

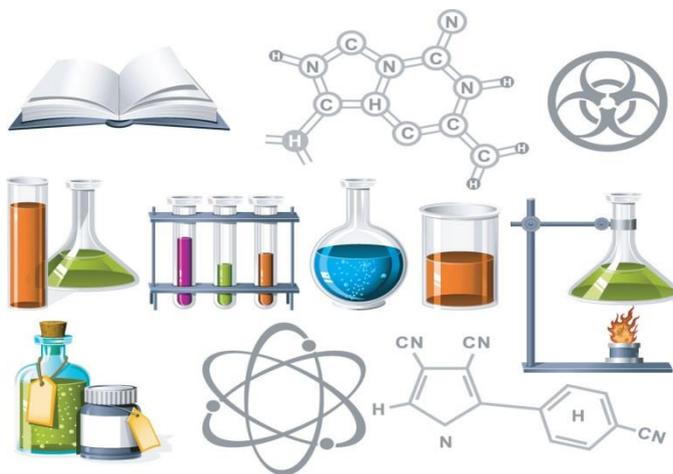
МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

РЯЗАНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ РАДИОТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ

им. В.Ф. УТКИНА

ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

Методические указания
к лабораторным работам



Рязань 2023

УДК 665

Химия элементов: методические указания к лабораторным работам / Рязан. гос. радиотехн. ун-т; сост: Л.И. Лобанова, В.С. Логинов. Рязань, 2023. 32 с.

Составлены в соответствии с рабочим учебным планом по дисциплинам «Общая и неорганическая химия» и содержат материал для выполнения лабораторных работ.

Предназначены студентам всех форм обучения для подготовки бакалавров по направлению «Химическая технология».

Табл.1. Ил. нет. Библиогр.: 8 назв.

Свойства соединений бериллия, магния, алюминия, олова, свинца, азота, фосфора, галогенов, хрома, марганца, железа, кобальта, никеля, меди, серебра, цинка, ртути, кадмия.

Печатается по решению редакционно-издательского совета Рязанского государственного радиотехнического университета.

Рецензент: кафедра химической технологии Рязанского государственного радиотехнического университета (зав. кафедрой канд. тех. наук, доц. В.В. Коваленко)

Химия элементов

Составители: Лобанова Лариса Ивановна
Логинов Владислав Сергеевич

Редактор Р.К. Мантурова
Корректор С.В. Макушина

Подписано в печать 05.03.23. Формат бумаги 60x84 1/16.

Бумага писчая. Печать трафаретная. Усл. печ. л. 2,0

Тираж 25 экз. Заказ

Рязанский государственный радиотехнический университет.
390005, Рязань, ул. Гагарина, 59/1.

Редакционно-издательский центр РГРТУ.

Содержание

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1. СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ БЕРИЛЛИЯ, МАГНИЯ, КАЛЬЦИЯ, СТРОНЦИЯ И БАРИЯ.	2
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2 СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ АЛЮМИНИЯ, ОЛОВА И СВИНЦА	5
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3 СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ АЗОТА И ФОСФОРА	9
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4 СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ ГАЛОГЕНОВ И СЕРЫ.....	11
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 5 СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ ХРОМА И МАРГАНЦА.....	14
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 6 СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ ЖЕЛЕЗА, КОБАЛЬТА, НИКЕЛЯ	18
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 7 СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ МЕДИ И СЕРЕБРА	23
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 8 СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ ЦИНКА, КАДМИЯ И РТУТИ.....	28

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1.
СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ БЕРИЛЛИЯ,
МАГНИЯ, КАЛЬЦИЯ, СТРОНЦИЯ И БАРИЯ.

Опыт 1. Получение и свойства гидроксида бериллия.

В две пробирки с раствором соли бериллия добавьте раствор аммиака до выпадения осадка. В одну пробирку добавьте раствор соляной кислоты, в другую раствор щелочи.

Напишите уравнения реакций. Сделайте вывод о свойствах гидроксида бериллия.

Опыт 2. Гидролиз соли бериллия в присутствии карбоната натрия.

К раствору соли бериллия добавьте раствор карбоната натрия до образования осадка основной соли. Объясните, почему не образуется карбонат бериллия.

Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции взаимодействия соли бериллия с карбонатом натрия в присутствии воды.

Опыт 3. Восстановительные свойства магния.

В металлическую ложечку поместите немного порошка магния и накалите на спиртовке. Как только магний загорится, спиртовку следует убрать. После охлаждения ложечки с продуктами горения магния подействуйте на них несколькими каплями воды. Определите по запаху, какой газ выделяется при этом. Что собой представляет осадок? С какими составными частями воздуха вступает во взаимодействие магний?

Напишите уравнения реакций горения магния на воздухе и взаимодействия продуктов горения с водой.

Опыт 4. Действие воды на магний в зависимости от условий реакции.

В две пробирки насыпьте немного магния и налейте воды. Реагирует ли магний с водой при комнатной температуре?

Содержимое одной пробирки нагрейте до кипения. По окончании реакции к полученному раствору добавьте одну каплю фенолфталеина. Дайте объяснения наблюдаемым явлениям.

К содержимому другой пробирки добавьте раствор хлорида аммония. Происходит бурное растворение магния, так как хлорид аммония способствует растворению оксидной пленки, находящейся на поверхности магния.

Напишите уравнения реакций.

Опыт 5. Взаимодействие магния с кислотами.

В одну пробирку налейте немного раствора соляной кислоты, в другую – раствор серной кислоты, в третью – азотной кислоты. В каждую пробирку внесите по кусочку магния. Какие газы выделяются? Напишите уравнения реакций.

Опыт 6. Получение и свойства гидроксида магния.

В три пробирки с раствором сульфата магния добавьте раствор щелочи. Испытайте отношение полученного гидроксида магния к растворам кислоты, щелочи и хлорида аммония. Объясните происходящие явления.

Напишите уравнения реакций.

Опыт 7. Маркировочная реакция на магний.

Поверхность сплава магния зачистите наждачной бумагой, промойте водой и протрите фильтровальной бумагой. Затем нанесите на поверхность сплава 2-3 капли соляной кислоты.

Через 1-2 мин раствор снимите с поверхности металла фильтровальной бумагой. На обработанную поверхность сплава нанесите две капли 3%-го раствора соли железа (III). Что наблюдается? Объясните причину выделения газа.

Напишите уравнения протекающих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 8. Получение малорастворимых соединений.

1. В три пробирки внесите по 3-4 капли растворов солей кальция, стронция и бария. В каждую пробирку добавьте по 2-3 капли сульфата натрия. Осадки разделите на две части: к одной добавьте соляной кислоты, к другой – насыщенный раствор сульфата аммония.

Составьте уравнения возможных реакций. Отметьте результаты своих наблюдений.

2. В четыре пробирки внесите по 3-4 капли растворов солей магния, кальция, стронция и бария, в каждую добавьте по 2-3 капли раствора щелочи. Что наблюдается? Составьте уравнения реакций.

3. В три пробирки внесите по 3-4 капли растворов солей кальция, стронция и бария, в каждую добавьте по 2-3 капли оксалата аммония. Осадок разделите на две части: к одной прилейте соляной, к другой – уксусной кислоты. Что происходит?

Составьте уравнения происходящих реакций.

4. В три пробирки внесите по 3-4 капли растворов солей кальция, стронция и бария. В каждую пробирку добавьте по 2-3 капли хромата калия. Испытайте отношение осадков к хлороводородной и уксусной кислотам.

Те же опыты повторите с раствором соли дихромата калия.

5. В четыре пробирки внесите по 2-3 капли растворов солей магния, кальция, стронция и бария. В каждую пробирку добавьте по 3-4 капли гидрофосфата натрия. Испытайте отношение полученных осадков к соляной и уксусной кислотам.

Составьте уравнения всех происходящих реакций. Результаты исследования занесите в таблицу.

Свойства осадков

Ионы	Свойства (цвет осадка, его растворимость в кислотах)			
	Сульфаты	Оксалаты	Хроматы	Гидрофосфаты
Mg^{2+}				
Ca^{2+}				
Sr^{2+}				
Ba^{2+}				

Опыт 9. Качественные реакции на катион Ca^{2+} .

Налейте в пробирку 2-3 капли раствора соли кальция, 1-2 капли уксусной кислоты и 3-4 капли раствора оксалата аммония. В результате реакции выпадает белый кристаллический осадок оксалата кальция. Составьте уравнение реакции.

Реакция с гексацианоферратом (II) калия. К 2-3 каплям раствора соли кальция прибавьте по капле растворов гидроксида аммония и хлорида аммония, содержимое пробирки осторожно нагрейте и прибавьте 2-3 капли насыщенного раствора $K_4[Fe(CN)_6]$. Выпадает белый кристаллический осадок $CaK_2[Fe(CN)_6]$, не растворимый в уксусной кислоте. Составьте уравнение реакции.

Опыт 10. Качественные реакции на катион Sr^{2+} .

К 2-3 каплям раствора соли стронция добавьте несколько капель насыщенного раствора сульфата аммония. Выпадает белый кристаллический осадок

Опыт 11. Качественные реакции на катион Ba^{2+} .

К 3-4 каплям раствора соли бария добавьте каплю ацетата натрия и 3-4 капли дихромата калия. В результате реакции выпадает желтый кристаллический осадок. Составьте уравнение реакции.

Ионы стронция и кальция при действии $K_2Cr_2O_7$ осадков не образуют. Хромат стронция растворим в уксусной кислоте.

Контрольные вопросы и задачи

1. К равным объемам 0,1 М растворов солей бериллия, магния и кальция в отдельных стаканах приливают избыток раствора гидроксида аммония. Не прибегая к расчету, укажите, в каком из стаканов формульное количество осадка будет больше. Ответ поясните.

2. Составьте уравнения реакций, которые необходимо провести для осуществления следующих превращений:
 $Be \rightarrow BeO \rightarrow BeCl_2 \rightarrow Be(OH)_2 \rightarrow$ тетрагидроксобериллат натрия $\rightarrow Na_2BeO_2$;

$Mg \rightarrow MgO \rightarrow MgCO_3 \rightarrow Mg(HCO_3)_2 \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow$ гидроксохлорид магния.

3. Почему карбонат магния растворяется в природной воде? Ответ поясните соответствующими уравнениями реакций.

4. Почему при добавлении хромата и дихромата калия к раствору соли бария выпадают осадки одинакового цвета? Составьте уравнения протекающих реакций.

5. Составьте уравнения реакций, которые необходимо провести для осуществления следующих превращений:
 $Ca \rightarrow CaO \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2 \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow$ гидроксохлорид кальция.

6. Почему карбонат кальция растворяется в природной воде? Ответ поясните соответствующими уравнениями реакций.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2

СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ АЛЮМИНИЯ, ОЛОВА И СВИНЦА

Опыт 1. Образование гидроксида алюминия и его химические свойства.

1. Две алюминиевые пластинки очистите от оксида алюминия наждачной бумагой. Пластинки поместите в фарфоровую чашку и добавьте несколько капель раствора нитрата ртути (II). Через 5 минут промойте пластинки водой. Одну из них вытрите фильтровальной бумагой и оставьте на воздухе, а другую опустите в стакан с водой. Наблюдайте происходящие явления, напишите уравнения реакций.

2. Получите в двух пробирках гидроксид алюминия действием раствора щелочи на раствор соли алюминия. Напишите уравнение реакции и отметьте цвет и растворимость гидроксида в воде.

В пробирку с осадком гидроксида алюминия прибавляйте по каплям раствор кислоты. Периодически встряхивайте содержимое и наблюдайте растворение осадка. Напишите уравнение реакции. В ту же пробирку прибавляйте по каплям раствор щелочи. Наблюдайте вновь образование осадка гидроксида и растворение его при добавлении избытка щелочи. Составьте уравнения реакций.

Во вторую пробирку с гидроксидом алюминия прибавляйте по каплям раствор гидроксида аммония (аммиачной воды). Наблюдайте растворение осадка с образованием амминокомплекса алюминия.

Какие свойства проявляет гидроксид алюминия в реакциях с основаниями и кислотой?

Опыт 2. Получение фосфата алюминия.

К 2–3 мл раствора хлорида алюминия добавьте по каплям раствор гидрофосфата натрия Na_2HPO_4 и наблюдайте образование белого осадка AlPO_4 . Проверьте действие на осадок сильных и уксусной кислот. Напишите уравнения реакций.

Опыт 3. Восстановительные свойства алюминия.

Подействуйте на алюминий (стружки или гранулы) разбавленными и концентрированными растворами кислот (хлороводородной, серной, азотной) и щелочи.

Отметьте случаи отсутствия химической реакции (видимого выделения газообразных веществ). Составьте уравнения реакций.

Опыт 4. Пассивирование алюминия.

Погрузите зачищенную алюминиевую пластинку на 5 мин. в 10%-й раствор дихромата калия. После выдержки пластинку промойте. Подействуйте на пластинку кислотой. Вступает ли алюминий в реакцию?

Опыт 5. Гидролиз солей алюминия.

Определите с помощью универсального индикатора pH растворов хлорида или сульфата алюминия и сульфида натрия.

Экспериментально проверьте возможность образования сульфида алюминия, подействовав на раствор соли алюминия раствором сульфида натрия. Наблюдайте выпадение осадка и выделение газа. Какой газ выделяется? Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза.

Опыт 6. Получение гидроксида свинца (II). Свойства гидроксида свинца (II).

Налейте в пробирку 2–3 мл раствора нитрата свинца (II) $Pb(NO_3)_2$ или ацетата свинца (II) $Pb(CH_3COO)_2$. Получите гидроксид действием раствора щелочи. На гидроксид свинца (II) подействуйте раствором азотной кислоты и раствором щелочи.

Каков характер гидроксида свинца (II)?

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 7. Образование йодида свинца (II).

К 2–3 мл раствора ацетата свинца (II) $Pb(CH_3COO)_2$ прибавьте несколько капель раствора йодида калия. Получив осадок йодида свинца (II) PbI_2 , прибавьте в пробирку немного воды, 2н раствора уксусной кислоты и содержимое нагрейте. Наблюдайте растворение осадка. Охладите пробирку струей холодной воды и наблюдайте выпадение блестящих золотистых кристаллов йодида свинца (II).

Напишите уравнения реакций.

Опыт 8. Отношение свинца к кислотам.

В двух пробирках на кусочки свинца подействуйте разбавленными растворами азотной и уксусной кислот. Составьте уравнения реакций.

В двух других пробирках проверьте отношение свинца к горячим растворам концентрированных HNO_3 и H_2SO_4 . Какой вывод можно сделать по результатам этих реакций об активности свинца? Составьте полные уравнения всех реакций, учитывая, что в концентрированной серной кислоте образуется гидросульфат свинца и SO_2 , а в разбавленной азотной кислоте – нитрат свинца и NO , в концентрированной – NO_2 .

Опыт 9. Исследование свойств гидроксида свинца (II).

В две пробирки налейте по 2–3 капли соли свинца (II) и добавьте в каждую пробирку по несколько капель щелочи до выпадения осадка. Отметив цвет осадка, составьте уравнение реакции.

По таблице растворимости выберите кислоту, в которой полностью растворяется полученный осадок. Проверьте свой выбор экспериментально. В другую пробирку добавьте щелочи до полного растворения $Pb(OH)_2$ в результате образования тетрагидроксоплюмбата натрия. Сделайте вывод о свойствах гидроксида свинца (II).

Опыт 10. Получение малорастворимых солей свинца.

1. В пробирку с 2-3 каплями соли свинца (II) добавьте столько же капель сульфида натрия. Составьте уравнение реакции и укажите цвет осадка.

К полученному осадку, помешивая стеклянной палочкой, добавьте по каплям 3%-ый раствор пероксида водорода до изменения цвета осадка в результате окисления PbS до сульфата свинца (II). Составьте полное уравнение происходящей реакции в щелочной среде, используя полуреакцию для пероксида водорода.

2. В три пробирки налейте по 3-4 капли раствора нитрата свинца. В одну из них прибавьте 1 каплю разбавленной серной кислоты, в другую – такой же объем соляной, в третью – немного раствора йодида калия. Составьте уравнения происходящих реакций в молекулярной и ионной формах и укажите цвета осадков.

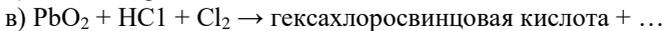
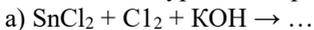
3. К осадку хлорида свинца, полученному в предыдущем опыте, добавьте концентрированную соляную кислоту, а к йодиду свинца по каплям, помешивая смесь стеклянной палочкой, прибавьте насыщенный раствор KI до полного растворения.

Составьте уравнения происходящих реакций. Координационное число иона Pb^{2+} равно удвоенной валентности свинца. Назовите полученные комплексы. Чем объясняется тот факт, что нерастворимые в воде $PbCl_2$ и PbI_2 растворяются соответственно в избытке концентрированной соляной кислоты и йодиде калия?

Контрольные вопросы и задачи

1. Как получить тетрагидроксоаннат (II) натрия, имея металлическое олово, соляную кислоту и раствор щелочи? Напишите уравнения соответствующих реакций.

2. Закончите уравнения реакций:



3. Известно, что у свинца характерные степени окисления четные, т.е. (+2) и (+4), но есть соединение Pb_2O_3 . Опишите структуру данного вещества. Известно, что оно сплавляется с щелочами и при этом одновременно образуется смесь плюмбата и плюмбита. Составьте полное уравнение этой реакции.

4. Составьте уравнения гидролиза нитратов олова (II) и свинца (II). Какова среда растворов этих солей? Как можно уменьшить степень гидролиза каждой из этих солей?

5. Сравните амфотерные свойства оксидов олова, свинца и их гидроксидов.

6. В чем различие действия избытка гидроксидов аммония и натрия на раствор соли алюминия? Напишите уравнения реакций.

7. Охарактеризуйте химические свойства оксидов бора и алюминия.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3

СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ АЗОТА И ФОСФОРА

1. Получение и свойства аммиака и его соединений

Опыт 1. Получение и свойства аммиака.

Поместите в пробирку примерно 0,5 г смеси хлорида аммония и гидроксида натрия. Нагрейте.

Поднесите к отверстию пробирки полоску фильтровальной бумажки, смоченную фенолфталеином. Что происходит? Какие свойства обнаруживаются у водного раствора аммиака? Напишите уравнение реакции образования NH_3 .

Напишите уравнение диссоциации.

Опыт 2. Получение аммиачного комплекса.

Налейте в пробирку 5-6 капель сульфата меди (II) и добавьте по каплям раствор аммиака до образования осадка. Напишите уравнение реакции получения гидроксида меди (II). Потом прилейте избыток раствора NH_4OH и наблюдайте растворение осадка в результате образования комплексного иона темно-синего цвета – тетрааммина меди (II).

Опыт 3. Восстановление перманганата калия в слабощелочной среде аммиаком.

Внесите в пробирку 1-2 капли раствора перманганата калия и 3-5 капель 25%-го раствора аммиака. Полученную смесь слегка подогрейте на маленьком пламени спиртовки. Отметьте изменение окраски до коричневой в результате образования осадка диоксида марганца.

Напишите уравнение реакции, считая, что аммиак окисляется в основном до свободного азота.

2. Химические свойства солей азотистой кислоты

Опыт 4. Восстановительные свойства нитритов.

К подкисленному серной кислотой раствору перманганата калия прилейте несколько капель раствора (или небольшое количество порошка) нитрита калия или натрия. Как и почему изменился цвет раствора? Напишите уравнение реакции.

Опыт 5. Окислительные свойства нитритов.

Налейте в пробирку 3-4 капли раствора йодида калия, подкислите его раствором серной кислоты и добавьте 2 капли раствора (или небольшое количество порошка) нитрита натрия или калия. Что происходит?

Составьте уравнение реакции, имея в виду, что нитрит-ион восстанавливается до оксида азота (II) и образуется свободный йод.

3. Химические свойства солей азотной кислоты

Опыт 6. Окислительные свойства азотной кислоты.

Возьмите в пробирку небольшое количество порошка металлического железа и добавьте 5-8 капель разбавленной азотной кислоты. Какой газ при этом образуется? Напишите уравнение реакции. То же самое в другой пробирке сделайте с кусочком медной стружки. Ответьте на вопрос, растворяется ли медь при обычных условиях в разбавленном растворе HNO_3 ? Затем содержимое этой пробирки слегка нагрейте. Что наблюдается? Составьте уравнение реакции.

4. Получение и свойства соединений фосфора

Опыт 7. Свойства малорастворимых фосфатов.

Налейте в две пробирки по 3-4 капли растворов сульфата меди (II) и сульфата хрома (III). Добавьте в каждую пробирку по 3 капли гидрофосфата натрия. Отметьте цвет образовавшихся осадков *ортофосфатов* меди и хрома и составьте уравнения реакций их получения, учитывая, что одним из продуктов реакции является дигидрофосфат натрия.

Осадки разделите на две части. К одной части добавьте соляной, а к другой – уксусной кислоты. Отметьте наблюдаемые явления. Какой из осадков растворяется в уксусной кислоте?

Составьте уравнения происходящих реакций в молекулярной и ионной формах, учитывая, что с сильными кислотами ортофосфаты образуют H_3PO_4 , а с уксусной кислотой – только дигидрофосфаты.

Опыт 8. Образование малорастворимого ортофосфата железа (III).

К 3–4 каплям раствора хлорида или сульфата железа (III) добавьте 2–3 капли раствора тиоцианата аммония. Окраска раствора определяется образованием соединения $\text{Fe}(\text{SCN})_3$. В пробирку влейте 1 мл раствора ортофосфата натрия.

Объясните исчезновение окраски раствора и образование осадка. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Контрольные вопросы и задачи

1. Составьте уравнение реакции разложения азотной кислоты.
2. Как взаимодействует разбавленная и концентрированная азотная кислота с цинком и оловом?
3. Составьте ионные и молекулярные уравнения реакций получения аммиачных комплексов кобальта (III) и цинка (II).
4. Напишите уравнения реакций взаимодействия оксидов азота (III) и азота (IV) с водой. Как будут протекать эти реакции в присутствии избытка кислорода?
5. Напишите уравнения реакций получения ортофосфорной кислоты: а) из фосфорного ангидрида; б) красного фосфора; в) фосфата кальция.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4

СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ ГАЛОГЕНОВ И СЕРЫ

1. Свойства соединений серы

1.1. Химические свойства соединений серы (-2)

Опыт 1. Восстановительные свойства сульфидов.

Налейте в две пробирки по 3-4 капли раствора сульфида натрия. В одну из них добавьте 3-4 капли хлорной воды, в другую – такое же количество концентрированной азотной кислоты.

Напишите уравнения реакций и отметьте изменения, происходящие при протекании реакций.

1.2. Свойства соединений серы (+4)

Опыт 2. Свойства соединений серы (+4).

В пробирку, содержащую 6-9 капель дихромата калия и 3-4 капли раствора серной кислоты, прибавьте несколько кристалликов сульфита

натрия. Отметьте переход оранжевой окраски дихромат- иона в зеленую, характерную для иона хрома (III). Составьте уравнение происходящей реакции.

1.3. Свойства соединений серы (+6)

Опыт 3. Взаимодействие серной кислоты с металлами.

В две пробирки внесите медные стружки. В первую пробирку добавьте несколько капель концентрированной серной кислоты, во вторую – такое же количество разбавленной. Осторожно нагрейте растворы и наблюдайте, в каком случае происходит растворение меди. Составьте уравнение реакции.

Испытайте действие разбавленной и концентрированной серной кислоты на цинк. Напишите уравнения происходящих реакций и отметьте их особенности.

Опыт 4. Окисление органических соединений.

В сухом стеклянном стакане или в пробирке смешайте 0,5 г сахарной пудры или глюкозы с несколькими каплями воды. Подействуйте на смесь 10-15 каплями концентрированной серной кислоты. Смесь перемешайте стеклянной палочкой и наблюдайте, что происходит. Результаты опыта опишите и составьте уравнения реакции обезвоживания (дегидратации) углеводов – сахарозы или глюкозы – в присутствии концентрированной серной кислоты.

Опыт 5. Качественная реакция на сульфат-ионы.

Налейте в пробирку 1-2 капли раствора серной кислоты и добавьте такое же количество раствора хлорида бария. Наблюдайте образование осадка и исследуйте растворимость его в кислотах и щелочах. Напишите уравнения происходящих реакций.

Исследование свойств тиосульфата натрия

Опыт 6. Взаимодействие с раствором соляной кислоты.

Налейте в пробирку 4-5 капель раствора тиосульфата натрия и добавьте такое же количество разбавленной соляной кислоты. Внимательно наблюдайте за всеми изменениями, происходящими в пробирке. Напишите уравнение реакции и укажите, какой газ выделяется и почему раствор мутнеет.

Опыт 7. Взаимодействие с хлорной водой.

Налейте в пробирку 4-5 капель раствора тиосульфата натрия и добавьте 2-3 капли хлорной воды (Cl_2). Обратите внимание на исчезновение запаха хлора. Составьте уравнение реакции, имея в виду,

что сильные окислители окисляют тиосульфаты до сульфатов, а при недостатке Cl_2 образуется элементарная сера.

Опыт 8. Обесцвечивание йодной воды.

В пробирку с 6-9 каплями йодной воды по каплям добавьте раствор тиосульфата натрия. Что наблюдается? Составьте уравнение реакции, учитывая, что более слабые окислители, в данном случае I_2 , переводят тиосульфат в соль тетраионовой кислоты $\text{H}_2\text{S}_4\text{O}_6$. Эта реакция является качественной и применяется для обнаружения в растворах тиосульфат-иона.

2. Свойства соединений галогенов

Получение малорастворимых галогенидов и исследование их свойств

Опыт 9. Взаимодействие с нитратом серебра (качественная реакция).

Налейте в три пробирки по 3-4 капли растворов галогенидов натрия или калия и добавьте в каждую пробирку по 2-3 капли нитрата серебра. Наблюдайте выпадение осадков, отметьте их цвета. (**Осадки сохраните для следующего опыта**). Напишите уравнения реакций.

Опыт 10. Растворение галогенидов серебра в водном растворе аммиака

К осадкам из опыта 9 добавьте по 5-6 капель раствора аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Какие осадки растворяются? Напишите уравнения реакций.

Опыт 11. Взаимодействие с солями свинца (II)

К растворам галогенидов натрия или калия добавьте раствор нитрата свинца (II). Отметьте цвет образующихся осадков. Полученные осадки прокипятите. Если осадки не растворяются, долейте воды и снова прокипятите. Пробирки охладите под краном с холодной водой. Сделайте вывод о растворимости галогенидов свинца в воде.

Контрольные вопросы и задачи

1. Что является окислителем в разбавленной и концентрированной серной кислоте? Ответ подтвердите уравнениями соответствующих реакций.

2. Что происходит при кипячении серы с раствором щелочи? Напишите уравнение реакции.

3. Можно ли получить сероводород действием азотной кислоты на сульфид железа (II)? Ответ поясните, составьте уравнение реакции.

4. Какие три типа реакций характерны для оксида серы (+4)? Какое равновесие устанавливается при растворении сернистого газа в воде? Одинакова ли растворимость диоксида серы в воде и растворах кислот и щелочей?

5. Составьте уравнение реакции окисления перманганатом калия тиосульфата натрия в тетрагидрате натрия. Приведите структурно-графические формулы тиосульфата и тетрагидрата натрия и укажите степени окисления серы в этих соединениях.

6. Как изменяется окислительная способность в ряду F-Cl-Br-I? Напишите уравнения реакций, подтверждающие окислительные свойства хлора, брома и йода.

7. Объясните изменение степени диссоциации и окислительных свойств хлора в ряду: HClO – HClO_2 – HClO_3 – HClO_4 .

8. Назовите кислородсодержащие кислоты хлора, брома и йода и их соли по систематической номенклатуре.

9. Почему повышается растворимость йода в воде в присутствии йодида калия?

10. Обоснуйте основные валентности и степени окисления галогенов в основном и возбужденном состоянии с учетом строения атома элемента.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 5

СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ ХРОМА И МАРГАНЦА

1. Свойства соединений хрома

1.1. Получение и химические свойства соединений хрома (II)

Опыт 1. Восстановление дихромата калия.

В пробирку емкостью 15-20 мл насыпьте 1/3 шпателя дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, и прилейте на 1/3 объема пробирки концентрированную хлороводородную кислоту. Реакционную смесь аккуратно нагревайте в вытяжном шкафу до полного прекращения выделения образующегося в реакции газообразного хлора. Наблюдайте переход оранжевой окраски дихромата в зеленую, характерную для ионов хрома (III), образующихся в результате восстановления дихромат-ионов. **Раствор оставьте для опыта 2.**

Составьте уравнение реакции методом электронно-ионного баланса.

Опыт 2. Получение хлорида хрома (II).

В пробирку с полученным в опыте 1 хлоридом хрома (III) прилейте еще небольшое количество концентрированной соляной кислоты. Для защиты от окисления кислородом воздуха добавьте 0,5 мл толуола.

Затем поместите в пробирку несколько гранул цинка. Наблюдайте восстановление хлорида хрома (III) до хлорида хрома (II) атомарным водородом, который очень бурно выделяется при взаимодействии цинка с концентрированной HCl. Реакцию проводите до перехода зеленой окраски раствора в голубую, характерную для ионов Cr^{+2} . Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции образования водорода и получения соли хрома (II).

1.2. Получение и свойства соединений хрома (III)

Опыт 3. Получение гидроксида хрома (III).

Получите в двух пробирках гидроксид хрома (III) реакцией ионного обмена между раствором соли хрома (III) $Cr_2(SO_4)_3$, и раствором гидроксида натрия или калия.

Напишите ионное и молекулярное уравнения получения реакции, отметьте цвет осадка гидроксида хрома (III) и его растворимость в воде. **Осадок гидроксида хрома (III) сохраните для следующего опыта.**

Опыт 4. Химические свойства гидроксида хрома (III).

Гидроксид хрома взаимодействует с кислотами и щелочами с образованием в растворах соответственно аква- и гидроксокомплексов.

Осуществите указанные реакции, используя полученный в опыте 3 гидроксид хрома (III). По какому признаку можно судить о протекании реакций?

Составьте ионные и молекулярные уравнения реакций. Какие свойства проявляет гидроксид хрома (III) в каждой из реакций?

1.3. Получение и свойства соединений хрома (VI)

Опыт 5. Получение нерастворимых солей хрома (VI).

Хромат свинца (II) имеет желтый, а дихромат свинца (II) – красный цвет. Оба соединения нерастворимы в воде.

Попытайтесь получить хромат и дихромат свинца (II) реакциями ионного обмена из растворов соответствующих солей. Какой цвет имеют полученные соединения?

Аналогичные реакции осуществите с солями бария $BaCl_2$ и серебра $AgNO_3$.

Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций. Отметьте цвет полученных соединений.

Опыт 6. Получение пероксида хрома.

Оксиды и кислоты, в состав которых входят перекисные ионы ($-O-O-)^{2-}$, называются пероксидами и пероксокислотами (надкислотами).

Получают их при взаимодействии соответствующих соединений с пероксидом водорода. Пероксид хрома (CrO_5) и надхромовая кислота (H_2CrO_6) устойчивы в эфирном слое, но и в эфире постепенно разлагаются в результате внутримолекулярной окислительно-восстановительной реакции с образованием ионов хрома (+3) и кислорода.

В пробирку налейте 3-5 капель разбавленной серной кислоты, равный объем пероксида водорода, 2-3 капли диэтилового (серного) эфира и добавьте несколько капель хромата K_2CrO_4 . После энергичного встряхивания эфирный слой окрашивается в характерный для пероксида хрома синий цвет.

Наблюдайте в водном слое выделение кислорода и постепенный переход синей окраски в зеленую вследствие восстановления пероксида хрома до хрома (III). Составьте уравнения протекающих реакций.

Опыт 7. Получение надхромовой кислоты.

К 2–3 мл раствора дихромата калия $K_2Cr_2O_7$, подкисленного серной кислотой, осторожно добавьте несколько капель пероксида водорода. Каков цвет раствора образовавшейся калиевой соли надхромовой кислоты?

Содержимое пробирки разделите на две части и к одной из них прибавьте избыток серной кислоты. Что происходит? Напишите уравнения реакций, имея в виду, что образуется соль надхромовой кислоты $K_2Cr_2O_{12}$, которая в кислой среде разлагается с выделением кислорода.

2. Свойства соединений марганца

2.1. Получение и свойства соединений марганца (II)

Опыт 8. Получение и свойства гидроксида марганца (II).

К 2–3 мл раствора соли марганца (II) прибавьте такой же объем раствора щелочи. Содержимое пробирки разделите на три части. Одну часть оставьте стоять на воздухе, в другую добавьте раствор кислоты, в третью – раствор щелочи. Что происходит с осадком на воздухе? Какими свойствами обладает гидроксид марганца (II)?

Напишите уравнения реакций, укажите цвет осадка и сделайте вывод о свойствах гидроксида марганца (II).

Опыт 9. Получение и свойства сульфида марганца (II).

В пробирку налейте 3 капли раствора соли марганца (II) и добавьте 5 капель сульфида натрия. Отметьте образование осадка и исследуйте растворимость его в разбавленных кислотах.

Напишите уравнения происходящих реакций и укажите цвет осадка.

Опыт 10. Окисление солей марганца (II) в щелочной среде.

В пробирку налейте 3-4 капли раствора гидроксида натрия, 5-6 капель пероксида водорода и одну каплю соли марганца (II). Наблюдайте изменение окраски раствора и напишите уравнение происходящей реакции.

2.2. Свойства соединений марганца (IV)

Опыт 11. Окислительные свойства оксида марганца (IV).

В две пробирки внесите небольшие количества оксида марганца (IV) MnO_2 . В одну прилейте 5-6 капель концентрированной серной кислоты, в другую – такое же количество концентрированной соляной кислоты. Осторожно нагрейте содержимое пробирок до выделения газа. Напишите уравнение происходящих реакций.

2.3. Получение и свойства соединений марганца (VI) и (VII)

Опыт 12. Получение и свойства манганата калия.

К 2–3 мл раствора перманганата калия добавьте концентрированный раствор щелочи и нагрейте до появления зеленой окраски. Полученный раствор разбавьте водой. Что происходит? Сделайте вывод о влиянии среды на устойчивость соединений марганца (VI).

Напишите уравнения реакций.

Опыт 13. Окислительные свойства перманганата калия.

В три пробирки налейте по 1-2 капли раствора перманганата калия. В одну пробирку прилейте 3-4 капли раствора серной кислоты, во вторую – 3-4 капли воды, в третью – 3-4 капли концентрированной щелочи. В каждую пробирку внесите по несколько кристалликов сульфита натрия. Какие изменения происходят в пробирках? Пользуясь методом полуреакций, напишите уравнения реакций, отметив окраски полученных растворов и осадка.

Контрольные вопросы и задачи

1. Напишите полные электронные формулы атомов хрома и молибдена.
2. Какие степени окисления проявляют хром, молибден, вольфрам в соединениях? Приведите примеры соединений.
3. Как получают хром, молибден и вольфрам в промышленности и в лаборатории? Как изменяется химическая активность в ряду «хром – молибден – вольфрам»? Напишите реакции, характеризующие различия в химической активности.
4. Какие свойства проявляют соединения хрома (III) в окислительно-восстановительных реакциях? Приведите соответствующие электронно-ионные уравнения.
5. В какой среде хроматы проявляют наибольшую окислительную активность? Напишите соответствующее электронно-ионное уравнение и окислительно-восстановительный потенциал.
6. Почему при действии сероводородной воды на раствор соли марганца (II) осадок не образуется, а при действии сульфида натрия на раствор этой же соли происходит образование осадка?
7. Какие свойства проявляет оксид марганца (IV) в реакциях с концентрированными соляной и серной кислотами?
8. В какой среде и почему перманганат проявляет максимальную окислительную способность?
9. Как изменяются кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов марганца степеней окисления (+2), (+4), (+6), (+7)? Чем это можно объяснить? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
10. Методом полуреакций составьте уравнения следующих окислительно-восстановительных процессов:

$$\text{KMnO}_4 + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$$

$$\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$$

$$\text{KMnO}_4 + \text{NH}_3 + \text{KOH} \rightarrow \dots$$

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 6

СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ ЖЕЛЕЗА, КОБАЛЬТА, НИКЕЛЯ

Опыт 1. Взаимодействие железа с кислотами.

В три пробирки налейте немного разбавленных растворов кислот: в первую – соляной, во вторую – серной, в третью – азотной. В каждую пробирку поместите немного железных опилок или кусочек железной стружки. Наблюдайте происходящие процессы.

Затем в каждую пробирку прибавьте по 1 капле сильно разбавленного раствора роданида калия или аммония. Что происходит? Составьте уравнения всех реакций методом полуреакций.

В отдельной пробирке железные опилки облейте 2-3 каплями концентрированной серной кислоты (плотность 1,84 г/мл.). Смесь осторожно нагрейте до кипения. Что наблюдается?

Полученный раствор осторожно разбавьте пятикратным объемом воды, добавьте 1 каплю роданида калия, убедитесь, что железо окисляется до Fe^{3+} . Составьте уравнение реакции, учитывая, что сульфат-ион восстанавливается максимально.

Опыт 2. Вытеснение некоторых металлов из растворов их солей.

В чистые пробирки налейте несколько капель растворов хлорида олова (II) и сульфата меди (II). В каждую пробирку опустите железный гвоздь, предварительно очищенный наждачной бумагой. Напишите в ионной форме уравнения наблюдаемых реакций.

Опыт 3. Получение гидроксидов железа (II), кобальта (II) и никеля (II). Окисление их кислородом воздуха.

Используя свежеприготовленный раствор соли двухвалентного железа, растворы солей кобальта и никеля, получите гидроксиды этих металлов. Отметьте цвет полученных осадков [в пробирке с солью кобальта сначала появляется синий осадок основной соли кобальта, который затем становится розовым в результате образования $\text{Co}(\text{OH})_2$].

Содержимое всех пробирок тщательно перемешайте. Что наблюдается? Составьте уравнения происходящих реакций.

К осадкам $\text{Co}(\text{OH})_2$ и $\text{Ni}(\text{OH})_2$ прибавьте раствор пероксида водорода. В какой пробирке происходит изменение цвета? Составьте уравнения происходящих реакций: окисления $\text{Co}(\text{OH})_2$ пероксидом водорода, а также окисления и $\text{Co}(\text{OH})_2$ и $\text{Ni}(\text{OH})_2$ бромом в щелочной среде.

Опыт 4. Получение малорастворимых солей.

Получение карбоната двухвалентного железа. В большую пробирку налейте примерно 2-3 мл дистиллированной воды и нагрейте до кипения для удаления растворенного кислорода и CO_2 . После охлаждения кипяченой воды в той же пробирке растворите несколько крупинок соли Мора и добавьте немного раствора карбоната натрия. Наблюдается образование осадка.

Напишите уравнения реакций получения карбоната железа (II) и окисления его кислородом воздуха в присутствии воды.

Получение сульфидов. В три пробирки налейте растворы солей Fe^{2+} , Co^{2+} и Ni^{2+} , в каждую из них добавьте раствора сульфида натрия. Отметьте цвет выпавших осадков и составьте молекулярные и ионные уравнения происходящих реакций.

Опыт 5. Восстановительные свойства двухвалентного железа.

Восстановление азотной кислоты. В пробирку налейте концентрированную азотную кислоту и добавьте несколько кристалликов соли железа (II), не перемешивая содержимое пробирки. Что наблюдается?

После прекращения выделения оксида азота (II) раствор разбавьте пятикратным объемом воды и добавьте **1 каплю** роданида аммония или калия. Наблюдается кроваво-красное окрашивание. Составьте уравнение реакции.

Восстановление пероксида водорода в кислой и щелочной среде. В пробирку налейте несколько капель соли железа (II), подкислите серной кислотой и добавьте раствор H_2O_2 . Для доказательства образования ионов Fe^{3+} добавьте 1 каплю роданида. Наблюдается ли окрашивание?

Проверьте опытным путем, как протекает восстановление пероксида водорода солью двухвалентного железа в щелочной среде. Для этого в другую пробирку налейте раствор соли железа (II), прилейте щелочи и затем – раствор H_2O_2 . Отметьте цвет образовавшегося $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Составьте уравнения реакций.

Восстановление нитрата серебра. В пробирку налейте раствор соли железа (II) и прилейте немного раствора нитрата серебра. Наблюдайте, как при перемешивании легко образуется осадок тонкодисперсного металлического серебра. Напишите уравнение реакции. Сделайте вывод об окислительно-восстановительных свойствах соединений железа (II).

Опыт 6 . Получение гидроксида железа (III) и исследование его свойств.

В две пробирки внесите по 6-8 капель раствора хлорида железа (II) и в обе добавьте немного щелочи. Что наблюдается? В одну пробирку добавьте разбавленный раствор сильной кислоты до растворения осадка, во второй пробирке проверьте возможность образования гексагидроксиферрата (III) натрия, создав избыток концентрированной щелочи.

Несмотря на отсутствие явного взаимодействия со щелочами при обычных условиях, гидроксид железа (III) проявляет амфотерные

свойства. Он легко сплавляется со щелочами и карбонатами щелочных металлов, образуя соли железистой кислоты (HFeO_2). Водой ферриты полностью гидролизуются. Напишите уравнения реакций:

а) взаимодействия FeCl_3 со щелочью;

б) растворения гидроксида трехвалентного железа кислотой и щелочью;

в) образования ферритов при сплавлении, дописав следующие реакции:

$\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{KOH} = \dots;$

$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \dots;$

г) гидролиза феррита, протекающего при нагревании с образованием $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Опыт 7. Окислительные свойства трехвалентного железа.

Окисление йодида калия. В пробирку с 3-4 каплями раствора FeCl_3 добавьте 2-3 капли KI . В какой цвет окрашивается раствор? Составьте уравнение происходящей реакции.

Окисление сульфита натрия. В пробирку с 3-5 каплями раствора хлорида железа (III) добавьте несколько кристалликов сульфита натрия. При этом вначале появляется красное окрашивание, вследствие образования неустойчивого сульфита трехвалентного железа, которое исчезает через некоторое время. Составьте полное уравнение реакции методом полуреакций, учитывая, что реакция протекает в нейтральной среде.

Для доказательства образования ионов Fe^{2+} прибавьте каплю раствора гексацианоферрата (II) калия. Образование турбулевой сини подтверждает факт восстановления Fe^{3+} до Fe^{2+} .

Опыт 8. Комплексные соединения Fe^{2+} , Fe^{3+} , Co^{2+} , Co^{3+} и Ni^{2+} (качественные реакции).

Обнаружение ионов железа. Для обнаружения иона Fe^{2+} на свежеприготовленный раствор соли железа (II) подействуйте раствором $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, а для обнаружения иона Fe^{3+} к раствору FeCl_3 добавьте $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Составьте уравнения реакций.

Получение комплексного фосфата трехвалентного железа

В пробирку с 5-6 каплями раствора FeCl_3 добавьте 1 каплю сильно разбавленного раствора роданида аммония или калия и затем несколько капель насыщенного раствора ортофосфата натрия. Что наблюдается? Учитывая, что устойчивый комплекс дифосфатоферрат (III)-ион бесцветен, напишите уравнение соответствующей реакции.

Получение аммиачного комплекса Co^{2+} и окисление его кислородом воздуха и пероксидом водорода

К 3-6 каплям раствора соли кобальта (II) добавьте по каплям 25 %-ый раствор аммиака до выпадения осадка гидроксида кобальта (II) и его дальнейшего растворения в результате образования аммиаката, в котором координационное число равно 6. Составьте уравнение реакции.

Полученный раствор разлейте в две пробирки. Содержимое одной тщательно перемешайте стеклянной палочкой до изменения окраски вследствие окисления комплекса Co^{2+} в комплекс Co^{3+} кислородом воздуха в присутствии воды. Выразите этот процесс уравнением реакции методом полуреакции.

Во вторую пробирку добавьте 5-6 капель 3%-го раствора H_2O_2 . Составьте полное уравнение реакции.

Получение гексанитритокобальтата (III) калия

В пробирку налейте 5-6 капель CoCl_2 , подкислите 2н раствором уксусной кислоты и затем добавьте 1 микрошпатель нитрита натрия. Наблюдается интенсивное выделение оксида азота (II) и изменение цвета раствора в результате образования гексанитритокобальтата (III), являющегося качественным реактивом на ионы K^+ . Для доказательства этого к полученному раствору добавьте раствор KCl или KBr . Происходит обменная реакция.

Составьте уравнения всех реакций, отметив цвет комплекса и осадка гексанитритокобальтата (III) калия.

Получение диметилглиоксимата никеля (II)

На листок фильтровальной бумаги нанесите 3-4 капли раствора соли никеля и 1 – 2 капли аммиачного раствора диметилглиоксима. Реакция идет с образованием нерастворимого диметилглиоксимата никеля. Благодаря очень интенсивной и яркой окраске этого нерастворимого осадка, эту реакцию используют для обнаружения очень малых концентраций ионов Ni^{2+} в растворе.

Контрольные вопросы и задачи

1. Какой металл будет разрушаться первым на поверхности оцинкованного и никелированного железа? Почему? Приведите соответствующие уравнения реакций.

2. Подтвердите отношение железа к воде при комнатной температуре и при кипячении уравнениями реакции.

3. Составьте уравнение реакции растворения никеля в разбавленной азотной кислоте. Назовите полученные вещества.

4. Как получить из хлорида кобальта (II) гидроксохлорид кобальта. Приведите уравнение реакции.

5. Напишите уравнение реакции получения феррата натрия.
6. Составьте уравнение реакции растворения никеля в разбавленной серной кислоте.
7. Закончите уравнение реакции, расставив коэффициенты методом электронного баланса:
 $\text{FeCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{FeO}_4 + \dots$
 $\text{Ni}(\text{OH})_3 + \text{конц. HCl} \rightarrow \dots$
8. Напишите уравнение реакции получения гидроксида кобальта (III) из гидроксида кобальта (II).
9. Назовите комплексное соединение железа (III): $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{NO}_2)_6]$.
10. Какая степень окисления наиболее характерна для никеля? Приведите пример соединений с этой степенью окисления. Назовите их.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 7

СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ МЕДИ И СЕРЕБРА

Химические свойства меди и ее соединений

Опыт 1. Получение меди.

В пробирку налейте 10-15 капель сульфата меди и микрошпателем внесите немного цинковой пыли. Содержимое пробирки перемешайте. Что наблюдается? Составьте уравнение реакции. Пользуясь рядом стандартных электродных потенциалов, укажите, какие еще металлы могут вытеснять медь из растворов ее солей.

Опыт 2. Отношение меди к разбавленным и концентрированным кислотам.

В три пробирки налейте по 7-8 капель разбавленных растворов соляной, серной и азотной кислот. В каждую пробирку положите по кусочку металлической меди. Реагирует ли медь с кислотами при комнатной температуре? Осторожно нагрейте содержимое пробирок.

Что происходит? По величине электродного потенциала φ^0 определите поведение меди в разбавленных растворах кислот.

Проделайте аналогичный опыт с концентрированными кислотами при комнатной температуре и при осторожном нагревании. С какими кислотами взаимодействует медь? Составьте уравнения возможных реакций. Укажите, как изменяется цвет раствора, какой ион обуславливает эту окраску. Почему медь не реагирует с соляной и с разбавленной серной кислотой?

Опыт 3. Взаимодействие оксида меди (II) с разбавленными кислотами.

В две пробирки внесите по несколько крупинок оксида двухвалентной меди и прибавьте в одну пробирку соляной кислоты, а в другую – раствор щелочи. Что наблюдается? Сделайте вывод о свойствах CuO . Напишите уравнения происходящих реакций.

Опыт 4. Свойства гидроксида меди (II).

В четырех пробирках получите гидроксид меди (II). Исследуйте его поведение в азотной кислоте, в растворе серной кислоты и в концентрированной щелочи. В чем растворяется гидроксид меди? Какими свойствами он обладает?

Пробирку с нерастворившимся осадком осторожно нагрейте. Как изменяется цвет осадка? Почему? Приведите уравнения возможных реакций и сделайте соответствующие выводы.

В четвертую пробирку с гидроксидом меди (II) добавьте 8-10 капель глицерина и тщательно перемешайте. Составьте уравнение реакции образования глицерата меди, имея в виду, что первичные группы OH в молекуле глицерина более реакционноспособны, чем вторичные.

Опыт 5. Получение малорастворимых солей меди (II).

Получение сульфида меди. В пробирку с раствором соли двухвалентной меди прибавьте 1 каплю раствора сульфида натрия. Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде, запишите свои наблюдения.

Получение основного карбоната меди. В пробирку налейте 2-3 капли раствора сульфата меди (II) и прибавьте такой же объем раствора соды. Наблюдайте выпадение гидрокарбоната двухвалентной меди (II). Объясните, почему при взаимодействии солей меди с раствором соды не образуется средняя соль – карбонат меди.

Укажите цвет осадков в обеих пробирках. К полученным осадкам прилейте по 3-4 капли азотной кислоты. Что наблюдается? Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

К раствору сульфата меди (II) прибавьте по каплям, перемешивая, раствор красной кровяной соли – гексацианоферрата (II) калия. Что происходит? Приведите уравнение реакции в молекулярной и ионной форме, назовите полученный комплекс меди и укажите его цвет.

Опыт 6. Получение оксида меди (I).

К 1–2 мл раствора сульфата меди (II) прибавьте 0,5–1 мл концентрированного раствора гидроксида натрия и 1–2 мл раствора глюкозы $C_6H_{12}O_6$. Содержимое пробирки тщательно перемешайте и нагрейте. Наблюдайте образование желто-оранжевого осадка гидроксида меди (I), переходящего при нагревании в красный оксид меди (I). Продукт окисления глюкозы – глюконат натрия, соль глюконовой кислоты $C_6H_{12}O_7$.

Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции. Расставьте коэффициенты при помощи ионно-электронных уравнений

Опыт 7. Получение гидроксида меди (I) и разложение его при нагревании.

В пробирку с 2 каплями раствора соли двухвалентной меди прилейте 5-6 капель 10%-го раствора формальдегида. Осторожно нагрейте полученную смесь до кипения. Что происходит? Составьте уравнение реакции восстановления ионов меди (II) формальдегидом, который окисляется при этом до муравьиной кислоты. Добавьте к смеси 4-5 капель щелочи и наблюдайте выпадение осадка гидроксида меди (I). Приведите уравнения реакции образования гидроксида меди (I) и нейтрализации муравьиной кислоты щелочью, укажите название соли.

Отметьте цвет полученного осадка и продолжайте кипячение содержимого пробирки до перехода цвета осадка в красный, характерный для оксида меди (I). Составьте уравнение реакции термического разложения $CuOH$.

Опыт 8. Получение иодида меди (I).

Налейте в пробирку 2–3 мл раствора сульфата меди (II) и прибавьте такой же объем раствора йодида калия. Наблюдайте образование осадка йодида меди (I) CuI .

Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции. Дайте осадку отстояться, слейте часть раствора в другую пробирку и прибавьте несколько капель крахмала. Объясните изменение окраски раствора.

Для определения цвета осадка йодида меди (I) удалите йод, маскирующий окраску. В пробирку с осадком йодида меди (I) вливайте раствор сульфита натрия Na_2SO_3 до обесцвечивания раствора йода. Отметьте цвет йодида меди (I).

Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции

Опыт 9. Получение тиосульфатного комплекса одновалентной меди.

В пробирку с осадком CuI , полученным в предыдущем опыте, прибавьте несколько капель раствора тиосульфата натрия. Наблюдается полное растворение осадка в результате образования хорошо растворимого комплекса. Напишите уравнение реакции его получения, учитывая, что координационное число Cu^+ равно 2.

Соединения серебра

Опыт 10. Свойства оксида серебра.

Получение оксида серебра. В пробирку с раствором нитрата серебра (3-4 капли) прибавьте несколько капель щелочи до выпадения оксида серебра. Какое заключение можно сделать о прочности гидроксида серебра на основании этого опыта? Напишите уравнение реакции образования гидроксида серебра и его распада.

Окислительные свойства оксида серебра. В пробирку с 2-3 каплями раствора хлорида олова (II) добавьте по каплям раствор щелочи до растворения выпавшего сначала осадка гидроксида двухвалентного олова. К полученному щелочному раствору тетрагидроксостанната (II) натрия прибавьте 1-2 капли нитрата серебра. Наблюдается выпадение черного осадка тонкодисперсного металлического серебра.

Составьте уравнения реакций: а) образования тетрагидроксостанната (II) натрия; б) взаимодействия нитрата серебра со щелочью; в) реакции тетрагидроксостанната (II) натрия с оксидом серебра в щелочной среде, учитывая, что олово окисляется, образуя гексагидроксостаннат (IV) натрия.

Опыт 11. Получение комплекса серебра (I) с тиосульфатом

В пробирку с раствором нитрата серебра прибавьте по каплям раствор тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Наблюдайте образование осадка тиосульфата серебра. Отметьте цвет осадка.

Напишите уравнение реакции.

Прибавляя по каплям избыток раствора тиосульфата натрия, наблюдайте растворение осадка вследствие образования растворимого комплекса $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$.

Напишите уравнение реакции.

Опыт 12. Получение комплексного аммиачного основания серебра.

К осадку Ag_2O добавьте по каплям раствор аммиака. Наблюдайте растворение осадка вследствие образования растворимого

комплексного основания серебра, приведите его название и составьте уравнение реакции диссоциации. Сравните прочность комплексного основания и гидроксида серебра.

Опыт 13. Получение серебряного зеркала.

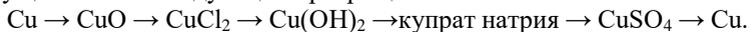
В маленьком стаканчике нагрейте до кипения 25-50 мл воды. В большую пробирку налейте 1-2 мл раствора нитрата серебра и прибавьте около 1 мл раствора аммиака, постоянно встряхивая пробирку после каждой капли до растворения выпавшего вначале осадка Ag_2O . К полученному прозрачному раствору прибавьте 10%-й раствор глюкозы в объеме, равном суммарному объему нитрата серебра и гидроксида аммония, находящихся в пробирке. Перемешайте раствор и поставьте пробирку в стаканчик с горячей водой. Через 2-3 минуты выньте пробирку из стаканчика и, вылив раствор, сполосните ее водой. Какое вещество выделилось из раствора на стенках пробирки? Составьте уравнение реакции, считая, что глюкоза переходит в глюконовую кислоту $\text{C}_5\text{H}_6(\text{OH})_5\text{COOH}$.

Контрольные вопросы и задачи

1. Гидроксид меди растворим в разбавленных кислотах и в растворе аммиака. Каково принципиальное различие протекающих при этом реакций? Напишите в молекулярном и ионном виде соответствующие уравнения реакций.

2. Почему в растворе нитрата серебра наблюдается нейтральная реакция среды?

3. Составьте уравнения реакций, которые необходимо провести для осуществления следующих превращений:



$\text{Ag} \rightarrow \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{нитрат диамминсеребра} \rightarrow \text{дицианоаргентат (I) калия}.$

4. Укажите окислитель и восстановитель в реакции взаимодействия оксида серебра с пероксидом водорода.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 8

СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ ЦИНКА, КАДМИЯ И РТУТИ

Опыт 1. Отношение цинка к кислотам и щелочам.

1.1. Взаимодействие цинка с кислотами (ПРОВОДИТСЯ В ВЫТЯЖНОМ ШКАФУ!)

Поместите в шесть пробирок по кусочку гранулированного цинка. Подействуйте на цинк разбавленными и концентрированными растворами кислот (HCl , H_2SO_4 , HNO_3). Отметьте внешние признаки реакций. Если протекание реакции не наблюдается, нагрейте пробирки. Напишите уравнения реакций.

1.2. Взаимодействие цинка со щелочью

Поместите в пробирку немного цинковой пыли и прилейте концентрированный раствор щелочи. Нагрейте. Наблюдайте выделение газа. Напишите уравнение реакции.

Опыт 2. Получение и свойства гидроксидов и оксидов кадмия и ртути (I, II).

Свойства гидроксида кадмия. Налейте в пробирку 1–2 мл раствора соли кадмия, прибавьте такой же объем раствора гидроксида натрия и содержимое пробирки перемешайте. Наблюдайте образование осадка.

Напишите уравнение реакции.

Надосадочную жидкость слейте, осадок разделите на части. В пробирки с осадком гидроксида кадмия добавьте по 1–2 мл растворов серной кислоты, гидроксида натрия, гидроксида аммония, хлорида аммония.

Результаты наблюдений отметьте в отчете. Приведите уравнения соответствующих реакций. Сделайте вывод о характере гидроксида кадмия.

Свойства гидроксидов ртути. Налейте в пробирку 2–3 мл раствора гидроксида натрия, а затем 1 мл раствора нитрата ртути (II). В другую пробирку налейте 1–2 мл раствора нитрата ртути (I) и добавьте 1 мл раствора гидроксида натрия. Сравните цвета выпавших осадков. Изучите отношение осадков к разбавленной азотной кислоте.

Напишите уравнения происходящих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Сделайте вывод о характере и прочности гидроксидов ртути.

Опыт 3. Получение и свойства сульфидов цинка, кадмия и ртути (I, II).

Получение и свойства сульфидов цинка, кадмия и ртути (I, II). К 2-3 каплям раствора соли цинка прилейте 3-4 капли сульфида натрия. Наблюдайте образование осадка сульфида цинка. Отметьте его цвет. Напишите уравнение реакции.

Подействуйте на растворы солей кадмия и ртути (I, II) раствором сульфида натрия. Наблюдайте образование желтого осадка сульфида кадмия (качественная реакция) и черных осадков сульфидов ртути (I, II). Напишите уравнения реакций получения сульфидов. *Осадки сохраните для следующих опытов.*

Растворимость сульфидов цинка, кадмия, ртути (I, II) в кислотах.

Испытайте отношение осадков, полученных в предыдущем опыте, к раствору соляной кислоты. Используя величины произведения растворимости ПР, объясните, почему это отношение различно.

Опыт 4. Окислительные свойства солей ртути.

К 2-3 каплям раствора нитрата ртути (II) добавьте 1 каплю раствора хлорида олова (II). Отметьте цвет осадка. К полученному осадку добавьте немного кристаллического хлорида олова (II). Снова отметьте цвет полученного осадка. Напишите уравнения реакций.

Опыт 5. Гидролиз солей цинка, кадмия и ртути.

Определите с помощью универсального индикатора pH растворов солей цинка, кадмия, ртути. Как гидролизуются эти соли?

К растворам солей цинка и кадмия прилейте раствор карбоната натрия. Наблюдайте образование белых осадков. Каков состав этих осадков? Составьте уравнения частичного и полного гидролиза солей цинка и кадмия, а также уравнение совместного гидролиза соли цинка с карбонатом натрия в молекулярном и ионном виде.

Опыт 6. Получение и исследование свойств комплексных солей цинка, кадмия и ртути.

Получение аммиакатов цинка, кадмия, ртути (I, II). Внесите в четыре пробирки по 3-4 капли растворов солей цинка, кадмия, ртути (I, II) и добавьте по каплям водный раствор аммиака. Наблюдайте выпадение осадков и их растворение при добавлении избыточного количества раствора аммиака.

Напишите уравнения реакций получения комплексных соединений цинка, кадмия, ртути (I, II), учитывая, что

координационные числа цинка и кадмия равны 4, а ртуть (I, II) образует комплексы состава $[\text{Hg}(\text{NH}_2)(\text{NO}_3)]$ и $[\text{Hg}_2(\text{NH}_2)(\text{NO}_3)]$.

Получение йодидного комплекса ртути (+2). К 2-3 каплям раствора соли ртути (+2) прилейте по каплям раствор йодида калия. Наблюдайте образование красного осадка йодида ртути (II). Напишите уравнение реакции. К полученному осадку добавьте избыток раствора йодида калия до полного растворения HgI_2 . Напишите уравнение реакции. Координационное число ртути (II) равно 4.

Щелочной раствор полученного комплекса называется реактивом Несслера. Он служит для качественного определения азота в форме NH_3 или NH_4^+ в исследуемых смесях. К полученному комплексу прилейте концентрированный раствор щелочи и несколько капель NH_4OH . Отметьте свои наблюдения и составьте полное уравнение этой реакции.

Опыт 7. Свойства хлоридов цинка и кадмия.

В пробирки налейте насыщенный раствор хлорида цинка и раствор хлорида кадмия, добавьте небольшое количество разбавленного раствора хлороводородной кислоты.

В растворы хлорида цинка и кадмия опустите кусочек окисленной медной фольги или кусочек жести. Что происходит? Учтите, что хлориды цинка и кадмия с хлороводородной кислотой образуют комплексные соединения с координационным числом 4. Какое из двух комплексных соединений способно к реакции с оксидами металлов?

Отразите процессы соответствующими уравнениями реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Контрольные вопросы и задачи

1. Напишите уравнения реакций растворения цинка, кадмия, ртути в разбавленных и концентрированных серной, азотной и соляной кислотах.

2. В ряду напряжений цинк и кадмий стоят левее водорода. Почему они не растворяются в воде?

3. Напишите уравнения реакций получения гидроксидов цинка, кадмия и охарактеризуйте их свойства.

4. В какой среде можно добиться полного осаждения сероводородом катионов Zn^{2+} в виде ZnS ?

5. Напишите уравнения реакций гидролиза солей: хлорида ртути (II), сульфата цинка, нитрата кадмия.

6. Приведите примеры комплексных соединений цинка, кадмия, ртути и составьте уравнения реакций их получения.

7. Напишите электронные формулы цинка, кадмия, ртути и дайте сравнительную характеристику их свойств, обоснуйте основные степени окисления.

8. Напишите уравнения реакций взаимодействия нитрата ртути (I) с иодидом калия и сероводородом. Объясните причину образования ртути в этих реакциях.

9. Какие соединения образуются при действии на соли цинка, кадмия и ртути (I, II) раствора карбоната калия при обычных условиях? Напишите уравнения реакций и назовите полученные соединения.

10. Закончите следующие уравнения реакций:



11. Составьте уравнения диссоциации сульфата тетрааммиоцинка и выражение константы нестойкости комплексного иона.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов. – М.: Высш. шк., 2009. – 689-698 с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. – М.: КноРус, 2013. – 728 с.
3. Неорганическая химия для технических и технологических вузов: учеб. пособие в 2-х частях / И.К. Гаркушин, О.В. Лаврентьева, Н.И. Лисов, С.Н. Парфенова, И.Б. Костылева, В.И. Пенина, О.Ю. Калмыкова; 2-е изд., перераб. и доп. Ч.1. – Самара: Самарский гос. техн. ун-т, 2013. – 343 с.
4. Кириллов В.В. Свойства p - и d-элементов и их соединений. Лабораторные работы по неорганической химии: учеб.-метод. пособие. – СПб.: Университет ИТМО, 2017. – 36 с.
5. Семенов И.Н., Перфилова И.Л. Химия. СПб.: ХИМИЗДАТ, 2016. — 656 с. <http://www.iprbookshop.ru/49800.html>.
6. Болдырева О.И., Кушнарева О.П., Пономарева П.А. Химия. Задачи и упражнения: учеб. пособие. Оренбург: Оренбургский государственный университет, ЭБС АСВ, 2016. — 141с. <http://www.iprbookshop.ru/69968.html>.