

Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Локтионова Оксана Геннадьевна
Должность: проректор по учебной работе
Дата подписания: 15.05.2022 01:30:02
Уникальный программный ключ:
0b817ca911e6668abb13a5d426d39e5f1c11eabbf73e943df4a4851fda56d089

МИНОБРНАУКИ РОССИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«Юго-Западный государственный университет»
(ЮЗГУ)

Кафедра фундаментальной химии и химической технологии

УТВЕРЖДАЮ
Проректор по учебной работе
О.Г. Локтионова
« 15 » 12 2017 г.


ХИМИЯ

Методические указания по выполнению лабораторных работ для
студентов направления подготовки 28.03.01

Курск 2017

УДК 540

Составитель Е. А. Фатьянова

Рецензент

Кандидат химических наук, доцент *Н.В. Кувардин*

Химия: методические указания по выполнению лабораторных работ для студентов направления подготовки 28.03.01/ Юго-Зап. гос. ун-т; сост. Е.А.Фатьянова. - Курск, 2017. – 35с.:табл. 1. - Библиогр.: с. 32.

Предназначены для подготовки к выполнению лабораторных работ по дисциплине «Химия».

Содержат описание лабораторных работ, проводимых в рамках изучения дисциплины «Химия», требования к оформлению отчета.

Методические указания предназначены для студентов направления подготовки 28.03.01 Нанотехнологии и микросистемная техника.

Текст печатается в авторской рецензии

Подписано в печать 15.12.17. Форма 60x84 1/16.
Усл. печ. л. 2,0. Уч.-изд. л. 1,8. Тираж 100 экз. Заказ 3309. Бесплатно
Юго-Западный государственный университет.
305040, г. Курск, ул. 50 лет Октября, 94.

Введение

Лабораторный практикум – совокупность лабораторных работ – является неотъемлемой составляющей при изучении любой химической дисциплины.

Данные методические указания предназначены для подготовки к лабораторным работам по дисциплине «Химия» студентами направления подготовки 28.03.01 Нанотехнологии и микросистемная техника. Методические указания содержат описания лабораторных работ, включённых в лабораторный практикум данной дисциплины, требования к отчёту, вопросы для самоподготовки.

Методические указания позволяют подготовиться к выполнению экспериментальной части лабораторной работы, произвести требуемые расчёты и оформить отчёт.

К лабораторному занятию студенты готовятся заранее, изучая теоретический материал, методику выполнения эксперимента и требования к отчёту.

Общие вопросы по организации подготовки и выполнению лабораторных работ по дисциплине «Химия»

Лабораторные работы наряду с лекционными и практическими занятиями позволяют вырабатывать у студента знания, умения и навыки, таким образом, позволяя формировать у него компетенции.

Согласно учебному плану лабораторные работы предусмотрены в обоих семестрах изучения дисциплины. Лабораторный практикум обоих семестров составляет 36 академических часов. Перечень лабораторных работ представлен в таблице 1.

Таблица 1. Лабораторные работы

№	Наименование лабораторной работы	Объем, час
1	2	3
I семестр		
1	Проверка исходного уровня знаний. Правила техники безопасности. Основные законы и понятия химии	2
2	Определение эквивалента металла по водороду	2

3	Скорость химических реакций. Химическое равновесие	2
4	Определение неизвестной кислоты методом титрования	2
5	Равновесия в растворах электролитов	2
6	Комплексные соединения	2
7	Окислительно-восстановительные реакции. Поведение металлов в агрессивных средах	2
8	Электрохимические процессы	2
9	Коррозия металлов	2
Итого за семестр		18
II семестр		
10	Галогены и их соединения	2
11	Сера и ее соединения	4
12	Свойства соединений азота и фосфора	2
13	Свойства соединений углерода и кремния	2
14	Свойства d-элементов: марганца и хрома	2
15	Свойства d-элементов: железа, меди, цинка	2
16	Изучение аналитических реакций на исследуемые анионы и катионы	4
Итого за семестр		18
Итого		36

Для подготовки к выполнению лабораторных работ 1 семестра подготовлены методические указания для каждой лабораторной работы (см. список рекомендованной литературы). Описание лабораторных работ второго семестра приводятся в данном указании.

Порядок выполнения лабораторного практикума включает следующие этапы: изучение теоретического материала по теме лабораторной работы с использованием учебников и конспекта лекций, выполнение эксперимента (лабораторной работы), обработка результатов, оформление отчета и домашнего индивидуального задания к нему, защита лабораторной работы. При составлении отчета уравнения ОВР разбираются методом полуреакций, для реакций обмена – уравнения в ионной форме.

Лабораторные работы, представленные для выполнения, не требуют сложного оборудования. Перечень оборудования для первого семестра указан в указаниях для первого семестра. Для второго семестра требуются пробирки, спиртовки, держатель для проби-

рок, пробки с газоотводными трубками, фарфоровые чашечки.

Описание лабораторных работ

Тема 1. Галогены и их соединения

Контрольные вопросы

1. Опишите положение галогенов в Периодической системе. Какова электронная структура атомов галогенов? Какие степени окисления галогены проявляют в своих соединениях?

2. Как изменяется окислительная активность галогенов по подгруппе?

3. Что такое «вытеснительный ряд галогенов»?

4. Какие свойства проявляют галогенид - ионы? Как изменяется их восстановительная активность по подгруппе?

5. Какова растворимость галогенидов серебра, свинца (II), фторидов лития, меди (II), никеля (II) используя таблицу растворимости и величины ПР.

Опыт 1 Окислительные свойства галогенов. В три пробирки внести по 3-5 капель хлорной, бромной, йодной воды. Добавить к хлорной воде несколько капель сероводородной воды до появления мути. К бромной и йодной воде добавить порошок алюминия. Перемешать растворы стеклянной палочкой и отметить обесцвечивание. Написать уравнения соответствующих реакций.

Опыт 2 Сравнение окислительных свойств галогенов. В две пробирки отдельно внести по 3-5 капель бромной и йодной воды. Добавить в каждую пробирку по 1-2 кристаллика сульфата железа (II). Что наблюдается? Написать уравнения реакций. В каком случае реакция окисления Fe^{2+} не протекала? Будет ли хлорная вода окислять $FeSO_4$?

Опыт 3. Восстановительные свойства галогенидов.

а) (Работать под тягой!) В сухую пробирку вносят около 0,5 г кристаллического $KMnO_4$ и около 0,5 г кристаллического KBr , добавляют 2 мл 30%-ной серной кислоты и нагревают пробирку пламенем горелки. Наблюдают появление окрашенных паров брома.

б) В три пробирки вносят по 2-4 капли дихромата калия, подкисленного 1-2 каплями 2 н. серной кислотой. Добавляют по 2-3

капли в первую пробирку раствора хлорида натрия, во вторую — столько же бромида натрия, в третью — йодида калия. Растворы перемешивают. В каком случае восстановление дихромата не произошло? Написать уравнения соответствующих реакций.

Опыт 4. Качественная реакция на йод. В пробирку наливают раствор крахмала и добавляют несколько капель раствора йода. Наблюдают появление окраски.

Опыт 5. Качественные реакции на ионы галогенидов.

а) Обнаружение и идентификация галогенид-ионов. Нитрат серебра дает с галогенид-ионами (Cl^- , Br^- , I^-) осадки, различающиеся по цвету и по устойчивости при действии веществ, способных связывать Ag^+ в прочные комплексы, например, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, NH_4OH . В три пробирки наливают по 5-6 капель раствора AgNO_3 , в одну добавляют раствор NaCl , в другую - NaBr , в третью - KI . Сравнивают цвета выпавших осадков галогенидов серебра. К полученным галогенидам добавляют водный раствор аммиака. Наблюдают, все ли осадки растворяются. Повторяют получение галогенидов серебра и действуют на них раствором тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Объясняют наблюдаемые явления. Для объяснения растворения сопоставить взятые из справочника ПР галогенидов серебра с константами нестойкости соответствующих комплексных ионов серебра.

б) Окисление ионов Cl^- до элементарного хлора. Хлороводородная кислота и ее соли в кислой среде являются восстановителями и способны окисляться сильными восстановителями до элементарного хлора: $2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2$. Поместите в пробирку 5 капель раствора, содержащего ионы Cl^- , добавьте 5 капель концентрированного раствора KMnO_4 , 5 капель концентрированной H_2SO_4 и нагрейте (под тягой!). При этом наблюдается частичное или полное обесцвечивание раствора KMnO_4 и выделение газообразного хлора. Для обнаружения выделяющегося хлора поднесите к отверстию пробирки йодкрахмальную бумагу. В присутствии хлора появляется синее окрашивание вследствие выделения элементарного йода: $2\text{KI} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{KCl} + \text{I}_2$.

в) Свойства фторид-иона. Литий - щелочной металл и практически все его соли растворимы (так же как соли Na^+ и K^+). Обра-

зование нерастворимого фторида указывает на особый характер HF (слабый электролит!) по сравнению с HCl и HBr и является характеристической реакцией на ион Li^+ , позволяющей отличать его от ионов Na^+ и K^+ . В пробирку набирают 5-6 капель раствора NaF и добавляют раствор соли Li^+ . Наблюдают осаждение малорастворимого фторида лития.

Опыт 6. Свойства соединений с положительными степенями окисления хлора

а) Окислительные свойства Cl^{+1} . В пробирку набирают раствор хлорной извести и добавляют раствор KI. Наблюдают выделение йода. Повторяют опыт с раствором гипохлорита натрия NaClO. Наблюдают выделение йода.

б) Свойства Cl^{+5} . В пробирке кипятят раствор NaClO. При нагревании происходит диспропорционирование NaClO с образованием NaCl и NaClO₃. К полученному раствору добавляют раствор KI. Наблюдают, выделяется ли йод? Сделать вывод об относительной окислительной активности ионов ClO^- и ClO_3^- в растворе. Полученный раствор, содержащий KI, подкисляют серной кислотой. Что наблюдается? Делают вывод об относительной окислительной активности NaClO₃ и HClO₃ в растворах. В используемом растворе NaClO содержится карбонат натрия, взятый в избытке при синтезе NaClO, поэтому при подкислении раствора происходит также выделение CO₂.

Тема 2. Сера и ее соединения

Контрольные вопросы

1. Каково положение серы в периодической системе элементов?
2. Каково электронное строение атома серы?
3. Каковы аллотропные модификации серы и как изменяется ее молекулярное состояние в расплаве при повышении температуры?
4. Какие степени окисления проявляет сера в своих соединениях?
5. Какова растворимость сульфидов натрия, меди (II), бария, цинка, кадмия, сурьмы (III), свинца (II)?

6. Как ведет себя соль сульфид натрия в водном растворе? Как ведет себя сульфид натрия в ОВР?

7. Опишите аналогично свойства соли сульфита натрия.

8. Каковы особенности свойств концентрированной серной кислоты?

9. Что такое «тиосоединения»? Напишите структурную формулу тиосульфата натрия и предскажите его поведение в ОВР.

Опыт 1. Полиморфизм серы.

(Работать под тягой!) В пробирку насыпают порошок серы (около $\frac{1}{4}$ ее объема). Осторожно и медленно нагревают ее пламенем горелки, пробирку держат специальным держателем. Наблюдают изменение цвета и вязкости серы. Расплавленную серу нагревают до кипения и быстро выливают ее в стакан с холодной водой. При нагревании возможно возгорание серы в пробирке, которое тушат, закрыв чем-либо устье пробирки (приготовить заранее!). Охлажденную серу вынимают из воды и проверяют ее пластичность.

Опыт 2. Растворение сероводорода в воде

В пробирку с сульфидом железа (II) добавить 2-3 капли концентрированной хлороводородной кислоты. Закрывать пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Выделяющийся сероводород направить в пробирку, на $\frac{1}{3}$ наполненную нейтральным раствором лакмуса. Отметить и объяснить изменение цвета лакмуса, указав, что собой представляет водный раствор сероводорода. Написать уравнения его диссоциации и выражения констант диссоциации по всем ступеням. Выписать их числовые значения из справочника.

Опыт 3. Восстановительные свойства сероводорода

В две пробирки внести следующие растворы: в первую - 5 капель перманганата калия и 2 капли 2н. серной кислоты, во вторую - столько же дихромата калия и той же кислоты. В каждую из пробирок добавлять по каплям сероводородную воду до изменения окраски каждого раствора и его помутнения вследствие выделения серы. Написать уравнения соответствующих реакций.

Опыт 4. Качественные реакции иона S^{2-} и сероводородной кислоты. (Все работы с сульфидом натрия вести только под тягой!).

а) Свойства сульфидов тяжелых металлов. Нитрат серебра дает с S^{2-} черный осадок Ag_2S . Осадок нерастворим в NH_4OH , но растворяется при нагревании в разбавленной HNO_3 . Соли кадмия (Cd^{2+}) дают с S^{2-} характерный ярко-желтый осадок CdS , соли свинца (II) - черный осадок PbS . Реакция чувствительная, ее применяют для обнаружения сероводорода по почернению бумаги, смоченной раствором ацетатом свинца $Pb(CH_3COO)_2$ или Na_2PbO_2 , который получается при действии избытка $NaOH$ на раствор соли свинца. В 6 пробирок набирают по 5-6 капель 0,1 н. растворов солей меди (II), бария, цинка, кадмия, сурьмы (III) и свинца (II). Добавляют столько же 0,1 н. раствора сульфида натрия. Отмечают, во всех ли пробирках выделяются осадки и каков их цвет.

б) Гидролиз сульфида натрия. В пробирку набирают 5-6 капель раствора сульфида натрия. Осторожно нюхают раствор; какой запах ощущается? С помощью индикаторной бумаги определяют рН раствора сульфида натрия. О чем это говорит? Добавляют в пробирку такой же объем разбавленной серной кислоты и подносят полоску фильтровальной бумаги, смоченной раствором свинца (II), как описано выше. Объясняют наблюдаемое явление. Привести уравнения гидролиза сульфида натрия по обеим ступеням в молекулярной и ионной форме. Рассчитать константы гидролиза по первой и второй ступеням.

в) Восстановительные свойства соединений S^{2-} . В три пробирки набирают по 5-6 капель раствора сульфида натрия и столько же разбавленной серной кислоты. В одну пробирку добавляют 5 капель раствора перманганата калия, в другую – 5 капель раствора бихромата калия, в третью — 5 капель раствора хлорида железа (III). В четвертую пробирку набирают 5-6 капель раствора сульфида натрия и добавляют хлорную воду. Объясняют, что происходит. Написать уравнения соответствующих реакций.

Опыт 5. Полисульфид натрия и его свойства (опыт проводится под тягой) В микро стаканчик с концентрированным раствором сульфида натрия (8-10 мл) внести немного мелко растертой серы, предварительно смоченной спиртом, и осторожно кипятить, нагре-

вая маленьким пламенем горелки, до изменения окраски раствора. Отделить раствор полученного полисульфида натрия от не прореагировавшей серы. 5-6 капель прозрачного раствора перенести пипеткой в чистую пробирку. К раствору добавляем по каплям 2н. хлороводородной кислоты до кислой реакции (проба лакмусовой бумажкой). Через некоторое время отметить появление серы в коллоидном состоянии. Написать графические формулы сульфида и простейшего полисульфида. Описать наблюдаемые явления. Написать уравнения реакций получения полисульфида натрия Na_2S_2 и его разрушения в кислой среде (реакция диспропорционирования)

Опыт 6. Неустойчивость сернистой кислоты. К нескольким кристаллам сульфита натрия добавляют 5-6 капель разбавленной серной кислоты и осторожно нюхают раствор. О каком свойстве сернистой кислоты свидетельствуют эти наблюдения. Привести уравнения протекающих реакций.

Опыт 7. Восстановительные свойства SO_3^{2-} иона. В пробирку, содержащую 5-6 капель перманганата калия и 3-4 капли 2н. хлороводородной кислоты, прибавить несколько кристалликов сульфита натрия. Описать наблюдаемое явление. В какой ион перешел ион SO_3^{2-} ? Написать уравнения соответствующей реакции.

Опыт 8. Гидратация концентрированной серной кислоты. В пробирку набирают 5-6 капель дистиллированной воды и по каплям добавляют концентрированную серную кислоту. Раствор в пробирке сильно нагревается, на основании чего объясняют правило: при смешивании концентрированной серной кислоты с водой всегда следует наливать кислоту в воду (а не наоборот!).

Опыт 9. Обугливающее действие на целлюлозу концентрированной серной кислоты. В пробирку набирают 5-6 капель концентрированной серной кислоты и опускают лучинку, ватку или полоску фильтровальной бумаги в кислоту. Объясняют наблюдаемые явления.

Опыт 10. Качественная реакция на анион SO_4^{2-} . Ион Ba^{2+} образует с SO_4^{2-} белый осадок BaSO_4 . Он нерастворим в кислотах. Этим BaSO_4 отличается от солей всех других анионов, чем пользуются для обнаружения SO_4^{2-} . Поместите в пробирку 2-3 капли исследуемого раствора, 2-3 капли 6 н. раствора HCl и затем 1-2 капли раствора BaCl_2 . В присутствии иона SO_4^{2-} мгновенно образуется бе-

лый кристаллический осадок BaSO_4 .

Опыт 11. Неустойчивость тиосерной кислоты. В пробирку набирают 5-6 капель раствора тиосульфата натрия ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) и столько же разбавленной хлороводородной кислоты. Объясняют наблюдаемое явление.

Опыт 12. Гидролиз тиосульфата натрия. В пробирку набирают 5-6 капель раствора тиосульфата натрия и вносят 1-2 капли фенолфталеина. Объясняют наблюдаемое явление.

Опыт 13. Восстановительные свойства тиосульфат -иона. В три пробирки вносят по 5-6 капель раствора тиосульфата натрия. В одну пробирку добавляют в равном объеме раствор йода, в другую - 1-2 капли хлорной воды, в третью - избыток хлорной воды. Объясняют наблюдаемые явления. Приведите структурную формулу тиосульфата натрия с указанием степеней окисления элементов. Написать уравнение реакции.

Тема 3. Свойства соединений азота и фосфора

Контрольные вопросы

1. Какова электронная структура атомов азота, фосфора, мышьяка, сурьмы, висмута? В какой степени окисления наиболее устойчив фосфор?

2. Какие электронные орбитали атома азота могут участвовать в образовании химических реакций?

3. Каков характер химической связи в молекуле N_2 ? Как объяснить химическую инертность свободного азота?

4. Аллотропические модификации фосфора, их свойства.

5. Назовите характерные степени окисления азота в соединениях? Приведите примеры. Для какого элемента этой группы не характерна степень окисления +5, какие свойства проявляют соединения этого элемента в этой степени окисления?

6. Какие типы химических реакций характерны для аммиака? Приведите примеры.

7. Чьим аналогом является водородное соединение фосфора? Как отличается по активности? Его свойства.

8. Каковы свойства нитридов? Как они классифицируются?

9. Перечислите оксиды азота и фосфора. Какие из них являются

ся кислотными оксидами? Какие кислоты им соответствуют?

10. Каковы свойства азотистой кислоты и ее солей? Каковы свойства фосфористой кислоты и ее солей?

11. Каковы свойства азотной кислоты и ее солей?

12. Фосфорная кислота: полимерные формы, основность, сила кислоты, свойства в ОВР, её соли.

13. Как взаимодействует висмут с соляной и разбавленной серной кислотой?

14. Как изменяется устойчивость и восстановительные свойства в ряду $\text{NH}_3\text{-PH}_3\text{-AsH}_3\text{-SbH}_3\text{-BiH}_3$.

15. Как изменяются кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства в ряду трех и пяти валентных оксидов и гидроксидов элементов V группы?

Опыт 1. Качественные реакции на ион NH_4^+ .

а) Щелочи NaOH , KOH выделяют из растворов солей аммония при нагревании газообразный аммиак: $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$. Поместите в пробирку 2-3 капли раствора соли аммония, добавьте несколько капель раствора сильного основания (NaOH , KOH) и подогрейте содержимое пробирки. Выделяющийся аммиак можно обнаружить по запаху, по изменению окраски индикаторной бумажки, смоченной дистиллированной водой. При этом бумажку следует держать над пробиркой, не касаясь стекла во избежание попадания на нее щелочи.

б) Действие реактива Несслера (раствор $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ в KOH). Реактив Несслера образует с растворами солей аммония характерный красно-бурый осадок. $\text{NH}_4^+ + 2(\text{HgI}_4)^{2-} + 4\text{OH}^- = [\text{HgO} \cdot \text{HgNH}_2\text{I}] \downarrow + 7\text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$. Очень малые количества (следы) солей аммония вместо красно-бурого осадка дают желто-оранжевое окрашивание. Прибавьте к капле разбавленного раствора соли аммония 1-2 капли раствора реактива Несслера (реактив Несслера берут в избытке по отношению к соли аммония, так как в избытке соли аммония осадок растворим). Наблюдайте выпадение осадка.

Опыт 2. Окислительные свойства азотной кислоты

а) Действие на металлы. В две пробирки с медной стружкой и цинковыми гранулами добавляют по 5-6 капель концентрированной азотной кислоты. Пробирку с медью нагревают (для иницииро-

вания реакции). Отмечают окраску выделяющихся газов.

б) Окисление серы. В фарфоровую чашку вносят немного порошкообразной серы и добавляют 5-6 капель концентрированной азотной кислоты. Смесь кипятят на водяной бане 7-10 мин, добавляя немного азотную кислоту по мере ее разложения. По окончании реакции тигель охлаждают и его содержимое разбавляют водой. По реакции с BaCl_2 доказывают наличие в растворе сульфат-ионов.

Опыт 3 Сравнение окислительной способности нитритов и нитратов. В две пробирки набирают по 5-6 капель раствора иодида калия. В одну пробирку добавляют столько же раствора NaNO_2 , в другую - NaNO_3 . Наблюдают, изменилась ли окраска растворов. Затем добавляют в пробирки 1-2 капли концентрированной серной кислоты. Объясняют наблюдаемое явление.

Опыт 4. Качественная реакция на ион NO_3^- .

Все соли азотной кислоты растворимы в воде, поэтому для обнаружения NO_3^- применяются вызываемые им реакции окисления. На чистое сухое часовое стекло помещают 4-5 капель раствора дифениламина $(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{NH}$, 5 капель концентрированной H_2SO_4 и 2 капли анализируемого раствора. В присутствии NO_3^- появляется интенсивная синяя окраска, вызываемая продуктами окисления дифениламина.

Опыт 5 Термическое разложение нитратов

а) Разложение нитрата калия. В пробирку поместить кристаллик нитрата калия. Пробирку нагреть на пламени горелки до расплавления соли и начала выделения пузырьков газа. Внести в пробирку тлеющую лучину. Какой газ выделяется? Доказать образование нитрита калия при разложении нитрата. Для этого в двух пробирках растворить твердый остаток плава. В одну пробирку добавить подкисленный раствор иодида калия, в другую - подкисленный раствор перманганата калия. Отметить изменение окраски растворов в каждом из случаев. Аналогичные опыты провести с нитратом калия. Написать уравнения протекающих процессов.

б) Разложение нитрата меди. В пробирку поместить микрошпатель сухой соли нитрата меди. Пробирку осторожно нагреть. Наблюдать окраску выделяющихся газов. Какой газ выделяется

кроме кислорода? Написать уравнение соответствующей реакции.
 в) Разложение нитрата серебра. В пробирку поместить несколько кристалликов нитрата серебра. Пробирку нагреть. Наблюдать окраску выделяющихся газов. Какой газ выделяется кроме кислорода? Написать уравнение соответствующей реакции, учитывая, что кроме газов образуется металлическое серебро.

Опыт 6. Ортофосфаты некоторых металлов.

а) получение гидрофосфата кальция. В пробирку внести по 4-5 капель раствора хлорида кальция и гидрофосфата натрия Na_2HPO_4 . Отметить цвет выпавшего осадка. Написать уравнение в молекулярном и ионном видах.

б) Осаждение фосфата железа и алюминия в присутствии ацетата натрия. В две пробирки внести по 3-4 капли растворов солей: в первую - хлорида железа (III); во вторую - хлорида или сульфата алюминия. Добавить в каждую из пробирок по 2-3 капли растворов ацетата натрия и гидрофосфата натрия. Отметить цвет выпавших осадков. В данном случае образуются средние фосфаты, не растворимые в уксусной кислоте. Написать уравнения в молекулярной и ионной формах.

Опыт 7. Гидролиз ортофосфата натрия. В три пробирки внести по 5-6 капель раствора нейтрального лакмуса. Одну пробирку оставить как контрольную, во вторую добавить 3-4 кристалла фосфата натрия, в третью - столько же дигидрофосфата натрия. Содержимое пробирки перемешать до растворения соли. Отметить изменение цвета раствора лакмуса по сравнению с контрольной пробиркой. На увеличение каких ионов указывает изменение окраски лакмуса при растворении фосфата и дигидрофосфата? Написать уравнение первой ступени гидролиза фосфата натрия в молекулярном и ионном видах. Кислотность раствора NaH_2PO_4 обусловлено тем, что из двух реакций: 1) $\text{H}_2\text{PO}_4^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$ 2) $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{OH}^-$, первая протекает интенсивнее, чем гидролиз этого иона, так как сопровождается образованием более слабого электролита HPO_4^{2-} по сравнению с H_3PO_4 ($K_{\text{дисс.}} \text{HPO}_4^{2-} = 4,5 \cdot 10^{-12}$; $K(1)\text{H}_3\text{PO}_4 = 7,9 \cdot 10^{-3}$).

Опыт 10. Гидроксиды сурьмы (III) и висмута (III) и их свойства. В две пробирки внести по 3-4 капли раствора соли сурьмы, в две другие - соли висмута. Во все пробирки прибавить 2н. раствор

щелочи до выпадения осадков. В одну пробирку с осадком гидроксида сурьмы добавить несколько капель 2н. раствора HCl, в другую - щелочи. Наблюдать растворение осадков в обоих случаях. Прodelать аналогичные опыты с гидроксидом висмута, заменив HCl на HNO₃. В обоих ли случаях растворился осадок? Написать уравнения реакций в ионном и молекулярном виде, учитывая, что в избытке щелочи гидроксид сурьмы образует ион [Sb(OH)₆]³⁻. Сделать вывод о свойствах данных гидроксидов.

Опыт 11. Действие перманганата калия на хлорид сурьмы(III) и нитрат висмута (III). В две пробирки поместить по 2-3 капли перманганата калия и 2н. раствора хлороводородной кислоты. В одну из пробирок добавить 3-5 капель раствора хлорида сурьмы, в другую - столько же раствора нитрата висмута. В какой пробирке происходит обесцвечивание перманганата калия? Написать уравнение соответствующей реакции.

Тема 4. Свойства соединений углерода и кремния

Контрольные вопросы

1. Опишите положение углерода и кремния в периодической системе элементов и электронную структуру их атомов?
2. Какова валентность атома углерода в соединениях? Какие степени окисления он проявляет в соединениях?
3. Каковы модификации углерода и кремния? Опишите их свойства.
4. Какова классификация карбидов? Укажите их основные свойства.
5. Назовите оксиды углерода, опишите их свойства.
6. Какова формула угольной кислоты, как она диссоциирует в водных растворах, каковы свойства карбонатов и гидрокарбонатов?
7. Опишите свойства кремниевой кислоты. Какова ее растворимость?
8. Опишите поведение олова и свинца в агрессивных средах.
9. Укажите возможные степени окисления олова и свинца, их относительную устойчивость.
10. Опишите кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства олова и свинца.

Опыт 1. Адсорбционная способность активного угля. В конические колбы наливают по 50 мл воды и по несколько капель растворов лакмуса, фуксина или чернил для авторучек. Приготовленные растворы пропускают через заполненную активированным углем колонку. Наблюдают обесцвечивание растворов.

Опыт 2. Восстановление углем оксида меди. Н лист фильтровальной бумаги смешать один объем порошка оксида меди с двумя объемами порошка углы. Приготовленную смесь поместить в пробирку и нагревать на сильном пламени горелки 10-15 минут, наблюдая сильное раскаливание смеси. После охлаждения пробирки высыпать её содержимое на лист белой бумаги. Отметить цвет полученного продукта. Написать уравнение реакции.

Опыт 3. Восстановление углем серной кислоты В пробирку поместить 2-3 капли концентрированной серной кислоты и маленький кусочек угля. Пробирку осторожно нагреть на маленьком пламени горелки. Наблюдать выделение газа. По запаху определить один из выделяющихся газов. Написать уравнение реакции, учитывая, что углерод окисляется до углекислого газа.

Опыт 4. Взаимодействие CO_2 с водой и раствором щелочи. В одну пробирку наливают воду, в другую - 5%-ный раствор NaOH . Добавляют по 2-3 капли: к воде - раствор синего лакмуса, к NaOH - раствор фенолфталеина. Через растворы в пробирках пропускают диоксид углерода.

Опыт 5 Получение карбонатов щелочноземельных металлов и их растворение в воде. В пробирки набирают по 5-6 капель водных растворов солей: Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} : и прибавляют к ним по столько же раствора Na_2CO_3 . Наблюдают осаждение веществ и отмечают окраску полученных осадков карбонатов. К полученным осадкам добавить по одной капле уксусной кислоты. Что наблюдается? Написать уравнения соответствующих реакций в ионном и молекулярном виде.

Опыт 6. Получение нерастворимых гидроксокарбонатов. В пробирки набирают по 5-6 капель водных растворов солей: Mg^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , Cu^{2+} , Zn^{2+} , Pb^{2+} и прибавляют к ним по столько же раствора Na_2CO_3 . Наблюдают осаждение веществ и отмечают окраску полученных осадков гидроксокарбонатов. Написать уравнения соответствующих реакций в ионном и молекулярном виде.

Опыт 7. Гидролиз карбоната и гидрокарбоната натрия. В две пробирки внести по 3-4 капли нейтрального лакмуса. В одну из пробирок добавить 1-2 капли раствора карбоната натрия, в другую - такое же количество раствора гидрокарбоната натрия. Отметить различие в окраске лакмуса. Написать уравнение в ионном и молекулярном виде по каждой ступени гидролиза. В каком случае гидролиз протекает слабее? Почему?

Опыт 8. Влияние иона CO_3^{2-} на гидролиз некоторых солей. К растворам солей железа (III) и олова (II) добавить по 3-5 капель раствора карбоната натрия. Отметить выделение газа и образование гидроксидов соответствующих металлов. Написать уравнения соответствующих реакций гидролиза указанных солей при добавлении к ним карбоната натрия. Почему гидролиз идет практически до конца?

Опыт 9. Получение кремневой кислоты. (Работать под тягой!). В пробирку наливают 3 мл конц. HCl , 3 мл 10%-го раствора силиката натрия (растворимого стекла) и перемешивают стеклянной палочкой. Получается коллоидный раствор — золь кремневой кислоты. Содержимое пробирки нагревают, при этом происходит коагуляция золя и выделяется студенистый осадок геля кремневой кислоты.

Опыт 10. Выщелачивание стекла. В ступку вносят несколько небольших кусочков стекла, немного воды, тщательно растирают стекло в порошок (работать в защитных очках!) и переносят всю массу в пробирку. Добавляют несколько капель фенолфталеина. Наблюдают изменение окраски индикатора.

Опыт 11. Получение малорастворимых солей кремневой кислоты. В 4 пробирки внести по 3-5 капель растворов солей: в первую - хлорида кальция, во - вторую - нитрата кобальта, в третью - ацетата свинца, в четвертую - сульфата меди. Добавить в каждую пробирку по 2-3 капли раствора силиката натрия. Отметить цвет осадка. Написать уравнения соответствующих реакций.

Тема 5. Свойства d-элементов: марганца и хрома

Контрольные вопросы

1. К какому электронному семейству относятся марганец?
2. Какова электронная структура атома марганца?
3. Какие степени окисления он проявляют в соединениях?
4. Каковы общие правила изменения кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов при повышении степени окисления атома? Продемонстрируйте на примере марганца. Укажите амфотерные оксиды и гидроксиды.
5. Какие формы существования марганца стабильны в средах кислот, щелочей и нейтральной? Какие продукты дает перманганат-ион при восстановлении в разных средах?
6. К какому электронному семейству относятся хром? Какова электронная структура атома хрома?
7. Какие степени окисления он проявляют в соединениях? В какой степени окисления хром не образует устойчивых соединений?
8. Каковы катионная и анионная формы существования хрома (III) в растворах? Каковы условия преимущественного существования той или другой формы?
9. Каковы общие правила изменения кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов при повышении степени окисления атома? Продемонстрируйте на примере хрома.
10. Запишите хромат - дихроматное равновесие. Каковы условия перехода хромата в дихромат и обратно?

Опыт 1. Получение и свойства гидроксида марганца (II). В пробирку набирают 5-6 капель раствора соли Mn^{2+} , добавляют раствор щелочи и взбалтывают. Наблюдают выделение осадка и изменение его окраски вследствие окисления кислородом воздуха. Ис-

пытывают отношение осадка гидроксида к кислотам и растворам щелочей. Написать уравнения реакций получения гидроксида марганца (II), его окисления кислородом воздуха до $Mn(OH)_2$, его взаимодействия с серной кислотой.

Опыт 2. Получение некоторых малорастворимых солей марганца (II). В трех пробирках получить: а) хромат марганца; б) карбонат марганца; в) сульфид марганца взаимодействием хромата калия, карбоната натрия, сульфида аммония и сульфатом марганца (II). Отметить цвета осадков. Раствор сульфида марганца размешать стеклянной палочкой. Отметить изменение цвета осадка. Добавить к каждому осадку 2-4 капли 2н. раствора кислоты.

Опыт 3. Разложение перманганата калия при нагревании. Поместить 3-4 кристаллика перманганата калия в пробирку, укрепить ее в штативе горизонтально и нагревать небольшим пламенем горелки до полного разложения перманганата на диоксид марганца, манганат калия и кислород. (Выделение кислорода и полноту разложения перманганата установить с помощью тлеющей лучинки). После охлаждения пробирки к сухому остатку добавить 5-6 капель воды. Отметить цвет полученного раствора. Какое вещество находится в растворе? Какое в осадке?

Опыт 4. Окисление перманганатом калия сульфата марганца (II). В пробирку внести 3-4 капли раствора перманганата калия и столько же раствора сульфата марганца (II). Отметить исчезновение окраски и образование бурого осадка. Опустить в пробирку синюю лакмусовую бумажку. Какая среда в полученном растворе? Написать уравнение реакции.

Опыт 5. Окисление перманганатом калия спирта в кислой и щелочной среде. В две пробирки внести по 2-3 капли раствора перманганата калия. В одну пробирку добавить 2 капли 2н. раствора серной кислоты, в другую - столько же 2н. раствора щелочи. В обе пробирки добавить 3 капли этилового спирта. Раствор подогреть на маленьком пламени горелки. Отметить изменение цвета раствора в первой пробирке и постепенное восстановление перманганата сначала до манганата, а затем до диоксида марганца во второй. Как изменилась степень окисления марганца? Написать уравнения соответствующих реакций.

Опыт 6. Получение солей хрома (II). В пробирку набирают 10-

12 капель раствора соли Cr^{3+} и добавляют столько же концентрированной HCl . В раствор вносят гранулу цинка и наблюдают изменение окраски раствора.

Опыт 7. Свойства солей хрома (II). Полученный в опыте 6 раствор соли хрома (II) делят на две части. К одной части добавляют концентрированный водный раствор аммиака, к другой части приливают концентрированный раствор ацетата натрия. Наблюдают изменение окраски.

Опыт 8. Свойства оксида хрома (III). Разделить полученный оксид на 2 части, поместить в фарфоровые тигельки. В один из них добавить равный объем пиросульфата калия $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7$, во второй - равный объем карбоната натрия и сплавить полученный смеси. Охладить продукты сплавления, перенести в пробирки и растворить в малом количестве воды. Отметить цвет растворов в двух пробирках. Написать уравнения соответствующих реакций сплавления.

Опыт 9. Гидролиз солей хрома (III). В три пробирки налить раствор сульфата хрома (III). В первую пробирку добавить раствор лакмуса. Как изменился цвет индикатора. Написать уравнение гидролиза в ионной и молекулярной формах. Во вторую пробирку прибавить раствор карбоната натрия до образования осадка $\text{Cr}(\text{OH})_3$. Отметить выделение газа. Написать уравнение совместного гидролиза в ионном и молекулярном видах. В третью пробирку добавить избыток щелочи. Полученный раствор хромита нагреть на водяной бане до выпадения осадка гидроксида хрома (III). Написать уравнение соответствующих реакций.

Опыт 10. Восстановительные свойства солей хрома (III). Хром образует два ряда устойчивых солей — соли хрома (III) и соли хрома (VI). Растворы солей хрома (III) имеют зеленую или фиолетовую окраску. При действии окислителей хром (III) переходит в хром (VI), образующий анионы CrO_4^{2-} (хромат-ионы, желтая окраска) или $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ (бихромат-ионы, оранжевая окраска). Окисление в щелочной среде приводит к образованию хромат-ионов CrO_4^{2-} , в кислой среде — бихромат-ионов $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$. Окисление в щелочной среде проводят пероксидом водорода. В щелочной среде хром (III) находится в виде хромитов: $2\text{CrO}_2^- + 3\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{OH}^- \rightarrow 2\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$.

К 2-3 каплям раствора соли хрома (III) прибавляют 4-5 капель

2 н. раствора NaOH, 2-3 капли 3%-ного раствора пероксида водорода и нагревают несколько минут до тех пор, пока зеленая окраска раствора перейдет в желтую (присущую хромат-иону CrO_4^{2-}). Для подтверждения образования иона CrO_4^{2-} к полученному раствору добавьте соль свинца. Если имеется хромат ион образуется желтый осадок хромата свинца. Объяснить, почему окисление соединений хрома (III) проводят в щелочной среде. Возможно ли самопроизвольное протекание этих реакций в кислой среде? Написать уравнение соответствующего процесса.

Опыт 11. Переход дихромата калия в хромат и обратно. К раствору дихромата калия (3-4 капли) прибавлять по каплям 2 н. раствор NaOH до изменения окраски. Полученный раствор подкислить раствором 2 н. серной кислоты. Наблюдать изменение окраски. Записать реакцию равновесия хромат/дихромат и объяснить влияние среды на это равновесие.

Тема 6. Свойства d-элементов: железа, меди, цинка

Контрольные вопросы:

1. Указать положение меди и серебра в периодической системе элементов. Какова электронная конфигурация их атомов?
2. Почему восстановительные свойства у меди и серебра выражены слабее, чем у щелочных металлов?
3. Какие степени окисления они проявляют в соединениях?
4. Каковы кислотно-основные свойства их оксидов и гидроксидов?
5. Охарактеризуйте склонность меди и серебра к комплексообразованию.
6. Описать отношение меди и серебра к воде, растворам щелочей, кислотам окислителям и кислотам не окислителям.
7. Указать положение цинка и кадмия в периодической системе элементов. Какой из этих элементов обладает наиболее выраженными металлическими свойствами? Почему?
8. Какие степени окисления они проявляют в соединениях?
9. Каковы кислотно-основные свойства их оксидов и гидроксидов?
10. Охарактеризуйте склонность цинка и кадмия к комплексообразованию.

11. Описать отношение цинка и кадмия к воде, растворам щелочей, кислотам окислителям и кислотам не окислителям

12. Какие элементы входят в подгруппу железа? Почему эти элементы объединены в одну подгруппу.

13. Охарактеризовать положение элементов подгруппы железа в периодической системе элементов. Какова их электронная конфигурация? Какие степени окисления могут проявлять эти элементы в своих соединениях?

14. Как ведут себя элементы подгруппы железа в агрессивных средах (вода, растворы кислот и щелочей)?

15. Какой из ионов Fe^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} обладает более сильными восстановительными свойствами? Привести примеры

16. В какой степени окисления ион железа обладает окислительными свойствами? Как можно различить ионы Fe^{2+} и Fe^{3+} .

17. Охарактеризовать кислотно-основные свойства гидроксидов элементов подгруппы железа. Чем отличается поведение гидроксидов этих элементов в растворе аммиака?

18. Сравните комплексообразующие свойства элементов подгруппы железа.

Опыт 1. Получение гидроксида меди (II) и исследование его свойства. а) Внести в пробирку по 3-4 капли раствора сульфата меди (II) и 2н. раствора щелочи. Отметить цвет выпавшего осадка гидроксида меди (II). Осторожно нагреть пробирку с полученным осадком. Как изменяется цвет осадка при превращении гидроксида меди (II) в оксид? Написать уравнения реакций образования гидроксида меди (II) и его разложения.

б) Получить в двух пробирках гидроксид меди (II). К полученным осадкам прибавить в одну пробирку 5-6 капель 2н. раствора серной кислоты, в другую - столько же 2н. раствора щелочи. В каком случае происходит растворение осадка? Какой вывод можно сделать из этого опыта о свойствах гидроксида меди (II)? В избытке концентрированного раствора щелочи гидроксид меди (II) растворяется с образованием купратов типа $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{OH})_4]$. Однако последние весьма неустойчивы и при разбавлении раствора разлагаются с выделением $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Это показывает, что кислотные свойства гидроксида меди (II) выражены чрезвычайно слабо.

Опыт 2. Получение малорастворимых солей меди (II).

а) сульфида меди (II) В пробирку с раствором сульфата меди (2- 3 капли) прибавить столько же сероводородной воды. Отметить цвет выпавшего осадка сульфида меди (II). Написать уравнения его образования в ионном и молекулярном видах.

б) основного карбоната меди (II) В пробирку с раствором сульфата меди (II) (2-3 капли) прибавить такое же количество раствора соды. Наблюдать выпадение зеленого осадка гидрокарбоната меди $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$. Почему при взаимодействии солей меди с раствором соды выпадает не средний карбонат меди? Написать уравнение реакции взаимодействия сульфата меди (II) с содой при участии воды.

Опыт 3. Получение иодида меди (I). Внести в пробирку по 3 капли растворов сульфата меди (II) и иодида калия. Отметить образование осадка и окрашивание содержимого пробирки в желтый цвет. Доказать с помощью крахмала, что желтая окраска обусловлена выделением свободного йода. Для определения цвета выпавшего осадка иодида меди (I) необходимо свободный йод, маскирующий своей окраской цвет осадка, перевести в бесцветный ион. Для этого прибавить в пробирку несколько капель сульфита натрия до исчезновения желтой окраски. Осадок сохранить для опыта 4. Каков цвет иодида меди (I)? Написать уравнения соответствующих реакций.

Опыт 4. Комплексные соединения меди.

а) комплексный тиосульфат меди (I). В пробирку с осадком иодида меди (I), полученном в опыте 3, прибавить несколько капель раствора тиосульфата натрия. Наблюдать полное растворение осадка, происходящее вследствие образования хорошо растворимого комплексного тиосульфата меди (I). Написать уравнение протекающей реакции, учитывая, что ионы $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ являются монодентатными лигандами, координационное число Cu^{2+} равно 2.

б) аминокомплекс меди (II). В пробирку с раствором сульфата меди (II) (2-3 капли) прибавить по каплям раствор аммиака до полного растворения осадка основной соли $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$, выпавшего при добавлении первых капель раствора аммиака. Отметить

окраску исходного раствора сульфата меди и раствора, получившегося после растворения осадка. Написать уравнения соответствующих реакций.

Опыт 5. Получение оксида серебра. В пробирку с раствором нитрата серебра (3-4 капли) прибавить несколько капель 2н. раствора гидроксида натрия до выпадения осадка оксида серебра. Какое заключение о прочности гидроксида серебра можно сделать на основании опыта? Написать уравнения реакций образования гидроксида серебра и его распада.

Опыт 6. Получение гидроксида железа (II) и его свойства. В солях железа (II) вследствие частичного окисления на воздухе всегда присутствует железо (III). Поэтому во всех опытах по изучению свойств железа (II) берут наиболее устойчивую двойную соль Мора $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Почему соль Мора более устойчива, чем сульфат железа (II)? Почему раствор соли Мора должен быть свежеприготовленным? В пробирку с 3-4 каплями соли Мора прилить 2н. раствор щелочи до выпадения зеленоватого осадка гидроксида железа (II). Перемешать палочкой и наблюдать через 1-2 минуты побурение осадка вследствие его окисления в гидроксид железа (III). Проверить как взаимодействует свежеполученный гидроксид железа (II) с 2н. растворами HCl и KOH. Сделать выводы о свойствах гидроксида железа (II). Написать уравнения соответствующих реакций в ионном и молекулярном видах. В уравнениях вместо соли Мора можно пользоваться формулой сульфата железа, т.к. двойная соль Мора практически полностью диссоциирует на ионы при растворении в воде на все составляющие её ионы.

Опыт 7. Действие на соли железа (II) гексацианоферрата (III) калия. Данная реакция является качественной реакцией на ион Fe^{2+} . К раствору соли Мора добавить небольшое количество раствора гексацианоферрата (III) калия (красной кровяной соли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$). Отметить цвет образовавшегося осадка (турнбулева синь), указать химическое название и формулу полученного вещества. Написать уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

Опыт 8. Действие на соли железа (III) гексацианоферрата (II) калия. Данная реакция является качественной реакцией на ион Fe^{3+} . К раствору хлорида железа (III) добавить небольшое количество

раствора гексацианоферрата (II) калия (желтой кровяной соли $K_4[Fe(CN)_6]$). Отметить цвет образовавшегося осадка (берлинская лазурь), указать химическое название и формулу полученного вещества. Написать уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

Опыт 9. Получение гидроксида железа (III) и его свойства. До сих пор существование $Fe(OH)_3$ не доказано экспериментально. Формулу гидроксида железа (III) правильнее записывать в виде $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$. часть этого осадка, по-видимому, представляет собой $FeO(OH)$. Несмотря на отсутствие взаимодействия со щелочами при обычных условиях гидроксид железа (III) слабо амфотерен. Кислотные свойства он проявляет только при сплавлении со щелочами или карбонатами щелочных металлов. При этом образуются соли железистой кислоты - ферриты. Водой они полностью гидролизуются. В две пробирки внести по 5-6 капель раствора хлорида железа(III) и добавить по 3-4 капли 2н. раствора щелочи. Что наблюдается? В одну пробирку добавить разбавленной кислоты до растворения осадка, во второй проверить растворимость осадка в щелочи. Написать уравнения реакций: 1) взаимодействия хлорида железа (III) с раствором щелочи с образованием $Fe(OH)_3$. 2) растворение гидроксида железа в кислоте.

Опыт 10. Гидролиз солей железа. а) сульфата железа (II) Поместить в пробирку раствор нейтрального лакмуса и добавить микрошпатель соли Мора. Размешать стеклянной палочкой. Установить по цвету лакмуса реакцию среды в полученном растворе. Написать уравнение реакции гидролиза.

б) хлорида железа (III). Поместить в пробирку раствор нейтрального лакмуса и добавить микрошпатель хлорида железа (III). Размешать стеклянной палочкой. Установить по цвету лакмуса реакцию среды в полученном растворе. Написать уравнение реакции гидролиза.

в) хлорида железа (III) в присутствии соды. Поместить в пробирку 3-4 капли раствора хлорида железа (III) и прибавить по каплям раствор соды. Отметить выпадение в осадок гидроксида $FeO(OH)$. Какой газ выделяется? Написать уравнение реакции.

Опыт 11. Комплексные соединения железа. а) комплексного фторида железа (III) В пробирку с 3-4 каплями раствора FeCl_3 добавить 1 каплю 0,01н. раствора роданида аммония и 2 капли 2н. раствора фтороводородной кислоты. Что наблюдается? Учитывая, что комплексный ион $[\text{FeF}_6]^{3-}$ бесцветен, объяснить наблюдаемое явление и написать уравнения соответствующих реакций.

Тема 7. Изучение аналитических реакций на исследуемые анионы и катионы

Контрольные вопросы:

1. Что такое качественный анализ? Каковы его задачи?
2. Какие реакции называются аналитическими?
3. Какими внешними эффектами могут сопровождаться аналитические реакции?
4. Какие условия влияют на ход реакций?
5. Приведите примеры катионов и анионов, которые могут быть обнаружены с помощью окислительно-восстановительных реакций.
6. Присутствие каких ионов может быть обнаружено по образованию летучих веществ: SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , SO_3^{2-} , CO_3^{2-} , Na^+ , NH_4^+ ?
7. Какие ионы образуют окрашенные комплексные соединения: Cu^{2+} , Fe^{2+} , Ag^+ , Fe^{3+} , Zn^{2+} , Co^{2+} ?
8. Как доказать наличие Cu^{2+} и Ag^+ в одном растворе?

Основной задачей качественного анализа является идентификация веществ, находящихся в интересующих нас объектах (продукты питания, лекарственные препараты, технологические растворы, сточные и природные воды, минералы и т.д.). В качественном анализе используют только те реакции, которые сопровождаются каким-либо внешним эффектом (аналитическим признаком). Наиболее часто используемые аналитические признаки - это изменение цвета раствора, образование осадка, выделение газа. Реакции, по результатам которых делают вывод о присутствии или отсутствии определяемых веществ, называют аналитическими. Особенность аналитических реакций в том, что они должны проводиться при определенных, разработанных для данной реакции внешних

условиях, иначе результат реакции окажется недостоверным. По технике проведения аналитических реакций различают их виды: осадочные; микрокристаллические; сопровождающиеся выделением газов; проводимые на бумаге; экстракционные; цветные в растворах; окрашивание пламени. При проведении наиболее распространенных –осадочных реакций отмечают цвет и характер осадка (кристаллический, аморфный), при необходимости проводят дополнительные испытания: проверяют растворимость осадка в сильных и слабых кислотах, щелочах, гидроксиде аммония или других, указанных для данного осадка, реагентах. Для некоторых осадков характерным признаком является форма кристаллов, и реакцию проводят в микрокристаллическом варианте. Осадок получают на стеклянной пластинке и форму его кристаллов изучают под микроскопом. При проведении реакций с выделением газа идентифицируют газ: отмечают его цвет и запах, окраску от газа влажной индикаторной бумаги.

Ход выполнения качественного состава соли (раствора, содержащего несколько солей)

Предварительные испытания

1. Цвет раствора. Обратите внимание на окраску анализируемого раствора. Некоторые катионы имеют окраску: Cu^{2+} – голубую, Fe^{3+} – желтую, Cr^{3+} – сине-фиолетовую, Co^{2+} – розовую, CrO_4^{2-} – желто-коричневую. Конечно, вывод о наличии или отсутствии ионов по окраске – только ориентировочный.

2. Анализ pH раствора. С помощью универсальной индикаторной бумаги определите pH водного раствора анализируемой соли и pH дистиллированной воды, находящейся в равновесии с воздухом. Если значения pH равны – соль гидролизу не подвергается. Сдвиг pH в кислую область указывает на то, что соль образована слабым основанием, т.е. в растворе могут быть катионы: NH_4^+ , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Co^{2+} , Cu^{2+} , Al^{3+} , Cr^{3+} , Pb^{2+} .

Если pH водного раствора больше pH дистиллированной воды, можно предположить наличие в контрольном растворе анионов слабых кислот SO_3^{2-} , CO_3^{2-} , S^{2-} .

Групповые реакции катионов

1. *Обнаружение катионов, образующих нерастворимые кар-*

бонаты. К 5 каплям анализируемого раствора добавляют 3-4 капли раствора карбоната калия и отмечают, образовался ли осадок. Какие из изучаемых ионов образуют растворимые карбонаты?

2. *Обнаружение катионов, образующих нерастворимые гидроксиды.* К 10-15 каплям анализируемого раствора добавляют по каплям 2 М раствор гидроксида натрия. Наблюдают, образовался ли осадок. $Mg(OH)_2$, $Pb(OH)_2$, $Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$ – белого цвета; $Mn(OH)_2$ – белый, постепенно темнеющий на воздухе; $Fe(OH)_2$ – белый, постепенно зеленеющий, а затем принимает бурый оттенок. $Cr(OH)_3$ – хлопья, от серо-зеленого до фиолетового цвета. $Cu(OH)_2$ – голубого цвета. При большой концентрации иона Ca^{2+} возможно образование осадка $Ca(OH)_2$ (белый).

3. *Обнаружение катионов, образующих прочные гидроксокомплексы.* Осадок гидроксидов, полученных при испытании 2, делят на две части. К одной части раствора добавляют концентрированный раствор гидроксида натрия. Растворение осадка происходит за счет образования растворимых гидроксокомплексов $[Pb(OH)_4]^{2-}$, $[Al(OH)_4]^-$ (бесцветные), $[Cr(OH)_4]^-$ (сине-фиолетовый).

4. *Обнаружение катионов, образующих прочные амминокомплексы.* Ко второй части осадка гидроксидов добавляют концентрированный раствор аммиака. Наблюдают, растворяется ли осадок, отмечают цвет раствора. Растворы амминокомплексов: $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ – ярко-синий, $[Co(NH_3)_4]^{2+}$ – грязно-желтый, переходящий в сине-вишневый за счет окисления Co^{2+} до Co^{3+} .

Характерные реакции катионов

Выявив группу катионов, проводят характерные реакции на индивидуальные катионы из группы. Реакции описаны и проводились в ранее выполненных работах. Характерные реакции рекомендуется проводить со «свидетелем», т.е. одним и тем же реактивом действовать и на анализируемый раствор, и на раствор соли, содержащей ион, наличие которого предполагается. По результатам предварительных испытаний, групповых и характерных реакций, делают вывод о том, какой катион присутствует в анализируемом растворе.

Ограничение круга анионов

Из схемы дальнейших исследований исключают те анионы, которые образуют нерастворимые соли с обнаруженным катионом.

Например, если обнаружен ион Pb^{2+} , то в растворе не могут присутствовать анионы Cl^- , SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , CO_3^{2-} , CrO_4^{2-} .

Групповые реакции анионов

1. *Обнаружение анионов, образующих нерастворимые соли бария.* К 10-15 каплям анализируемого раствора (если исходный раствор кислый, его нейтрализуют гидроксидом аммония) добавляют 6-8 капель раствора BaCl_2 . Образуется ли осадок? Проверить его растворимость в соляной кислоте. Нерастворимые в воде, но растворяющиеся в соляной кислоте соли бария — BaSO_3 , BaCO_3 , $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$. Все осадки белого цвета.

2. *Обнаружение анионов, образующих нерастворимые соли серебра.* К 10-15 каплям анализируемого раствора (если исходный раствор кислый, его нейтрализуют гидроксидом аммония) добавляют 1 каплю раствора AgNO_3 и 1 каплю раствора HNO_3 . В осадок переходят галогенид-ионы (AgCl — белый, AgBr и AgI — желтые).

3. *Обнаружение анионов летучих кислот.* К 10-15 каплям анализируемого раствора добавляют 2-3 капли раствора H_2SO_4 . Выделяется ли газ? Каков его цвет и запах? Анионы летучих кислот выделяют при подкислении следующие газообразные продукты: карбонат — CO_2 (бесцветный, без запаха); сульфит — SO_2 (бесцветный, резкий запах); тиосульфат — SO_2 , с одновременным помутнением раствора (выделяется сера); сульфид — H_2S (бесцветный, запах тухлых яиц заметен еще без подкисления, при подкислении усиливается); нитрит — NO_2 (бурый, цвет хорошо заметен, запах отвратительный, его не проверяют — ядовит!).

Характерные реакции анионов

Выявив группу, проводят характерные реакции на индивидуальные анионы (описаны в ранее выполненных работах). Рекомендуется проводить реакции со «свидетелем». По результатам групповых и характерных реакций на катионы и анионы делают вывод о составе соли.

Оформление отчета по работе

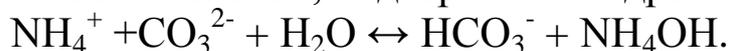
В отчете описывают этапы выполнения работы. Обязательно отмечают, какие операции проводились (реактивы, условия, оборудование), что при этом наблюдалось, какие были сделаны выводы. Формулируют вывод по работе в целом. Приводят уравнения реакций, давших положительный эффект.

Описание качественных реакций на некоторые катионы

Опыт 1. Обнаружение иона NH_4^+ . Взаимодействие с растворами щелочей или реактивом Несслера.

Опыт 2. Обнаружение Ca^{2+} -ионов. Карбонат аммония образует с ионами Ca^{2+} белый аморфный осадок известняка, переходящий при нагревании и последующем отстаивании в мелко кристаллический: $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3 \downarrow$.

Реакцию проводят в аммиачной (слабощелочной) среде в присутствии NH_4OH при температуре около 70°C . Эти условия вызваны тем, что $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ как соль, образованная слабым основанием и слабой кислотой, подвергается гидролизу:



Ионы HCO_3^- не могут осаждать ионы Ca^{2+} , так как образуют растворимую соль $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$. Добавление продукта гидролиза NH_4OH подавляет гидролиз.

Внесите в пробирку 2 капли раствора CaCl_2 , прибавьте по 1 капле 2 н. растворов NH_4OH и NH_4Cl , нагрейте смесь на водяной бане и добавьте 3 капли раствора $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$.

Опыт 3. Обнаружение Cr^{3+} -ионов.

Взаимодействие с растворами щелочей. Ион хрома (III) образует амфотерные гидроксид, реагирующий со раствором щелочи с образованием раствора изумрудного цвета.

В пробирку налить несколько капель соли хрома (III) и по каплям добавлять разбавленный раствор щелочи, проходя этапы образования осадка и его растворения с образованием зеленого раствора.

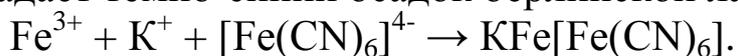
Опыт 4. Обнаружение Fe^{3+} -ионов.

Растворы солей железа (III) имеют желтую или красно-бурую окраску.

а) *Действие щелочей и гидроксида аммония*. Едкие щелочи NaOH , KOH и гидроксид аммония NH_4OH дают с Fe^{3+} красно-бурый осадок $\text{Fe}(\text{OH})_3$. В отличие от $\text{Cr}(\text{OH})_3$ гидроксид железа (III) практически не обладает амфотерными свойствами и поэтому не растворим в избытке щелочи.

б) *Реакция с гексацианоферратом (II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$* . Поместите в пробирку или на стеклянную пластинку 1-2 капли рас-

твора какой-либо соли железа (III), подкислите раствор 1-2 каплями HCl и прибавьте 2-3 капли раствора гексацианоферрата (II) калия. Выпадает темно-синий осадок берлинской лазури:



Течению этой реакции способствует умеренное подкисление раствора (pH = 2). Слишком сильное подкисление не рекомендуется, осадок при этом растворится, как и при добавлении избытка реагента. Щелочи разлагают берлинскую лазурь с выделением Fe(OH)₃.

в) *Реакция с роданидом аммония.* Поместите в пробирку 1 каплю раствора какой-либо соли железа (III), разбавьте 5 каплями дистиллированной воды и добавьте 3-5 капель раствора NH₄CNS. При этом появится кроваво-красное окрашивание. В зависимости от концентрации роданид-иона могут образоваться комплексы различного состава: $\text{Fe}^{3+} + \text{SCN}^- \rightarrow [\text{FeSCN}]^{2+}$, $\text{Fe}^{3+} + 2\text{SCN}^- \rightarrow [\text{Fe}(\text{SCN})_2]^+$, $\text{Fe}^{3+} + 3\text{SCN}^- \rightarrow [\text{Fe}(\text{SCN})_3]$ и так далее до образования $[\text{Fe}(\text{SCN})_6]^{3-}$. Поскольку реакция обратима, избыток реагента усиливает окраску.

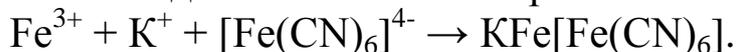
Опыт 5. Обнаружение Fe²⁺-ионов.

Растворы солей железа (II) окрашены в бледно-зеленый цвет. Разбавленные растворы бесцветны. Ион Fe²⁺ в растворе неустойчив и под действием кислорода воздуха постепенно окисляется до иона Fe³⁺: $4\text{Fe}^{2+} + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{FeOH}^{2+}$.

а) *Действие щелочей.* Едкие щелочи NaOH и KOH осаждают Fe²⁺ в виде Fe(OH)₂: $\text{Fe}^{3+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$. Если осаждение вести без доступа воздуха, то выпадает осадок белого цвета. В обычных условиях, в результате частичного окисления, он имеет грязно-зеленую окраску, которая при контакте с воздухом переходит в бурую.

б) *Реакция с гексацианоферратом (III) калия K₃[Fe(CN)₆].*

Поместите в пробирку или на пластинку 1-2 капли раствора соли железа (II), и добавьте 1-2 капли гексацианоферрата (III) калия. Образуется синий осадок, состав которого, по современным данным совпадает с составом «берлинской лазури»:



Опыт 6. Обнаружение Pb²⁺-ионов.

Взаимодействие с иодидом калия, хроматом калия, хлоридом

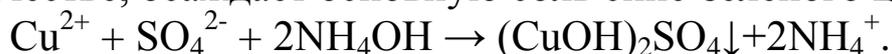
калия (описание в лабораторной работе).

Опыт 7. Обнаружение Cu^{2+} -ионов.

Растворы солей меди (II) окрашены в голубой или зеленый цвет.

а) *Действие щелочей.* Едкие щелочи NaOH и KOH образуют с Cu^{2+} голубой осадок $\text{Cu}(\text{OH})_2$: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$

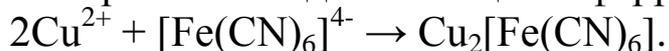
б) *Действие аммиака.* Аммиачные комплексы меди обладают большой прочностью. Аммиак NH_4OH , прибавленный в небольшом количестве, осаждает основную соль сине-зеленого цвета:



Осадок легко растворяется в избытке реагента с образованием комплексного иона $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ интенсивно синего цвета: $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4 + 8\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow 2[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$.

К 1 капле раствора сульфата меди (II) прибавьте 1-2 капли разбавленного раствора аммиака, наблюдайте выпадение осадка основной соли. Добавьте избыток раствора аммиака.

в) *Реакция с гексацианоферратом (II) калия.* К нескольким каплям раствора соли меди (II) добавьте 1-2 капли $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Образуется красный осадок гексацианоферрата меди:



Реакцию следует проводить при $\text{pH} < 7$. В аммиачной среде осадок растворяется.

Список рекомендуемой литературы

1. Коровин Н.В. Общая химия [Текст]: учебник/ Н.В. Коровин. - М.: Высш. шк., 2007 г. – 557с.
2. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия [Текст]: учебник/ Н.С. Ахметов. - М.: Высш. шк., 2006 г. – 743 с.
3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии [Текст]: учебное пособие /под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. - М.: Интеграл-Пресс, 2006 г. – 240с.
4. Бурькина О. В. Химия элементов [Электронный ресурс] : учебное пособие : [для студентов направлений 020100.62 «Химия», 020100.65 «Фундаментальная и прикладная химия», 022000.62 «Экология и природопользование», 280700.62 «Техносферная безопасность», 260100.62 «Технология продуктов питания из растительного сырья», 260200.62 «Технология продуктов питания жи-

вотного происхождения», 240100.62 «Химическая технология»]. – Курск: [б.и.], 2014. - Ч.1 : Свойства р-элементов и их соединений, 2014. - 266 с.

5. Общая химия. Избранные главы [Текст] : учебное пособие / В. В. Вольхин. - 2-е изд., перераб. и доп. - СПб. : Лань, 2008. - 384 с.

6. Лидин Р.А. Задачи по общей и неорганической химии [Текст]: учебное пособие / Р.А. Лидин, В.А. Молочко, Л.А. Андреева. - М.: Владос, 2004.-207с.

7. Рыбалкина, М.М. Нанотехнологии для всех [Текст] / М.М. Рыбалкина. - М.: NanotechnologyNewsNetwork, 2005г. – 444с.

8. Основные законы химии и стехиометрические законы. Классификация и номенклатура неорганических веществ [Электронный ресурс]: методические указания к самостоятельной работе студентов технических специальностей по дисциплине «Химия»/ Юго-Западный государственный университет, кафедра химии; ЮЗГУ; сост.: И. В. Савенкова, Е. А. Фатьянова. – Курск: ЮЗГУ, 2011. – 28с.

9. Закон эквивалентов и его применение в химических расчётах [Электронный ресурс]: методические указания к лабораторной работе «Определение эквивалента неизвестного металла» по дисциплине «Химия»/ Курск.гос. техн. ун-т, кафедра общей и неорганической химии, КурскГТУ; сост.: Ф. Ф. Ниязи, Н. В. Кувардин. – Курск: КурскГТУ, 2010. – 20 с.

10. Концентрация растворов и способы её выражения: методические указания к самостоятельной работе по дисциплине «Химия» /Юго-Западный государственный университет, кафедра химии; ЮЗГУ; сост.: О.В. Бурькина. – Курск: ЮЗГУ, 2013. - 22с.

11. Основы химической термодинамики [Электронный ресурс]: методические указания к самостоятельной работе по дисциплине «Химия» для студентов нехимических специальностей/ Юго-Западный государственный университет, кафедра химии; ЮЗГУ; сост.: В.С. Аксёнов, В.С. Мальцева. – Курск: ЮЗГУ, 2013. -30 с.

12. Скорость химических реакций [Электронный ресурс]: методические указания к самостоятельной работе по дисциплине «Химия» для студентов всех специальностей/ Юго-Западный государственный университет, кафедра химии; ЮЗГУ; сост.: В.С. Аксе-

нов, О.В. Бурыкина, В.С. Мальцева, Е.А. Фатьянова, И.В. Савенкова, Н.В. Кувардин. – Курск: ЮЗГУ, 2012. - 24 с.

13. Химическое равновесие [Электронный ресурс]: методические указания по дисциплине «Химия» для студентов технических специальностей/ Юго-Западный государственный университет, кафедра химии; ЮЗГУ; сост.: И.В. Савенкова. – Курск: ЮЗГУ, 2013. - 14 с.

14. Строение электронной оболочки атома. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева [Электронный ресурс]: методические указания к самостоятельной работе по дисциплине «Химия» для студентов технических специальностей / Юго-Западный государственный университет, кафедра химии; ЮЗГУ; сост.: И.В. Савенкова, В.С. Мальцева. – Курск: ЮЗГУ, 2013. - с.22.

15. Коллигативные свойства растворов [Электронный ресурс]: методические указания к самостоятельной работе по дисциплине «Химия» / Юго-Западный государственный университет, кафедра химии; ЮЗГУ; сост.: О. В. Бурыкина. – Курск: ЮЗГУ, 2012. - с.21.

16. Равновесия в растворах электролитов [Электронный ресурс] : методические указания по выполнению лабораторных занятий и самостоятельной работы для студентов технических специальностей / Юго-Западный государственный университет, кафедра химии ; ЮЗГУ ; сост.: И. В. Савенкова, Е. А. Фатьянова. - Курск : ЮЗГУ, 2013. - 35 с.

17. Комплексные соединения [Электронный ресурс]: методические указания к самостоятельной работе по дисциплине «Химия»/ Юго-Западный государственный университет, кафедра химии; ЮЗГУ; сост.: В.С.Аксенов, В.С.Мальцева, О.В. Бурыкина. – Курск: ЮЗГУ, 2013. - с.21.

18. Окислительно-восстановительные реакции. Поведение металлов в агрессивных средах [Электронный ресурс]: методические указания к лабораторной работе для студентов нехимических специальностей по дисциплине "Химия" / Юго-Западный государственный университет, кафедра химии; ЮЗГУ ; сост. И. В. Савенкова. - Курск : ЮЗГУ, 2013. - 20 с.

19. Основы электрохимических процессов: Гальванический элемент. Электролиз [Электронный ресурс]: методические указания

к самостоятельной работе по дисциплине «Химия» для студентов нехимических специальностей/ Юго-Западный государственный университет, кафедра химии; ЮЗГУ; сост.: Ф.Ф. Ниязи, Е.А. Фатьянова. – Курск: ЮЗГУ, 2013. - 26с.

20. Коррозия металлов. Методы защиты от коррозии [Электронный ресурс]: методические указания к лабораторной работе по химии/ Юго-Западный государственный университет, кафедра химии; ЮЗГУ; сост.: И.В. Савенкова, Е.А. Фатьянова. – Курск: ЮЗГУ, 2013. – 22 с.