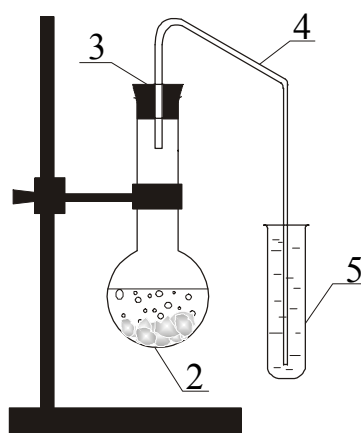
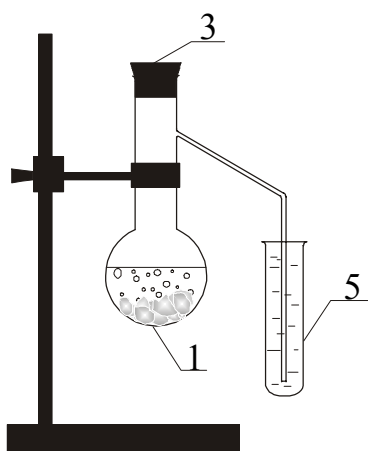




Стась Н. Ф. Князева Е.М.

8

лабораторных работ по неорганической ХИМИИ



При изучении второй части дисциплины «Общая и неорганическая химия» – химии элементов периодической системы Д.И. Менделеева большое познавательное значение имеет лабораторный практикум.

Данная учебно-методическая разработка представляет собой сборник описаний лабораторных работ, которые выполняют студенты химических направлений и специальностей Томского политехнического университета в курсе «Общая и неорганическая химия» при изучении его второй части - химии элементов и их соединений. Навыки проведения лабораторного эксперимента студенты к этому времени уже имеют, т.к. ими выполнена программа изучения общей химии. Поэтому основное внимание уделено познавательному значению каждого опыта, умению наблюдать самые тонкие особенности реакций и делать по ним правильные выводы о свойствах соединений.

Начиная с 2001 – 2002 учебного года, время аудиторных занятий лабораторного практикума по неорганической химии сокращено до 16 часов, поэтому приходится выбирать самые важные работы. Мы выбрали работы, иллюстрирующие химию галогенов, серы, азота, фосфора, сурьмы и висмута, р-элементов 4-й группы, хрома, марганца, железа, кобальта и никеля. В лабораторный практикум по неорганической химии включена также работа «Качественные реакции», которая выполняется первой, пока не начитан лекционный материал, и которая расширяет химический кругозор студентов – химиков.

Число опытов в каждой работе превышает временные возможности одного занятия, поэтому у преподавателей имеется возможность выбора в зависимости от цели занятия, подготовленности студентов, наличия реактивов и т.д.

Во всех лабораторных работах имеется небольшое теоретическое введение, которое акцентирует внимание студентов на наиболее важных свойствах и закономерностях, изучаемых экспериментально. Это повышает интерес студентов к работе, придает им целенаправленность и практический смысл.

Готовность студентов к лабораторным занятиям проверяется в компьютерном классе кафедры общей и неорганической химии по системе программированного контроля. Компьютеры по специальной программе генерируют варианты проверочных заданий из банка вопросов, заложенных в их память. В ближайшее время эти вопросы будут изданы в качестве приложения к данному учебному пособию.

Работа 1. КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ

Одно из важнейших применений химии – анализ веществ. Химический анализ подразделяется на качественный и количественный. Качественным анализом производится идентификация вещества и устанавливают наличие в нём тех или иных примесей. Количественным анализом устанавливается содержание основного вещества и примесей. Качественный анализ предшествует количественному. Качественный анализ отвечает на вопрос «что?» (присутствует в веществе), а количественный – на вопрос «сколько?».

Качественный анализ неорганической веществ основан на обнаружении в растворах этих веществ катионов и анионов с помощью характерных качественных реакций. *Характерной называют реакцию, сопровождающуюся изменением окраски, выпадением осадка, растворением осадка или выделением газа.* Характерная качественная реакция является *селективной*, т.е. с её помощью данный элемент обнаруживается в присутствии многих других элементов.

Важной характеристикой качественной реакции является её *чувствительность*. Чувствительность выражается наименьшей концентрацией раствора, при которой данный элемент еще может быть уверенно обнаружен без предварительной обработки раствора с целью увеличения его концентрации.

Все катионы подразделяются на пять аналитических групп, а анионы – на три. Имеются такие качественные характерные реакции, с помощью которых та или иная аналитическая группа катионов (анионов) может быть отделена от раствора осаждением. Такие реакции называются *групповыми*. В данной работе групповые характерные реакции не изучаются.

Качественные характерные реакции на отдельные ионы, обладающие селективностью и высокой чувствительностью, называются *специфическими*. Такие реакции изучаются в данной работе.

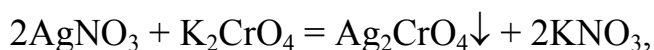
Экспериментальная часть

Цель работы. Провести характерные специфические реакции на некоторые катионы и анионы, отразить их сущность химическими уравнениями и познакомиться с внешними проявлениями качественных реакций.

Опыт 1. Качественные реакции на катионы серебра

Для обнаружения катионов Ag^+ используются его реакции с хроматом калия, щелочами и галогенидами щелочных металлов.

1. *Хромат калия* K_2CrO_4 образует с ионами Ag^+ кирпично-красный осадок хромата серебра Ag_2CrO_4 :

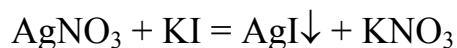
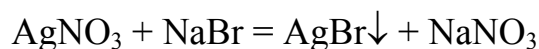
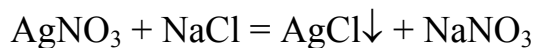


который растворяется в азотной кислоте и растворе аммиака, но не растворяется в уксусной кислоте.

2. Гидроксиды (NaOH или KOH) образуют с ионами Ag^+ осадок AgOH , разлагающийся с образованием оксида серебра (I) бурого цвета:



3. *Растворы галогенидов* (хлоридов, бромидов и йодидов) образуют с ионами Ag^+ белый творожистый осадок хлорида AgCl , бледно-зеленый – бромида AgBr и желтый – йодида AgI :



Осадок хлорида серебра хорошо растворяется в растворе аммиака (гидроксида аммония NH_4OH) с образованием комплексного соединения:

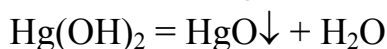
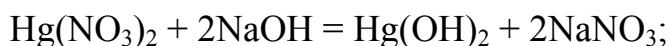


бромид серебра растворяется в NH_4OH частично, а йодид серебра практически нерастворим.

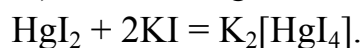
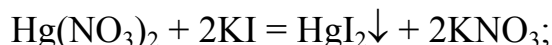
Получив от лаборанта раствор нитрата серебра, провести все реакции, написать их уравнения и указать признаки, по которым обнаруживаются катионы серебра. Сделать вывод о том, какая из реакций является наиболее чувствительной.

Опыт 2. Качественные реакции на катионы ртути

1. *Щелочи* образуют с солями ртути (II) желтый осадок HgO , так как образующийся по ионообменной реакции гидроксид ртути (II) неустойчив:



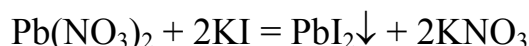
2. *Йодид калия* образует с ионами Hg^{2+} оранжево-красный осадок йодида ртути (II), который в избытке реактива растворяется, образуя в растворе бесцветное устойчивое комплексное соединение тетраiodогидраргират (II) калия:



Провести реакции, указать признаки обнаружения катионов Hg^{2+} и сделать вывод о том, какая из этих реакций является более чувствительной.

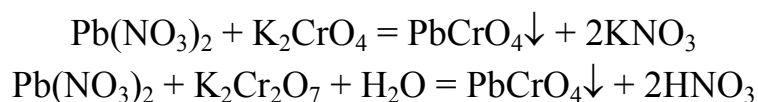
Опыт 3. Качественные реакции на катионы свинца

1. *Йодид калия* образует с ионами Pb^{2+} желтый осадок йодида свинца (II):



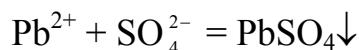
Получив осадок, прибавьте в пробирку несколько капель воды и 2 н. раствора уксусной кислоты и нагрейте. При этом осадок растворяется, но при охлаждении (погружении пробирки в холодную воду) йодид свинца (II) снова появляется в виде блестящих золотистых кристаллов. Эта специфическая для Pb^{2+} реакция является одной из наиболее красивых реакций в аналитической химии.

2. *Хромат и дихромат калия* образуют с катионами Pb^{2+} один и тот же осадок – хромат свинца (II) желтого цвета:

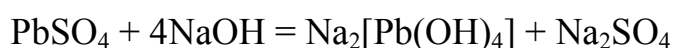


Осадок растворяется в растворах щелочей, в растворе аммиака и в уксусной кислоте, а в разбавленной азотной кислоте растворяется частично. Эта реакция на ионы Pb^{2+} является наиболее чувствительной.

3. *Серная кислота* и растворимые *сульфаты* осаждают ион Pb^{2+} в виде белого осадка сульфата свинца(II):



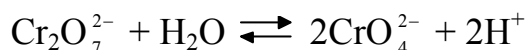
Осадок растворим при нагревании в растворах щелочей, вследствие образования тетрагидроксоплюмбатов (II), например:



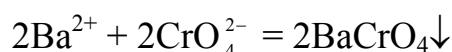
Провести реакции и написать их уравнения.

Опыт 4. Качественные реакции на катионы бария

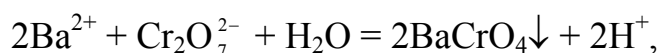
Дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ образует с ионами Ba^{2+} желтый осадок BaCrO_4 , а не BaCr_2O_7 , как можно было бы ожидать. Объясняется это тем, что в растворе дихромата калия имеются ионы CrO_4^{2-} , которые образуются в результате взаимодействия ионов $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ с водой по обратимой реакции:



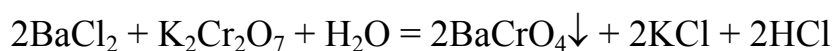
Концентрация ионов CrO_4^{2-} невелика, но она все же достаточна для того, чтобы образовался осадок BaCrO_4 , произведение растворимости которого намного меньше, чем произведение растворимости дихромата бария:



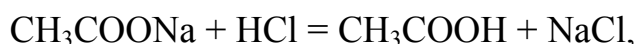
При сложении обоих уравнений получают общее ионное уравнение этой специфической реакции:



по которому можно написать молекулярное:



Осадок хромата бария растворим в сильных кислотах и не растворим в уксусной кислоте. Сильная кислота HCl образуется при самой реакции, поэтому полного осаждения BaCrO_4 не происходит. Но если к исходному раствору хлорида бария прибавить избыток ацетата натрия (CH_3COONa), то соляная кислота будет взаимодействовать с ним с образованием слабой уксусной кислоты:



в которой BaCrO_4 нерастворим.

Ионы Ca^{2+} и Sr^{2+} с дихроматом калия осадков не образуют и обнаружению бария не мешают, поэтому рассмотренная реакция применяется не только для открытия ионов Ba^{2+} , но и для отделения их от ионов кальция и стронция.

Осадок BaCrO_4 образуется также при действии на растворы солей бария хроматом калия K_2CrO_4 . Однако хромат калия образует такой же желтый осадок SrCrO_4 с ионами Sr^{2+} , поэтому данная реакция уже не является специфической.

Для проведения опыта необходимо внести в пробирку 2 - 3 капли раствора BaCl_2 , добавить 5 - 6 капель раствора ацетата натрия и действовать раствором дихромата калия, наблюдая образование желтого осадка хромата бария.

Опыт 5. Качественные реакции на катионы железа

Железо в виде катионов Fe^{2+} и Fe^{3+} постоянно присутствует в грунтовых водах Западной Сибири. Для обнаружения этих катионов используется несколько высокочувствительных реакций.

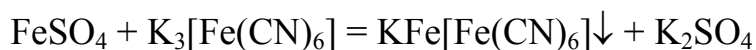
а) Обнаружение ионов Fe^{2+}

1. *Щёлочи* NaOH и KOH , а также гидроксид аммония NH_4OH образуют с ионами Fe^{2+} зеленый осадок гидроксида железа (II). Осадок растворим только в кислотах, так как $\text{Fe}(\text{OH})_2$ не обладает амфотерными свойствами. При перемешивании стеклянной палочкой зеленый осадок становится бурым вследствие окисления кислородом воздуха до $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Ход опыта. Несколько микрокристалликов сульфата железа (II) или соли Мора $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ растворить в 20 каплях воды и разделить раствор на две части, отлив половину во вторую пробирку для проведения следующего опыта. В первую пробирку добавить 2 - 3 капли раствора щелочи или гидроксида аммония. Образуется нерастворимый гидроксид железа (II) светло-зеленого цвета. Перемешать раствор стеклянной палочкой. Что происходит с осадком?

В отчете написать уравнения реакций образования гидроксида железа (II) и его окисления кислородом при участии воды.

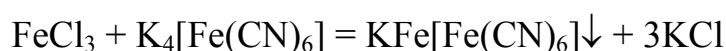
2. *Гексацианоферрат (II) калия* (жёлтая кровавая соль) образует с ионом Fe^{2+} синий осадок комплексного соединения – «турнбулевой сини»:



Эта реакция – наиболее чувствительная на ионы железа (II). Она проводится во второй пробирке с раствором сульфата железа (II) или соли Мора добавлением (по каплям) гексацианоферрата (II) калия. Осадок обычно образуется уже после добавления первой капли этого реактива.

б) Обнаружение ионов Fe^{3+}

1. *Гексацианоферрат (III) калия* (красная кровавая соль) образует с ионом Fe^{3+} темно-синий осадок комплексного соединения – «берлинской лазури»:



Ход опыта. Поместить в пробирку одну каплю раствора FeCl_3 , разбавить его водой (6 - 8 капель) и прибавить 1 - 2 капли раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

В отчете описать опыт и объяснить, чем отличается берлинская лазурь от турнбулевой сини. Для правильного ответа на этот вопрос необходимо определить степени окисления атомов железа в обоих соединениях и ознакомиться с соответствующим материалом в учебных пособиях.

2. Роданид аммония NH_4SCN или калия KSCN образует с ионами Fe^{3+} роданид железа $\text{Fe}(\text{SCN})_3$, окрашивающий раствор в кроваво-красный цвет:

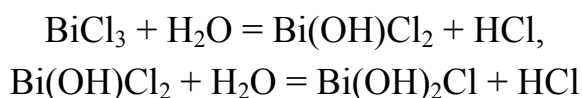


Эта реакция наиболее чувствительная на ионы Fe^{3+} , но не всегда надежна, так как вещества, образующие комплексы с ионом Fe^{3+} , мешают появлению окраски. К таким веществам относятся фосфорная кислота, соли щавелевой кислоты и др.

Провести опыт, добавляя в разбавленный раствор хлорида железа (III) роданид аммония; убедиться в появлении кроваво-красной окраски раствора.

Опыт 6. Качественные реакции на катионы висмута

1. При гидролизе солей висмута (III) образуется белый осадок оксосоли. Сначала на первой и второй ступенях гидролиза образуются гидроксосоли:



Но хлорид дигидроксовисмута (III) $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{Cl}$ неустойчив, и самопроизвольно разлагается с образованием нерастворимой оксосоли и воды:



При обработке осадка кислотой он растворяется, но при повторном разбавлении водой снова образуется, т.е. снова выпадает в осадок оксосоль.

Провести и описать опыт. Уравнения реакций гидролиза написать в молекулярном и ионном виде.

2. Иодид калия KI взаимодействует с катионами Bi^{3+} с образованием черного осадка BiI_3 , который в избытке KI растворяется с образованием комплексных ионов $[\text{BiI}_4]^-$ оранжевого цвета:



При умеренном разбавлении водой комплекс разлагается и из раствора снова выпадает черный осадок BiI_3 , а при сильном разбавлении вместо BiI_3 образуется оранжевый осадок оксосоли – йодида оксовисмута (III):



Провести и описать опыт, написать уравнения реакций в молекулярном виде.

3. Тетрагидроксостаннаты (II) натрия и калия восстанавливают ион Bi^{3+} до металлического висмута, который образуется в виде осадка черного цвета.

Для выполнения реакции к 2 каплям раствора SnCl_2 прибавляют 8 - 10 капель 2 н. раствора NaOH или KOH , чтобы первоначально выпавший осадок $\text{Sn}(\text{OH})_2$ растворился с образованием тетрагидроксостанната (II):



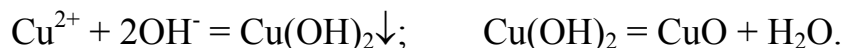
К полученному раствору, содержащему избыток щелочи, прибавляют каплю раствора соли висмута (III). При этом образуется черный осадок металлического висмута:



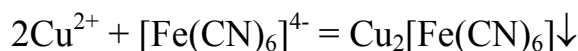
Провести и описать опыт, написать уравнения реакций в молекулярном виде.

Опыт 7. Качественные реакции на катионы меди

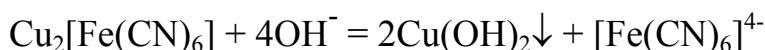
1. *Щелочи* NaOH и KOH образуют с ионами Cu^{2+} голубой осадок $\text{Cu}(\text{OH})_2$, чернеющий при нагревании вследствие превращения в оксид меди (II) CuO :



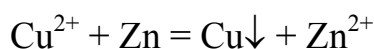
2. *Гексацианоферрат (II) калия* в нейтральной или слабокислой среде образует с ионом Cu^{2+} красно-бурый осадок гексацианоферрата (II) меди (II):



Осадок нерастворим в разбавленных кислотах, но разлагается при действии щелочей:



3. Металлический *алюминий, цинк и железо* восстанавливают ионы Cu^{2+} до металла, выпадающего в осадок в виде красной губчатой массы, например:



Металл-восстановитель может быть в любом виде, но лучше всего реакция наблюдается при их использовании в порошкообразном виде.

Провести все реакции и сравнить их по наглядности и чувствительности.

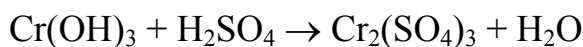
Опыт 8. Качественные реакции на хром

Хром в растворах может находиться как в виде катионов Cr^{3+} , так и в виде анионов CrO_4^{2-} и $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$.

а) Обнаружение катиона Cr^{3+}

Гидроксид аммония образует с катионами Cr^{3+} осадок $\text{Cr}(\text{OH})_3$ серо-фиолетового или серо-зеленого цвета, обладающего амфотерными свойствами.

К 5 каплям раствора сульфата хрома (III) прибавить раствор NH_4OH . Полученный осадок разделить в две пробирки. В одной растворить осадок добавлением раствора серной кислоты, а в другой – гидроксида натрия. Схемы реакций:

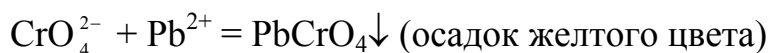
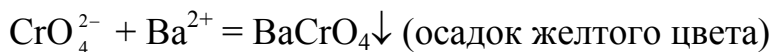


Пробирку с ярко-зеленым раствором тетрагидроксохромата (III) натрия нагреть на пламени спиртовки; при этом комплекс разлагается с выпадением в оса-

док $\text{Cr}(\text{OH})_3$. В отчете описать опыт и написать все уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

б) Обнаружение ионов CrO_4^{2-} и $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

1. *Образование нерастворимых хроматов.* Ионы CrO_4^{2-} образуют с катионами Ba^{2+} , Pb^{2+} и с Ag^+ нерастворимые хроматы:



При проведении реакций раствор необходимо подкислять уксусной кислотой для более полного протекания реакций.

2. *Восстановление хрома (VI) в хром (III).* В качестве восстановителей можно использовать сульфит натрия, нитрит натрия, сероводород, этиловый спирт, соли железа (II) и другие; восстановление проводить в кислой среде. Аналитическим признаком реакции является изменение окраски раствора: растворы хроматов имеют желтую окраску, растворы дихроматов – оранжевую, а растворы солей трехвалентного хрома – зеленую или фиолетовую.

При выполнении реакции в раствор $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (5 - 6 капель), подкисленный серной кислотой (3 - 4 капли), внести микрошпатель кристаллического сульфита натрия. Описать опыт и привести уравнение реакции.

Опыт 9. Качественная реакция на сульфат-анионы

Самая известная качественная реакция на анионы SO_4^{2-} – это *образование сульфата бария*, который нерастворим не только в воде, но и в кислотах (этим BaSO_4 отличается от солей бария с другими анионами). Провести реакцию между Na_2SO_4 и BaCl_2 и убедиться в том, что белый осадок BaSO_4 не растворяется в серной, соляной и азотной кислотах. Написать уравнение качественной реакции в молекулярном и ионном виде.

Опыт 10. Качественная реакция на карбонат-анионы

Хлорид бария BaCl_2 осаждает ионы CO_3^{2-} в виде белого осадка BaCO_3 , который растворяется в соляной, азотной и уксусной кислотах с выделением углекислого газа. При действии на BaCO_3 серной кислоты он превращается в менее растворимый сульфат бария также с выделением CO_2 .

При выполнении реакции к раствору Na_2CO_3 добавлять раствор BaCl_2 , наблюдая образование осадка BaCO_3 . После отстаивания слить с осадка жидкость и подействовать на осадок соляной или азотной кислотой, наблюдая выделение CO_2 . Уравнения реакций привести в молекулярном и ионном виде.

Опыт 11. Качественные реакции на галогенид-анионы

Анионы Cl^- , Br^- и I^- обнаруживаются нитратом серебра, концентрированной серной кислоты, действием окислителей и других качественных реакций.

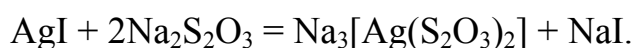
1. *Нитрат серебра* образует с галогенид-анионами белый творожистый осадок AgCl , желтоватый осадок AgBr и желтый осадок AgI .

Осадок AgCl не растворяется в кислотах, но легко растворяется при действии веществ, способных связывать ион Ag^+ в комплексы, например: NH_4OH , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, KCN . В случае NH_4OH реакция идет по уравнению:

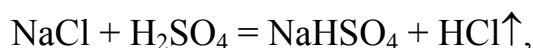


Осадок AgBr также не растворим в кислотах, а в аммиаке он растворяется частично, так как его произведение растворимости ($7,7 \cdot 10^{-13}$) меньше произведения растворимости AgCl ($1,6 \cdot 10^{-10}$).

Осадок AgI с еще меньшим значением произведения растворимости ($1,5 \cdot 10^{-16}$) не растворяется в HNO_3 и NH_4OH , но растворяется в тиосульфате натрия:

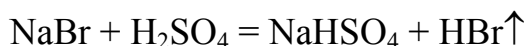


2. *Концентрированная серная кислота* при действии на сухие хлориды выделяет из них газообразный хлороводород:



который обнаруживается по резкому запаху и по покраснению влажной синей лакмусовой бумаге, поднесенной к пробирке.

При действии концентрированной H_2SO_4 на твердые бромиды выделяется газообразный бромоводород, который частично окисляется серной кислотой до свободного брома, что заметно по буровой окраске выделяющихся паров. Уравнения реакций:



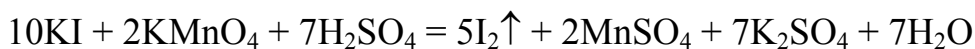
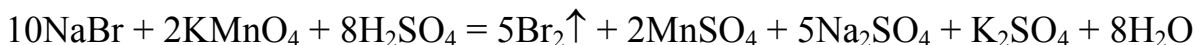
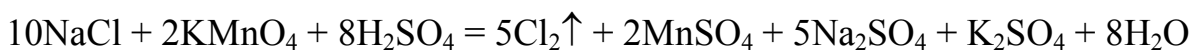
Концентрированная серная кислота окисляет сухие иодиды до свободного иода и восстанавливается при этом до сероводорода:



Образующийся иод окрашивает раствор в бурый цвет, а сероводород обнаруживается по запаху тухлых яиц, а также по почернению фильтровальной бумаги, смоченной раствором соли свинца (II), как в опыте 11.1.

3. *Действие окислителей.* Окислительно-восстановительный потенциал хлорид-ионов при их окислении до свободного хлора ($2\text{Cl}^- - 2e = \text{Cl}_2$) равен 1,36 В. Поэтому для окисления этих ионов используются окислители с более высоким потенциалом: KMnO_4 , PbO_2 , KClO_3 и др. Все окислители, способные окислять хлорид-ионы, легко окисляют бромид- и йодид-ионы, потенциалы которых ниже, чем у хлорид-ионов.

При проведении реакции действовать перманганатом калия на подкисленные растворы NaCl, NaBr и KI. Уравнения реакций:



Выделение хлора в первой реакции обнаруживается по желто-зеленому цвету этого газа, запаху и посинению йодкрахмальной бумаги, поднесенной к отверстию пробирки.

Примечание. Йодкрахмальной называется бумага, смоченная растворами крахмала и KI. При взаимодействии KI с хлором образуется свободный йод, дающий с крахмалом синее окрашивание.

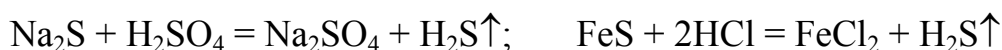
Образование брома во второй реакции обнаруживается потому, что раствор в пробирке бурет. Если в пробирку внести несколько капель органического растворителя (CCl₄, CS₂, толуол и т.д.) и взболтать, то бром экстрагируется в органический растворитель и окрашивает его в характерный для брома красновато-бурый цвет.

Образование йода в третьей пробирке обнаруживается по окрашиванию раствора в бурый цвет. Органические растворители, добавленные в пробирку, окрашиваются йодом в характерный красивый фиолетовый цвет.

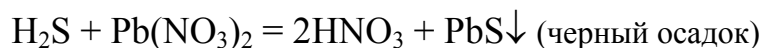
Провести описанные реакции и оценить их селективность и чувствительность.

Опыт 12. Качественные реакции на сульфид-анионы

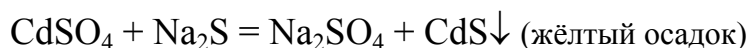
1. *Кислоты* взаимодействуют с сульфидами с образованием сероводорода:



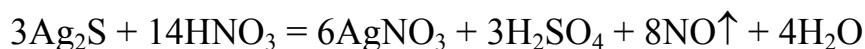
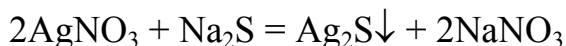
Выделение сероводорода обнаруживается по запаху тухлых яиц, а также по почернению фильтровальной бумаги, смоченной раствором соли свинца(II):



2. *Соли кадмия* образуют с ионами S²⁻ характерный ярко-желтый осадок сульфида кадмия CdS:



3. Нитрат серебра образует с ионами S²⁻ черный осадок Ag₂S. Осадок не растворяется в растворе аммиака, но растворяется при нагревании в разбавленной азотной кислоте.

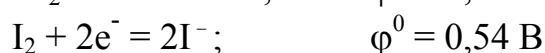
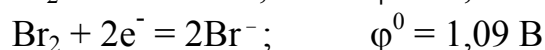
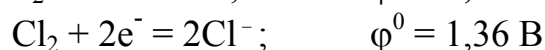


Провести описанные реакции и оценить их чувствительность.

Работа 2. ГАЛОГЕНЫ

Галогены (фтор, хлор, бром, йод) находятся в земной коре и в воде морей и соленых озер в составе их солей – галогенидов: NaCl, KCl, NaBr, KBr, NaI, KI, CaF₂ и др. Из этих соединений галогены получают в свободном виде для технических и лабораторных целей химическими и электрохимическими методами.

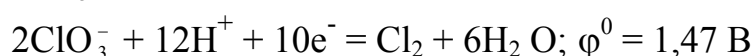
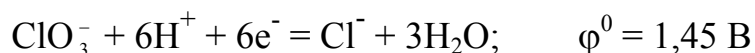
Будучи неметаллами, галогены являются окислителями, однако их окислительные свойства в ряду фтор – хлор – бром – йод уменьшаются, о чем свидетельствуют значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов для полуреакций:



Большое техническое значение имеют галогеноводороды (HF, HCl, HBr, HI), в особенности хлороводород, водный раствор которого называется соляной кислотой. В этих соединениях галогены находятся в отрицательной степени окисления (-1), поэтому они являются восстановителями. Восстановительные свойства галогеноводородов возрастают в порядке, обратном увеличению окислительных свойств галогенов. Таким образом, наиболее сильным среди галогеноводородов восстановителем является йодоводород HI.

Среди многочисленных соединений галогенов в положительных степенях окисления особое место занимает хлорат калия KClO₃ (бертолетова соль). Это соединение является сильным окислителем, его окислительные свойства проявляются и в растворенном, и в расплавленном, и в твердом состояниях.

В растворах хлорат калия, будучи окислителем, восстанавливается до хлорида калия или до свободного хлора. В кислой среде при стандартных условиях окислительные свойства хлора-ионов характеризуются следующими значениями окислительно-восстановительных потенциалов:



Хлорат калия в твердом порошкообразном состоянии входит в состав спичек, зажигательных смесей, осветительных ракет и составы для фейерверков. В этом случае его окислительные свойства объясняются разложением при нагревании с выделением кислорода по уравнению:



Экспериментальная часть

Цель работы: 1) ознакомиться с лабораторными методами получения галогенов и галогеноводородов; 2) изучить окислительно-восстановительные свойства галогенов и их важнейших соединений.

Опыт 1. Получение галогенов

В три сухие пробирки внести по одному микрошпателю KCl, KBr и KI (или NaCl, NaBr, NaI) и по одному микрошпателю любого окислителя из числа KMnO_4 , MnO_2 или $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Вещества в пробирках перемешать встряхиванием. Во все пробирки добавить по 2 - 3 капли концентрированной серной кислоты и наблюдать выделение газообразных хлора, брома и йода, отличающихся окраской.

Галогены являются ядовитыми веществами, поэтому *опыт следует проводить в вытяжном шкафу*. Убедившись в протекании реакции, в пробирки внести по 5 - 6 капель тиосульфата натрия, который подавляет выделение галогенов, восстанавливая их до безвредных галогенидов.

Хлор можно также получить из соляной кислоты. Для этого в пробирку внести микрошпатель окислителя (KMnO_4 или MnO_2) и 2 - 3 капли концентрированной соляной кислоты. Убедившись в протекании реакции, добавить в пробирку 5 - 6 капель $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

В отчете описать опыт, написать уравнения реакций и указать окраску галогенов. Все реакции уравнивать методом полуреакций.

В выводе сформулировать сущность лабораторного метода получения галогенов и объяснить, почему этот метод неприменим для получения фтора.

Опыт 2. Получение галогеноводородов

а) Получение хлороводорода. В сухую пробирку внести один микрошпатель кристаллического хлорида натрия и добавить 4 - 5 капель концентрированной серной кислоты. Вспучивание хлорида натрия и выделение газа свидетельствуют о протекании реакции. Поднести к пробирке смоченную водой синюю лакмусовую бумагу (вместо лакмуса можно использовать универсальную индикаторную бумагу) и наблюдать изменение её окраски. В отчете описать опыт, написать уравнение реакции и объяснить изменение окраски лакмуса. Объяснить, почему в опыте используется твердый хлорид натрия и концентрированная кислота, а не раствор соли и не разбавленная кислота.

б) Получение бромоводорода и йодоводорода. В две сухие пробирки внести по одному микрошпателю кристаллических солей - бромида и йодида натрия (или калия). Добавить к ним по 4 - 5 капель концентрированной ортофосфорной кислоты. Пробирки слегка подогреть на пламени спиртовки. Вспучивание солей и выделение газов свидетельствует о протекании реакции.

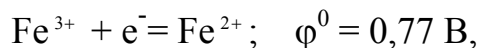
Смочить водой индикаторную бумагу и подержать ее у отверстия пробирок, наблюдать изменение окраски индикатора.

В отчете описать опыт, объяснить изменение окраски индикатора, написать уравнения реакций. Объяснить, почему в опытах используется не серная кислота (как при получении хлороводорода), а ортофосфорная.

Опыт 3. Восстановительные свойства галогеноводородов и галогенидов

В три пробирки внести по 4 - 5 капель раствора FeCl_3 и по 2 - 3 капли разбавленного (одномолярного) раствора серной кислоты. Добавить по 3 - 4 капли рас-

творов KI (первая пробирка), KBr (вторая) и KCl (третья пробирка). По изменению окраски раствора определить, в какой пробирке произошло восстановление FeCl_3 до FeCl_2 и окисление галогенид-иона. Написать уравнение реакции. Сравнивая окислительно-восстановительные потенциалы галогенид-ионов (см. введение) с потенциалом полуреакции:



объяснить результаты опыта.

Опыт 4. Исследование окислительных свойств хлората калия

а) *Взаимодействие KClO_3 с иодидом калия.* В пробирку внести 4 - 5 капель раствора KI, прибавить 2 - 3 капли раствора хлората калия или несколько кристалликов сухой соли и 3 - 4 капли разбавленной серной кислоты. Наблюдать появление бурой окраски раствора. Объяснить опыт, написать уравнение реакции.

б) *Окисление соляной кислоты.* В пробирку поместить $\frac{1}{3}$ микрошпателя кристаллического хлората калия и прибавить 2 - 3 капли концентрированной соляной кислоты. Наблюдать выделение газа, обратить внимание на его окраску. Написать уравнение реакции.

в) *Окисление диоксида марганца.* В сухом фарфоровом тигле смешать по одному микрошпателю хлората калия и диоксида марганца и внести в смесь одну гранулу твердого гидроксида калия. На пламени спиртовки довести смесь до расплавленного состояния и нагревать несколько минут. Наблюдать изменение окраски, что свидетельствует об окислении MnO_2 . Описать опыт и написать уравнение реакции, учитывая, что зеленый цвет продукта свидетельствует об образовании манганата калия.

г) *Зажигание смеси сахара и KClO_3 .* (Внимание! Опыт опасен, поэтому его выполнение требует осторожности). Небольшое количество (1 - 2 микрошпателя) мелко растертой бертолетовой соли осторожно смешать стеклянной палочкой в фарфоровом тигле с равным количеством сахарной пудры. Смесь не растирать, так как при растирании возможно воспламенение. К смеси прибавить (осторожно, из длинной пипетки) одну каплю концентрированной серной кислоты. Наблюдать вспышку смеси. Описать опыт, объяснить иницирующее действие серной кислоты, написать уравнение реакции.

Опыт 5. Растворение галогенов в органических растворителях

В две пробирки отдельно внести по 2 - 3 капли бромной и йодной воды. Добавить в каждую пробирку по 5 - 6 капель какого-либо органического растворителя. Растворы перемешать стеклянной палочкой. Отметить окраску отстоявшихся слоев в пробирках. В отчете описать опыт ответить на следующие вопросы:

1) Почему галогены растворяются в органических растворителях гораздо лучше, чем в воде?

2) Как называется процесс извлечения брома и йода из водного раствора органическим растворителем?

3) Какое практическое значение имеет изученное явление?

Работа 3. СЕРА

Сера является неметаллом, поэтому в реакциях с металлами она является окислителем. Однако при взаимодействии с более сильными окислителями (фтор, кислород, азотная кислота и др.) сера проявляет восстановительные свойства.

В соединениях сера находится в степенях окисления -2 (H_2S , Na_2S , ZnS и т.д.), +4 (SO_2 , H_2SO_3 , Na_2SO_3 и т.д.) и +6 (SO_3 , H_2SO_4 , K_2SO_4 и т.д.). Соединения серы (II) – восстановители, серы (VI) – окислители, а соединения серы (IV) проявляют окислительно-восстановительную двойственность и при определённых условиях могут диспропорционировать.

Самое важное соединение серы – серная кислота. Она производится в огромных количествах и применяется в производстве удобрений, в нефтехимии, при получении химических реактивов, для обработки металлов. Серная кислота является окислителем, причем, её окислительные свойства увеличиваются с увеличением её концентрации в растворе. Концентрированная серная кислота окисляет металлы, находящиеся в ряду напряжений до серебра, а также многие неметаллы.

Познавательное и практическое значение имеет гидролиз соединений серы – сульфидов, сульфитов и сульфатов, а также изучение растворимости сульфидов в различных растворителях.

Все сульфиды подразделяются на четыре группы: 1) растворимые в воде (к ним относятся сульфиды щелочных металлов, сульфиды бария, кальция, стронция и сульфид аммония); 2) нерастворимые в воде, но растворимые в соляной и разбавленной серной кислотах (к ним относятся сульфиды цинка, двухвалентных железа и марганца); 3) нерастворимые в воде, в HCl и в разбавленной H_2SO_4 , но растворимые в кислотах-окислителях (HNO_3 , концентрированная H_2SO_4 , хлорноватая, селеновая); 4) растворимые в водных растворах сульфидов щелочных металлов и сульфида аммония $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ с образованием сульфосолей.

Большинство сульфидов имеют окраску (например, PbS - черный, CdS - желтый, Sb_2S_3 - оранжевый и т.д.). Различие в окраске и растворимости сульфидов в различных средах используется в аналитической химии для обнаружения и разделения катионов.

По химическим свойствам различают сульфиды основные, кислотные и амфотерные. Различие химической природы сульфидов проявляется в реакциях гидролиза и при взаимодействии сульфидов разной природы между собой.

Экспериментальная часть

Цель работы. Изучить свойства серы и её наиболее распространенных соединений.

Опыт 1. Окислительные и восстановительные свойства серы

а) *Окислительные свойства серы.* В сухую пробирку насыпать смесь порошков цинка (или алюминия, железа) с серой в соотношении 1:2. Пробирку нагреть на пламени спиртовки в вытяжном шкафу. Доказать опытом, что образовавшийся белый порошок содержит в своем составе ион S^{2-} . Написать уравнение реакции.

б) *Восстановительные свойства серы.* В пробирку внести один микрошпатель порошка серы и добавить 5 - 6 капель концентрированной азотной кислоты. Смесь нагреть на пламени спиртовки до полного исчезновения серы. Какой газ при этом выделяется? К полученному раствору добавить 1 - 2 капли раствора хлорида бария. На наличие какого иона указывает образование белого осадка?

Описать опыт и написать уравнение взаимодействия серы с азотной кислотой. Уравнять реакцию методом полуреакций.

По опытам 1а и 1б сделать общий вывод о химических свойствах серы.

Опыт 2. Сероводород и его свойства

а) *Получение сероводорода и его горение.* Пробирку, на $\frac{1}{3}$ наполненную мелкими кусочками сульфида железа (II), закрепить в штативе. Добавить в неё 5 – 6 капель концентрированной соляной кислоты. Быстро закрыть пробирку пробкой с отводной трубкой (рисунок на обложке пособия). Выделяющийся газ зажечь у конца отводной трубки. Над пламенем горящего газа подержать смоченную водой универсальную индикаторную бумажку. Наблюдать изменение её цвета.

В отчёте описать опыт и наблюдения. Написать уравнения реакций: 1) получения сероводорода, 2) его горения, 3) взаимодействия с водой газа, полученного при горении сероводорода. Объяснить изменение цвета индикаторной бумажки.

б) *Восстановительные свойства сероводорода.* В две пробирки внести по 5 капель перманганата калия и дихромата калия. Растворы подкислить серной кислотой и в каждую из пробирок добавить сероводородную воду до изменения окраски каждого раствора. Объяснить изменение окраски растворов, написать уравнения реакций. Коэффициенты перед веществами найти методом полуреакций.

в) *Кислотные свойства сероводорода.* Что представляет собой водный раствор H_2S , какие молекулы и ионы находятся в этом растворе? С помощью универсальной индикаторной бумаги определить водородный показатель сероводородной воды. Написать схемы двух ступеней диссоциации H_2S в растворе и выражения для расчета констант диссоциации по обеим ступеням. Выписать из справочника численные значения констант диссоциации. Сделать вывод о силе сероводородной кислоты.

Опыт 3. Получение сульфидов и изучение их растворимости

а) *Получение сульфидов.* В 5 пробирок налить по 4 - 5 капель растворов сульфата цинка, сульфата марганца (II), нитрата свинца (II), хлорида сурьмы (III) и хлорида бария. В каждую пробирку добавить раствор сульфида аммония или сульфида натрия. В каких пробирках выпал осадок? Если осадок не выпал, объяснить причину. Отметить окраску полученных осадков и записать уравнения реакций их получения. Полученные сульфиды сохранить для следующего опыта.

б) *Исследование растворимости сульфидов в HCl.* В пробирки с полученными в опыте 3а сульфидами, добавить соляную кислоту и отметить, в каких пробирках наблюдалось растворение осадков. Написать уравнения реакций в молекулярном и в ионном виде.

в) *Исследование растворимости сульфидов в HNO₃*. В пробирки, в которых осадки сульфидов не растворились в соляной кислоте, добавить концентрированную азотную кислоту (опыт проводить в вытяжном шкафу!). Отметить выделение газа (какого?). Написать уравнение реакции, коэффициенты перед веществами найти методом полуреакций.

По результатам опытов 3а, 3б и 3в составить сводную таблицу:

№ опыта	Сульфид	Растворимость:		
		в воде	в HCl	в HNO ₃

Опыт 4. Изучение свойств соединений серы (IV)

а) *Восстановительные свойства сульфита натрия*. В пробирку с 5 - 6 каплями перманганата калия добавить 3 - 4 капли серной кислоты и несколько кристалликов сульфита натрия. Что наблюдается? Написать уравнение реакции, коэффициенты найти методом полуреакций.

б) *Диспропорционирование сульфита натрия*. Поместить микрошпатель кристаллического сульфита натрия в сухую пробирку и нагреть в пламени спиртовки в течение 4 - 5 минут. После того, как пробирка остынет, растворить её содержимое в воде. Полученный раствор разделить на две части. К первой части добавить реактив для обнаружения сульфид-ионов. Какое другое соединение образуется при диспропорционировании сульфита натрия и как его обнаружить? Написать уравнения всех реакций.

в) *Окислительные свойства сульфита натрия*. В свежеприготовленный раствор сульфита натрия добавить раствор сульфида аммония (или натрия). Отметить образование осадка. Какую функцию проявляет сульфит по отношению к сульфиду? Почему раствор сульфита натрия не готовится заранее, а используется свежеприготовленный? Какие свойства – окислительные или восстановительные – выражены сильнее у сульфита натрия и других соединений серы (IV)?

Опыт 5. Изучение свойств серной кислоты

а) *Дегидратирующие свойства серной кислоты*. Стеклой палочкой, смоченной концентрированной серной кислотой, написать что-нибудь на листочке бумаги. Бумагу слегка прогреть, держа её высоко над пламенем горелки. Что наблюдается? В отчёте описать опыт, дать его объяснение и сделать вывод.

б) *Взаимодействие серной кислоты с металлами*. Подействовать в трех пробирках разбавленной серной кислотой на магний, цинк и медь. Написать уравнения реакций H₂SO₄ с магнием и цинком. Почему разбавленная серная кислота не взаимодействует с медью?

Повторить опыт, подействовав на металлы концентрированной кислотой (под тягой!), наблюдать выделение газов в первой и третьей пробирках (определить газы по их запаху) и образование белого осадка во второй. Написать уравнения реакций, подобрать коэффициенты методом полуреакций. В выводе сформулировать главное отличие концентрированной серной кислоты от разбавленной в окислительно-восстановительных реакциях с металлами.

Опыт 6. Гидролиз солей, содержащих серу

а) *Обратимый гидролиз сульфидов.* На полоску универсальной индикаторной бумаги нанести каплю раствора сульфида натрия и отдельно каплю раствора сульфида аммония. Определить водородный показатель растворов, записать уравнения реакций гидролиза, сделать вывод о полноте гидролиза этих соединений.

б) *Необратимый гидролиз сульфида алюминия.* К 3 - 4 каплям сульфата алюминия прибавить несколько капель сульфида аммония. Наблюдать выпадение осадка. Проверить отношение полученного осадка к кислотам и щелочам, предварительно разделив его на две части. Написать уравнения реакций гидролиза сульфида алюминия и взаимодействия полученного осадка с кислотой и щелочью.

в) *Обратимый гидролиз сульфита натрия.* С помощью универсальной индикаторной бумаги определить рН раствора сульфита натрия, сделать вывод и написать уравнения гидролиза в ионном и молекулярном виде.

г) *Необратимый гидролиз сульфита алюминия.* К 3 - 4 каплям сульфата алюминия прибавить по каплям раствор сульфита натрия, который приготовить предварительно растворением кристаллической соли в воде. Наблюдать выпадение осадка и выделение газа. Написать уравнение реакции.

д) *Обратимый гидролиз сульфатов.* С помощью универсальной индикаторной бумаги определить рН растворов сульфатов цинка, алюминия, железа(II) и меди (II) Написать уравнения их гидролиза в молекулярном и ионном виде.

Провести аналогичный опыт с растворами сульфатов натрия и калия, почему гидролиз этих солей не наблюдается?

Сделать общий вывод по опыту 6.

Работа 4. p-ЭЛЕМЕНТЫ ПЯТОЙ ГРУППЫ (азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут)

Соединения азота

Среди многочисленных соединений азота особый интерес, в связи с широким применением, вызывают аммиак, соли азотистой кислоты нитриты, азотная кислота HNO_3 и ее соли нитраты.

В промышленности аммиак получают путем каталитического синтеза из азота и водорода. В лабораториях для получения аммиака используют реакции между солями аммония (например NH_4Cl) и щелочами. Реагенты берутся в виде твердых веществ, либо в виде концентрированных растворов. В обоих случаях реакция протекает в две стадии: 1) образование гидроксида аммония; 2) его разложение с выделением NH_3 .

Аммиак бесцветен, но, тем не менее, он легко обнаруживается различными способами: 1) по запаху; 2) с помощью влажной индикаторной бумаги по её окрашиванию; 3) с помощью газообразного хлороводорода, с которым аммиак соединяется, образуя кристаллический хлорид аммония в виде белого дыма (стеклянную палочку, смоченную концентрированным раствором соляной кислоты, подносят к пробирке, в которой идет реакция).

Аммиак обладает восстановительными свойствами. В газообразном состоянии при нагревании он восстанавливает металлы из оксидов, а в растворенном, в кислой среде, обесцвечивает раствор перманганата и изменяет окраску дихромата калия, образуя соли марганца (II) и хрома (III); аммиак при этом окисляется с образованием молекулярного азота.

Азотистая кислота и её соли нитриты обладают окислительно-восстановительной двойственностью: в реакциях с сильными восстановителями (KI, SnCl₂, H₂S) они окислители, а с сильными окислителями (KMnO₄, K₂Cr₂O₇, KClO₃) – восстановители. Будучи окислителями, они восстанавливаются до оксида азота (II), а в реакциях с более сильными окислителями превращаются в нитраты.

Для азотной кислоты и ее солей нитратов характерны окислительные свойства. В этом качестве азотная кислота используется в реакциях с металлами, а нитраты – для вскрытия минералов. Вскрытием минералов называются реакции, в которых химически инертные минералы пиролюзит MnO₂, хромит FeO₃·Cr₂O₃, рутил TiO₂, циркон ZrSiO₄ и другие превращаются в растворимые соединения, удобные для дальнейшей переработки. Вскрытие минералов чаще всего производится их сплавлением со смесью щелочей и нитратов.

Опыт 1. Получение и обнаружение аммиака

Смесь кристаллических NH₄Cl и NaOH (или KOH), помещенную в пробирку, осторожно нагреть на спиртовке. Выделение аммиака установить с помощью влажной индикаторной бумаги (универсальной или красно - лакмусовой) или с помощью стеклянной палочки, смоченной концентрированной соляной кислотой.

В отчете описать опыт и свои наблюдения, а также уравнения реакций образования аммиака и белого дыма около стеклянной палочки.

Опыт 2. Восстановительные свойства раствора аммиака

В две пробирки поместить по 5 - 6 капель растворов перманганата калия и дихромата калия, подкислить их серной кислотой и прибавлять по каплям раствор аммиака до обесцвечивания первого и изменения окраски второго. Написать уравнения реакций и подобрать в них коэффициенты методом полуреакций.

Опыт 3. Окислительно-восстановительная двойственность нитритов

а) *Окислительные свойства нитритов.* Провести в пробирке (под тягой!) реакцию между растворами NaNO₂ (или KNO₂) и подкисленным раствором NaI (или KI), обратить внимание на изменение окраски раствора и цвет выделяющегося газа. В отчете описать опыт и составить уравнение реакций: а) взаимодействия нитрита с йодидом в присутствии серной кислоты; б) окисления образующегося оксида азота (II) кислородом воздуха на выходе из пробирки. Первую реакцию уравнивать методом полуреакций.

б) *Восстановительные свойства нитритов.* Выбрать из штатива два известных окислителя и провести их восстановление нитритом натрия (или калия) в кислой среде. Описать ход опыта, написать уравнения реакций.

В выводе по опыту 3 объяснить причину окислительно-восстановительной двойственности нитритов.

Опыт 4. Взаимодействие азотной кислоты с металлами

Внимание! Все опыты с азотной кислотой проводятся в вытяжном шкафу под тягой.

В отдельных пробирках провести шесть опытов по взаимодействию разбавленной HNO_3 (из штатива) и концентрированной HNO_3 (хранится в вытяжном шкафу) с магнием, цинком и медью. Гранулы цинка и меди после опыта обмыть струей воды и вернуть для повторного использования. Описать наблюдения, составить уравнения реакций и подобрать в них коэффициенты методом полуреакций, сделать выводы. В выводе отразить влияние природы металла (положение в электрохимическом ряду активности) и концентрации азотной кислоты на состав продуктов её восстановления металлами.

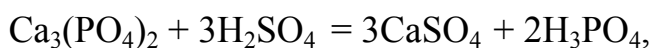
Опыт 5. Вскрытие минерала расплавленным нитратом

Смесь твердых веществ KNO_3 и KOH расплавить в тигле на пламени спиртовки и добавить в расплав немного (на кончике микрошпателя) MnO_2 . Наблюдать образование в расплаве манганата калия, имеющего красивую окраску цвета морской волны или бирюзы. Составить уравнение реакции, подобрать коэффициенты методом полуреакций, сформулировать вывод.

Соединения фосфора

Среди соединений фосфора наибольшее практическое значение имеют фосфорная кислота и ее соли – фосфаты.

Фосфорную (ортофосфорную) кислоту в промышленности получают действием серной кислоты на природное соединение фосфат кальция (суперфосфат):



а в лабораториях для этой цели используют реакцию красного фосфора с азотной кислотой. Обнаружить ортофосфорную кислоту можно раствором молибдата аммония, с которым образуется комплексное соединение ярко-желтого цвета.

Фосфорная кислота – слабая, поэтому её растворимые соли (фосфаты щелочных металлов) гидролизуются по аниону. Но большинство фосфатов не растворяется в воде, кислотах, щелочах и агрессивных средах. Образование нерастворимых фосфатов на поверхности металлов (в технике эту операцию называют фосфатированием) применяется для защиты металлов от коррозии.

Опыт 6. Получение и обнаружение фосфорной кислоты

Подействовать концентрированной азотной кислотой на небольшое количество красного фосфора (опыт проводить под тягой, обратить внимание на окраску выделяющегося газа). К полученному раствору прибавить 1 - 2 капли молибдата аммония. В отчете описать опыт и написать уравнение реакции фосфора с HNO_3 ,

уравняв его методом полуреакций. Найти в учебных пособиях (например, у Карапетьянца и Дракина, гл. 84) формулу окрашенного комплексного соединения, которое образуется при взаимодействии H_3PO_4 с молибдатом аммония и написать уравнение его образования. Как называется класс неорганических соединений, к которым принадлежит это вещество?

Опыт 7. Гидролиз фосфатов

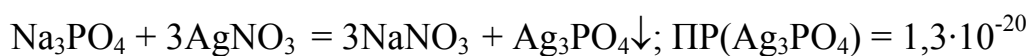
С помощью универсального индикатора определить pH раствора Na_3PO_4 или K_3PO_4 . Написать молекулярные и ионные уравнения ступенчатого гидролиза этой соли. Используя табличные значения констант ступенчатой диссоциации фосфорной кислоты ($K_1 = 7,1 \cdot 10^{-3}$, $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$, $K_3 = 5,0 \cdot 10^{-13}$), вычислить константу гидролиза и степень гидролиза в одномолярном растворе по каждой ступени.

В отчете привести все уравнения реакций и все расчеты. В выводе указать, какая из ступеней гидролиза имеет практическое значение, а какие можно в общем случае не учитывать.

Опыт 8. Получение нерастворимых фосфатов

Используя раствор ортофосфата натрия (или калия) и растворы других солей, имеющих в штативе, провести по своему выбору не менее пяти ионообменных реакций получения нерастворимых фосфатов.

В отчете написать уравнения реакций и привести после каждой из них справочную величину произведения растворимости (ПР) полученной соли например:



В выводе указать практическое значение проведенных реакций.

Соединения мышьяка, сурьмы, висмута

У мышьяка, сурьмы и висмута, вследствие увеличения радиуса атомов, изменяются химические свойства: мышьяк является неметаллом, сурьма – сильно амфотерный металл, а висмут – металл со слабыми признаками амфотерности.

С соединениями мышьяка в учебных лабораториях опытов не проводят, так как они очень ядовиты. У сурьмы и висмута наибольший интерес представляют их соединения в степенях окисления +3 и +5: гидроксиды, соли и сульфиды.

Опыт 9. Получение гидроксидов сурьмы (III) и висмута (III) и исследование их свойств

а) *Получение гидроксида сурьмы (III)*. В две пробирки налить по 3 - 4 капли раствора хлорида сурьмы (III). В каждую пробирку прибавить по 3 - 5 капель раствора щелочи до выпадения осадка. В одну из пробирок с осадком гидроксида сурьмы (III) добавить несколько капель соляной кислоты, в другую – щелочи. Наблюдать растворение осадков в обоих случаях. В отчете описать опыт, написать все уравнения проделанных реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде. Сделать вывод об основно-кислотных свойствах гидроксида сурьмы (III).

б) *Получение гидроксида висмута (III)*. Получить $\text{Bi}(\text{OH})_3$ взаимодействием нитрата висмута (III) с раствором щелочи. Испытать растворимость осадка в растворах азотной кислоты и щелочи. В обоих ли случаях растворяется осадок?

В отчете описать опыт, указать окраску гидроксида висмута (III), написать уравнения реакций получения $\text{Bi}(\text{OH})_3$ и его растворения в азотной кислоте в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

Опыт 10. Гидролиз солей сурьмы (III) и висмута (III)

В две пробирки налить 4 - 5 капель раствора хлорида сурьмы(III) и нитрата висмута (III). В каждую пробирку добавлять по каплям воду, перемешивая раствор стеклянной палочкой. Наблюдать помутнение растворов и выпадение осадков основных солей.

Прибавить несколько капель концентрированной соляной кислоты к хлориду сурьмы (III) и концентрированной азотной кислоты к нитрату висмута (III); осадки при этом растворяются. Снова прилить воду – наблюдается вторичное образование осадка. Объяснить это явление. В отчете написать в молекулярном и ионно-молекулярном виде уравнения следующих реакций:

а) гидролиза хлорида сурьмы (III) и нитрата висмута (III) с образованием основных солей: хлорида дигидроксурьмы (III) и нитрата дигидроксовисмута (III);

б) разложения основных солей с образованием хлорида оксосурьмы (III) SbOCl и нитрата оксовисмута (III) BiONO_3 ;

в) растворения осадков оксоосолей при приливании кислот.

В выводе объяснить причину гидролиза солей сурьмы (III) и висмута (III), а также указать, какая из солей гидролизуеться в большей степени и почему.

Опыт 11. Получение и изучение свойств сульфидов сурьмы (III) и висмута (III)

а) *Сульфид сурьмы (III)*. В пробирку с 2 - 3 каплями раствора SbCl_3 прибавить 5 - 8 капель раствора сульфида натрия (или сульфида аммония), отметить яркую окраску образующегося сульфида сурьмы (III). После отстаивания осадка слить с него жидкость (или удалить пипеткой), после чего добавить раствор сульфида натрия (или аммония). Перемешивая осадок стеклянной палочкой, наблюдать его растворение с образованием сульфосоли Na_3AsS_3 . К полученному раствору прибавить 5 - 6 капель концентрированной соляной кислоты, при этом снова образуется сульфид сурьмы (III) и выделяется газ с характерным запахом. По запаху определить, какой газ выделяется.

В отчете описать опыт и составить уравнения реакций: а) получения сульфида сурьмы (III); б) его растворения в сульфиде натрия; в) разложения сульфосоли соляной кислотой. В выводе привести общее название всех сульфидов, растворяющихся в растворах сульфидов щелочных металлов и аммония; привести формулы подобных сульфидов.

б) *Сульфид висмута (III)*. Получить сульфид висмута (III) по ионообменной реакции нитрата висмута (III) с сульфидом натрия, отметить цвет осадка. Подействовать на осадок раствором Na_2S – осадок не растворяется. Слить раствор с осадка и подействовать на него концентрированной азотной кислотой – осадок растворяется (для ускорения реакции пробирку подогреть на пламени спиртовки).

В отчете описать опыт. Составить уравнения реакций получения Bi_2S_3 и его взаимодействия с HNO_3 , имея в виду, что вторая реакция является окислительно-восстановительной, в которой образуются нитрат висмута (III), серная кислота и оксид азота (II). Уравнять реакцию методом полуреакций. Объяснить, почему сульфид висмута (III) не образует сульфосоли при взаимодействии с раствором сульфида натрия.

Работа 5. p-ЭЛЕМЕНТЫ ЧЕТВЕРТОЙ ГРУППЫ (углерод, кремний, германий, олово, свинец)

Главную подгруппу четвертой группы периодической системы Д.И. Менделеева составляют химические элементы углерод, кремний, германий, олово и свинец. Их простые вещества и многие соединения широко используются в жизни и деятельности человека.

Углерод – основа органической химии, но и в неорганической химии его соединения представлены достаточно полно. Изучение неорганических соединений углерода начинается с получения углекислого газа и нерастворимых карбонатов, с изучения гидролиза растворимых карбонатов.

При изучении соединений **кремния** особое внимание уделяют кремневой кислоте, так как это случай нерастворимой кислоты и гелеобразного состояния вещества, с которыми знакомятся студенты при изучении химии. Полезны также опыты по получению нерастворимых силикатов и гидролизу растворимых, так как они позволяют сравнить их с соответствующими соединениями углерода.

Германий и его соединения редки и в учебных целях не используются. **Олово, свинец** и их соединения, наоборот, широко используются в лабораторных целях. Эти металлы можно получать из растворов их солей вытеснением более активными металлами. Оксиды и гидроксиды этих металлов амфотерны.

Особое внимание заслуживают окислительно-восстановительных свойств соединений олова и свинца. Хлорид олова(II) используется в химических лабораториях и для технических целей как восстановитель, а диоксид свинца – как один из самых сильных окислителей.

Элементы одной подгруппы – это в общем сходные элементы, но каждый из них обладает многими индивидуальными особенностями. Для олова и свинца отличие проявляется, в частности, при получении и растворении сульфидов: сульфиды олова SnS и SnS_2 – сульфосоли, а PbS относится к сульфидам, растворимым в кислотах – окислителях. Дисульфид свинца PbS_2 не существует вследствие разложения в момент образования по реакции внутримолекулярного окисления-восстановления.

Экспериментальная часть

Цель работы. Получение и исследование свойств простых веществ и наиболее распространенных соединений углерода, кремния, олова и свинца.

Опыт 1. Получение диоксида углерода и его растворение в воде.

Собрать простейшую установку для получения диоксида углерода по рисунку 1а или 1б. В первом случае используется колба Вюрца (1), плотно закрываемая пробкой (3), а во втором – круглодонная колба (2), которая также закрывается пробкой со вставленной в нее газоотводной стеклянной трубкой (4). В обоих случаях конец газоотводной трубки опускается в пробирку с водой.

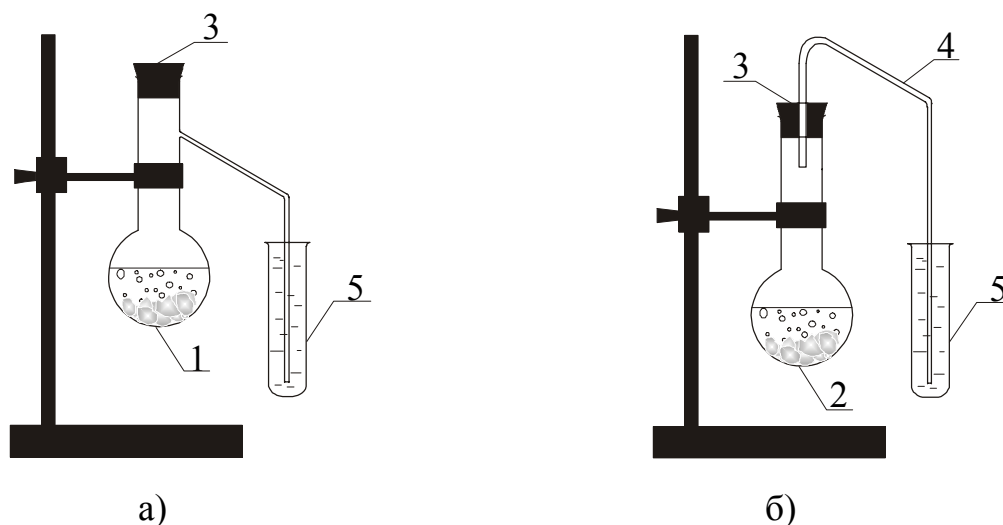


Рис.1. Установки для получения диоксида углерода
1 - колба Вюрца; 2 - колба; 3 - пробка; 4 - газоотводная трубка; 5 - пробирка

В реакционный сосуд (1) или (2) положить 3 - 4 маленьких кусочка мрамора, внести 5 капель воды и 10 капель концентрированной соляной кислоты. Быстро закрыть реакционный сосуд пробкой, конец газоотводной трубки опустить в пробирку с дистиллированной водой. Пропускать газ 2 - 3 мин, после чего проверить среду полученного в пробирке раствора универсальной индикаторной бумагой.

Описать опыт. Написать схему равновесия, существующего в водном растворе диоксида углерода. Как и почему смещается это равновесие при добавлении в раствор щелочи и кислоты?

Опыт 2. Получение малорастворимых карбонатов

В трех пробирках получить карбонаты кальция, стронция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей с карбонатом натрия. Дать растворам отстояться и, удалить пипеткой или кусочком фильтровальной бумаги часть жидкости, добавить к осадкам по одной капле концентрированной соляной кислоты. Что наблюдается? Написать уравнения получения карбонатов и их взаимодействия с соляной кислотой в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

Опыт 3. Гидролиз растворимого карбоната

С помощью универсальной индикаторной бумаги установить среду раствора карбонатов натрия и калия. Написать уравнения гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде и объяснить, почему в обоих случаях среда одинаковая.

Опыт 4. Получение кремневой кислоты

К 4 - 5 каплям раствора силиката натрия добавить 6 - 7 капель 2 н. соляной кислоты. Наблюдать образование геля кремневой кислоты. Написать уравнение реакции. Объяснить, почему формула кремневой кислоты H_2SiO_3 является условной, каков действительный состав геля кремневой кислоты?

Опыт 5. Получение малорастворимых силикатов

В три пробирки внести по 3 - 4 капли растворов хлорида бария, хлорида никеля(II) и сульфата меди(II). Добавить в каждую пробирку по 2 - 3 капли раствора силиката натрия. Описать опыт, написать уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде, отметить цвет осадков.

Опыт 6. Гидролиз растворимого силиката

С помощью универсальной индикаторной бумаги установить среду раствора силиката натрия. Написать уравнение гидролиза в молекулярном и ионном виде. Объяснить, почему среда раствора Na_2SiO_3 более щелочная, чем раствора Na_2CO_3 .

Опыт 7. Получение олова и свинца из раствора

В две пробирки внести растворы хлорида олова(II), и нитрата свинца(II). В каждую пробирку опустить по одной грануле цинка. Наблюдать появление на гранулах мелких кристалликов металлического олова и свинца. Написать уравнения реакций и объяснить их самопроизвольное протекание. Возможно ли протекание таких реакций, если гранулы цинка заменить на медь? Сформулировать вывод.

Опыт 8. Получение и исследование основно-кислотных свойств гидроксидов олова(II) и свинца(II)

а) *Гидроксид олова(II)*. В двух пробирках получить гидроксид олова(II) взаимодействием раствора хлорида олова(II) с гидроксидом аммония. Отметить цвет осадка. Для исследования свойств гидроксида олова(II) в одну пробирку добавить соляную кислоту до растворения осадка, в другую – избыток раствора щелочи.

Написать молекулярные и ионные уравнения реакций получения гидроксида олова(II) и растворения его в растворе гидроксида натрия и соляной кислоте, учитывая, что в щелочном растворе образуется гидроксокомплексное соединение.

б) *Гидроксид свинца(II)*. В двух пробирках получить гидроксид свинца(II) взаимодействием раствора нитрата свинца(II) с гидроксидом аммония. Отметить цвет осадка. Растворить осадок, добавляя: в первую пробирку 2 н. азотную кисло-

ту, а во вторую – раствор щелочи. Написать уравнения реакций получения гидроксида свинца(II) и растворения его в кислоте и щелочи в молекулярном и ионном виде.

Почему для растворения $\text{Sn}(\text{OH})_2$ можно использовать растворы серной и соляной кислот, а для растворения $\text{Pb}(\text{OH})_2$ – нельзя? Сделать вывод об основно-кислотных свойствах гидроксидов олова(II) и свинца(II).

Опыт 9. Получение и исследование основно-кислотных свойств гидроксида олова(IV) и оксида свинца(IV)

а) *Гидроксид олова(IV)*. В две пробирки внести по 3 - 5 капель раствора хлорида олова(IV) и добавить гидроксид натрия до появления осадков гидроксида олова(IV). Отметить их цвет. Растворить осадки, добавляя в первую пробирку 2 н. раствор соляной кислоты, а во вторую – 2 н. раствор гидроксида натрия. Написать уравнения получения гидроксида олова(IV) и его растворения в кислоте и в щелочи в молекулярном и ионном виде. Сформулировать вывод.

б) *Амфотерные свойства диоксида свинца*. В фарфоровый тигель внести один микрошпатель диоксида свинца, 6 - 8 капель концентрированного раствора гидроксида натрия и нагреть тигель на спиртовке. После охлаждения отобрать пипеткой в пробирку образовавшийся раствор гексагидроксоплюмбата(IV) натрия и добавить к нему по каплям концентрированную соляную кислоту до появления желтого осадка хлорида свинца(IV). Написать уравнения реакций получения гексагидроксоплюмбата(IV) натрия и его взаимодействия с соляной кислотой. Какие свойства проявляет диоксид свинца в этом опыте?

Как можно на опыте установить свойства диоксида свинца, противоположные тем, которые он проявляет при взаимодействии с гидроксидом натрия? Чем затруднено проведение такого опыта?

Опыт 10. Гидролиз солей олова(II) и свинца(II)

а) *Гидролиз хлорида олова(II)*. В пробирку с 3 - 4 каплями воды опустить 2 - 3 кристаллика хлорида олова(II). Размешать содержимое пробирки стеклянной палочкой до полного растворения кристаллов и с помощью универсальной индикаторной бумаги определить pH раствора. Добавить в пробирку еще 5 - 6 капель воды, отметить образование осадка основной соли – хлорида гидроксиололова(II). Прибавлением какого реактива можно уменьшить гидролиз хлорида олова(II)? Проверить свое заключение опытом. Что наблюдается?

Написать уравнения всех реакций. Указать тип гидролиза. Отметить pH среды. Объяснить влияние добавления воды и кислоты на смещение равновесия гидролиза этой соли.

б) *Гидролиз нитрата свинца(II)*. Поместить в пробирку несколько кристалликов нитрата свинца и 3 - 4 капли дистиллированной воды. Размешать содержимое пробирки стеклянной палочкой до полного растворения соли. Определить pH полученного раствора с помощью универсального индикатора. Каков средf в этом растворе? Нагреть раствор в пламени спиртовки, добавить 2 - 3 капли карбоната натрия, снова нагреть. Наблюдать выпадение осадка основной соли свинца $(\text{PbOH})_2\text{CO}_3$, состав которой можно также выразить формулой $2\text{PbCO}_3 \cdot \text{Pb}(\text{OH})_2$. В какой кислоте растворяется этот осадок? Проверить свое заключение на опыте.

Написать уравнение гидролиза нитрата свинца(II) по первой ступени. Как влияет добавление карбоната натрия на этот процесс? Происходит ли здесь взаимное усиление или взаимное ослабление гидролиза $Pb(NO_3)_2$ и Na_2CO_3 ? Написать уравнение совместного гидролиза нитрата свинца и карбоната натрия.

Опыт 11. Окислительно-восстановительные свойства соединений свинца и олова

а) *Восстановление перманганата калия хлоридом олова(II)*. В пробирку с раствором перманганата калия добавить 2 н. соляную кислоту и раствора хлорида олова(II). Что наблюдается? Описать опыт и написать уравнение реакции. Используя стандартные значения окислительно-восстановительных потенциалов φ^0 , показать возможность протекания реакции.

б) *Окисление иодида калия диоксидом свинца*. В пробирку внести один микрошпатель диоксида свинца, 3 - 5 капель 2 н. серной кислоты и 5 - 6 капель йодида калия. Нагреть пробирку на спиртовке. Отметить изменение цвета раствора. Перенести стеклянной палочкой каплю этого раствора в пробирку с 8 - 10 каплями раствора крахмала. Отметить появление синей окраски раствора.

в) *Окисление сульфата марганца(II) диоксидом свинца*. В пробирку поместить диоксид свинца на кончике микрошпателя, добавить 6 - 8 капель 2 н. азотной кислоты и одну каплю раствора сульфата марганца(II). Содержимое пробирки прокипятить, дать раствору отстояться. Отметить окраску полученного раствора.

Написать уравнения реакций в опытах 11в и 11г, учитывая, что в последнем опыте образовалась марганцовая кислота и соль свинца(II). По результатам опыта сравнить окислительные свойства PbO_2 и MnO_4^- -ионов и сопоставить результаты сравнения со значениями φ^0 соответствующих полуреакций:

Полуреакция	φ^0 , В
$Sn^{2+} + 2e^- = Sn$	-0,14
$Sn^{4+} + 2e^- = Sn^{2+}$	+0,15
$Sn^{4+} + 4e^- = Sn$	+0,01
$Pb^{2+} + 2e^- = Pb$	-0,13
$Pb^{4+} + 2e^- = Pb^{2+}$	+1,80
$Pb^{4+} + 4e^- = Pb$	+0,84
$PbO_2 + 4H^+ + 2e^- = Pb^{2+} + 2H_2O$	+1,46
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- = Mn^{2+} + 4H_2O$	+1,51
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- = 2Cr^{3+} + 7H_2O$	+1,33
$I_2 + 2e^- = 2I^-$	+0,54
$Mn^{2+} + 2e^- = Mn$	-1,19

Опыт 12. Получение сульфидов олова и свинца и исследование их свойств

В три пробирки внести растворы солей: в первую – хлорида олова(II), во вторую – хлорида олова(IV), в третью – нитрата свинца(II). Добавить в каждую пробирку по 2 - 3 капли сульфида аммония $(NH_4)_2S$. Отметить образование сульфидов соответствующих металлов во всех пробирках, энергично перемешать стеклянной

палочкой их содержимое, после чего разделить каждый осадок на две части. К одной из них прибавить избыток сульфида аммония, а к другой – концентрированную азотную кислоту. Во всех ли пробирках наблюдается растворение осадков?

В отчете описать опыт, написать уравнения реакций получения сульфидов олова и свинца в молекулярном и ионном виде, указать их цвет, написать реакции взаимодействия сульфидов олова с избытком сульфида аммония. Растворяется ли сульфид свинца в избытке сульфида аммония? Сделать вывод о принадлежности сульфидов олова к сульфоангидридам. Написать уравнения окислительно-восстановительных реакций при взаимодействии SnS и PbS с концентрированной азотной кислотой, учитывая, что преимущественным продуктом восстановления кислоты является диоксид азота.

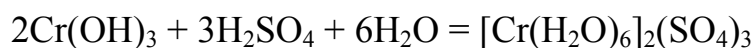
Результаты исследования свойств сульфидов представить в виде таблицы:

Сульфид	Реагент	Уравнение реакции
SnS	(NH ₄) ₂ S	
SnS ₂	(NH ₄) ₂ S	
PbS	(NH ₄) ₂ S	
SnS	HNO ₃	
SnS ₂	HNO ₃	
PbS	HNO ₃	

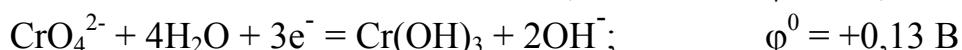
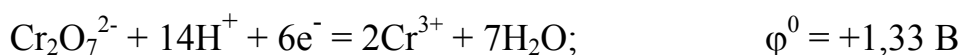
Работа 6. ХРОМ

Хром – это блестящий, тугоплавкий металл средней активности ($\varphi^0 = -1,67\text{В}$). Он взаимодействует с кислотами-неокислителями, но пассивируется в концентрированных кислотах-окислителях: азотной, серной, хлорной и хлорноватой. Характерными степенями окисления хрома в соединениях являются +2, +3 и +6, но наиболее всего распространены и устойчивы соединения хрома(+3).

Оксид и гидроксид хрома(II) проявляют основные свойства и являются сильными восстановителями. Соединения хрома(III) – самые устойчивые и многочисленные. Оксид и гидроксид хрома(III) амфотерны. Оксид хрома(III) с кислотами и растворами щелочей практически не взаимодействует, но при спекании с карбонатом калия и щелочами образует хромиты. Свежеприготовленный гидроксид хрома(III) легко растворяется и в растворах кислот, и в растворах щелочей с образованием аквакомплексных и гидроксокомплексных солей, например:



В степени окисления +6 хром образует соединения, свойственные неметаллам: хромовый ангидрид CrO₃, хромовая H₂CrO₄ и двуххромовая H₂Cr₂O₇ кислоты и соли этих кислот. Они известны своими окислительными свойствами, проявляющимися особенно заметно в кислой среде, и в меньшей степени - в щелочной:



Экспериментальная часть

Целью работы является получение и изучение свойств хрома и его характерных соединений.

Опыт 1. Взаимодействие хрома с кислотами

В две пробирки поместить по 10 капель соляной и азотной кислот, в каждую опустить по кусочку металлического хрома (феррохрома). Наблюдать выделение в первой пробирке газа и появление синей окраски, характерной для иона $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$. Взаимодействует ли хром с азотной кислотой? Слить азотную кислоту, промыть металл дистиллированной водой и добавить соляную кислоту. Наблюдается ли реакция в этом случае?

Описать опыт и наблюдения. Написать уравнения реакций. Объяснить, какое действие оказывает азотная кислота на хром.

Опыт 2. Соединения хрома(III)

а) *Получение и свойства оксида хрома(III)*. В фарфоровую чашку насыпать порошка дихромата аммония. Сформировать его в виде горки и спичкой поджечь вершину. Наблюдать бурное разложение соли. Как называется этот опыт? Какой цвет имеет полученный оксид? Проверить действие на оксид кислоты и щелочи.

Небольшую часть полученного оксида хрома(III) поместить в фарфоровый тигель, добавить равный объем карбоната калия и сплавить смесь. Охладить продукт сплавления, растворить его в воде. Отметить цвет раствора.

Описать опыт и наблюдения. Написать уравнения реакций разложения дихромата аммония, учитывая, что при этом, кроме оксида хрома(III), образуются вода и азот, а также взаимодействия оксида хрома(III) с карбонатом калия с образованием хромита калия. Отметить инертность Cr_2O_3 в растворах кислот и щелочей. Сделать вывод о свойствах оксида хрома(III).

б) *Получение и свойства гидроксида хрома(III)*. В двух пробирках осадить гидроксид хрома(III) взаимодействием соли хрома(III) с раствором аммиака. Испытать отношение полученного вещества к действию кислоты и щелочи.

В отчете написать уравнения реакций получения гидроксида хрома(III), его взаимодействия с серной кислотой и щелочью. Сделать вывод о кислотно-основных свойствах гидроксида хрома(III).

в) *Гидролиз солей хрома(III)*. Одну каплю раствора соли хрома(III) поместить на универсальне. Индикаторне. Бумажке и определить pH раствора.

Описать опыт. Написать уравнение гидролиза в молекулярном и ионном виде. Объяснить, как могло бы повлиять нагревание раствора на гидролиз этой соли.

г) *Восстановительные свойства солей хрома(III)*. В пробирке получить гидроксохромат(III) калия (см. опыт 2б). К раствору прилить 2 - 3 капли бромной воды, пробирку слегка подогреть. Наблюдать изменение окраски раствора.

В отчете написать уравнение окисления CrCl_3 в щелочной среде бромной водой, учитывая, что появление желтой окраски свидетельствует об образовании хромата. Уравнять реакцию методом полуреакций.

Опыт 3. Получение малорастворимых хроматов

В двух пробирках к 5 каплям растворов хромата и дихромата калия добавить по 2 - 3 капли раствора хлорида бария. Отметить различие в окраске полученных осадков. Наблюдать за изменениями, происходящими в пробирке с дихроматом.

Описать опыт. Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде. Объяснить, почему при взаимодействии хлорида бария с хроматами и дихроматами щелочных металлов образуется одно и то же вещество – хромат бария.

Опыт 4. Смещение равновесия между хроматами и дихроматами

В пробирку поместить 2–3 капли раствора хромата калия, прибавить несколько капель раствора серной кислоты. Отметить изменение цвета раствора. Сюда же добавить несколько капель раствора щелочи. Раствор приобретает первоначальную окраску. Опыт повторить два–три раза. Описать опыт. Написать уравнения взаимных переходов хроматов в дихроматы. Сформулировать вывод о влиянии среды на существование растворимых хроматов и дихроматов.

Опыт 5. Окислительные свойства соединений хрома(VI)

В три пробирки поместить 4–5 капель раствора дихромата калия, добавить 3–4 капли серной кислоты (из штатива). В первую пробирку прилить несколько капель раствора йодида калия, во вторую добавить один микрошпатель сульфита натрия и пробирку слегка подогреть, в третью пробирку внести один микрошпатель сульфата железа(II). Наблюдать за изменением окраски растворов. Описать опыт. Написать уравнения реакций, уравнивать их методом полуреакций.

Работа 7. Марганец

Изучение химических свойств марганца и его соединений имеет большое познавательное значение вследствие их разнообразия и широкого применения.

Марганец – металл со средней восстановительной способностью: в ряду напряжений он находится между алюминием и цинком, его электродный потенциал отрицателен (-1,18 В). Марганец активно взаимодействует с кислотами, а со щелочами этот металл не взаимодействует.

В периодической системе марганец расположен в седьмой группе. В его атоме имеется семь валентных электронов в состоянии $3d^5 4s^2$. В соединениях марганец проявляет степени окисления +2, +3, +4, +6 и +7. Максимальная степень окисления соответствует группе в периодической системе, в которой находится марганец, и числу валентных электронов в его атоме.

У одновалентных соединений марганца при увеличении его степени окисления наблюдается закономерное изменение основно-кислотных и окислительно-восстановительных свойств. Так, в ряду оксидов основные свойства ослабевают, а кислотные усиливаются:

MnO	Mn ₂ O ₃	MnO ₂	MnO ₃	Mn ₂ O ₇
основной	основной	амфотерный	кислотный	кислотный

Также изменяются основно-кислотные свойства гидроксидов:

$Mn(OH)_2$	$Mn(OH)_3$	$Mn(OH)_4$ или H_2MnO_3	H_2MnO_4	$HMnO_4$
основание	основание	амфолит	кислота	кислота

Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца зависят от степени его окисления: металлический марганец – восстановитель, соединения марганца(+7) – окислители, а соединения в промежуточных степенях окисления (+2, +3, +4, +6) обладают окислительно-восстановительной двойственностью и при определенных условиях многие из них диспропорционируют.

В химической практике в качестве окислителя очень часто используется перманганат калия $KMnO_4$. Его окислительная активность и состав продуктов восстановления зависят от среды раствора:

кислая среда	$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- = Mn^{2+} + 4H_2O$	$\varphi = 1,531 \text{ В}$
нейтральная среда	$MnO_4^- + 2H_2O + 3e^- = MnO_2 + 4OH^-$	$\varphi = 0,621 \text{ В}$
щелочная среда	$MnO_4^- + e^- = MnO_4^{2-}$	$\varphi = 0,558 \text{ В}$

Экспериментальная часть

Цель работы. Получение и исследование свойств марганца и его наиболее распространенных соединений.

Опыт 1. Получение марганца и его отношение к кислотам

а) *Получение порошкообразного марганца.* В сухую пробирку поместить кристаллический оксалат марганца и нагреть в пламени спиртовки до разложения соли с образованием мелкодисперсного металла. В отчете написать уравнение реакции и объяснить, к какому типу она относится (межмолекулярная, внутримолекулярная, диспропорционирование и т.д.)

б) *Взаимодействие марганца с кислотами.* В пять пробирок налить по несколько капель кислот: соляной, серной разбавленной, серной концентрированной, азотной разбавленной, азотной концентрированной.

Во все пробирки внести порошкообразного марганца, полученного в предыдущем опыте. Описать ход реакций, написать их уравнения.

Опыт 2. Получение и исследование свойств гидроксида марганца(II)

В три пробирки внести по 2 - 3 капли раствора сульфата марганца(II) и в каждую добавить по 2 - 3 капли раствора щелочи; наблюдать образование осадка $Mn(OH)_2$, отметить цвет осадка.

В первую пробирку добавить 6 капель серной кислоты - осадок растворяется.

Содержимое второй пробирки перемешать стеклянной палочкой – осадок изменяет окраску. В третью пробирку прилить 5 - 6 капель бромной воды – окраска осадка также изменяется.

Описать опыт. Написать уравнения реакций: а) получения гидроксида марганца(II); б) взаимодействия $Mn(OH)_2$ с серной кислотой; в) окисление его кисло-

родом воздуха (при перемешивании) с образованием гидроксида марганца(IV) – в этой реакции участвует также вода; г) его окисления бромной водой с образованием MnO_2 . Сделать вывод об основно-кислотных и окислительно-восстановительных свойствах гидроксида марганца(II).

Опыт 3. Окислительно-восстановительные свойства MnO_2

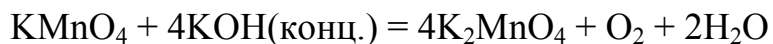
а) *Окислительные свойства диоксида марганца.* В пробирку внести микрошпатель MnO_2 , прилить 4 капли концентрированной соляной кислоты, пробирку подогреть. Наблюдать выделение хлора. *Опыт проводить под тягой!*

Написать уравнение реакции, какова роль MnO_2 в этой реакции? Подобрать коэффициенты методом полуреакций.

б) *Восстановительные свойства диоксида марганца.* В тигель поместить гранулу гидроксида калия и микрошпатель нитрата калия. Смесь расплавить в пламени спиртовки и внести на кончике микрошпателя несколько кристалликов диоксида марганца. Отметить цвет полученного расплава. В отчете описать опыт, написать уравнение реакции окисления MnO_2 до K_2MnO_4 (манганат калия), подобрать коэффициенты методом полуреакций.

Опыт 4. Получение и свойства манганата калия

а) *Получение манганата калия.* В пробирку внести 5 - 6 капель концентрированного раствора $NaOH$ (или KOH). Добавить 3 - 4 капли раствора перманганата калия и нагреть смесь на спиртовке до изменения цвета раствора на изумрудно-зеленый, который свидетельствует об образовании манганата калия по реакции:



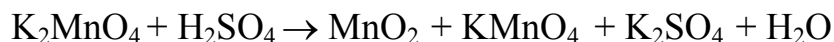
Раствор манганата разлить в три пробирки и использовать в следующих опытах. В отчете написать уравнение реакции и определить, к какому типу она относится.

б) *Взаимодействие манганата калия с хлором.* К раствору манганата калия в первой пробирке прилить 4 - 5 капель хлорной воды (или бромной) – наблюдается изменение окраски раствора. Указать, как изменяется окраска раствора. Написать уравнение реакции. Определить роли K_2MnO_4 и хлора (брома) в этой реакции. Коэффициенты найти методом полуреакций.

в) *Взаимодействие манганата калия с сульфитом натрия.* Во вторую пробирку с раствором манганата калия добавить микрошпатель кристаллического сульфита натрия. Наблюдать обесцвечивание раствора и появление коричневого осадка MnO_2 . Качественной реакцией на сульфат-ион SO_4^{2-} доказать его образование в ходе реакции. Написать уравнение реакции взаимодействия манганата калия с сульфитом натрия и определить роли K_2MnO_4 и Na_2SO_3 в этой реакции.

г) *Диспропорционирование манганата калия в нейтральной среде.* Манганат калия устойчив в сильнощелочной среде. При нейтрализации щелочи кислотой он разлагается. В пробирку с полученным перед этим щелочным раствором мангана-

та калия (третья пробирка) медленно, по каплям, прибавлять разбавленную серную кислоту. При этом наблюдается изменение окраски раствора и выпадение осадка, что свидетельствует о протекании реакции:



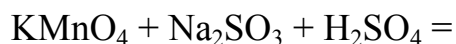
Определить тип реакции, уравнивать ее методом полуреакций.

По опытам 4б, 4в и 4г сделать вывод об окислительно-восстановительных свойствах соединений марганца(VI) - манганатов.

Опыт 5. Влияние среды на свойства перманганата калия

В трех пробирках провести параллельно три реакции между перманганатом калия и сульфитом натрия:

– в первой пробирке реакция проводится в кислой среде:



– во второй пробирке реакция проводится в нейтральной среде:



– в третьей пробирке - в щелочной среде:



Описать изменения, наблюдавшиеся в каждой из пробирок при протекании реакции. Закончить уравнения всех трех реакций, имея в виду, что в кислой среде происходит восстановление ионов до ионов Mn^{2+} , в нейтральной среде – до оксида марганца(IV), а в щелочной среде – до манганат-ионов. При этом продуктом окисления сульфита натрия во всех трех случаях является сульфат натрия.

Сделать вывод о том, как изменяются окислительные свойства перманганата калия при переходе от кислой среды к нейтральной.

Работа 8. ЖЕЛЕЗО, КОБАЛЬТ, НИКЕЛЬ

Железо, кобальт и никель – d-элементы (металлы) восьмой группы периодической системы близки по физическим и химическим свойствам, поэтому их изучают совместно как «семейство железа».

В электрохимическом активности (ряду напряжений) эти металлы расположены в средней части, до водорода. Они взаимодействуют с соляной и разбавленной серной кислотами с выделением водорода и окислением до двухвалентного состояния. В концентрированных серной и азотной кислотах металлы пассивируются (что позволяет концентрированную H_2SO_4 перевозить в железных цистернах). С разбавленной азотной кислотой железо и кобальт взаимодействуют с образованием $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ и $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, а никель – с образованием $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$. Никель устойчив к действию щелочных растворов и расплавов; железо и кобальт взаимодействуют с концентрированными (>50 %) растворами щелочей при нагревании, что свидетельствует об их слабой амфотерности.

Для всех трех элементов в соединениях характерна степень окисления +2, однако соединения двухвалентного железа (как гидроксид, так и соли) окисляют-

ся до трехвалентного состояния кислородом воздуха. Соединения кобальта(II) и никеля(II) устойчивее подобных соединений железа; например, соединения никеля(II) окисляются до никеля(III) действием более сильных, чем кислород, окислителей: H_2O_2 , NaClO и т.п. Из этого следует, что соединения кобальта(III) и никеля(III) обладают окислительными свойствами; действительно, эти свойства наблюдаются при взаимодействии $\text{Ni}(\text{OH})_3$ и $\text{Co}(\text{OH})_3$ с соляной кислотой: вместо обменных реакций наблюдаются окислительно-восстановительные реакции с выделением хлора и образованием NiCl_2 и CoCl_2 .

Окислительные свойства соединений железа(III) выражены слабее: они не выделяют хлор из соляной кислоты, но с йодоводородной кислотой HI и её солями (йодидами) окислительно-восстановительные реакции с образованием йода возможны. Окислительные свойства солей железа(III) также можно наблюдать при их взаимодействии с сульфидами щелочных металлов и аммония: в этих реакциях железо(+3) восстанавливается сульфид-ионами до двухвалентного состояния и наблюдается образование FeS и серы.

Для железа, кобальта и никеля характерно существование большого числа различных комплексных соединений. Особенно интересно наблюдать образование окрашенных амминокомплексных соединений кобальта и никеля и цианокомплексных соединений железа – берлинской лазури и турнбулевой сини. Современными исследованиями установлено, что их состав одинаков, а разная окраска обусловлена различным строением этих веществ.

Железо отличается от кобальта и никеля существованием ферратов – соединений в степени окисления +6. Их получают в щелочных средах действием сильных окислителей (Cl_2 , Br_2 , O_3 , NaClO и др.) на гидроксид железа(III). Растворимые ферраты Na_2FeO_4 , K_2FeO_4 и малорастворимый BaFeO_4 – сильные окислители.

Экспериментальная часть

Целью работы является исследование свойств металлов семейства железа; получение и исследование свойств соединений железа, кобальта и никеля.

Опыт 1. Взаимодействие металлов с кислотами

а) *Взаимодействие железа с кислотами.* В три пробирки внести по 5 капель 2 н. растворов кислот: соляной, серной и азотной. В четвертую пробирку внести 4 капли концентрированной серной кислоты. В каждую пробирку поместить по одному кусочку железной стружки. Пробирку с концентрированной серной кислотой подогреть. Наблюдать протекание реакций. Затем в каждую пробирку прибавить по одной капле раствора роданида калия, который с ионами железа(+3) образует соединение $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ с характерной красной окраской. Убедится в том, что в соляной и разбавленной серной кислоте образуются ионы железа(+2), а в азотной и концентрированной серной кислоте (при нагревании) – ионы железа(+3).

В отчете описать опыт, написать уравнения реакций и сформулировать общий вывод о взаимодействии железа с кислотами.

б) *Взаимодействие кобальта и никеля с кислотами.* Поместить в три пробирки по маленькому кусочку кобальтовой стружки. В первую пробирку внести 2 н. соляную кислоту, во вторую – 2 н. серную, в третью – 2 н. азотную кислоту (все кислоты добавлять по 4 - 5 капель). Пробирки слегка нагреть и наблюдать выделение газообразных продуктов. Обратит внимание на окраску образующихся растворов солей. В отчете описать опыт, написать уравнения реакций и сформулировать общий вывод о взаимодействии кобальта с кислотами.

Проделать такие же опыты, используя никелевую стружку. Отметить окраску образующихся растворов солей. В отчете описать опыт, написать уравнения реакций и сформулировать общий вывод о взаимодействии никеля с кислотами.

Опыт 2. Получение и исследование свойств гидроксидов железа(II), кобальта(II) и никеля(II)

а) *Гидроксид железа(II).* В солях железа(II) вследствие частичного окисления кислородом воздуха всегда присутствует железо(III). Поэтому в опытах используется наиболее устойчивая к окислению на воздухе двойная соль – соль Мора $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ или её раствор, которой готовится непосредственно перед опытом (в пробирку засыпают один микрошпатель соли Мора и растворяют в 3 - 4 каплях воды). В уравнениях реакций вместо формулы соли Мора можно пользоваться формулой сульфата железа(II), так как эта соль практически полностью диссоциирует при растворении в воде на все составляющие её ионы.

В пробирку с 3 - 4 каплями раствора соли Мора прибавить по каплям 2 н. раствор щелочи до выпадения осадка $\text{Fe}(\text{OH})_2$ яблочно-зеленого цвета. Перемешать полученный осадок стеклянной палочкой и наблюдать переход окраски в бурый цвет вследствие окисления гидроксида железа(II) в гидроксид железа(III), формулу которого следует записывать в виде $\text{FeO}(\text{OH})$, так как катион железа(+3) обладает сильным поляризующим действием, следствием которого является протекание в момент образования $\text{Fe}(\text{OH})_3$ реакции:



В отчете описать опыт и написать уравнения реакций: а) образования гидроксида железа(II); б) его окисления в гидроксид железа(III) под действием кислорода воздуха и воды; в) превращения $\text{Fe}(\text{OH})_3$ в гидроксид оксожелеза(III).

б) *Гидроксид кобальта(II).* В две пробирки внести по 2 - 3 капли раствора соли кобальта(II) и добавлять по каплям раствор щелочи. Сначала появляется синий осадок основной соли, который затем становится розовым, что указывает на образование гидроксида кобальта(II). Осадок в одной пробирке размешать стеклянной палочкой, а в другую прибавить 2 - 3 капли 3 %-ного раствора пероксида водорода. В какой из пробирок наблюдается окисление $\text{Co}(\text{OH})_2$?

В отчете описать опыт и написать уравнения реакций. Пробирку с гидроксидом кобальта(III) сохранить для опыта 3.

в) *Гидроксид никеля(II).* В три пробирки поместить по 2 - 3 капли раствора соли никеля(II) и добавлять по каплям раствор щелочи до выпадения осадка $\text{Ni}(\text{OH})_2$. В первой пробирке осадок перемешать стеклянной палочкой, во вторую

добавить 2–3 капли 3 %-ного раствора H_2O_2 , а в третью – одну каплю бромной воды. В каком случае происходит окисление $\text{Ni}(\text{OH})_2$?

В отчете описать опыт и написать уравнения реакций. Пробирку с гидроксидом никеля(III) сохранить для опыта 3.

По опыту 2 сделать общий вывод об изменении восстановительных свойств однокатионных соединений в ряду $\text{Fe}(\text{OH})_2 - \text{Co}(\text{OH})_2 - \text{Ni}(\text{OH})_2$.

Опыт 3. Окислительные свойства $\text{Co}(\text{OH})_3$ и $\text{Ni}(\text{OH})_3$

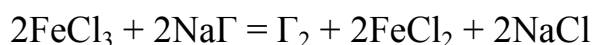
Слить жидкость с осадков гидроксидов кобальта(III) и никеля(III), полученных во втором опыте, и подействовать на них концентрированной соляной кислотой (*опыт проводить в вытяжном шкафу!*). Пробирки подогреть на спиртовке, прикрыв их фильтровальной бумагой, смоченной раствором йодида калия. Наблюдать образование йода на бумаге.

В отчете описать опыт и написать уравнения реакций: а) взаимодействия гидроксидов кобальта(III) и никеля(III) с соляной кислотой; б) образования йода на фильтровальной бумаге. Сделать вывод об изменении окислительных свойств соединений в ряду: $\text{Fe}(\text{OH})_3 - \text{Co}(\text{OH})_3 - \text{Ni}(\text{OH})_3$.

Опыт 4. Свойства ионов железа(+2) и железа(+3)

а) *Восстановительные свойства ионов Fe^{2+}* . В двух пробирках провести реакции растворов перманганата и дихромата калия, подкисленных их серной кислотой с кристаллическим сульфатом железа(II). В отчете написать уравнения реакций. Используя значения окислительно-восстановительных потенциалов полуреакций, приведенные ниже, определить, возможно ли окисление ионов Co^{2+} и Ni^{2+} перманганатом и дихроматом калия. Сделать вывод о восстановительных свойствах ионов Fe^{2+} в сравнении с ионами Co^{2+} и Ni^{2+} .

б) *Окислительные свойства ионов Fe^{3+}* . Используя значения окислительно-восстановительных потенциалов полуреакций, приведенные в конце описания этой работы, определите, какой галоген можно получить в молекулярном виде по реакции:



Осуществить реакцию получения этого галогена и подтвердить его образование качественной реакцией. В отчете описать опыт и сделать вывод об окислительных свойствах соединений железа(III).

Опыт 5. Гидролиз солей железа

а) *Гидролиз FeSO_4 и FeCl_3* . Приготовить или взять из штатива готовые растворы сульфата железа(II) и хлорида железа(III). С помощью универсальной индикаторной бумаги определить водородный показатель и среду растворов.

Пробирку с раствором FeCl_3 подогреть на спиртовке, сравнить значения водородного показателя нагретого и холодного раствора.

Описать опыт, написать уравнения гидролиза обеих солей. Какая из них (FeSO_4 или FeCl_3) и почему в большей степени подвергается гидролизу? Ответ мотивировать, используя представления о поляризующей способности катионов.

Написать уравнения гидролиза FeCl_3 при нагревании. Чем объясняется различия в значениях рН холодного и нагретого раствора соли?

б) *Совместный гидролиз FeCl_3 и карбоната натрия.* К 3 - 4 каплям раствора хлорида железа(III) прибавить по каплям раствор карбоната натрия. Наблюдать выпадение бурого осадка $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и выделение газа. Какой газ выделяется? В отчете объяснить, почему в присутствии карбоната натрия гидролиз FeCl_3 идет до конца и написать уравнение (уравнения) реакций.

Опыт 6. Получение и исследование сульфидов железа

а) *Сульфид железа(II).* В две пробирки поместить по 5 - 6 капель свежеприготовленного раствора соли Мора. В одну пробирку добавить 2 капли сероводородной воды, в другую – 2 капли раствора сульфида аммония. В какой пробирке выпал осадок сульфида железа(II)? Проверить растворимость осадка в разбавленной серной кислоте.

В отчете описать опыт и объяснить, почему сульфид железа(II) не выпадает при действии H_2S , но образуется при действии $(\text{NH}_4)_2\text{S}$? Написать уравнения реакций образования FeS и его взаимодействия с соляной кислотой в ионном и молекулярном виде.

б) *Действие H_2S и $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ на соли железа(III).* В две пробирки поместить по 3 - 4 капли раствора FeCl_3 . В первую добавить две капли сероводородной воды, во вторую – 2 капли раствора сульфида аммония. Наблюдать образование в обеих пробирках коллоидной серы. Отметить, что при действии сульфида аммония образуется, кроме серы, осадок сульфида железа(II), тогда как при действии H_2S такой осадок не выпадает. В отчете объяснить, почему в обеих пробирках образуется сера и почему FeS образуется только при действии сульфида аммония. Написать уравнения окислительно-восстановительных реакций взаимодействия хлорида железа(III) с H_2S и с $(\text{NH}_4)_2\text{S}$.

Опыт 7. Получение и исследование ферратов

В пробирку поместить пинцетом несколько кусочков измельченного гидроксида калия, добавить 1 - 2 капли насыщенного раствора FeCl_3 и (под тягой!) 2 капли брома. После слабого нагревания образуется фиолетовый раствор феррата калия K_2FeO_4 , в котором железо находится в степени окисления +6.

Внести в полученный раствор 3 - 4 капли раствора хлорида бария и наблюдать выпадение красно-фиолетового осадка феррата бария BaFeO_4 .

Оба феррата получены в щелочной среде, в которой они устойчивы. Проверить на опыте устойчивость ферратов в кислой среде. Для этого осторожно слить из пробирки жидкость и добавить к осадку по каплям разбавленную соляную кислоту. Наблюдать вначале выделение газа и изменение цвета осадка, а затем полное растворение осадка.

Описать опыт и написать уравнения реакций: а) окисления хлорида железа(III) бромом в щелочной среде; б) образования малорастворимого феррата бария; в) разложения феррата бария при действии первых капель HCl с образованием Fe_2O_3 , O_2 , BaCl_2 и H_2O (к какому типу относится эта реакция?); г) растворения Fe_2O_3 в избытке соляной кислоты.

Опыт 8. Комплексные соединения железа, кобальта и никеля

а) *Получение «турнбулевой сини» и «берлинской лазури».* Приготовить в пробирке раствор сульфата железа(II) и добавить одну каплю красной кровяной соли $K_3[Fe(CN)_6]$. Наблюдать образование осадка комплексного соединения, тривиальное название которого «турнбулева синь». Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме, указать номенклатурные названия обоих соединений.

Поместить в пробирку 2 - 3 капли раствора хлорида железа(III) и добавить одна каплю раствора желтой кровяной соли $K_4[Fe(CN)_6]$. Наблюдать выпадение осадка «берлинской лазури». Написать молекулярное и ионное уравнения образования комплексного соединения, привести его номенклатурное название.

В отчете отметить, что современные исследования показали идентичность состава турнбулевой сини и берлинской лазури, которые несколько отличаются строением комплексов (Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия, часть вторая, раздел III, глава 8).

б) *Аквакомплекс кобальта(II) и его разрушение.* Написать стеклянной палочкой, смоченной раствором хлорида кобальта(II), какую-либо цифру или слово на фильтровальной бумаге. Подсушить бумагу до почти полного исчезновения надписи, а затем подогреть на пламени спиртовки, пока надпись не станет видимой. Обратит внимание на последующее обесцвечивание надписи при охлаждении бумаги. Описать и объяснить опыт, имея в виду, что простые ионы Co^{2+} имеют синюю окраску, а аквакомплексные $[Co(H_2O)_6]^{2+}$ – розовую.

в) *Амминокомплексное соединение кобальта(II).* К 3 - 4 каплям соли кобальта(II) прибавить по каплям 25 %-ный раствор аммиака до выпадения гидроксида кобальта(II) и его дальнейшего растворения с образованием комплексного соединения, в котором кобальт имеет координационное число 6. Полученные раствор перемешать стеклянной палочкой, наблюдая за изменением окраски вследствие окисления полученного комплексного соединения кобальта(II) в комплексное соединение кобальта(III). Прилить в пробирку 2 - 3 капли раствора сульфида аммония, наблюдать выпадение осадка (какого вещества?).

В отчете описать опыт и написать уравнения реакций: а) образования амминокомплексного соединения кобальта(II); б) его окисления кислородом воздуха; в) взаимодействия амминокомплекса кобальта(III) с сульфидом аммония.

Сделать вывод об устойчивости степеней окисления +2 и +3 для кобальта в некомплексных и комплексных соединениях, имея в виду, что обычные соединения кобальта(II) кислородом воздуха не окисляются (опыт 1б). Указать в выводе причину разрушения амминокомплекса кобальта(III) сульфидом аммония.

г) *Амминокомплексное соединение никеля(II).* К 5 каплям раствора соли никеля(II) прибавить по каплям 25 %-ный раствор аммиака до выпадения осадка гидроксида никеля(II) и его дальнейшего растворения вследствие образования комплексного соединения. Отметить, как изменяется при этом цвет раствора. Добавить к полученному раствору 2 - 3 капли раствора сульфида аммония. Наблюдать выпадение осадка (какого вещества?).

В отчете описать опыт и привести уравнения реакций образования амминокомплексного соединения никеля(II) и его взаимодействия с сульфидом аммония.

Объяснить причину разрушения комплекса, используя значения константы нестойкости комплекса ($2 \cdot 10^{-9}$) и произведения растворимости NiS ($1,4 \cdot 10^{-24}$).

По опыту 8 сформулировать общий вывод о свойствах катионов железа, кобальта никеля в реакциях комплексообразования.

Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы
некоторых полуреакций

Элемент	Полуреакция	φ^0 , В
Железо	$\text{Fe} - 2e = \text{Fe}^{2+}$	-0,44
	$\text{Fe}^{2+} - e = \text{Fe}^{3+}$	+ 0,77
	$\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{OH}^- - e = \text{Fe}(\text{OH})_3$	-0,56
	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^- - 3e = \text{FeO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$	+ 0,72
Кобальт	$\text{Co} - 2e = \text{Co}^{2+}$	-0,28
	$\text{Co}^{2+} - e = \text{Co}^{3+}$	+ 1,81
	$\text{Co}(\text{OH})_2 + \text{OH}^- - e = \text{Co}(\text{OH})_3$	+ 0,17
Никель	$\text{Ni} - 2e = \text{Ni}^{2+}$	-0,25
	$\text{Ni}^{2+} - e = \text{Ni}^{3+}$	> +2
	$\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{OH}^- - e = \text{Ni}(\text{OH})_3$	+0,49
Другие	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e = 4\text{OH}^-$	+0,40
	$\text{Cl}_2 + 2e = 2\text{Cl}^-$	+1,36
	$\text{Br}_2 + 2e = 2\text{Br}^-$	+1,07
	$\text{I}_2 + 2e = 2\text{I}^-$	+0,54
	$\text{S}^{2-} - 2e = \text{S}$	-0,48
	$\text{H}_2\text{S} - 2e = \text{S} + 2\text{H}^+$	+0,14
	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,51
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,33

СОДЕРЖАНИЕ

Работа 1. Качественные реакции	2
Работа 2. Галогены	
Работа 3. Сера	
Работа 4. p-Элементы пятой группы	
Работа 5. p-Элементы четвёртой группы	
Работа 6. Хром	
Работа 7. Марганец	
Работа 7. Железо, кобальт, никель	