора оксида серебра, в результате чего образовался осадок массой 2,16 г. Определите массовые доли примесей в кислоте.

Этапы решения:

С аммиачным раствором оксида серебра будет реагировать метановая кислота:



С гидрокарбонатом калия будут реагировать пропановая и метановая кислоты:



Количество серебра, образовавшегося по реакции:

$$n(\text{Ag}) = \frac{2,16}{108} = 0,02 \text{ (моль)}.$$

Количество и масса метановой кислоты:

$$n(\text{НСООН}) = \frac{0,02 \cdot 1}{2} = 0,01 \text{ (моль)},$$

$$m(\text{НСООН}) = 0,01 \cdot (1 + 12 + 16 + 16 + 1) = 0,46 \text{ (г)}.$$

Количество CO_2 , выделившегося в обеих реакциях:

$$n(\text{CO}_2) = \frac{44,8}{22,4} = 2 \text{ (моль)}.$$

Количество CO_2 , выделившегося в реакции с метановой кислотой:

$$n(\text{CO}_2) = \frac{0,01 \cdot 1}{1} = 0,01 \text{ (моль)}.$$

Количество CO_2 , выделившегося в реакции с пропановой кислотой:

$$n(\text{CO}_2) = 2 - 0,01 = 1,99 \text{ (моль)}.$$

Количество и масса пропановой кислоты:

$$n(\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}) = \frac{1,99 \cdot 1}{1,99} = 1,99 \text{ (моль)},$$

$$m(\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}) = 1,99 \cdot (24 + 5 + 12 + 16 + 16 + 1) = 147,26 \text{ (г)}.$$

Масса пропанола-1:

$$m(\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}) = 150 - 147,26 - 0,46 = 2,28 \text{ (г)},$$

Массовые доли примесей в кислоте:

$$\omega(\text{НСООН}) = \frac{m(\text{НСООН})}{m(\text{смеси})} \times 100\% ,$$

$$\omega(\text{НСООН}) = \frac{0,46}{150} \times 100\% = 0,31\% ,$$

$$\omega(\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}) = \frac{m(\text{C}_3\text{H}_7\text{OH})}{m(\text{смеси})} \times 100\% ,$$

$$\omega(\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}) = \frac{2,28}{150} \times 100\% = 1,52\% .$$

4. При 15 °С реакция между раствором этилацетата и раствором гидроксида натрия протекает как реакция первого порядка, причем 75% этилацетата реагирует в течение 20 минут. Определите время, за которое прореагирует 50% этилацетата при 30 °С, и энергию активации реакции, если температурный коэффициент Вант-Гоффа для реакции равен 2.

Для реакции первого порядка изменение концентрации этилацетата во времени имеет следующий вид:

$$c = c_0 \cdot e^{-kt},$$

где c – концентрация этилацетата в момент времени t , c_0 – исходная концентрация этилацетата, k – константа скорости химической реакции.

Этапы решения:

Константа скорости химической реакции при 15 °С по предложенному уравнению изменения концентрации этилацетата во времени:

$$\frac{c}{c_0} = e^{-kt}, \ln \frac{c}{c_0} = -kt, k = -\frac{1}{t} \cdot \ln \frac{c}{c_0},$$

$$k(T_1) = -\frac{1}{20} \cdot \ln 0,25 = 0,0693 \text{ (мин}^{-1}\text{)}.$$

Константа скорости химической реакции при 30 °С по уравнению Вант-Гоффа:

$$\frac{k(T_2)}{k(T_1)} = \gamma^{\frac{T_2-T_1}{10}}, k(T_2) = k(T_1) \cdot \gamma^{\frac{T_2-T_1}{10}},$$

$$k(T_2) = 0,069 \cdot 2^{\frac{30-15}{10}} = 0,196 \text{ (мин}^{-1}\text{)}.$$

Время, за которое прореагирует 50% этилацетата при 30 °С:

$$\frac{c}{c_0} = e^{-kt}, \ln \frac{c}{c_0} = -kt, t = -\frac{1}{k} \cdot \ln \frac{c}{c_0},$$

$$t = -\frac{1}{0,196} \cdot \ln 0,5 = 3,54 \text{ (мин)}.$$

Энергия активации, рассчитанная по уравнению Аррениуса:

$$\ln \frac{k(T_2)}{k(T_1)} = -\frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right),$$

$$E_a = \frac{R \cdot \ln \frac{k(T_2)}{k(T_1)}}{\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)},$$

$$E_a = \frac{8,31 \cdot \ln \frac{0,196}{0,069}}{\left(\frac{1}{288} - \frac{1}{303} \right)} = 50,49 \text{ (кДж/моль)}.$$

Вариант 2.

1. Пластинку алюминия массой 20 г очистили от оксида алюминия и поместили в 200 г раствора сульфата меди (II). Через некоторое время пла-

стинку извлекли из раствора и взвесили, ее масса составила 26,9 г. Вычислите массовую долю сульфата алюминия в полученном растворе.

Этапы решения:

Запишем уравнение реакции:



Пусть количество алюминия, вступившего в реакцию, равно x моль, тогда масса алюминия, вступившего в реакцию, будет равна:

$$m(\text{Al})_{\text{прореаг}} = M(\text{Al}) \cdot n(\text{Al}),$$

$$m(\text{Al})_{\text{прореаг}} = 27 \cdot x \quad (\text{г}).$$

Составив пропорцию по уравнению реакции (1), получим, что в результате реакции образуется $\frac{3 \cdot x}{2}$ моль меди.

Определим массу меди, образовавшейся по уравнению реакции (1):

$$m(\text{Cu})_{\text{обр}} = M(\text{Cu}) \cdot n(\text{Cu}),$$

$$m(\text{Cu})_{\text{обр}} = 64 \cdot \frac{3 \cdot x}{2} = 96 \cdot x \quad (\text{г}).$$

Изменение массы пластинки алюминия происходит за счет растворения алюминия и выделения на ее поверхности меди, поэтому запишем выражение для массы пластинки алюминия после реакции следующим образом:

$$m(\text{пласт})_2 = m(\text{пласт})_1 - m(\text{Al})_{\text{прореаг}} + m(\text{Cu})_{\text{обр}},$$

$$26,9 = 20 - 27 \cdot x + 96 \cdot x.$$

Решив это уравнение, получим, что $x = 0,1$ (моль).

Составив пропорцию по уравнению реакции (1), получим, что в результате реакции образуется 0,05 моль $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

Определим массу $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$:

$$m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) \cdot M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3),$$

$$M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 27 \cdot 2 + 32 \cdot 3 + 16 \cdot 12 = 342 \quad (\text{г/моль}),$$

$$m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 0,1 \cdot 342 = 34,2 \quad (\text{г}).$$

Определим массу раствора, полученного в результате протекания реакции (1), и массовую долю $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ в этом растворе:

$$m(\text{р-ра})_2 = m(\text{р-ра})_1 + m(\text{Al})_{\text{прореаг}} - m(\text{Cu})_{\text{обр}},$$

$$m(\text{р-ра})_2 = 200 + 27 \cdot x - 96 \cdot x = 200 + 27 \cdot 0,1 - 96 \cdot 0,1 = 193,1 \quad (\text{г}),$$

$$\omega(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)}{m(\text{р-ра})_2} \times 100\%,$$

$$\omega(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{34,2}{193,1} \times 100\% = 17,71\%.$$

2. Какую массу 10%-го раствора гидроксида калия необходимо добавить к 100 мл раствора соляной кислоты с $\rho(\text{HCl})_{\text{р-р}} = 1,09 \text{ г/мл}$ и $\omega(\text{HCl}) = 18,43\%$, чтобы массовая доля гидроксида калия в полученном растворе составила 3%?

Этапы решения:

Пусть масса 10%-го раствора гидроксида калия равна x г, тогда

$$\omega(\text{KOH}) = \frac{m(\text{KOH})}{m(\text{KOH})_{\text{р-р}}} \times 100\% ,$$

$$m(\text{KOH}) = \frac{m(\text{KOH})_{\text{р-р}} \cdot \omega(\text{KOH})}{100\%} ,$$

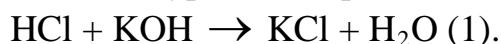
$$m(\text{KOH}) = \frac{x \cdot 10\%}{100\%} = 0,1 \cdot x \text{ (г)},$$

$$n(\text{KOH}) = \frac{m(\text{KOH})}{M(\text{KOH})} ,$$

$$M(\text{KOH}) = 39 + 16 + 1 = 56 \text{ (г/моль)},$$

$$n(\text{KOH}) = \frac{0,1 \cdot x}{56} = 0,00179 \cdot x \text{ (моль)}.$$

Запишем уравнение реакции:



Поскольку по условию задачи в конечном растворе присутствует KOH, то KOH будет находиться в избытке по отношению к HCl.

Найдем массу и количество HCl в исходном растворе:

$$\rho(\text{HCl})_{\text{р-р}} = \frac{m(\text{HCl})_{\text{р-р}}}{V(\text{HCl})_{\text{р-р}}} ,$$

$$m(\text{HCl})_{\text{р-р}} = \rho(\text{HCl})_{\text{р-р}} \cdot V(\text{HCl})_{\text{р-р}} ,$$

$$m(\text{HCl})_{\text{р-р}} = 1,09 \cdot 100 = 109 \text{ (г)},$$

$$\omega(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{m(\text{HCl})_{\text{р-р}}} \times 100\% ,$$

$$m(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})_{\text{р-р}} \cdot \omega(\text{HCl})}{100\%} ,$$

$$m(\text{HCl}) = \frac{109 \cdot 18,43\%}{100\%} = 20,089 \text{ (г)},$$

$$n(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl})} ,$$

$$M(\text{HCl}) = 1 + 35,5 = 36,5 \text{ (г/моль)},$$

$$n(\text{HCl}) = \frac{20,089}{36,5} = 0,55 \text{ (моль)}.$$

Составив пропорцию по уравнению реакции (1), получим, что на реакцию с 0,55 моль HCl необходимо 0,55 моль KOH.

Определим количество и массу гидроксида калия, оставшегося в результате протекания реакции (1):

$$n(\text{KOH})_{\text{ост}} = 0,00179 \cdot x - 0,55 \text{ (моль)},$$

$$n(\text{KOH}) = \frac{m(\text{KOH})}{M(\text{KOH})},$$

$$m(\text{KOH}) = n(\text{KOH}) \cdot M(\text{KOH}),$$

$$m(\text{KOH})_{\text{ост}} = (0,00179 \cdot x - 0,55) \cdot 56 = 0,1 \cdot x - 30,8 \text{ (г)}.$$

Определим массу полученного раствора:

$$m(\text{p - pa})_2 = x + 109 \text{ (г)}.$$

Запишем выражение для массовой доли KOH в полученном растворе:

$$\omega(\text{KOH}) = \frac{m(\text{KOH})_{\text{ост}}}{m(\text{p - pa})_2} \times 100\%,$$

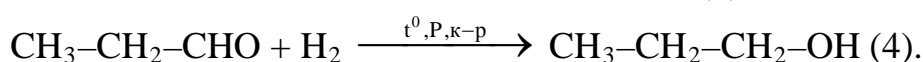
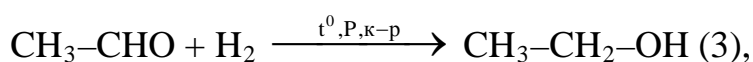
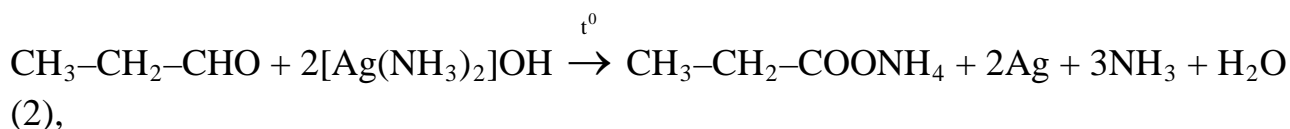
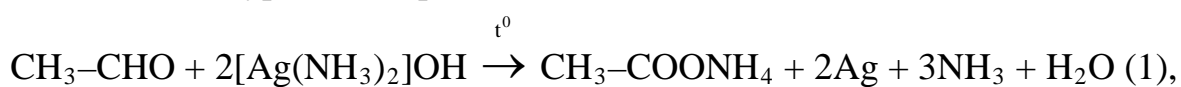
$$\omega(\text{KOH}) = \frac{0,1 \cdot x - 30,8}{x + 109} \times 100\% = 3\%.$$

Решив это уравнение, получим, что $x = 486,71 \text{ г}$.

3. Смесь этанала и пропаналя массой 19 г полностью прореагировала с избытком аммиачного раствора оксида серебра, при этом образовалось 86,4 г осадка. Определите мольные доли этанала и пропаналя в исходной смеси и массу водорода, необходимого для полного восстановления веществ в этой смеси.

Этапы решения:

Запишем уравнения реакций:



Пусть количество этанала в исходной смеси равно x моль, а количество пропаналя – y моль, тогда выражение для массы исходной смеси можно записать следующим образом:

$$m(\text{см}) = M(\text{CH}_3 - \text{CHO}) \cdot x + M(\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHO}) \cdot y,$$

$$M(\text{CH}_3 - \text{CHO}) = 12 \cdot 2 + 1 \cdot 4 + 16 = 44 \text{ (г/моль)},$$

$$M(\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHO}) = 12 \cdot 3 + 1 \cdot 6 + 16 = 58 \text{ (г/моль)},$$

$$m(\text{смеси}) = 44 \cdot x + 58 \cdot y = 19 \text{ (г)}.$$

Для нахождения количества осадка (Ag) составим пропорции по уравнениям реакций (1 и 2). В результате расчетов получим, что количество Ag по уравнению реакции (1) равно $(2 \cdot x)$ моль, а по уравнению реакции (2) – $(2 \cdot y)$ моль.

Определим массу осадка (Ag):

$$m(\text{Ag}) = n_{\text{общ}}(\text{Ag}) \cdot M(\text{Ag}),$$

$$m(\text{Ag}) = (2 \cdot x + 2 \cdot y) \cdot 108 = (x + y) \cdot 216 = 86,4 \text{ (г)}.$$

Составим систему уравнений и решим ее:

$$\begin{cases} 44 \cdot x + 58 \cdot y = 19; \\ (x + y) \cdot 216 = 86,4; \\ x = 0,3; \\ y = 0,1. \end{cases}$$

Найдем мольные доли этанала и пропаналя в исходной смеси:

$$\chi(\text{CH}_3 - \text{CHO}) = \frac{n(\text{CH}_3 - \text{CHO})}{n(\text{CH}_3 - \text{CHO}) + n(\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHO})} \times 100\% ,$$

$$\chi(\text{CH}_3 - \text{CHO}) = \frac{0,3}{0,3 + 0,1} \times 100\% = 75\% ,$$

$$\chi(\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHO}) = 100\% - \chi(\text{CH}_3 - \text{CHO}) ,$$

$$\chi(\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHO}) = 100\% - 75\% = 25\% .$$

Определим количество и массу водорода, необходимого для полного восстановления этанала и пропаналя, для этого составим пропорции по уравнениям реакций (3 и 4):

$$n(\text{H}_2) = 0,3 + 0,1 = 0,4 \text{ (моль)},$$

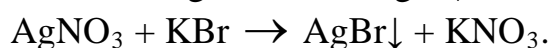
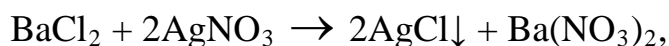
$$m(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \cdot M(\text{H}_2) ,$$

$$m(\text{H}_2) = 0,4 \cdot 2 = 1,8 \text{ (г)}.$$

4. Навеску технического хлорида бария массой 4,2403 г растворили в мерной колбе вместимостью 100,00 мл. К 10,00 мл полученного раствора прибавили 40,00 мл 0,1320 М раствора нитрата серебра. На титрование избытка нитрата серебра было израсходовано 15,00 мл 0,0991 М раствора бромида калия. Определите массовую долю примесей в техническом хлориде бария.

Этапы решения:

Запишем уравнения реакций:



По закону эквивалентов получим, что:

$$n(1/2\text{BaCl}_2) = n(\text{AgNO}_3) - n(\text{KBr}),$$

$$\frac{m(\text{BaCl}_2)}{M(1/2\text{BaCl}_2)} = \frac{c(\text{AgNO}_3) \cdot V(\text{AgNO}_3)_{\text{p-p}}}{1000} - \frac{c(\text{KBr}) \cdot V(\text{KBr})_{\text{p-p}}}{1000}.$$

Масса BaCl_2 в 10,00 мл раствора будет равна:

$$m(\text{BaCl}_2) = \left(\frac{c(\text{AgNO}_3) \cdot V(\text{AgNO}_3)_{\text{p-p}}}{1000} - \frac{c(\text{KBr}) \cdot V(\text{KBr})_{\text{p-p}}}{1000} \right) \cdot M(1/2\text{BaCl}_2),$$

$$m(\text{BaCl}_2) = \left(\frac{0,1320 \cdot 40,00}{1000} - \frac{0,0991 \cdot 15,00}{1000} \right) \cdot 104,123 = 0,3950 \text{ (г)}.$$

Масса BaCl_2 в 100,00 мл исходного раствора будет равна:

$$m(\text{BaCl}_2) = 0,3950 \cdot \frac{100,00}{10,00} = 3,950 \text{ (г)}.$$

Найдем массовую долю BaCl_2 в техническом хлориде бария:

$$\omega(\text{BaCl}_2) = \frac{m(\text{BaCl}_2)}{m(\text{BaCl}_2)_{\text{техн}}} \times 100\%,$$

$$\omega(\text{BaCl}_2) = \frac{3,950}{4,2403} \times 100\% = 93,15\%.$$

Найдем массовую долю примесей в техническом хлориде бария:

$$\omega(\text{пр}) = 100\% - \omega(\text{BaCl}_2),$$

$$\omega(\text{пр}) = 100\% - 93,15\% = 6,85\%.$$

5. При сливании 40 мл раствора соляной кислоты ($c(\text{HCl}) = 1,25$ моль/л) и 80 мл 8,28%-го раствора гидроксида натрия с плотностью 1,09 г/мл выделилось 2,8 кДж теплоты. Определите тепловой эффект реакции нейтрализации (в кДж/моль).

Этапы решения:

Запишем уравнение реакции нейтрализации:



Найдем массу и количество NaOH в растворе:

$$\rho(\text{NaOH})_{\text{p-p}} = \frac{m(\text{NaOH})_{\text{p-p}}}{V(\text{NaOH})_{\text{p-p}}},$$

$$m(\text{NaOH})_{\text{p-p}} = \rho(\text{NaOH})_{\text{p-p}} \cdot V(\text{NaOH})_{\text{p-p}},$$

$$m(\text{NaOH})_{\text{p-p}} = 1,09 \cdot 80 = 87,2 \text{ (г)},$$

$$\omega(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{m(\text{NaOH})_{\text{p-p}}} \times 100\%,$$

$$m(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})_{\text{p-p}} \cdot \omega(\text{NaOH})}{100\%},$$

$$m(\text{NaOH}) = \frac{87,2 \cdot 8,28\%}{100\%} = 7,22 \text{ (г)},$$

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

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

$$n(\text{NaOH}) = \frac{7,22}{40} = 0,18 \text{ (моль)}.$$

Найдем количество HCl в растворе:

$$c(\text{HCl}) = \frac{n(\text{HCl})}{V(\text{HCl})_{\text{p-p}}},$$

$$n(\text{HCl}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})_{\text{p-p}},$$

$$n(\text{HCl}) = 1,25 \cdot 0,04 = 0,05 \text{ (моль)}.$$

Составив пропорцию по уравнению реакции (1), получим, что на реакцию с 0,05 моль HCl необходимо 0,05 моль NaOH.

Поскольку 0,05 моль (необходимо) < 0,18 моль (дано по условию задачи), то NaOH находится в избытке по отношению к HCl.

Для нахождения теплового эффекта реакции нейтрализации составим пропорцию по уравнению реакции (1) относительно вещества в недостатке, т.е. по HCl:

$$Q = \frac{2,8}{0,5} = 56 \text{ (кДж/моль)}.$$

4.4.2. Практические задания

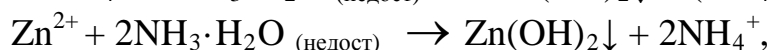
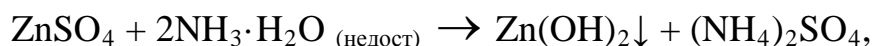
1. В пяти пробирках находятся водные растворы индивидуальных солей – сульфата цинка, сульфата алюминия, сульфата меди (II), сульфата железа (III) и сульфата никеля (II). Используя имеющиеся на столе реактивы и оборудование, определите содержимое каждой пробирки. Напишите уравнения химических реакций с растворами аммиака и гидроксида натрия.

Реактивы: $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, NaOH (p-p).

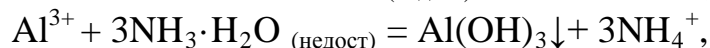
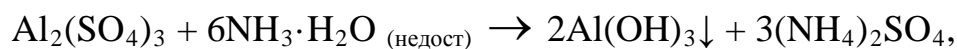
Оборудование: штатив с пробирками, пипетки.

Этапы решения:

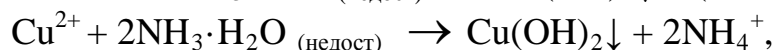
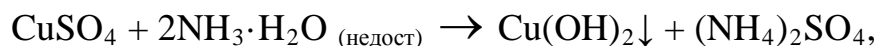
Уравнения всех химических реакций с недостатком раствора NH_3 :



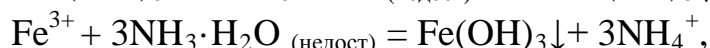
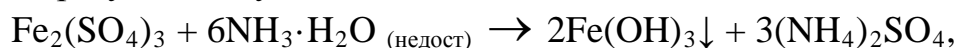
Образуется белый студенистый осадок;



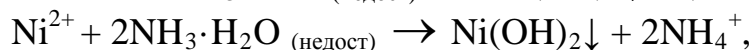
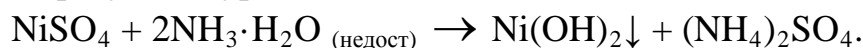
Образуется белый студенистый осадок;



Образуется голубой осадок;

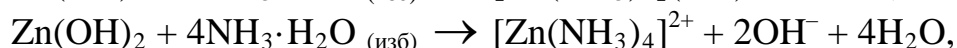
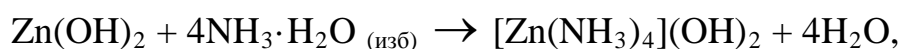


Образуется бурый осадок;

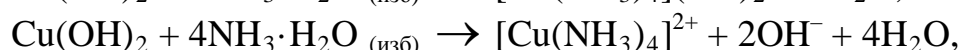
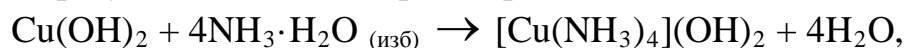


Образуется светло-зеленый осадок.

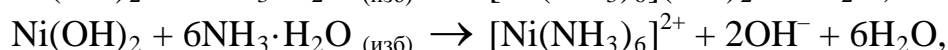
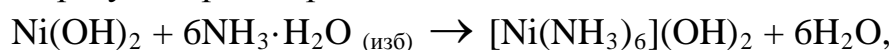
В избытке раствора аммиака происходит растворение образовавшихся ранее осадков $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и $\text{Ni}(\text{OH})_2$ с образованием комплексных соединений:



Образуется бесцветный раствор;

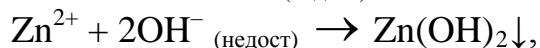
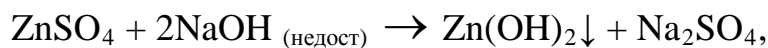


Образуется раствор василькового цвета;

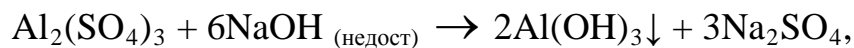


Образуется раствор синего цвета.

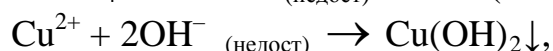
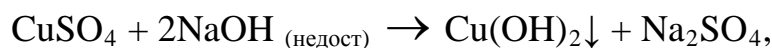
Уравнения всех химических реакций с недостатком раствора NaOH :



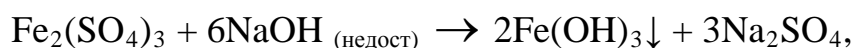
Образуется белый студенистый осадок;



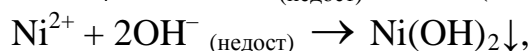
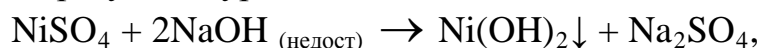
Образуется белый студенистый осадок;



Образуется голубой осадок;

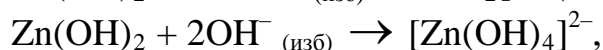
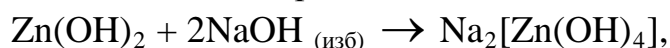


Образуется бурый осадок;

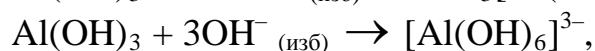
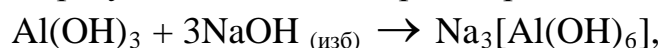


Образуется светло-зеленый осадок.

В избытке раствора NaOH происходит растворение следующих осадков – $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и $\text{Al}(\text{OH})_3$ с образованием комплексных соединений:



Образуется бесцветный раствор;



Образуется бесцветный раствор.

Вместо комплексного соединения состава $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ также допускаются $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ и $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_2]$, а вместо $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ – $\text{Na}[\text{Zn}(\text{OH})_3]$ и $\text{Na}[\text{Zn}(\text{OH})_3(\text{H}_2\text{O})_2]$.

2. В четырех пронумерованных пробирках находятся водные растворы:

- альбумина;
- крахмала;
- глюкозы;
- глицерина.

Используя только свежеприготовленный гидроксид меди (II), определите содержимое каждой пробирки. Напишите уравнения химических реакций.

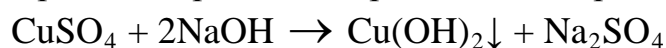
Реактивы: CuSO_4 (р-р), NaOH (р-р).

Оборудование: штатив с пробирками, пипетки.

(Задача и ее решение были составлены преподавателями биолого-химического факультета Ивановского государственного университета).

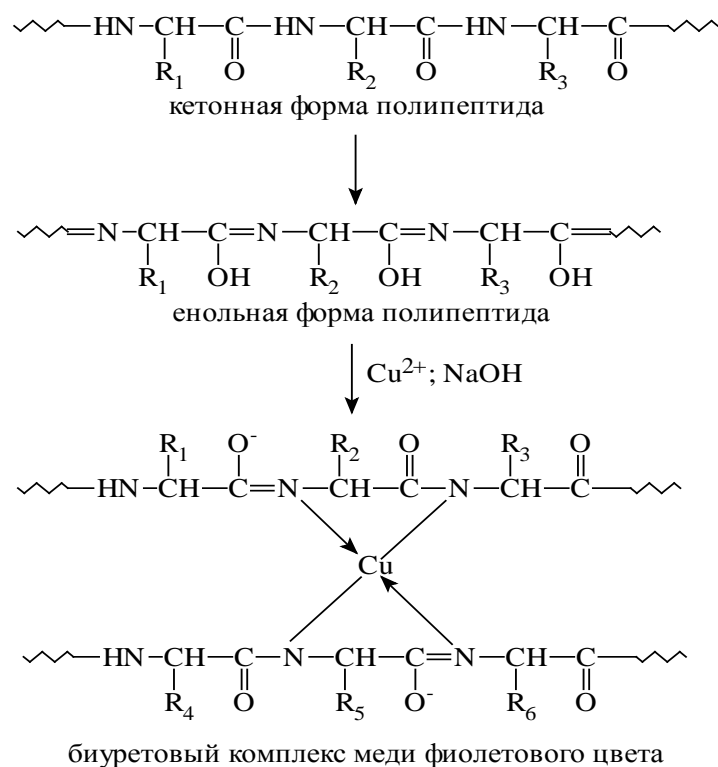
Этапы решения:

Уравнение реакции образования гидроксида меди (II):

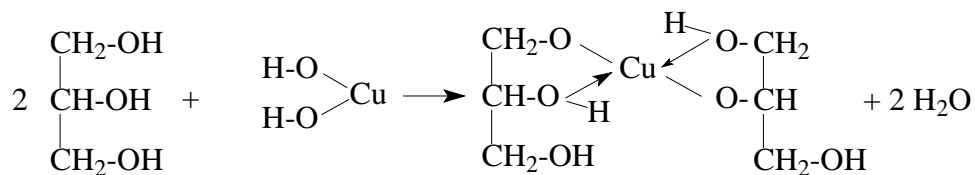


(образуется бело-голубой осадок).

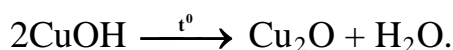
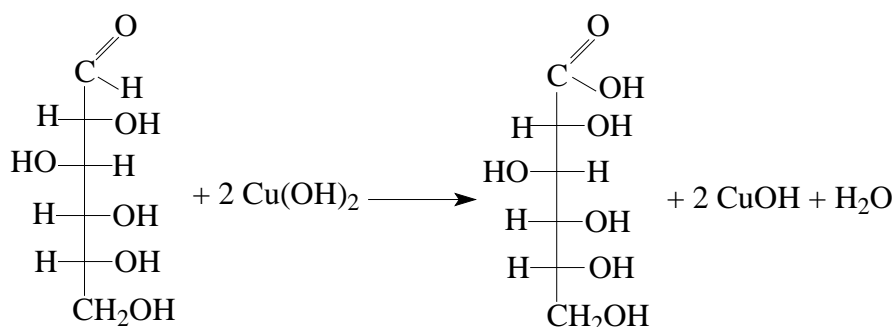
С раствором альбумина гидроксид меди (II) дает фиолетовое окрашивание (биуретовая реакция на пептидную связь):



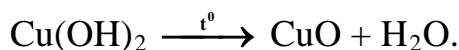
С раствором глицерина (многоатомный спирт) гидроксид меди (II) дает синее окрашивание:



С раствором глюкозы (многоатомный спирт, альдегид) гидроксид меди (II) сначала дает синее окрашивание, затем при нагревании протекает качественная реакция на альдегидную группу с образованием желтого осадка CuOH и красного осадка Cu_2O :



При нагревании гидроксида меди (II) с раствором крахмала видимых изменений не происходит, при длительном нагревании идет разложение гидроксида на соответствующий оксид и воду:



4.5. Шаг V (задачи и их решения представляют собой задания олимпиад разных лет для студентов химико-технологических специальностей ВУЗов, тексты задач и их решений приводятся с изменениями и уточнениями)

4.5.1. Теоретические задания

Примерные задания

1. На чашках весов уравновешены два сосуда, в которые налиты равные объемы одного и того же раствора соляной кислоты. В один из сосудов насыпали 1 г мела. Сколько нужно добавить карбоната бария в другой сосуд, чтобы равновесие весов не нарушилось?

Этапы решения:

Уравнения реакций:



Масса раствора увеличивается за счет добавления CaCO_3 и уменьшается за счет выделения CO_2 :

$$\Delta m = m(\text{CaCO}_3) - m(\text{CO}_2),$$

$$n(\text{CaCO}_3) = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{M(\text{CaCO}_3)},$$

$$n(\text{CaCO}_3) = \frac{1}{100} = 0,01 \text{ моль},$$

$$n(\text{CO}_2) = n(\text{CaCO}_3) = 0,01 \text{ моль},$$

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

$$m(\text{CO}_2) = 0,01 \cdot 44 = 0,44 \text{ (г)},$$

$$\Delta m = 1 - 0,44 = 0,56 \text{ (г)}.$$

1 г карбоната кальция дает увеличение массы раствора на 0,56 г, следовательно, масса добавленного карбоната бария также должна увеличить массу на 0,56 г. Пусть масса добавленного карбоната бария равна x г, тогда

$$n(\text{BaCO}_3) = \frac{m(\text{BaCO}_3)}{M(\text{BaCO}_3)},$$

$$n(\text{BaCO}_3) = \frac{x}{197} \text{ моль},$$

$$n(\text{CO}_2) = n(\text{BaCO}_3) = \frac{x}{197} \text{ моль},$$

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

$$m(\text{CO}_2) = \frac{x}{197} \cdot 44 = 0,223 \cdot x \text{ (г)},$$

$$\Delta m = m(\text{BaCO}_3) - m(\text{CO}_2) = 0,56 \text{ (г)}.$$

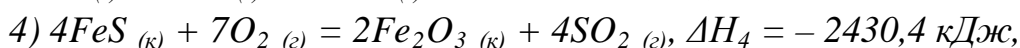
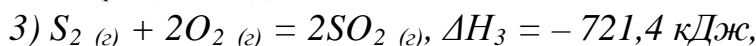
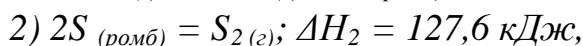
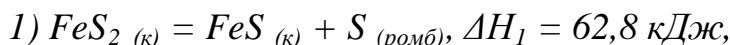
Составим математическое уравнение:

$$x - 0,223 \cdot x = 0,56.$$

Решив это уравнение, получим, что $x = 0,72 \text{ г}$.

Значит, масса карбоната бария будет равна $0,72 \text{ г}$.

2. Используя термохимические уравнения



определите:

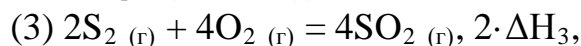
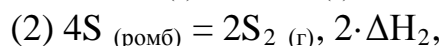
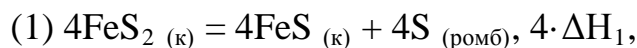
а) энтальпию окисления 1 моль пирита;

б) энтальпию образования $\text{SO}_2 (\text{г})$ по реакции $\text{S} (\text{ромб}) + \text{O}_2 (\text{г}) = \text{SO}_2 (\text{г})$;

в) общий состав и объем газовой смеси, полученный при обжиге 4 моль пирита в 1232 л воздуха (принять, что воздух содержит по объему 20% кислорода и 80% азота, объем воздуха указан в пересчете на нормальные условия).

Этапы решения:

Рассчитаем энтальпию окисления 1 моль пирита по закону Гесса, для этого запишем исходные термохимические уравнения в следующем виде:



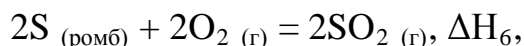
При сложении уравнений (1), (2), (3) и (4) получаем уравнение (5):



$$\Delta H_5 = 4 \cdot \Delta H_1 + 2 \cdot \Delta H_2 + 2 \cdot \Delta H_3 + \Delta H_4 = -3366,8 \text{ кДж/моль}.$$

Значит, энтальпия окисления 1 моль пирита будет в 4 раза меньше, чем ΔH_5 , т.е. будет равна $841,7 \text{ кДж/моль}$.

Рассчитаем энтальпию образования $\text{SO}_2 (\text{г})$ по закону Гесса, для этого сложим исходные термохимические уравнения (2) и (3), получив уравнение (6):



$$\Delta H_6 = \Delta H_2 + \Delta H_3 = 593,8 \text{ кДж/моль}.$$

Поскольку энтальпия образования относится в 1 моль исходного вещества, то энтальпия образования $\text{SO}_2 (\text{г})$ будет в 2 раза меньше, чем ΔH_6 , т.е. будет равна $296,9 \text{ кДж/моль}$.

В 1232 л воздуха будет содержаться 246,4 л кислорода и 985,6 л азота. Для сжигания 4 моль пирита по уравнению (5) требуется 11 моль (246,4 л) ки-

слорода, поэтому весь кислород, содержащийся в воздухе, вступит в реакцию без остатка, при этом образуется 8 моль (179,2 л) SO_2 . Таким образом, общий объем газовой смеси будет равен $985,6 \text{ л} + 179,2 \text{ л} = 1164,8 \text{ л}$.

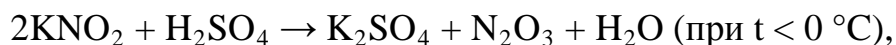
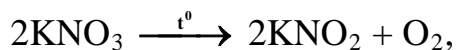
3. Прокалите ...*(1)*... калия и отметьте выделение газообразного продукта. Растворите сухой остаток в воде и добавьте немного разбавленной серной кислоты. Отметьте появление в растворе ...*(2)*... цвета вещества (при охлаждении до температуры ниже 0°C), представляющего собой кислотный оксид, соответствующий ...*(3)*... кислоте. Объясните образование над раствором при комнатной температуре облачка ...*(4)*... цвета.

Вставьте пропущенные слова и напишите уравнения соответствующих реакций.

Этапы решения:

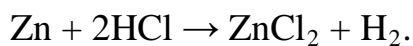
Остаток после прокаливания калиевой соли представляет собой тоже калиевая соль. Соответствующая ей кислота, которая в среде разбавленной серной кислоты при охлаждении до температуры ниже 0°C превращается в оксид, должна быть слабой кислотой. Данным условиям полностью удовлетворяет оксид N_2O_3 голубого цвета (2), которому в реакциях кислотно-основного взаимодействия соответствует азотистая кислота HNO_2 (3). При этом оксид N_2O_3 достаточно неустойчив и уже при обычных условиях разлагается на NO и NO_2 , поэтому над раствором в момент добавления серной кислоты появляется облачко бурого цвета (4). Исходной солью является нитрат калия KNO_3 (1).

Уравнения реакций:



4. Образец медно-цинкового сплава содержит 26 г меди. Если измельченный образец обработать 100 г 14,6%-го раствора соляной кислоты, то процентное содержание цинка в припое понизится на столько же, если бы в сплав дополнительно ввели 13 г меди. Определите процентный состав сплава.

Этапы решения:



$$m(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})_{\text{р-р}} \cdot \omega(\text{HCl})}{100\%},$$

$$m(\text{HCl}) = \frac{100 \cdot 14,6\%}{100\%} = 14,6 \text{ (г)},$$

$$n(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl})},$$

$$n(\text{HCl}) = \frac{14,6}{36,5} = 0,4 \text{ (моль)},$$

$$n(\text{Zn}) = \frac{0,4}{2} = 0,2 \text{ (моль)},$$

$$m(\text{Zn}) = n(\text{Zn}) \cdot M(\text{Zn}),$$

$$m(\text{Zn}) = 0,2 \cdot 65 = 13 \text{ (г)}.$$

Приняв массу цинка за x г, можно составить следующую таблицу:

	Масса цинка, г	Масса сплава, г	Относительное содержание цинка
Исходный сплав	x	$26 + x$	$x/(26 + x)$
Сплав после обработки кислотой	$x - 13$	$13 + x$	$(x - 13)/(13 + x)$
Сплав после добавления меди	x	$(26 + 13) + x$	$x/(39 + x)$

Составим математическое уравнение:

$$\frac{x - 13}{13 + x} = \frac{x}{39 + x}.$$

Решив это уравнение, получим, что $x = 39$ г.

Массовые доли компонентов сплава:

$$\omega(\text{Zn}) = \frac{m(\text{Zn})}{m(\text{Zn}) + m(\text{Cu})} \times 100\% ,$$

$$\omega(\text{Zn}) = \frac{39}{26 + 39} \times 100\% = 60\% ,$$

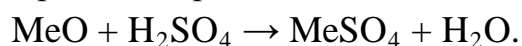
$$\omega(\text{Cu}) = 100\% - \omega(\text{Zn}) ,$$

$$\omega(\text{Cu}) = 100\% - 60\% = 40\% .$$

5. При растворении оксида некоторого металла в степени окисления +2 в необходимом объеме 40%-го раствора серной кислоты получился 45,18%-й раствор его соли. Определите, оксид какого металла был взят для растворения?

Этапы решения:

Уравнение реакции:



Предположим, что был взят 1 моль оксида металла, тогда для реакции требуется 1 моль серной кислоты (98 г), который будет содержаться в $98/0,4 = 245$ г раствора. При этом в растворе получится 1 моль соли массой $(M(\text{Me}) + 32 + 64)$ г, а масса всего раствора будет равна сумме масс исходных веществ $(M(\text{Me}) + 16 + 245)$ г. Записываем выражение для массовой доли сульфата металла в полученном растворе и приравниваем к 0,4518.

Решив это уравнение, получим, что $M(\text{Me}) = 40$ г/моль.

Таким образом, неизвестный элемент – кальций (Ca).

6. В кроссворде зашифрованы русские названия элементов, известных человечеству с древнейших времен. Используя подсказки, разгадайте названия элементов и для каждого из них среди представленных уравнений реакций найдите одно подходящее.

По горизонтали:

1. Сульфид этого металла «повинен» в потемнении старых картин, из этого металла отливают значительную часть охотничьей дроби и пуль.

2. «Жидкое серебро».

5. Из этого металла были сделаны пуговицы на мундирах армии Наполеона, который не мог предполагать, что русские морозы превратят эти прочные и блестящие пуговицы в невзрачный серый порошок.

6. В древнерусском и старославянском языках название этого элемента обозначает горючее соединение.

8. Металл, из которого делают гвозди.

По вертикали:

1. Этот элемент имеет два латинских названия, одно из которых в переводе означает «против монахов».

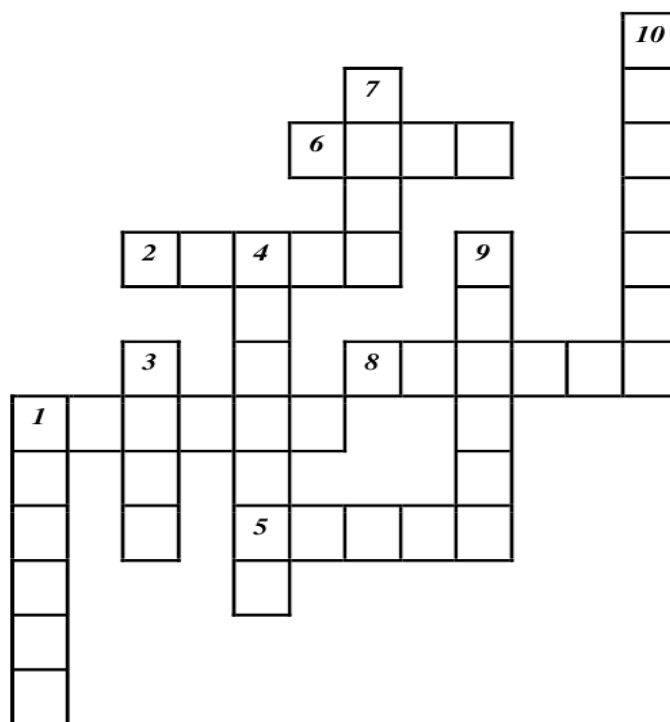
3. Окись этого элемента используется для изготовления зубных пломб и производства белил.

4. Главный элемент органической химии.

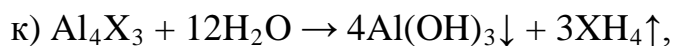
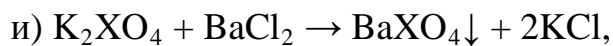
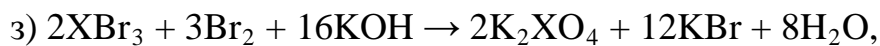
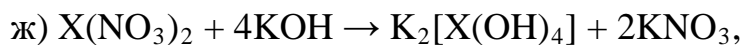
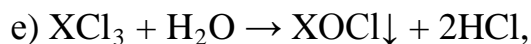
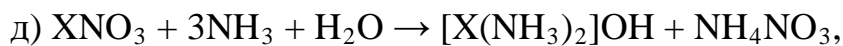
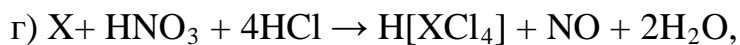
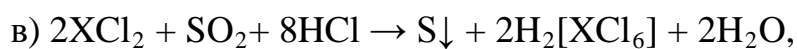
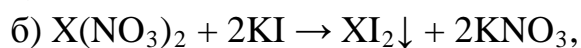
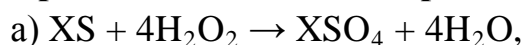
7. Благодаря этому элементу закончился каменный век человечества.

9. Наиболее «совершенный» металл, «царь металлов».

10. Металл, согласно поверьям, вредный для «здоровья» вампиров и оборотней.



Уравнения химических реакций:



Этапы решения:

Ответы на кроссворд:

По горизонтали:

1. Свинец.

2. Ртуть.

5. Олово.

6. Сера.

8. Железо.

По вертикали:

1. Сурьма.

3. Цинк.
4. Углерод.
7. Медь.
9. Золото.
10. Серебро.

Уравнения химических реакций:

- а) $\text{PbS} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$,
- б) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KI} \rightarrow \text{HgI}_2\downarrow + 2\text{KNO}_3$,
- в) $2\text{SnCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_3 + 8\text{HCl} \rightarrow \text{S}\downarrow + 2\text{H}_2[\text{SnCl}_6] + 3\text{H}_2\text{O}$,
- г) $\text{Au} + \text{HNO}_3 + 4\text{HCl} \rightarrow \text{H}[\text{AuCl}_4] + \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$,
- д) $\text{AgNO}_3 + 3\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} + \text{NH}_4\text{NO}_3$,
- е) $\text{SbCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SbOCl}\downarrow + 2\text{HCl}$,
- ж) $\text{Zn} + 4\text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2 + \text{H}_2$,
- з) $2\text{FeBr}_3 + 3\text{Br}_2 + 16\text{KOH} \rightarrow 2\text{K}_2\text{FeO}_4 + 12\text{KBr} + 8\text{H}_2\text{O}$,
- и) $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{KCl}$,
- к) $\text{Al}_4\text{C}_3 + 12\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{CH}_4\uparrow$,
- л) $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.

Пояснения (для некоторых реакций возможно несколько вариантов, но полный правильный ответ только один):

а) Заметим, что в этой реакции степень окисления элемента равна +2. Из предложенного набора элементов подходят Pb, Hg, Sn, Fe, Zn и Cu. Сульфиды меди и ртути окисляться не будут совсем, а в случае Fe и Sn получатся сульфаты (III) и (IV). Подходят Pb и Zn.

б) Степень окисления та же, что и в пункте а). Sn, Fe и Zn не удовлетворяют этой реакции, т.к. у них растворимы йодиды, йодид Cu(II) не существует, поэтому остаются Pb и Hg.

в) Степень окисления + 2 и +4. Из представленного набора подходит только Sn.

г) Степень окисления +3. Подходят Fe и Au.

д) Степень окисления +1. Из набора подходит только Ag.

е) Степень окисления +3 и из раствора выпадают оксосоли – это сурьма, Sb. Fe не проходит, поскольку будут образовываться гидроксохлориды.

ж) Металлов, дающих прочные комплексы с аммиаком, в представленном наборе несколько, но только Zn в реакции выделяет H_2 .

з) Степень окисления +3 и +6. Из набора подходит только Fe.

и) Выпадающая в осадок соль бария для элемента со степенью окисления +6. Такими элементами могут быть S или Fe.

к) Образование устойчивого водородного соединения с таким составом и в такой реакции возможно только для С.

л) Степень окисления +2. Из предложенного набора элементов подходят Pb, Hg, Sn, Fe, Zn и Cu. Если в случае Fe и Sn окисление пойдет до +3 и +4, то в случае Pb, Hg, Zn и Cu такая реакция возможна.

7. Какие вещества должны прореагировать между собой, чтобы получились только следующие продукты реакции:

1. ... \rightarrow NaOH,
2. ... \rightarrow NaOH + H₂,
3. ... \rightarrow [Ag(NH₃)₂]OH,
4. ... \rightarrow Al(OH)₃ + SO₂ + NaCl,
5. ... \rightarrow Ag + Cl₂,
6. ... \rightarrow AgCl + CaF₂,
7. ... \rightarrow PbSO₄,
8. ... \rightarrow PbSO₄ + O₂,
9. ... \rightarrow PbSO₄ + H₂O,
10. ... \rightarrow PbSO₄ + NaCl,
11. ... \rightarrow K₂SO₄ + K₃[Cr(OH)₆],
12. ... \rightarrow KCl + MnCl₂ + Cl₂ + H₂O.

Напишите уравнения реакций, расставьте стехиометрические коэффициенты, укажите условия проведения процессов.

Этапы решения:

Уравнения химических реакций:

1. Na₂O + H₂O \rightarrow 2NaOH,
2. 2Na + 2H₂O \rightarrow 2NaOH + H₂,
3. Ag₂O + 4NH₃ + H₂O \rightarrow 2[Ag(NH₃)₂]OH,
4. 2AlCl₃ + 3Na₂SO₃ + 3H₂O \rightarrow 2Al(OH)₃↓ + 3SO₂ + 6NaCl,
5. 2AgCl $\xrightarrow{h\nu}$ 2Ag + Cl₂,
6. 2AgF + CaCl₂ \rightarrow 2AgCl↓ + CaF₂↓,
7. PbO + SO₃ \rightarrow PbSO₄ (в присутствии паров воды или при нагревании);
8. PbS + 4O₃ \rightarrow PbSO₄ + 4O₂,
9. Pb(OH)₂ + H₂SO₄ \rightarrow PbSO₄ + 2H₂O,
10. PbCl₂ + Na₂SO₄ \rightarrow PbSO₄↓ + 2NaCl,
11. K₂Cr₂O₇ + 3K₂SO₃ + 4KOH + 4H₂O \rightarrow 3K₂SO₄ + 2K₃[Cr(OH)₆],
12. 2KMnO₄ + 16HCl_(конц) \rightarrow 2KCl + 2MnCl₂ + 5Cl₂ + 8H₂O.

8. Один из наиболее удобных способов получения соединения *A* сводится к проведению взаимодействия между крахмалом и 50%-й азотной кислотой (обычно при нагревании). Газовую смесь, образующуюся в ходе этой реакции, пропускают через U-образную трубку, помещенную в охлаждающую смесь из соли и льда, в результате чего получается синяя жидкость (вещество *A*). При охлаждении ниже 101 °С жидкость затвердевает, образуя слегка голубоватые, почти бесцветные кристаллы. При нагревании вещества *A* выше 0 °С синяя окраска жидкости сменяется на бурую.

Химически вещество *A* очень активно, энергично реагирует со щелочами, разбавленным и концентрированным растворами аммиака, горячей и холодной водой, концентрированными соляной и серной кислотами. С кислородом оно взаимодействует уже при – 10 °С, с медью – при нагревании до 600 °С.

Вопросы:

1. Напишите уравнение реакции, протекающей при нагревании крахмала (его формулу можно условно записать как $C_6H_{10}O_5$) в 50%-й азотной кислоте.

2. Назовите вещество *A*. Чем обусловлено столь заметное изменение окраски жидкого вещества *A* как при нагревании, так и при охлаждении до твердого состояния? Дайте развернутый ответ (уравнения реакций, структурные формулы).

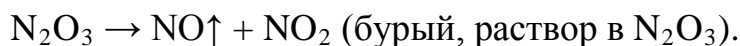
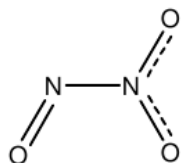
3. Напишите уравнения всех реакций, описывающих химическую активность *A* в условии задачи.

4. Вещество *B*, образующееся при растворении вещества *A* в холодной воде, имеет две таутомерные формы. Оно также очень реакционноспособно и легко взаимодействует с растворами иодида калия, гидразина, гидроксилamina и бромной водой. Изобразите структурные формулы таутомеров вещества *B* и напишите уравнения упомянутых реакций, характеризующих его реакционную способность.

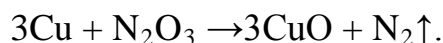
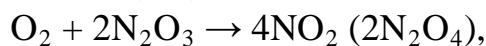
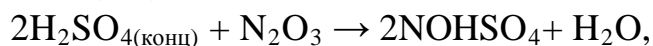
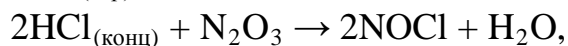
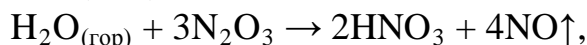
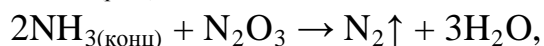
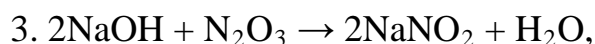
Этапы решения:



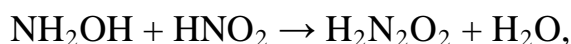
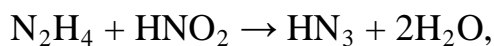
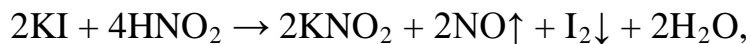
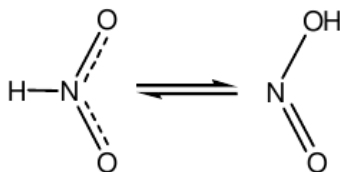
2. Оксид азота (III), азотистый ангидрид. В жидком состоянии и в парах при низкой температуре имеет молекулярную структуру, содержащую атомы азота в разных степенях окисления, электронные переходы между которыми обеспечивают глубокую синюю окраску:



В твердом состоянии имеет ионное строение: NO^+NO_2^- .



4. Структурные формулы таутомеров азотистой кислоты:



9. Карбонат металла, стоящего в ряду напряжений до водорода и проявляющего в своих соединениях степень окисления +2, разлагается при нагревании до 400 °С, при этом теряется 35,1% начальной массы образца.

Вопросы:

1. Напишите реакцию разложения и определите неизвестный металл.

2. Как твердый остаток от разложения будет реагировать с концентрированными растворами соляной кислоты и щелочи?

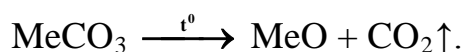
3. В отличие от карбоната, нитрат этого металла может содержать разное количество молекул кристаллизационной воды. При нагревании одного из таких кристаллогидратов до 130 °С он обезвоживается, теряя при этом 36,3% начальной массы. Определите количество молекул воды в этом кристаллогидрате.

4. Если такой кристаллогидрат нагреть лишь до 40 °С, то он плавится и превращается в водный раствор нитрата. Определите процентную (%), массовую (г/мл) и молярную (моль/мл) концентрации соли в образовавшемся растворе, плотность которого составляет 1,4 г/мл.

5. Когда навеску безводного нитрата этого металла нагрели до 400 °С, он полностью разложился с образованием 2,76 л смеси газов (при этой температуре и давлении 1 атм). Напишите уравнение реакции разложения. Определите массу взятой навески.

Этапы решения:

1. Потеря массы в реакции разложения карбоната двухвалентного металла приходится на CO_2 :



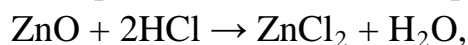
На оксид металла приходятся 64,9%, поэтому

$$\frac{M(\text{MeO})}{M(\text{CO}_2)} = \frac{64,9}{35,1} = 1,85,$$

$$M(\text{MeO}) = 44,0 \cdot 1,85 = 81,4 \text{ (г/моль)}.$$

Таким образом, получим, что $M(\text{Me}) = 65,4$ г/моль, а элемент – цинк (Zn).

2. Уравнения химических реакций:



3. Для определения количества молекул воды в кристаллогидрате составим уравнение:

$$\frac{M(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \cdot n\text{H}_2\text{O})}{M(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2)} = \frac{189,4 + 18 \cdot n}{189,4} = \frac{100\%}{63,7\%} = 1,57.$$

Решив это уравнение, получим, что $n = 6$.

Таким образом, формула кристаллогидрата – $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

4. Процентная концентрация приведена в условии задачи: $\omega(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) = 63,7\%$.

Массовая и молярная концентрации соли в образовавшемся растворе будут равны:

$$c_{\text{масс}}(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) = \frac{63,7 \cdot 1,4}{100} = 0,892 \text{ (г/мл)},$$

$$c_{\text{мол}}(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) = \frac{c_{\text{масс}}(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2)}{M(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2)} = 0,00471 \text{ (моль/мл)}.$$

5. Уравнение химической реакции:



Количество образовавшихся газов можно определить, согласно уравнению Клапейрона-Менделеева:

$$n(\text{газов}) = \frac{pV}{RT} = \frac{1 \cdot 2,76}{0,082 \cdot 673} = 0,05 \text{ (моль)}.$$

Тогда можно рассчитать количества NO_2 и O_2 и массу взятой навески:

$$n(\text{NO}_2) = 0,04 \text{ моль},$$

$$n(\text{O}_2) = 0,01 \text{ моль},$$

$$n(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) = 0,02 \text{ моль},$$

$$m(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) = 0,02 \cdot 189,4 = 3,79 \text{ (г)}.$$

10. Среди прочих газов аммиак выделяется своей огромной растворимостью в воде: при н.у. 1 мл воды способен растворить 1170 мл аммиака. Плотность образующегося при этом раствора составляет $0,850 \text{ г/см}^3$. Растворимость хлороводорода также достаточно высокая: в насыщенном при 20°C растворе соляной кислоты ($\rho = 1,198 \text{ г/см}^3$) его содержится 40% (по массе).

Вопросы:

1. Рассчитайте объем хлороводорода (можно в пересчете на н.у.), который надо растворить в 1 мл воды для получения его насыщенного при 20°C раствора.

2. Определите процентную концентрацию аммиака в его насыщенном при н.у. растворе.

3. Как реагируют между собой аммиак и хлороводород? Напишите уравнение реакции и назовите образующийся продукт.

4. Определите максимальную массу этого продукта, которую можно получить, имея в наличии описанные в задаче растворы в следующем количестве: 7 мл раствора аммиака и 10 мл раствора соляной кислоты. С какими трудностями Вам придется столкнуться при проведении этого процесса, и как бы Вы действовали, имея эти исходные растворы и желая получить упомянутый продукт?

5. Напишите уравнения реакций, которые Вам придется провести, чтобы получить аммиак и хлороводород из образовавшегося в п. 4 вещества.

Этапы решения:

1. 1 мл воды имеет массу 1 г, причем в насыщенном при 20°C растворе HCl указанная масса воды составляет $100\% - 40\% = 60\%$. Отношение массы HCl к массе воды в этом растворе составляет $40\% / 60\% = 2 / 3$, следовательно, масса HCl, растворившаяся в 1 г воды, равна $0,667 \text{ г}$. Количество HCl будет равно $0,667 / 36,5 = 0,0183$ моль, а объем HCl (н.у.) составит $22,4 \cdot 0,0183 = 0,410 \text{ л}$ (410 мл).

2. В 1 мл воды растворяется $\frac{17 \cdot 1,170}{22,4} = 0,888 \text{ г}$ аммиака. При этом масса всего раствора будет равна $0,888 + 1 = 1,888 \text{ г}$, тогда массовая доля аммиака в нем $\frac{0,888 \cdot 100\%}{1,888} = 47,03\%$.

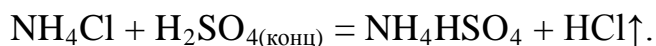
3. $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$ (хлорид аммония).

4. В 7 мл раствора аммиака содержится $0,47 \cdot 7 \cdot 0,85 = 2,797 \text{ г}$ аммиака, $2,797 / 17 = 0,165$ моль аммиака. В 10 мл раствора соляной кислоты содержится $0,4 \cdot 10 \cdot 1,198 = 4,792 \text{ г}$ хлороводорода, $4,792 / 36,5 = 0,131$ моль хлороводорода. Из представленных расчетов делаем вывод о том, что HCl – в недостатке, NH_3 – в избытке.

Максимальная масса хлорида аммония составит $0,131 \cdot 53,5 = 7,0 \text{ г}$. При попытке сливания таких растворов большая часть хлорида аммония получится

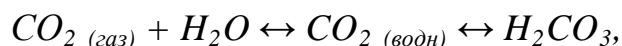
в виде дыма, поэтому растворы следует перед сливанием разбавить (например, в 10 раз), а после нейтрализации – упарить на водяной бане.

5. Чтобы получить аммиак, достаточно обработать хлорид аммония сильным основанием, а чтобы вернуть летучий хлороводород, надо нагреть хлоридную соль с нелетучей кислотой (например, концентрированной серной кислотой):



Разложение хлорида аммония при нагревании не позволяет «вернуть обратно» исходные вещества, поскольку при охлаждении они прореагируют вновь.

11. Насыщенный водный раствор углекислого газа имеет pH, примерно равный 4 (давление CO₂ равно 1 атм, t = 20 °C). Известно, что лишь 0,25% от общего количества этого газа в растворе находится в форме угольной кислоты, а более 99% – в форме акваतिрованных молекул CO₂. Процесс растворения углекислого газа в воде может быть описан следующей системой последовательных равновесий (константы также приведены для t = 20 °C):



Вопросы:

1. *Оцените концентрации всех частиц, присутствующих в насыщенном водном растворе углекислого газа в описанных условиях и его общую растворимость в воде (моль/л).*

2. *Определите концентрацию CO₂ в водном растворе, находящемся в равновесии с воздухом при t = 20 °C? Оцените pH такого раствора.*

3. *Расположите 5% растворы следующих веществ в ряд по возрастанию их способности растворять (поглощать) углекислый газ: NH₃, NaCl, NaOH, Na₂CO₃, KOH, NH₄Cl, HCl, NaHCO₃. Какое место в этом ряду займет дистиллированная вода? Поясните место каждого раствора в построенном ряду.*

Этапы решения:

1. Показатель кислотности (pH) раствора определяется диссоциацией угольной кислоты по первой ступени, поскольку константа диссоциации по второй ступени значительно меньше константы диссоциации по первой ступени. Следовательно, можно принять, что концентрации протонов и гидрокарбонат-ионов практически равны $[\text{H}^+] = [\text{HCO}_3^-] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-4}$ моль/л.

Из выражения для константы равновесия следует, что

$$[\text{H}_2\text{CO}_3] = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{HCO}_3^-]}{K_{a1}} = 10^{-4} \text{ моль/л,}$$

$$[\text{CO}_3^{2-}] = \frac{K_{a2} \cdot [\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}^+]} = K_{a2} = 5 \cdot 10^{-11} \text{ моль/л.}$$

Поскольку в форме H_2CO_3 находится 0,25% от растворенного углекислого газа, его общая концентрация в воде составит $10^{-4} / 0,0025 = 0,04$ моль/л.

$$[\text{CO}_2 (\text{водн})] = 0,04 - 2 \cdot 10^{-4} - 5 \cdot 10^{-11} \approx 0,04 \text{ (моль/л).}$$

2. По закону Генри растворимость газа в жидкости пропорциональна его давлению. Содержание CO_2 в воздухе составляет около 0,04 %, его парциальное давление соответственно равно $4 \cdot 10^{-4}$ атм. Концентрация H_2CO_3 пропорционально составит $10^{-4} \cdot 4 \cdot 10^{-4} = 4 \cdot 10^{-8}$ моль/л.

$$[\text{H}^+]^2 = K_{a1} \cdot [\text{H}_2\text{CO}_3] = 4 \cdot 10^{-12},$$

$$[\text{H}^+] = 2 \cdot 10^{-6},$$

$$\text{pH} = 5,7.$$

3. Чем меньше кислотность раствора, тем больше будет равновесная концентрация гидрокарбонат- и карбонат-ионов, соответственно этот раствор сможет поглотить больше углекислого газа. Ряд по возрастанию pH: HCl (сильнокислая среда), NH_4Cl (слабокислая – соль слабого основания и сильной кислоты), NaCl (нейтральная), NaHCO_3 (слабощелочная – соль слабой кислоты), Na_2CO_3 (среднещелочная – соль очень слабой кислоты), NH_3 (среднещелочная – слабое основание, но молярная концентрация заметно выше, чем в предыдущем случае), KOH (сильнощелочная – сильное основание), NaOH (сильнощелочная – сильное основание, но молярная концентрация выше, чем в предыдущем случае). В растворе NaCl углекислый газ растворяется хуже, чем в воде из-за наличия солевого фона, поэтому вода с нейтральной средой попадает между растворами NaCl и NaHCO_3 .

12. Теплоты растворения 1 моль KCl в 200 мл воды ($P = 1$ атм) при различных температурах равны:

$t, ^\circ\text{C}$	21	23
$\Delta H, \text{ кал}$	4339	4260

Определить $\Delta H^\circ(298)$ и сравнить его с экспериментально полученным значением, равным 4194 кал.

Этапы решения:

Т.к. температурный интервал, в котором измеряется тепловой эффект, очень мал, то можно считать, что температурный коэффициент теплового эффекта $(\partial \Delta H^\circ / \partial T)_p$ величиной постоянной, тогда в соответствии с уравнением Кирхгофа можно записать:

$$\Delta C_p = \frac{4260 - 4339}{23 - 21} = -39,5 \text{ (кал/град)}.$$

Тогда $\Delta H^\circ(298)$ можно рассчитать следующим образом:

$$\Delta H^\circ(298) = 4260 + (-39,5 \cdot 2) = 4181 \text{ (кал)}.$$

Полученная величина на 13 кал отличается от приведенного экспериментального значения, что составляет 0,31 %.

13. Определите изменение энтальпии при нагревании 1 кг $\text{NaCl}_{(кр)}$ от 300К до 800К, если зависимость его теплоемкости от температуры может быть выражена уравнением: $C_p^\circ(T) = 45,94 + 16,32 \cdot 10^{-3} \cdot T$ (Дж/моль·К).

Этапы решения:

Согласно уравнению Кирхгофа, можно записать:

$$\Delta H^\circ = \int_{300}^{800} (45,94 + 16,32 \cdot 10^{-3} \cdot T) \cdot dT = 27,46 \text{ (кДж/моль)}.$$

Для нагревания 1 кг $\text{NaCl}_{(кр)}$ необходимо:

$$\Delta H^\circ = \frac{27,46 \cdot 1000}{58,5} = 469,4 \text{ (кДж)}.$$

14. Определите константу равновесия реакции $\text{CO}_{(г)} + 2\text{H}_{2(г)} \leftrightarrow \text{CH}_4\text{O}_{(г)}$ при 298 К и состав равновесной смеси.

Этапы решения:

Изменение стандартной энергии Гиббса для данной реакции:

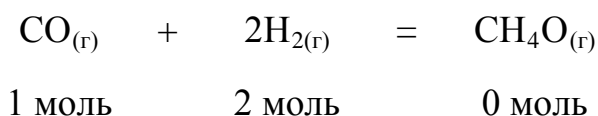
$$\Delta_r G^\circ = \Delta_f G^\circ(\text{CH}_4\text{O}_{(г)}) - (\Delta_f G^\circ(\text{CO}_{(г)}) + 2 \cdot \Delta_f G^\circ(\text{H}_{2(г)}),$$

$$\Delta_r G^\circ = -162,38 - (-137,15 + 2 \cdot 0) = -25,23 \text{ (кДж/моль)}.$$

$$\ln K_p = \frac{-25230}{8,31 \cdot 298} = 10,19,$$

$$K_p = e^{10,19} = 26590.$$

Расчет состава равновесной смеси:



Число моль реагирующих веществ в исходной смеси (n_0)

$(1-x)$	$2 \cdot (1-x)$	x	Число моль реагирующих веществ в равновесной смеси ($\sum n_i = 3 - 2x$)
$\frac{1-x}{(3-2x)}$	$\frac{2 \cdot (1-x)}{(3-2x)}$	$\frac{x}{(3-2x)}$	Мольные доли компонентов в смеси (\bar{c}_i)
$\frac{1-x}{(3-2x)} \tilde{P}$	$\frac{2 \cdot (1-x)}{(3-2x)} \tilde{P}$	$\frac{x}{(3-2x)} \tilde{P}$	Парциальные давления реагентов в смеси (\tilde{P}_i)

При давлении 101,3 кПа относительное давление (\tilde{P}) равно 1.

$$K_p = \frac{x \cdot \tilde{P} \cdot (3-2x) \cdot (3-2x)^2}{(3-2x) \cdot (1-x) \cdot \tilde{P} \cdot 4 \cdot (1-x)^2 \cdot \tilde{P}^2} = \frac{x \cdot (3-2x)^2}{4 \cdot (1-x)^3 \cdot \tilde{P}^2} = 26590.$$

Решая уравнение, находим, что $x \approx 0,975$.

$$\bar{\chi}(\text{CO}) = \frac{1-0,975}{3-2 \cdot 0,975} = 0,024,$$

$$\bar{\chi}(\text{H}_2) = \frac{2 \cdot (1-0,975)}{3-2 \cdot 0,975} = 0,048,$$

$$\bar{\chi}(\text{CH}_4\text{O}) = 0,928.$$

15. При повышении температуры от 60 °С до 70 °С константа скорости реакции возросла в два раза. Вычислите энергию активации реакции и точность, с которой она определена, если точность измерения температуры составляет 0,1 °С. Точностью определения констант скоростей реакции при разных температурах можно пренебречь.

Этапы решения:

Энергия активации, рассчитанная по уравнению Аррениуса:

$$\ln \frac{k(T_2)}{k(T_1)} = -\frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right),$$

$$E_a = \frac{R \cdot \ln \frac{k(T_2)}{k(T_1)}}{\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)},$$

$$E_a = \frac{8,31 \cdot \ln 2}{\left(\frac{1}{333} - \frac{1}{343} \right)} = 65,82 \text{ (кДж/моль)}.$$

Точность в определении энергии активации, связанная с точностью определения температуры, может быть рассчитана по уравнению:

$$\left(\frac{\Delta E}{E}\right)^2 = \left(\frac{T_2}{T_2 - T_1}\right)^2 \cdot \left(\frac{\Delta T_1}{T_1}\right)^2 + \left(\frac{T_1}{T_2 - T_1}\right)^2 \cdot \left(\frac{\Delta T_2}{T_2}\right)^2,$$

$$\left(\frac{\Delta E}{E}\right)^2 = \left(\frac{343}{343 - 333}\right)^2 \cdot \left(\frac{0,1}{333}\right)^2 + \left(\frac{333}{343 - 333}\right)^2 \cdot \left(\frac{0,1}{343}\right)^2 = 2 \cdot 10^{-4},$$

$$\frac{\Delta E}{E} = 0,0142 \text{ (1,42\%)}.$$

16. Рассчитайте порядок и константу скорости реакции распада диметилового эфира в газовой фазе, если известно:

Время, с	390	777	1195	3150	∞
$\Delta P \cdot 10^{-4}$, Па	1,28	2,35	3,33	6,23	8,25

Начальное давление диметилового эфира равно $4,16 \cdot 10^4$ Па.

Этапы решения:

Предположим, что реакция протекает по уравнению первого порядка, тогда расчет константы скорости реакции можно провести с использованием следующего уравнения:

$$k = \frac{1}{\tau} \cdot \ln \frac{P_{\infty} - P_0}{P_{\infty} - P_{\tau}}.$$

При условии, что полученные значения констант скорости реакции, рассчитанные для различных моментов времени, имеют близкие значения, рассчитываем ее среднее значение.

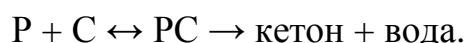
17. Разложение пероксида ароматического углеводорода (Р) ускоряется ионами переходных металлов и приводит к образованию кетона и воды. Кинетику этой реакции изучали в присутствии в присутствии катализатора – органической соли кобальта (С), концентрация которой составляла $2 \cdot 10^{-4}$ моль/л. При этом были получены следующие данные:

Время, с	0	279	564	856	1159	1475	1811	2179	2605	3171
[Р], моль/л	0,20	0,18	0,16	0,14	0,12	0,10	0,08	0,06	0,04	0,02

Какие кинетические данные можно рассчитать по этим параметрам?

Этапы решения:

Поскольку расход исходного вещества происходит селективно, можно предположить следующую схему реакции:



Используя квазистационарное приближение, можно получить выражение для скорости реакции:

$$\frac{d[P]}{d\tau} = \frac{k_3[C_0][P]}{K + [P]},$$

$$K = \frac{k_2 + k_3}{k_1},$$

где C_0 – начальная концентрация катализатора, $[P]$ – текущая концентрация пероксида, K – константа равновесия промежуточного соединения и исходных веществ в предположении установления равновесия (в приближении квазистационарности).

Интегрирование данного уравнения позволяет получить зависимость концентрации пероксида от времени (в линейной форме) в виде:

$$\frac{\tau}{\ln \frac{[P_0]}{[P]}} = \frac{[P_0] - [P]}{k_3[C_0]} \cdot \ln \frac{[P_0]}{[P]} + \frac{K}{k_3[C_0]}.$$

Построение экспериментальных данных в координатах $\tau / \ln \frac{[P_0]}{[P]}$ от $([P_0] - [P]) \cdot \ln \frac{[P_0]}{[P]}$ позволяет рассчитать кинетические параметры изучаемой реакции. Тангенс угла наклона прямой к оси абсцисс равен величине $\frac{1}{k_3[C_0]}$, а

отрезок на оси ординат – $\frac{K}{k_3[C_0]}$.

Результаты расчетов приведены в таблице:

Время, с	$[P]$, моль/л	$([P_0] - [P]) \cdot \ln \frac{[P_0]}{[P]}$, моль/л	$\tau / \ln \frac{[P_0]}{[P]}$, с
279	0,18	0,1898	2648,0
564	0,16	0,1793	2527,5
856	0,14	0,1682	2400,0
1159	0,12	0,1566	2268,9
1475	0,10	0,1443	2128,0
1811	0,08	0,1316	1976,4
2179	0,06	0,1163	1809,8
2605	0,04	0,0994	1618,6
3171	0,02	0,0782	1377,1

Таким образом, $k_3 = 0,44 \text{ с}^{-1}$, $K = 0,0428 \text{ моль/л}$.

18. Предполагая протолитический механизм протекания реакции, покажите, что кинетику как специфического, так и общего кислотного катализа можно описать, используя квазистационарное приближение.

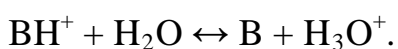
Этапы решения:

Протолитический механизм соответствует следующим схемам:



где S – реагирующее вещество, P – продукты превращения.

Помимо приведенных стадий, также существует равновесие с константой равновесия K:



Полагая, что концентрация частицы SH^+ низкая и используя квазистационарное приближение, находим, что

$$k_1[\text{S}][\text{BH}^+] - k_{-1}[\text{SH}^+][\text{B}] - k_2[\text{SH}^+][\text{H}_2\text{O}] = 0.$$

Поскольку $k_2[\text{H}_2\text{O}] = k_2^*$, то

$$[\text{SH}^+] = \frac{k_1[\text{S}][\text{BH}^+]}{k_{-1}[\text{B}] + k_2^*},$$

а скорость образования продукта P будет равна:

$$W = \frac{k_1 k_2 [\text{S}][\text{BH}^+]}{k_{-1}[\text{B}] + k_2^*}.$$

Приближение квазистационарности на первой стадии можно применять при условии $k_{-1}[\text{B}] \gg k_2^*$, тогда последнее выражение преобразуется к виду:

$$W = \frac{k_1 k_2 [\text{S}][\text{BH}^+]}{k_{-1}[\text{B}]}.$$

Заменив отношение концентраций $\frac{[\text{BH}^+]}{[\text{B}]}$ через константу равновесия,

получим уравнение скорости для случая специфического катализа:

$$W = \frac{k_1 k_2 [\text{S}][\text{H}_3\text{O}^+]}{k_{-1}K}.$$

Если $k_{-1}[\text{B}] \ll k_2^*$, то распад комплекса реагента с катализатором происходит гораздо быстрее, т.е. в приближении квазистационарности получим, что скорость реакции определяется общей концентрацией кислоты (уравнение для случая общего кислотного катализа).

19. В закрытой трехфазной системе «Ж–Т–Г» при постоянном внешнем давлении, равном 1 атм, протекает процесс насыщения поверхности гетерогенного катализатора газообразным водородом. При проведении эксперимента были использованы несколько образцов исходного катализатора, каждый из которых содержал некоторое количество адсорбированного водорода (образцы 1÷5).

В таблице приведены кинетические данные, характеризующие процесс насыщения поверхности гетерогенного катализатора для различных образцов. Исходное количество катализатора во всех случаях было постоянным и составляло 5 г. Известно, что концентрация водорода в объеме раствора составляла $C(\text{H}_2) = 2,14$ моль/м³ и также была постоянной, а предельная величина адсорбции водорода $a_m(\text{H}_2)$ составляла 0,965 моль/кг.

1	$\tau, \text{с}$	0	5	10	15	20	30	40	50	60	80
	$V, \text{мл}$	0	7,5	10,4	11,3	12	12,3	12,5	12,7	12,8	12,8
2	$\tau, \text{с}$	0	5	10	15	20	30	45	60	80	
	$V, \text{мл}$	0	8,6	11,5	12,6	12,9	13,2	13,4	13,5	13,5	
3	$\tau, \text{с}$	0	5	10	15	20	30	45	60	80	
	$V, \text{мл}$	0	12,6	19,5	22,1	23,3	24	24,7	25	25,2	
4	$\tau, \text{с}$	0	5	10	15	20	30	40	50	60	80
	$V, \text{мл}$	0	13,9	24,2	29	31	32,1	32,6	33,1	33,6	33,8
5	$\tau, \text{с}$	0	5	10	15	20	30	40	50	60	80
	$V, \text{мл}$	0	14	27,3	35	37,1	39	39,9	40,3	41	41,3

Найдите константу скорости адсорбции водорода, если данный процесс может быть описан уравнением $\text{H}_2 + \text{катализатор} \leftrightarrow \text{H}_{2(\text{ads})}$, а константа равновесия $K_C = 13,1$ м³/моль. Водород считать идеальным газом.

Этапы решения:

Находим общее количество активных центров на поверхности катализатора, способных адсорбировать водород. Количество центров поверхности, на которых не содержится водород, можно выразить через соотношение $a_{\text{общ}} - a_m(\text{H}_2)$.

По закону действующих масс:

$$K_C = \frac{a_m(\text{H}_2)}{c(\text{H}_2) \cdot (a_{\text{общ}} - a_m(\text{H}_2))},$$

$$a_{\text{общ}} = \frac{a_m(\text{H}_2)}{K_C \cdot c(\text{H}_2)} + a_m(\text{H}_2),$$

$$a_{\text{общ}} = \frac{0,965}{13,1 \cdot 2,14} + 0,965 = 0,999 \text{ (моль/кг)}.$$

Для нахождения поверхностной концентрации водорода в начальный момент времени необходимо найти разницу между предельным содержанием водорода и количеством поглощенного водорода, отнесенного к массе катализатора:

$$a_{\text{нач}}(\text{H}_2) = a_{\text{кон}}(\text{H}_2) - a_{\text{погл}}(\text{H}_2) = a_{\text{м}}(\text{H}_2) - \frac{V}{V_{\text{м}} \cdot m_{\text{кат}}},$$

где $a_{\text{нач}}(\text{H}_2)$ и $a_{\text{кон}}(\text{H}_2)$ – количества водорода в начальный и конечный моменты времени, а $a_{\text{погл}}(\text{H}_2)$ – количество водорода, поглощенного системой, $V_{\text{м}}$ – молярный объем газа (22,4 л/моль).

$$a_{\text{нач}}(\text{H}_2) = 0,965 - \frac{12,8 \cdot 10^{-3}}{22,4 \cdot 5 \cdot 10^{-3}} = 0,851 \text{ (моль/кг)}.$$

По данному уравнению рассчитываем значения величин адсорбции водорода к i -тому моменту времени и заносим их в таблицу:

$$a_i(\text{H}_2) = a_{\text{нач}}(\text{H}_2) + a_{\text{погл},i}(\text{H}_2) = a_{\text{нач}}(\text{H}_2) + \frac{V_i}{V_{\text{м}} \cdot m_{\text{кат}}}.$$

τ , с	0	5	10	15	20	30	40	50	60	80
V , мл	0	7,5	10,4	11,3	12	12,3	12,5	12,7	12,8	12,8
$a_i(\text{H}_2)$, моль/кг	0,851	0,918	0,944	0,952	0,958	0,961	0,963	0,964	0,965	0,965

Используя уравнение $\text{H}_2 + \text{катализатор} \leftrightarrow \text{H}_{2(\text{ads})}$, записываем кинетическое уравнение процесса, характеризующего адсорбцию водорода на поверхности гетерогенного катализатора:

$$\frac{da(\text{H}_2)}{d\tau} = k^{\text{ads}} \cdot c(\text{H}_2) \cdot (a_{\text{общ}} - a(\text{H}_2)) - \frac{k^{\text{ads}}}{K_{\text{C}}} \cdot a(\text{H}_2).$$

где k^{ads} – искомая константа адсорбции водорода на поверхности катализатора, а соотношение $\frac{k^{\text{ads}}}{K_{\text{C}}}$ отвечает величине константы десорбции водорода.

Т.к. значения скоростей процесса неизвестны, полученное дифференциальное уравнение решаем с использованием численных методов. Выбираем начальное приближение k^{ads} (например, $0,1 \text{ м}^3 \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$) и шаг интегрирования (например, 1 с). Рассчитываем значения $a_i(\text{H}_2)$ для каждого момента времени по формуле:

$$a_{i+1}(H_2) = a_i(H_2) + \frac{da_i(H_2)}{d\tau}.$$

Соответствие экспериментальных ($a_i^{\text{эксп}}$) и расчетных ($a_i^{\text{расч}}$) значений проверяем по методу наименьших квадратов:

$$S^2 = \frac{\sum_{i=1}^N (a_i^{\text{эксп}} - a_i^{\text{расч}})^2}{N-1}.$$

где S^2 – остаточная дисперсия, N – количество измерений.

Варьируя k^{ads} , минимизируем остаточную дисперсию S^2 :

$k^{\text{ads}}, \text{м}^3 \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$	0,1	0,09	0,08	0,07	0,06	0,05	0,04	0,03	0,02	0,01
$S^2 \cdot 10^3, \text{моль}^2 \cdot \text{кг}^{-2}$	1,33	1,24	1,14	1,02	0,90	0,77	0,65	0,60	0,77	2,00

Значение, соответствующее минимуму дисперсии остатков, будет соответствовать искомой величине k^{ads} (в нашем случае $k^{\text{ads}} = 0,03 \text{ м}^3 \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$).

4.5.2. Практические задания

Определите состав заданной смеси солей, содержащей хлорид натрия и хлорид калия.

Оборудование: химические стаканы на 200 мл и 250 мл, мерный цилиндр, стеклянная палочка, штатив с кольцом, химическая воронка, электронные весы, сушильный шкаф, фильтровальная бумага, ножницы.

Реактивы: смесь солей (хлорид натрия и хлорид калия) массой 2,5 г, медная пластинка, 0,5М раствор AgNO_3 .

Экспериментальная часть:

1. Отмерьте мерным цилиндром 50 мл дистиллированной воды, прилейте воду в стакан с заданной смесью хлоридов натрия и калия, растворите соли, перемешивая стеклянной палочкой;

2. Мерным цилиндром отмерьте 85 мл 0,5М раствора нитрата серебра и прилейте раствор в стакан с раствором смеси солей, выдержите 10 минут;

3. Сделайте из фильтровальной бумаги двойной фильтр и отфильтруйте полученный осадок, используя для фильтра стакан объемом 200 мл;

4. Взвесьте на электронных весах пластинку;

5. Опустите медную пластинку в фильтрат. Через 60 минут выньте пластинку из фильтрата, промойте дистиллированной водой, высушите в сушильном шкафу не менее 15 минут ($T = 60^\circ\text{C}$) и взвесьте;

6. Занесите экспериментальные данные в табл. 1.

Таблица 1

Экспериментальные данные

Масса смеси хлоридов натрия и калия	2,5 г
Концентрация раствора нитрата серебра	0,5М
Объем раствора нитрата серебра	85 мл
Масса медной пластинки	___ г
Масса медной пластинки после проведения опыта	___ г

Проведите подробные расчеты по экспериментальным данным, используя табл. 2.

Таблица 2

Обработка экспериментальных данных

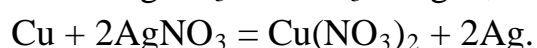
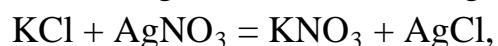
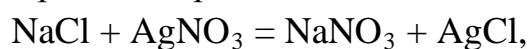
Расчет изменения массы медной пластины	$\Delta m_{\text{пл}} = \text{___}$
Расчет количества вещества нитрата серебра, прореагировавшего с медью	$n_1(\text{AgNO}_3) = \text{___}$ моль
Расчет количества вещества нитрата серебра, содержащегося в 85 мл исходного 0,5 М раствора	$n(\text{AgNO}_3) = \text{___}$ моль
Расчет количества вещества нитрата серебра (I), прошедшего на взаимодействие со смесью хлоридов натрия и калия	$n_2(\text{AgNO}_3) = \text{___}$ моль
Расчет количества вещества хлорида натрия и хлорида калия	$n(\text{NaCl}) = \text{___}$ моль $n(\text{KCl}) = \text{___}$ моль
Расчет массы хлорида натрия и хлорида калия	$m(\text{NaCl}) = \text{___}$ г $m(\text{KCl}) = \text{___}$ г
Расчет массовой доли хлорида натрия в смеси	$\omega(\text{NaCl}) = \text{___}$ %
Расчет массовой доли хлорида калия в смеси	$\omega(\text{KCl}) = \text{___}$ %

Ответьте на вопросы:

1. Составьте уравнение взаимодействия нитрата серебра (I) с хлоридом натрия и хлоридом калия;
2. Составьте уравнение реакции взаимодействия нитрата серебра(I) с медью.

Этапы решения:

Уравнения реакций:



Библиография

1. Вступительные экзамены и олимпиады по химии в Московском университете: 2007 / под общей ред. Н.Е. Кузьменко и В.И. Теренина. – М.: Изд-во Московского университета, 2008. – 106 с.
2. Габриелян, О.С. Химия. 8-11 классы. Региональные олимпиады / О.С. Габриелян, А.Н. Прошлецов. – М.: Дрофа, 2005. – 287 с.
3. Гуськов, И.П. Термодинамика и кинетика химических реакций. Химическое равновесие: учебное пособие / И.П. Гуськов, М.В. Шепелев. – Иваново: Изд-во Автономного учреждения «Институт развития образования Ивановской области», 2014. – 54 с.
4. Емельянов, В.А. Химические олимпиады. Задания и решения / В.А. Емельянов, М.А. Ильин, К.А. Коваленко [Электронный ресурс]. – Режим доступа: <http://www.niic.nsc.ru/education/problem-book/task/?problemid=1> (дата обращения: 12.03.2014).
5. Задания III (очного) тура Всероссийской студенческой олимпиады «Общая и неорганическая химия» / КНИТУ. – Казань: Из-во КНИТУ, 2013.
6. Карапетьянц, М.Х. Общая и неорганическая химия / М.Х. Карапетьянц, С.И. Дракин. – 3-е изд. – М.: Химия, 1994. – 532 с.
7. Киселева, Е.Е. Сборник примеров и задач по физической химии / Е.Е. Киселева, Г.С. Каретников, М.В. Кудряшов. – М.: Высшая школа, 1991. – 455 с.
8. Кочергина, Л.А. Сборник задач по аналитической химии / Л.А. Кочергина, Т.Д. Орлова, Н.Г. Дмитриева, Р.П. Морозова; под ред. М.И. Базанова. – Иваново: Изд-во ИГХТУ, 2006. – 120 с.
9. Кочергина, Л.А. Теоретические обоснования и расчеты в качественном анализе: учебно-методическое пособие / Л.А. Кочергина, М.И. Базанов, В.П. Васильев; под ред. М.И. Базанова. – Иваново: Изд-во ИГХТУ, 2007. – 84 с.
10. Краткий справочник физико-химических величин / под ред. А.А. Равделя, А.М. Пономаревой. – СПб.: Иван Федоров, 2003. – 240 с.
11. Кузьменко, Н.Е. Сборник конкурсных задач по химии / Н.Е. Кузьменко, В.И. Еремин, С.С. Чуранов. – М.: Экзамен, 2001. – 576 с.
12. Малякин, А.М. Химические олимпиады школьников: Подготовка, организация, проведение. 9 класс: учебно-методическое пособие / А.М. Малякин. – Великий Новгород, 2006. – 266 с.
13. Малякин, А.М. Химические олимпиады школьников: Подготовка, организация, проведение. 10-11 классы: учебно-методическое пособие / А.М. Малякин. – Великий Новгород, 2006. – 120 с.

14. Панченков, Г.М. Химическая кинетика и катализ: учебное пособие для вузов / Г.М. Панченков, В.П. Лебедев. – 3-е изд., испр. и доп. – М.: Химия, 1985. – 592 с.
15. Практическая химическая кинетика. Химическая кинетика в задачах с решениями: учебное пособие / под общей ред. М.Я. Мельникова. – М.: Изд-во МГУ; СПб.: Изд-во СПбГУ, 2006. – 592 с.
16. Свешникова, Г.В. Основы химии в расчетах: самоучитель расчетных химических задач / Г.В. Свешникова. – СПб: Химиздат, 2002. – 240 с.
17. Стромберг, А.Г. Физическая химия: учеб. для хим. спец. вузов / А.Г. Стромберг, Д.П. Семченко. – 5-е изд., испр. – М.: Высшая школа, 2003. – 527 с.
18. Хомченко, Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы / Г. П. Хомченко. – М.: Новая волна. – 2005. – 480 с.
19. Шепелев, М.В. Качественный анализ неорганических соединений. Методы уравнивания окислительно-восстановительных реакций: учебное пособие / М.В. Шепелев, И.П. Гуськов. – 4-е изд., перераб. и доп. – Иваново: Изд-во Автономного учреждения «Институт развития образования Ивановской области», 2012. – 58 с.
20. Шепелев, М.В. Химия в олимпиадных задачах: от теории к практике: учебное пособие / М.В. Шепелев, А.С. Вашурин, Е.В. Румянцев; под общ. ред. М.В. Шепелева. – Иваново: Изд-во ИГХТУ, 2013. – 95 с.

Учебное издание

Шепелев Максим Владимирович
Вашурин Артур Сергеевич
Лефедова Ольга Валентиновна
Пуховская Светлана Геннадьевна

**НЕОРГАНИЧЕСКАЯ И ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ
В ВОПРОСАХ И ОТВЕТАХ**

*Под общей редакцией кандидата химических наук,
старшего научного сотрудника М. В. Шепелева*

Подписано в печать 16.04.2014
Усл. печ. л. 6.51. Уч.-изд. л. 7.22 Тираж 150

ФГБОУ ВПО «Ивановский государственный
химико-технологического университет»
153000, г. Иваново, пр. Ф. Энгельса, 7