

НЕГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
«АКАДЕМИЯ ГРАЖДАНСКОЙ ЗАЩИТЫ И
МЕДИЦИНЫ КАТАСТРОФ»
(НОУ ВПО «АКАДЕМИЯ ГЗМК»)



ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ ПО ХИМИИ ЭЛЕМЕНТОВ



Махачкала 2011

ОДОБРЕНО:
Методической комиссией
факультета
Направление: 280700
Техносферная безопасность
Профиль 280707 Защита в чрезвычайных ситуациях
Начальник УМК
___Махмудова Н.А. _

Автор программы
Магомедова М.М., к.х.н., доцент кафедры ОГ и ЕНД

Автор: _Магомедова М.М.

« ___ » _____ 20 ___ г.

« _18_ » _____ 04_ 2011_ г.

Принято:
на заседании Ученого Совета
Протокол № __8__

«_22»__04_____ 2011__ г.

Содержание:

	Стр.
1. p-элементы VII группы.....	4
2. p-элементы VI группы.....	7
3. p-элементы V группы.....	11
4. p-элементы III-A группы.....	15
5. p-элементы IV-A группы.....	18
6. s-элементы I A-II A групп.....	20
7. d-элементы VIII-B группы.....	23
8. d-элементы VII-B группы.....	28
9. d-элементы II-B группы.....	32
10. d-элементы I -B группы.....	33

Лабораторная работа № 1. p-Элементы VII группы

1. Получение галогенов.

Опыт №1. Получение хлора.

К нескольким кристаллам перманганата калия добавить концентрированный раствор HCl и осторожно нагреть.

Что происходит? Написать уравнения реакции. Отметить цвет газа.

Опыт №2. Получение Br₂ или I₂.

В сухую пробирку поместить 2-4 капли кристалла KBr (KI) и столько же MnO₂. К смеси прилейте несколько капель концентрированного раствора H₂SO₄ и слегка подогрейте. Написать уравнение.

Отметить выделение и цвет брома и йода в газообразном состоянии.

Примечание:

В связи с токсичностью галогенов в пробирки с остатками реагентов внести по 3-5 капель раствора тиосульфата натрия (Na₂S₂O₃) и сразу же их вылить.

2. Окислительные свойства галогенов.

Опыт №3. Окисление иодид-ионов бромом.

К 3-4 каплям раствора иодида калия добавьте такой же объем бромной воды. Следует избегать избытка бромной воды, чтобы иметь уверенность в том, что весь бром прореагировал с иодидом калия.

Что наблюдается? Написать уравнения реакции.

Опыт №4. Окисление сульфата железа (II).

В две пробирки отдельно внести по 3-5 капель бромной и йодной воды. Добавить в каждую пробирку по 1-2 кристалла FeSO₄ или соли Мора (NH₄)₂SO₄*FeSO₄*6H₂O.

Что наблюдалось? Написать уравнение протекающей реакции.

В каком случае реакция окисления Fe²⁺-иона не протекала? Напишите значения стандартных электродных потенциалов систем Cl₂ / 2Cl⁻, Br₂ / 2Br⁻, I₂ / 2I⁻, Fe³⁺ / Fe²⁺. Укажите, в каком случае реакция окисления FeSO₄ невозможна.

Опыт №5. Окисление сульфита натрия.

К раствору Na₂SO₃ по каплям прилейте йодную воду. Объясните обесцвечивание раствора. Напишите уравнение реакции. Объясните, как меняется окислительная способность галогенов.

3. Восстановительные свойства галогенид-ионов.

Опыт №6. Восстановление серной кислоты галогеноводородами.

В три пробирки отдельно внести по 2-3 микрошпателя хлорида, бромида, иодида калия или натрия и по 2-3 капли концентрированного H_2SO_4 раствора ($\rho=1,84 \text{ г/см}^3$). Наблюдать в начале реакции выделение белого дыма в каждой пробирке. Какие вещества образуются? Отметьте последующее появление бурых паров брома и иода в соответствующих пробирках. По запаху (осторожно!) определить выделение SO_2 во второй пробирке, и H_2S – в третьей пробирке.

Написать уравнения реакций:

- 1) реакция обмена;
- 2) реакция восстановления избытка H_2SO_4 бромоводородом и иодоводородом.

Сделать вывод: как изменяются восстановительные свойства в ряду:

$\text{HF} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{HBr} \rightarrow \text{HI}$. Почему?

Опыт №7. Восстановление дихромата калия.

В три пробирки внести по 2-4 капли дихромата калия, подкисленного 2н H_2SO_4 (1-2 капли). Добавить по 2-3 капли в первую пробирку раствора калий иодида, во вторую – столько же бромида и в третью – хлорида натрия. Растворы перемешать чистой стеклянной палочкой. В каком случае восстановление дихромата не произошло?

Написать уравнения протекающих реакций, учитывая, что $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, восстанавливаясь, переходит в сульфит хрома (III). Как изменялась при этом степень окисления соответствующих галогенов?

Опыт №8. Восстановление хлорида железа (III).

Проделать опыт, аналогичный опыту №2, заменив раствор дихромата калия раствором FeCl_3 .

Что наблюдали? В каком случае произошло восстановление FeCl_3 и соответственно окисление галогена? Как изменяется восстановительная способность отрицательных ионов галогенов? Сопоставляются ли результаты опытов 2 и 3 с относительными значениями стандартных электродных потенциалов соответствующих окислительно-восстановительных систем?

4. Окислительно-восстановительное диспропорционирование.

Опыт №9. Окислительно-восстановительное диспропорционирование брома.

Налить в пробирку 1 мл бромной воды и добавить раствор NaOH до обесцвечивания раствора. Написать уравнение реакции.

5. Характерные реакции на ионы галогенов.

Опыт №10. Качественная реакция на галогенид – ионы.

Образование осадков AgCl, AgBr, AgI является качественной реакцией на ионы галогенов.

Получить указанные вещества реакцией обмена. Необходимые растворы солей брать в количестве 4-5 капель. К полученным осадкам добавить по 2-3 капли 2н раствора HNO₃. Наблюдается ли их растворение? Написать уравнения реакций в ионной и молекулярной форме. Отметить цвета осадков и результат действия на них азотной кислоты.

Контрольные вопросы по теме "p-Элементы VII группы"

1. Почему фтор не обладает переменной валентностью?
2. Почему сила галогеноводородных кислот возрастает с увеличением порядкового номера галогена?
3. Как изменяются окислительные свойства кислородсодержащих кислот галогенов?
4. Написать уравнения взаимодействия хлора со щелочью на холоде и при нагревании.
5. Как изменяется прочность химической связи в ряду HF, HCl, HBr, HI? Чем это объясняется?
6. Дописать следующие уравнения и представить соответствующие коэффициенты:
 - а) $I_2 + Cl_2 + H_2O \rightarrow HIO_3 + \dots$;
 - б) $K_2Cr_2O_7 + KI + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + Cr_2(SO_4)_3 + \dots$;
 - в) $KClO_3 + MnO_2 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + KCl + \dots$;
 - г) $KIO_3 + KI + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + \dots$;
 - д) $Ca(OH)_2 + Cl_2 \rightarrow \dots$
7. В каких сосудах хранят водный раствор фтороводорода? Как называют этот раствор?
8. Как изменяются в ряду кислот HClO – HClO₂ – HClO₃ – HClO₄
 - а) устойчивость
 - б) окислительные свойства
 - в) кислотные свойства

9. Почему из всех галогенов только иод образует многоосновные кислородсодержащие кислоты? Указать тип гибридизации АО галогенов в кислородсодержащих кислотах в высшей степени окисления галогенов.

Лабораторная работа № 2. p-элементы VI группы.

1. Получение кислорода.

Опыт №1. Получение кислорода разложением перманганата калия.

Поместите в пробирку 0,5 г KMnO_4 . Закрепите пробирку в держателе. Подогрейте ее пламенем горелки. Внесите в пробирку тлеющую лучинку и убедитесь в выделении кислорода. После окончания опыта и охлаждения пробирки налейте в нее 30-40 капель воды. Тщательно перемешайте содержимое. Наблюдайте цвет образовавшихся веществ.

Составьте уравнения реакции. Объясните наблюдаемые явления.

Опыт №2. Получение кислорода из пероксида водорода.

Налейте в пробирку 20-30 капель 10% раствора пероксида водорода. Закрепите пробирку в держателе. Подогрейте ее в пламени горелки. На кончике шпателя добавьте в пробирку оксид марганца (IV) MnO_2 , внесите в пробирку тлеющую лучинку и убедитесь в выделении кислорода. Напишите уравнение реакции.

2. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода.

Опыт №3. Окисление иодида калия пероксидом водорода.

К раствору иодида калия, подкисленного равным объемом серной кислоты, прилейте раствор пероксида водорода.

Объясните образование осадка. Составьте уравнение.

Опыт №4. Взаимодействие сульфата железа (II) с пероксидом водорода.

В пробирку налить небольшое количество раствора FeSO_4 и несколько капель H_2SO_4 . Добавить по каплям пероксид водорода. Перемешать. Отметить цвет, написать уравнение реакции и методом полуреакций расставить коэффициенты.

Затем доказать присутствие иона, Fe^{3+} в полученном растворе. Записать уравнение реакции.

Опыт №6. Взаимодействие пероксида водорода с перманганатом калия.

К раствору KMnO_4 (0,1н раствор) подкисленному серной кислотой (2н раствор), понемногу помешивая добавить пероксид водорода (30%).

Что наблюдается? Написать уравнение и методом полуреакций расставить коэффициенты.

Опыт №7. Окисление пероксидом водорода сульфида свинца в сульфат свинца.

В пробирку поместите 2-3 капли раствора $Pb(NO_3)_2$, 2-3 капли раствора $(NH_4)_2S$ и 2-3 капли H_2O_2 до превращения черного осадка в белый. Составьте уравнение реакции в молекулярной и ионно-электронной формах.

Лабораторная работа № 3

1. Сера.

Опыт №1. Получение пластической серы.

В металлическую ложечку поместить серу, нагреть в пламени горелки до полного расплавления и горения серы. Затем влить горячую серу в стакан с холодной водой. Наблюдать образование на дне стакана пластической серы. Высушить ее с помощью фильтрованной бумаги. Описать свойства.

Опыт №2. Окисление серы концентрированным раствором HNO_3 .

В пробирке нагреть до кипения 2-3 мл концентрированной азотной кислоты с несколькими кристаллами серы.

Запишите уравнение реакции, докажете присутствие SO_4^{2-} иона, после охлаждения пробирки и разбавления ее содержимого водой.

Опыт №3. Окисление серы концентрированным раствором H_2SO_4 .

Нагреть в пробирке 3-4 мл концентрированного раствора H_2SO_4 с несколькими кристалликами серы. Сера плавится (растворяется), цвет темнеет; при температуре, близкой к кипению, появляется резкий запах сернистого газа. Написать уравнение реакции.

2. Соединения серы. Оксид серы (IV). Сернистая кислота.

Опыт №4. Получение оксида серы (IV) и сернистой кислоты.

В пробирку с газоотводной трубкой насыпать кристаллический сульфит натрия (1/5 пробирки) добавить 8-10 капель разбавленной соляной кислоты.

Пробирку слегка нагреть и пропустить выделившийся газ в другую пробирку, наполненную на 1/4 водой. С помощью лакмуса определить характер оксида, и доказать образование сернистой кислоты.

Опыт №5. Восстановительные свойства сернистой кислоты.

Полученную в первом опыте сернистую кислоту по каплям прибавьте к следующим растворам до обесцвечивания окислителя или до полного изменения его окраски:

- а) к 3-4 каплям бромной воды.
б) к 1-2 каплям раствора перманганат калия. Напишите уравнение реакции.
в) к 2-3 каплям дихромата калия, подкисленного равным объемом серной кислоты.
г) к 3-4 каплям раствора FeCl_3 . Докажите, что ионы Fe^{3+} полностью прореагировали.

3. Серная кислота.

Опыт №6. Взаимодействие разбавленной серной кислоты с металлами.

В три пробирки внести по 5-8 капель 2н раствора серной кислоты и по 2-3 кусочка металлов: в первую – цинка, во вторую – железа, в третью – меди. Если реакция идет медленно, слегка подогреть пробирки небольшим пламенем горелки.

В каком случае реакция не идет? Почему? Написать уравнение протекающих реакций. Какой элемент в этих реакциях является окислителем?

Опыт №7. Взаимодействие концентрированного раствора H_2SO_4 с медью.

В пробирку поместите 1-2 небольших кусочка медной стружки и 4-5 капель концентрированного раствора H_2SO_4 . Осторожно нагрейте пробирку. Какой газ выделяется? Какой цвет приобретает раствор?

Поднесите к отверстию пробирки бумажку, смоченную раствором KMnO_4 . Что наблюдается? Напишите уравнения реакций.

Опыт №8. Окислительные свойства концентрированного раствора H_2SO_4 .

а) На кончике шпателя в пробирку насыпьте серу, добавьте 3-4 капли концентрированной серной кислоты и осторожно нагрейте. Какой газ выделяется? Напишите уравнение реакции.

б) Несколько кристаллов бромида и иодида калия обработайте 3-4 каплями концентрированного раствора H_2SO_4 . Напишите уравнения реакций.

Опыт №9. Водоотнимающие свойства концентрированного раствора H_2SO_4 .

В пробирку с концентрированным раствором H_2SO_4 опустите на некоторое время лучинку. Через 2-3 минуты погружения часть лучины становится черной (обугливание). Объясните обугливание лучинки.

Опыт №10. Качественная реакция на ион SO_4^{2-} .

К 2-3 каплям испытуемого раствора Na_2SO_4 прибавить такой же объем раствора BaCl_2 . Что наблюдается?

Испытайте полученный осадок на растворимость в HCl и HNO_3 .

4. Сульфиды.

Опыт №11. Полный гидролиз сульфидов.

К раствору, содержащему ионы Al^{3+} , прилейте раствор $(NH_4)_2S$. Опытным путем докажите, осадок какого соединения образуется при этом. Напишите уравнение гидролиза.

Опыт №12. Обнаружение сульфид-иона.

а) К 1-2 каплям испытуемого раствора добавляют столько же раствора ацетата свинца или нитрата кадмия. Появление черного осадка в первом случае или желтого во втором указывает на присутствие в растворе сульфид-ионов.

б) К 3-4 каплям испытуемого раствора прибавляют несколько капель соляной кислоты. Выделяющийся газ определяют с помощью полоски фильтрованной бумаги, смоченной раствором ацетата свинца.

Контрольные вопросы по теме "p-Элементы VI группы".

1. Проиллюстрируйте на примерах окислительные и восстановительные свойства диоксида серы. Сопоставьте окислительные свойства разбавленного и концентрированного H_2SO_4 .

2. Написать уравнения реакций гидролиза сульфидов: Al_2S_3 , Na_2S .

3. Написать графические формулы дисульфата и пероксидисульфата натрия.

4. Написать уравнения реакций взаимодействия тиосульфата натрия:

а) с хлороводородной кислотой;

б) с хлорной водой.

5. Написать графическую формулу тиосульфата натрия, указать степень окисления серы в этом соединении и объяснить его неустойчивость в кислотной среде.

6. Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде:

а) $(NH_4)_2S + FeCl_2 \rightarrow \dots$

б) $H_2S + FeCl_3 \rightarrow \dots$

в) $H_2SO_4(к) + Zn \rightarrow \dots$

7. Дописать уравнения реакций и расставить коэффициенты:

а) $H_2S + HNO_3 \rightarrow \dots$

б) $K_2Cr_2O_7 + Na_2S + H_2S \rightarrow S + Cr_2(SO_4)_3 + \dots$

в) $Na_2SO_3 + Zn + HCl(p) \rightarrow S^{2-} + \dots$



8. Какие ионы получаются при пропускании SO_2 :

а) в чистую воду;

б) в воду, содержащую Cl_2 ? Написать уравнения реакций в ионном виде.

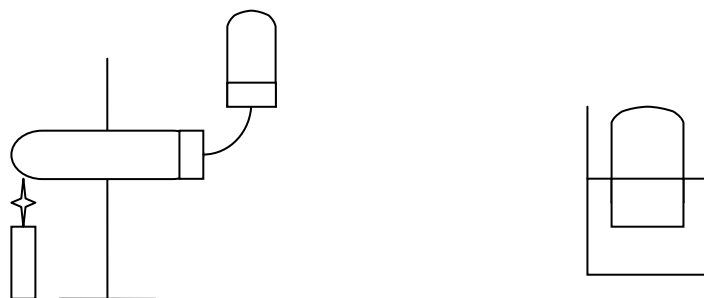
Лабораторная работа №4 p-элементы V группы.

1. Аммиак. Соли аммония.

Опыт №1. Получение и свойства аммиака.

В пробирку поместить 0,5г хлорида аммония и 0,5г гашеной извести, перемешать стеклянной палочкой. Закрепить пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Нагреть пробирку в пламени горелки. Испытать выделяющийся газ и запах. Поднести к газоотводной трубке стеклянную палочку, смоченную концентрированной соляной кислотой. Объяснить образование белого налета. Собрать аммиак и опустить пробирку отверстием вниз в сосуд с водой и вынуть пробирку.

Исследуйте характер среды полученного раствора с помощью фенолфталеина. Объясните заполнение пробирки водой. Составьте уравнение реакции.



Опыт №2. Восстановительные свойства аммиака.

В три пробирки внести отдельно по 3-4 капли растворов:

а) бромной воды;

б) перманганата калия;

в) дихромата калия. В каждую из пробирок добавить по 3-5 капель 25%-ного раствора аммиака. В каждом случае растворы слегка подогреть до изменения их окраски.

Написать уравнения реакций, учитывая, что в каждом случае аммиак в основном окисляется до N_2 , KMnO_4 восстанавливается до MnO_2 , а $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – до Cr_2O_3 .

Опыт №3. Гидролиз солей аммония.

Исследуйте характер среды растворов NH_4Cl и $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. Почему твердый $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ пахнет аммиаком? Запишите уравнения гидролиза этих солей. Определите рН растворов.

Опыт №4. Отношение солей аммония к нагреванию (тяга).

а) Пробирку с хлоридом аммония закрепите в штативе и нагрейте. Объясните появление на стенках пробирки белого налета.

б) Нагрейте сухую пробирку с дигидрофосфатом аммония. Установите, какой при этом выделяется газ.

в) Аналогично испытайте отношение к нагреванию кристаллов карбоната аммония.

Запишите все реакции термического разложения: NH_4Cl , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$, NH_4NO_2 , NH_4NO_3 . Как влияет природа аниона на характер термического разложения солей аммония?

Опыт №5. Получение аммиаката никеля (II).

К раствору сульфата никеля прилейте избыток водного раствора аммиака. Составьте уравнение реакции. Сделайте вывод о возможности комплексообразования.

Опыт №6. Качественная реакция на NH_4^+ -ион.

В пробирку внести 2-3 капли раствора соли аммония и добавить столько же 2н раствора едкого натра. Слегка нагреть пробирку и над ее отверстием подержать влажную бумажку, смоченную фенолфталеином. По запаху и по изменению цвета бумажки убедиться в выделении аммиака и образовании OH^- - ионов. Написать в молекулярной и ионной форме уравнение реакции.

2. Оксиды азота. Азотная и азотистая кислоты.

Нитраты. Нитриты.

Опыт №7. Оксид азота (III). Получение и его разложение.

Внести в пробирку 3-4 капли насыщенного раствора нитрита калия и добавить одну каплю 2н раствора серной кислоты. Отметить появление в растворе голубой окраски оксида азота(III), который является ангидридом неустойчивой азотистой кислоты. Объяснить образование над раствором бурого газа.

Написать уравнение реакций взаимодействия KNO_2 и H_2SO_4 , протекающей с образованием оксида азота (III) и распада образовавшегося оксида на NO и NO_2 . Укажите тип реакций.

Опыт №8. Восстановительные и окислительные свойства нитритов.

В три пробирки внести по 3-4 капли: В первую – иодида калия; во вторую – перманганата калия; в третью – дихромата калия. Во все пробирки добавить по 2-4 капли 2н раствора H_2SO_4 и 4-5 капель раствора KNO_2 .

Отметить изменение окраски растворов в каждом случае. Написать уравнения протекающих реакций, учитывая, что в первой пробирке нитрит калия восстанавливается до NO, во второй – KMnO_4 переходит в MnSO_4 , в третьей – $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ переходит в $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.

В каком случае нитрит калия является окислителем, в каком – восстановителем. Объяснить, с чем связана окислительно-восстановительная двойственность?

Опыт №9. Окислительные свойства азотной кислоты.

В одну пробирку поместить 3-4 капли концентрированной азотной кислоты и маленький кусочек меди. В другую пробирку 3-4 капли разбавленной азотной кислоты и кусочек меди. Пробирку с разбавленной кислотой слегка подогреть. Отметить изменение цвета раствора и выделение газа. Какой газ выделяется в первой пробирке, какой – во второй, написать уравнение реакций.

Опыт №10. Окислительные свойства HNO_3 .

К 3-4 каплям свежеприготовленного раствора сульфата железа (II), подкисленного каплей разбавленной серной кислоты, прибавьте 5-6 капель концентрированной азотной кислоты и нагрейте до начала кипения. Несколько капель полученного раствора разбавьте водой и добавьте одну каплю раствора роданида калия. Что наблюдалось? Напишите уравнения реакций.

Лабораторная работа № 5

Фосфор. Оксид фосфора (V). Фосфаты.

Опыт №1. Получение оксида фосфора (V).

В ложечку поместить немного красного фосфора. Нагреть в пламени горелки. Когда фосфор загорится, аккуратно внести ложечку в большую пробирку. Пробирка наполнится былым дымом. Наблюдается жадное поглощение оксидом паров воды из воздуха. Затем налейте в пробирку небольшое количество воды. Испытайте лакмусом полученный раствор. Составьте уравнения реакций.

Опыт №2. Сравнительная растворимость фосфатов.

В четыре пробирки внесите порошки фосфата кальция, гидрофосфата кальция, дигидрофосфата кальция, фосфата натрия, прилейте воду и размешайте смеси стеклянной палочкой.

Сделайте вывод о растворимости солей фосфорной кислоты и кальция. Оцените качество фосфорных удобрений.

Опыт №3. Гидролиз фосфата натрия.

Экспериментально установите, какую среду – кислую, щелочную или нейтральную – имеет раствор фосфата натрия.

Опыт №4. Качественная реакция на PO_4^{3-} -ион.

К 3-4 каплям раствора Na_2HPO_4 прибавляют несколько капель раствора BaCl_2 . Образуется белый осадок BaHPO_4 , растворимый в HCl и HNO_3 и нерастворимый в CH_3COOH .

Контрольные вопросы по теме "V-A группа".

1. Что образуется при взаимодействии концентрированного раствора HNO_3 с тяжелыми металлами?
2. Что образуется при взаимодействии концентрированного раствора HNO_3 со щелочными и щелочноземельными металлами?
3. Что образуется в реакции концентрированного раствора HNO_3 с неметаллами?
4. Что образуется в реакции разбавленной HNO_3 с тяжелыми, щелочными и щелочноземельными металлами?
5. Что образуется при разложении нитратов щелочных и щелочноземельных металлов?
6. Проиллюстрируйте на примере восстановительные свойства аммиака.
7. Составьте уравнение получения преципитата из фосфорной кислоты.
8. Образец фосфорита содержит 30% фосфата кальция. Какому содержанию P_2O_5 это соответствует?
9. Сколько % азота и оксида фосфора (V) содержится в $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$?
10. Написать ряд уравнений последовательных реакций, протекающих при получении фосфора из природного фосфата кальция.

Лабораторная работа № 6 p-Элементы III-A группы.

Бор. Борная кислота. Тетрабораты.

Опыт №1. Получение борной кислоты из буры.

К 5-6 каплям насыщенного раствора буры добавьте 2-3 капли концентрированной серной кислоты. Охладите пробирку под краном в струе холодной воды и отметьте образование кристаллов борной кислоты. Напишите уравнение реакции. Солью какой кислоты является тетраборат натрия?

Опыт №2. Кислотные свойства борной кислоты.

В двух пробирках с 5-8 каплями дистиллированной воды растворить при нагревании по несколько кристалликов борной кислоты.

В одной пробирке испытать лакмусом рН. Во вторую пробирку внести немного порошка магния. Отметить выделение газа. Какого? Написать уравнение реакции.

Опыт №3. Гидролиз буры и реакция ее водного раствора.

Налейте в пробирку несколько капель раствора буры и 1-2 капли раствора фенолфталеина. Напишите уравнение гидролиза.

Опыт №4. Образование и горение эфиров борной кислоты.

В пробирку поместите 2-3 кристалла буры, 3-4 капли концентрированного раствора серной кислоты и 6-8 капель этилового спирта. Смесь перемешайте стеклянной палочкой. Подожгите образующийся борноэтиловый эфир. Отметьте цвет пламени. Напишите уравнение реакции.

Опыт №5. Получение малорастворимых боратов.

В две пробирки внести по 3-4 капли насыщенного раствора $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ и добавьте по несколько капель растворов: в первую – сульфата меди(II), во вторую – сульфата алюминия. Отметьте цвета выпавших осадков.

Напишите уравнения, учитывая, что в первой пробирке образуется гидроксометаборат меди (CuOHBO_2), во второй – гидроксид алюминия.

Лабораторная работа № 7 Алюминий. Соединения алюминия.

Опыт №1. Взаимодействие алюминия с разбавленными кислотами.

В 3 пробирки внести по 5-8 капель 2н растворов кислот: HCl , H_2SO_4 , HNO_3 . В каждую пробирку опустить по маленькому кусочку алюминиевой фольги. Во всех ли случаях протекает реакция на холоде? Нагреть пробирки на водяной бане. Что наблюдается? Написать уравнения реакций. Какой газ выделяется при

взаимодействии алюминия с разбавленной азотной кислотой, с разбавленной серной и соляной?

Опыт №2. Взаимодействие алюминия с концентрированными кислотами.

В три пробирки внести по 5-8 капель концентрированных растворов кислот соляной, серной, азотной. Как протекают реакции на холоде? С какой кислотой алюминий не реагирует? Почему? Нагреть пробирки на водяной бане. Как влияет нагревание?

Написать уравнения всех реакций, учитывая, что при нагревании азотная кислота восстанавливается до NO_2 , а серная – до H_2S на холоде и частично до S при нагревании. Влияет ли изменение концентрации соляной кислоты на ее характер взаимодействия с алюминием?

Опыт №3. Растворение алюминия в водном растворе щелочи.

Внести в пробирку полоску алюминиевой фольги и добавить 3-4 капли воды. Нагреть пробирку на водяной бане. Наблюдается ли выделение водорода? Добавить в пробирку 5-8 капель 2н раствора щелочи. Что наблюдается?

Написать уравнения реакций и объяснить, почему алюминий не взаимодействует с водой?

Опыт №4. Получение гидроксида алюминия и его амфотерные свойства.

В две пробирки внести по 2-3 капли раствора соли алюминия и по 2-3 капли 2н раствора NaOH до образования осадка гидроксида алюминия. В одну пробирку к полученному осадку прибавить 3-5 капель 2н раствора соляной кислоты, в другую – столько же 2н раствора NaOH . Что происходит в обоих случаях.

Написать уравнения реакций получения гидроксида алюминия, взаимодействия с соляной кислотой и со щелочью. Назвать соединения. Написать схему равновесия диссоциации гидроксида алюминия. Как изменится концентрация ионов Al^{3+} и $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$ при добавлении кислоты? При добавлении щелочи?

Опыт №5. Изучение свойств комплексной соли алюминия.

Получить комплексную соль, как написано в опыте №4. Разделить на две пробирки, в одну добавить соляную кислоту, а в другую – щелочь. Написать наблюдения и уравнения реакций.

Опыт №6. Гидролиз хлорида алюминия.

В пробирку внести несколько капель раствора хлорида алюминия и 2-3 капли раствора метилового оранжевого. Отметить, как изменяется окраска индикатора, и объяснить причину этого изменения.

Написать в ионном и молекулярном виде уравнение реакции гидролиза по первой ступени. Почему гидролиз соли не протекает до конца? Как усилить гидролиз? Куда сместится равновесие, если раствор подкислить?

Опытным путем установите характер среды растворов: сульфата алюминия и нитрата алюминия. (Можно использовать универсальную индикаторную бумагу). Напишите уравнения гидролиза по первой ступени.

**Контрольные вопросы по теме:
"III - А группа"**

1. Написать уравнения реакций получения:

- а) бора из борной кислоты,
- б) алюминия из оксида алюминия.

2. Написать уравнение реакции взаимодействия бора с концентрированной азотной кислотой, учитывая, что образуется борная кислота.

3. Какие вещества получают при постепенном прокаливании ортоборной кислоты? Написать уравнения соответствующих реакций и названия веществ.

4. Что представляют собой по химическому составу:

- а) бориды;
- б) бораты? Написать формулу каждого из указанных соединений.

5. За счет перекрывания, каких электронных орбиталей образуется связь в молекуле BCl_3 ? Изобразить пространственную конфигурацию этой молекулы.

6. Написать уравнения реакций взаимодействия алюминия:

- а) с разбавленной серной и азотной кислотой;
- б) с концентрированной серной и азотной кислотой;
- в) с водным раствором щелочи.

7. Почему алюминий растворяется в водном растворе карбоната натрия? Написать уравнения соответствующих реакций.

8. Какой раствор нельзя кипятить в алюминиевом сосуде: нитрата натрия, нитрата ртути, соды, хлорида калия? Ответ обоснуйте, написав уравнения соответствующих реакций.

9. При действии избытка гидроксида калия и гидроксида аммония на раствор сульфата алюминия выпавший вначале осадок сохраняется только в одном случае. Указать в каком. Написать уравнения реакций.

10. Как из гексагидроксоалюмината натрия в растворе получить сульфат алюминия? Написать уравнения в молекулярном и ионном виде.

11. Раствор, содержащий сульфат алюминия и ацетат натрия, прокипятили. Какое вещество выпало при этом в осадок? Написать уравнения реакций.

12. Написать уравнение реакции гидролиза алюмината калия.

13. Какая реакция будет протекать в водном растворе, содержащем одновременно ионы Al^{3+} и ионы S^{2-} ? Написать соответствующие уравнения реакций.

Лабораторная работа № 8 **p - элементы IV - A группы.**

Опыт №1. Адсорбция красящих веществ из растворов.

В пробирку до половины ее объема налить светло-розовый раствор фуксина. Внести в раствор немного активированного угля. Плотнo закрыть пробирку пальцем и энергично встряхивать ее 2-3 минуты. Дать раствору отстояться и отметить его обесцвечивание.

Опыт №2. Восстановительные свойства угля.

В пробирку поместить 2-3 капли концентрированной серной кислоты ($\rho=1.84\text{г/мл}$) и маленький кусочек угля. Осторожно подогреть ее. Наблюдать выделение пузырьков газа. По запаху определить один из выделяющихся газов. Написать уравнение реакции, учитывая, что углерод окисляется до CO_2 . Какое вещество восстанавливается?

Опыт №3. Получение CO_2 и его растворение в воде

В пробирку поместить 3-4 маленьких кусочка мрамора (мела) добавить 10 капель концентрированной соляной кислоты. Быстро закрыть пробкой с газоотводной трубкой. Конец трубки опустить в пробирку с водой и пропускать газ 2 минуты. С помощью индикаторной бумажки определить pH раствора. Проверить выделение CO_2 с помощью горящей лучины.

Написать схему равновесия, существующего в водном растворе CO_2 . Как сместится это равновесие при добавлении в раствор щелочи? кислоты? Указать причину смещения равновесия в каждом случае.

Опыт №4. Получение карбонатов щелочноземельных металлов и их растворение в уксусной кислоте.

В 2 – х пробирках получить карбонаты кальция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей с карбонатом натрия (по 3-4 капли).

Дать растворам отстояться и, удалив пипеткой часть жидкости, добавить к осадкам по одной капле уксусной кислоты. Что наблюдается?

Отметить выпадение осадков, их цвет и растворение в уксусной кислоте.

Написать уравнения всех протекающих реакций. Сделать вывод о силе угольной и уксусной кислот.

Опыт №5. Образование гидрокарбонатов некоторых металлов.

К растворам солей магния, кобальта, кадмия (по 3-4 капли) добавить столько же раствора карбоната натрия. Отметить выпадение осадков гидрокарбонатов указанных металлов, их цвет и выделение пузырьков газа.

Написать в молекулярном и ионном виде уравнение реакции, протекающей с участием воды.

Опыт №6. Взаимодействие растворов солей хрома и алюминия с растворимыми карбонатами.

Налейте в одну пробирку 4-5 капель раствора хлорида или сульфата алюминия, в другую – столько же раствора хлорида или сульфата хрома (III) и добавьте в каждую из них по несколько капель раствора карбоната натрия или калия.

Как проверить, что полученные осадки представляют собой гидроксиды алюминия и хрома (III)? Напишите уравнения реакций.

Кремниевая кислота. Силикаты.

Опыт №1. Получение золя кремниевой кислоты.

Налить в пробирку 4-6 капель раствора силиката натрия и добавить по каплям разбавленный раствор соляной кислоты, перемешивая раствор стеклянной палочкой. Написать уравнения реакций.

Опыт №2. Выщелачивание стекла.

Растереть в ступке несколько кусочков стекла. Порошок перенести в пробирку, прибавить 1 мл дистиллированной воды, 1 каплю фенолфталеина и прокипятить. Почему произошло изменение окраски индикатора.

Опыт №3. Гидролиз силиката аммония.

К 5 каплям силиката калия прибавить столько же насыщенного раствора хлорида аммония и смесь хорошо перемешать. Что выпадет в осадок? Если осадок на холоде не выпадает, раствор надо нагреть. Написать уравнения реакции.

Контрольные вопросы по теме: «IV- А группа»

1. Какая соль сильнее гидролизуется: гидрокарбонат или карбонат натрия? Почему?
2. Написать формулы возможных гидроксидов элементов 4 А группы и указать их характер.
3. Как изменяются окислительно-восстановительные свойства соединений в рядах: $\text{Ge}(2)\text{--Pb}(2)$ и $\text{Ge}(4)\text{--Pb}(4)$?
4. Охарактеризовать отношение свинца к воздуху, воде, кислотам. Почему свинец не растворяется в разбавленных соляной и серной кислотах, хотя и расположен в ряду напряжений до водорода?
5. Сколько граммов жидкого стекла метасиликата натрия получается при растворении 7 г кремния в растворе гидроксида натрия? Составьте молекулярное и ионное уравнение реакций.
6. Сколько граммов фосгена получится при взаимодействии 14 г оксида углерода (II) с хлором? Является ли эта реакция окислительно-восстановительной?

Лабораторная работа № 9

Химия s-элементов.

Опыт №1. Получение карбоната натрия.

Гидрокарбонат натрия прокалите в фарфоровом тигле до прекращения выделения водяных паров. Продукт охладите, растворите в воде и испытайте раствор кислотными индикаторами. Составьте уравнения реакций. Сравните характер гидролиза гидрокарбоната и карбоната натрия. Напишите уравнения гидролиза.

Опыт №2. Получение малорастворимых соединений калия и натрия.

(Качественные реакции на ионы щелочных металлов.)

а) К нейтральному раствору какой-либо соли натрия прибавьте равный объем гексагидроксостибата (V) калия. Охлаждайте пробирку снаружи водопроводной водой и осторожно потирайте изнутри стенки пробирки стеклянной палочкой. Наблюдайте появление белого мелкокристаллического осадка гексагидроксостибата (V) натрия $\text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$.

б) Слейте раствор соли калия, подкисленный уксусной кислотой, с раствором гексанитристокобальтата (III) натрия $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$. Объясните образование желтого осадка.

Опыт №3. Окраска пламени солями щелочных металлов.

(Качественная реакция по окраске пламени).

Внести каплю раствора соли каждого щелочного металла на нихромовой проволоке в пламя газовой горелки. Отметить окраску пламени для каждого элемента.

Перед каждым опытом проволоку погрузить в разбавленную хлороводородную кислоту, прокалить в пламени горелки.

Опыт №4. Получение оксида бария разложением солей.

В отдельные пробирки с газоотводными трубками насыпьте карбонат и нитрат бария. Укрепите их в штативе и прокалите в пламени горелки. Газообразные продукты отведите в стакан с раствором щелочи и наблюдайте, в какой из пробирок они появляются раньше. Составьте уравнения реакций.

Опыт №5. Карбонаты щелочноземельных металлов.

Получить осадки карбонатов кальция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей (3-4 капли) с раствором соды. Испытать отношение полученных карбонатов к хлороводородной кислоте. Кислоту добавлять осторожно по каплям. Написать уравнения протекающих реакций. Отметить растворимость карбонатов в кислоте.

Опыт №6. Сравнение термической устойчивости карбонатов.

В отдельные пробирки с газоотводными трубками возьмите карбонаты магния, кальция, бария. Укрепите пробирки в штативе и прокалите в пламени горелки. Газообразные продукты отведите в стаканы с раствором гидроксида кальция. Объясните последовательность помутнения растворов.

Опыт №7. Сравнение химической активности оксидов и растворимости гидроксидов s-Элементов II группы.

а) Оксиды магния, кальция, бария, помещенные в сухие тигли, смочите 2-3 каплями воды. Отметьте, в каком случае наблюдается наиболее энергичное взаимодействие.

б) К равным объемам эквимольных растворов солей кальция, бария в отдельных пробирках прилейте одинаковый объем раствора гидроксида натрия. Обратите внимание на массу выпавшего осадка в каждой пробирке и дайте объяснение.

Опыт №8. Сульфаты щелочноземельных металлов.

В две пробирки внести по 2-3 капли растворов солей: в первую – соли кальция, во вторую – бария. В каждую пробирку добавить по 3-4 капли раствора сульфата натрия. Что наблюдается? Отметить различную скорость образования осадков сульфата бария и сульфата кальция. Чем это объясняется? Испытать действие хлороводородной кислоты на полученные сульфаты.

Написать уравнения реакций образования сульфатов кальция и бария, а также выражения произведений растворимости сульфата и карбоната бария.

Объяснить, почему карбонат бария растворяется в разбавленной хлороводородной кислоте, а его сульфат не растворяется.

Опыт №9. Оксалаты щелочноземельных металлов.

Получить осадки оксалатов кальция, бария взаимодействием растворов соответствующих солей (3-4 капли) с таким же объемом раствора оксалата аммония. Испытать осадки на растворимость в сильных кислотах. Написать уравнения реакций: образования оксалатов щелочноземельных металлов и их растворения в кислоте.

Опыт №10. Окрашивание пламени солями щелочноземельных металлов.

Очищенную нихромовую проволоку опустить в насыщенный раствор хлорида бария и внести в пламя горелки. Отметить цвет пламени. Опыт повторить с насыщенным раствором хлорида кальция. Перед каждым опытом проволоку промыть разбавленной хлороводородной кислотой и прокалить в пламени горелки.

**Контрольные вопросы по теме:
«s-Элементы 1-А, II-А групп».**

1. Чем различается взаимодействие с кислородом лития и натрия? Напишите уравнения соответствующих реакций.
2. Как из хлорида калия можно получить металлический калий, едкое кали? Дать схемы соответствующих процессов.
3. Какие из указанных газов: H_2S , H_2 , Cl_2 , CO_2 – будут поглощаться раствором едкого натра? Написать уравнения соответствующих реакций.
4. Дописать уравнения реакций:
 - а) $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
 - б) $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
 - в) $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O} =$Окислителем или восстановителем является пероксид натрия в этих реакциях?
5. Написать уравнения взаимодействия с водой:
 - а) K_2O
 - б) K_2O_2
6. Как изменяются температуры плавления и кипения в ряду щелочных металлов и чем это объясняется?
7. Опишите способы получения щелочей в промышленности.
8. При электролизе водного раствора NaCl было получено 70 л 10.6%-ного раствора NaOH ($\rho = 1,12$). Какая масса хлорида натрия превратилась в щелочь?
9. Напишите уравнения получения соды из сульфата натрия путем спекания его с углем и известняком при высокой температуре. Какие функции выполняет при этом уголь и известняк?
10. Почему ионы щелочноземельных металлов проявляют меньшую склонность к образованию комплексов, чем ионы элементов подгруппы цинка?
11. Какая соль при одинаковых условиях в большей степени подвергается гидролизу $\text{Be}(\text{NO}_3)_2$ или $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$?
12. Наличием каких соединений обусловлена жесткость воды?
13. Какими методами можно устранить жесткость воды?
14. Объяснить почему при пропускании диоксида углерода через раствор хлорида или нитрата кальция осадок карбоната кальция не выпадает, а при действии диоксида углерода на известковую воду выпадает.
15. Дописать уравнения реакций и указать окислитель и восстановитель:
 - а) $\text{CaH}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \dots$
 - б) $\text{BaH}_2 + \text{CO}_2 = \text{C} + \dots$

Образец оформления лабораторного журнала

Для замечаний	Название опыта	Приборы и реактивы	Условия проведения опыта	Наблюдения	Уравнения реакции	Вывод

Элементы VIII-V подгруппы.

Железо и его соединения.

Опыт №1. Взаимодействие железа с кислотами.

В четыре пробирки налейте 5-6 капель кислоты: соляную (2н), серную (2н), азотную(2н), серную концентрированную ($\rho=1.84\text{г/мл}$). В каждую пробирку поместите кусочки железных стружек. Пробирку в которой налита концентрированная серная кислота, нагрейте. Наблюдайте происходящие процессы. Затем испытайте отдельные порции растворов на присутствие Fe^{+3} и Fe^{+2} с помощью растворов гексациано-(III)феррата калия и гексациано-(II)феррата калия. Составьте уравнения реакций. Какие ионы являются окислителями в каждой из них?

Опыт №2. Восстановление железом меди и олова из растворов их солей.

В одну пробирку поместите 8-10 капель раствора хлорида олова (II), во вторую - сульфата меди(II). В каждую пробирку опустите железный гвоздь, предварительно хорошо очищенный наждачной бумагой. Составьте уравнения реакций. Какие металлы, кроме указанных, могут вытеснить железо из растворов?

Опыт №3. Пассивирование железа.

Две железные пластинки очистите наждачной бумагой, протравите в концентрированной соляной кислоте, промойте водой и осушите фильтровальной бумагой. Одну из пластинок погрузите в пробирку с концентрированной азотной или серной кислотой на 1-2 мин. Затем осторожно выньте пластинку и промойте водой. Обе пластинки погрузите в раствор сульфата меди(II). Объясните различное отношение железных пластинок к раствору сульфата меди(II)?

Опыт №4. Коррозия оцинкованного и луженого железа.

Две железные проволоки очистите наждачной бумагой. К одной из них прикрепите токовую пластинку олова, а к другой - цинка. Проволоки опустите в пробирки с водой, подкисленной несколькими каплями серной кислоты. В обе пробирки прилейте по две капли $K_3[Fe(CN)_6]$. Укажите в какой пробирке синее окрашивание появляется раньше и чем это обусловлено?

Опыт №5. Получение гидроксида железа(II) и исследование его свойств.

Возьмите в пробирку 2-3мл свежеприготовленного раствора соли железа(II) и добавьте по каплям раствор гидроксида натрия до выпадения осадка, отметьте цвет осадка и напишите уравнение реакции. Часть осадка используйте установления кислотно-основных свойств гидроксида. Другую часть осадка оставьте на воздухе. Через некоторое время наблюдайте изменение цвета осадка. Составьте уравнения реакций.

Опыт №6. Получение гидроксида железа(III) и исследование его свойств.

а) К 5-7 каплям соли железа(III) добавьте по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадка. Отметьте цвет осадка. Составьте уравнение реакции.

б) Раствор с осадком, образовавшимся в предыдущем опыте, разлейте в две пробирки и прибавьте по каплям в одну из них раствор соляной кислоты, в другую - гидроксид натрия. Составьте уравнения реакций.

Опыт №7. Восстановительные свойства железа(II).

В пробирку к 4-5 каплям железа(II) добавьте 2 капли серной кислоты и 1 каплю перманганата калия. Что наблюдается? Докажите присутствие в полученном растворе ионов железа(III) действием раствора роданита калия или аммония.

Опыт №8. Окислительные свойства железа(III)

а) В пробирку с 4-5 каплями соли железа (III) добавьте каплю серной кислоты, 1-2 капли раствора иодида калия и 2-3 капли бензола (растворителя выделяющегося йода). Обратите внимание на окраску бензольного кольца. Составьте уравнение реакции взаимодействия железа(III) с йодид-ионом.

б) В две пробирки внести по 4-5капель раствора хлорида железа(III). В первую добавить 2-3капли раствора иодида калия, во вторую бросить кусочек цинка. Что наблюдается? Написать уравнение реакций.

Опыт №9. Гидролиз солей железа(III)

а) В две пробирки внесите по 4-5 капель раствора солей сульфата железа(III) и хлорида железа(III). Определите с помощью рН-индикаторной бумаги реакцию раствора. Составьте уравнения гидролиза солей в ионном и молекулярном виде.

б) Кристаллы $Fe(NO_3)_3 \cdot 6H_2O$ или $KFe(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ растворите в воде. Отметьте окраску раствора и измерьте его рН. Раствор разделите на три пробирки.

В первую прилейте разбавленной серной кислоты, во вторую – раствор щелочи, третью нагрейте. Составьте уравнения реакций.

в) К раствору соли железа(III) прилейте раствор соды. Составьте уравнения образования и гидролиза карбоната железа(III).

Опыт № 10. Получение хлорокомплексов железа (III) (Работать под тягой!).

К раствору хлорида железа (III) прилейте концентрированную соляную кислоту до изменения окраски. Затем раствор разбавьте водой. Составьте уравнения реакций.

Опыт 11. Качественные реакции на ионы Fe^{+3} и Fe^{+2} .

а) К свежеполученному раствору сульфата железа (II) прилейте в отдельных пробирках растворы $K_4[Fe(CN)_6]$ и $K_3[Fe(CN)_6]$. Отметьте в каком случае произошло изменение окраски. Составьте уравнение реакции.

б) К раствору соли железа(III) прилейте в отдельных пробирках растворы $K_4[Fe(CN)_6]$ и $K_3[Fe(CN)_6]$. Отметьте, в каком случае наблюдается изменение окраски. Напишите уравнение реакции.

Поясните опыты.

Контрольные вопросы.

1. Напишите электронную формулу атома железа.
2. Почему окраска многих соединений $Fe(II)$ (в особенности растворов) на воздухе постепенно изменяется; в частности, свежеполученный $Fe(OH)_2$ на воздухе зеленеет, а затем буреет?
3. Что происходит при сливании растворов:
а) $FeSO_4$ и $KMnO_4$;
б) $FeSO_4$ и $K_2Cr_2O_4$. Составьте уравнения реакций.
4. Приведите примеры аква-, amino-, фторо-, хлоро-, бромо-, цианокомплексов железа(II).
5. Какие координационные числа наиболее характерны для $Fe(III)$? Опишите строение FeF_3 , Fe_2O_3 и $FeCl_3$.
6. Составьте схему гидролиза по катиону Fe^{+3} . Какие процессы происходят при нагревании раствора, при повышении и уменьшении pH среды?
7. Приведите общие константы устойчивости комплексов $Fe(NCS)_6^{-3}$, FeF_6^{-3} , $Fe(CN)_6^{-3}$.

Кобальт и его соединения.

Опыт №1. Синтез $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

Рассчитайте, сколько требуется исходных веществ для получения заданной массы $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ по обменной реакции между $\text{CoCO}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ и 35-40% HNO_3 .

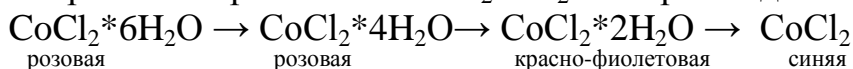
В фарфоровую чашку или стакан к 35-40% HNO_3 внесите небольшими порциями $\text{CoCO}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Раствор отфильтруйте от избытка соли, подкислите азотной кислотой и упарьте на водяной бане при 45-50°C до появления первых кристаллов. (Запомните! Выше 55,5°C $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ плавится в своей кристаллизационной воде и из раствора выделяется тригидрат $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$). Раствор охладите. Выпавшие кристаллы отсосите на стеклянном фильтре и высушите сначала между листами фильтровальной бумаги, а затем в термостате при 30°C.

Кристаллы сохраните для последующих опытов.

Опыт №2. Дегидратация $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

В три пробирки налейте по несколько капель концентрированного раствора дихлорида кобальта. В первую внесите кристаллы CoCl_2 , во вторую прилейте спирт. Отметьте изменение окраски. Растворы разбавьте водой. Третью пробирку нагрейте, а затем охладите. Объясните изменение окраски раствора CoCl_2 во всех трех случаях.

Нагревание кристаллов $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ сопровождается изменением окраски:



Опишите структуру $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{CoCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, $\text{CoCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, CoCl_2

Опыт №3. Термическое разложение $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

а) Кристаллы $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ поместите в сухую пробирку и осторожно нагрейте в пламени горелки (пробирку держите горизонтально). Что наблюдается?

б) Стеклопалочкой, смоченной разбавленным раствором CoCl_2 , нанесите на бумагу какой-нибудь рисунок или надпись. Бумагу слегка нагрейте. Объясните появление окраски и ее постепенное исчезновение после нагревания.

Опыт №4. Хлорокобальтовая бумага» и ее свойства.

На приготовленную хлорокобальтовую бумагу (предварительно высушенная в сушильном шкафу крупнопористая фильтровальная бумага, пропитанная раствором $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (5г соли в 5мл воды) подействуйте парами воды. Затем осторожно подержите над пламенем горелки. Объясните свойства хлорокобальтовой бумаги.

Опыт №5. Свойства гидроксида кобальта (II).

По обменной реакции получите $\text{Co}(\text{OH})_2$. Разделите полученный гидроксид на две пробирки. В первой отметьте изменение окраски осадка при добавлении избытка щелочи и нагревании. Исследуйте кислотно-основные свойства гидроксида. Объясните, что происходит при перемешивании осадка гидроксида.

Во вторую пробирку прибавьте 3%-ный раствор пероксида водорода. В какой из пробирок наблюдается окисление гидроксида кобальта? Напишите уравнения реакции.

Опыт №6. Сравнение восстановительной активности амино- и аквакомплексов кобальта (II).

В пробирке с раствором дихлорида кобальта растворите кристаллы хлорида аммония и затем прилейте избыток концентрированного раствора аммиака. Отметьте окраску раствора. Объясните, что происходит при взбалтывании раствора. (Для ускорения протекания реакции в пробирку следует добавить активированный уголь, играющий роль катализатора).

Изменяется ли окраска раствора, содержащего ионы $[\text{Co}(\text{OH}_2)_6]^{+2}$, при стоянии на воздухе?

Опыт №6. Получение гидроксида Co(III). (Работать под тягой!).

В две пробирки прилейте раствор CoCl_2 , добавьте концентрированный раствор щелочи и затем прилейте по несколько капель в одну пробирку концентрированного раствора перекиси водорода, в другую – бромной воды, Составьте уравнения реакций.

Раствор слейте с полученных осадков по возможности полнее и сохраните их для последующего опыта.

Опыт №7. Получение оксида Co_3O_4 . (Работать под тягой!).

Полученные в предыдущих опытах кристаллы $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, прокалите при 600°C в фарфоровом тигле до прекращения выделения газов. Напишите уравнение реакции. Образовавшийся продукт используйте в следующем опыте.

Опыт №8. Окислительные свойства кислородных соединений Co(III) и Co_3O_4 .

а) На $\text{Co}(\text{III})$ и Co_3O_4 в отдельных пробирках подействуйте разбавленной серной кислотой и затем концентрированным раствором нитрита натрия. Составьте уравнения реакций.

б) На $\text{Co}(\text{III})$ и Co_3O_4 в отдельных пробирках подействуйте концентрированной соляной кислотой. Составьте уравнения реакций.

Контрольные вопросы.

1. Проанализируйте и объясните характер изменения атомного и ионных радиусов, энергии ионизации и зависимости от порядкового номера элемента подгруппы.
2. Какими способами можно получить кобальт?
3. Какие координационные числа наиболее характерны для $\text{Co}(\text{II})$?
4. Как согласуется изменение окраски кристаллогидратов дихлорида кобальта с изменением их строения и значения Δ структурных единиц?

5. Приведите примеры общие константы устойчивости аминокомплекса и этилендиаминокомплекса Co(III) . В чем основная причина различия устойчивости этих комплексов?

Никель и его соединения.

Опыт №1. Получение $(\text{NH}_4)_2\text{Ni}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

Рассчитайте массу $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ и $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, необходимую для приготовления заданной массы препарата. Приготовьте из взятых навесок солей насыщенные при 30°C растворы. Растворы слейте и упарьте на водяной бане до появления кристаллического осадка. После охлаждения осадок отфильтруйте и просушите между листами фильтровальной бумаги. Часть полученных кристаллов растворите в воде. Сравните окраску раствора и кристаллов.

Опыт №2. Получение аквааминно- и аминокомплексов никеля (II).

Влияние природы лигандов на окраску комплексов никеля (II).

К раствору сульфата никеля (II) по каплям прибавляйте концентрированный раствор аммиака. Объясните постепенное изменение окраски раствора при прибавлении аммиака. Часть раствора сохраните для последующего опыта. Другую часть раствора испытайте по отношению к раствору сульфида аммония и кислоте. Составьте уравнения реакции.

Опыт №3. Гидроксид никеля (II).

Получите гидроксид никеля (II). В пробирку поместить 2-3мл раствора соли кобальта и добавлять по каплям раствор едкой щелочи до выпадения осадка. Разделите осадок на три пробирки. Исследуйте его кислотнo-основные свойства, отношение к аммиачной воде, кислороду воздуха (тщательно перемешайте раствор стеклянной палочкой), к пероксиду водорода. Наблюдайте происходит ли изменение цвета осадка во всех трех случаях. Запишите уравнения реакций.

На основании опытов, проведенных ранее, сравните поведение гидроксидов никеля (II), кобальта (II) и железа (II) при стоянии на воздухе.

Элементы VII-B группы

Марганец и его соединения.

Опыт №1. Гидроксид марганца (II) и его свойства.

В две пробирки внести по 3-4 капли раствора соли марганца(II) и по 2-3 капли раствора щелочи. Отметить цвет осадка. Размещать осадок стеклянной палочкой и отметить его побурение, вследствие окисления марганца(II) до марганца(IV). Во вторую пробирку с осадком гидроксида марганца добавить 2-3 капли 2н раствора серной кислоты. Что наблюдается? Какие свойства характерны для гидроксида Mn(II) ? Написать уравнения реакций.

Опыт №2. Получение некоторых малорастворимых солей марганца(II).

В трех пробирках получить: а) хромат марганца, б) карбонат марганца, в) сульфид марганца взаимодействием хромата калия, карбоната натрия и сульфида аммония с сульфатом марганца(II). Растворы брать по 3-4 капли. Отметить цвет осадков. Раствор с осадком сульфида марганца размешать стеклянной палочкой. Отметить изменение цвета осадка. Добавить к каждому осадку 2-4 капли 2н раствора кислоты. Сделать вывод о растворимости полученных солей. Написать уравнения реакций.

Опыт №3. Окисление соли марганца(II) бромом.

Внести в пробирку 2 капли раствора сульфата марганца (II) и 3 капли 2н раствора едкого натра. К полученному осадку гидроксида марганца добавить 5-6 капель бромной воды. Отметить изменение цвета осадка вследствие образования соединения марганца (IV). Написать уравнение реакции.

Опыт №4. Разложение перманганата калия при нагревании.

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

Опыт №5. Окислительные свойства соединений марганца(VII).

а) влияние pH среды на характер восстановления перманганата калия

В три пробирки внести по 3-4 капли раствора перманганата калия. В одну пробирку добавить 2 капли 2н раствора серной кислоты, в другую – столько же воды, в третью – 3-4 капли 2н раствора щелочи. Во все три пробирки прибавить по несколько кристалликов сульфита натрия или калия. Через некоторое время отметить цвет растворов в каждом случае. Чем это вызвано? Написать уравнения реакций.

б) окисление перманганатом калия сульфата марганца(II)

Внести в пробирку 3-4 капли раствора перманганата калия и столько же раствора сульфата марганца. Наблюдать исчезновение фиолетовой окраски и образование осадка. Отметить цвет осадка. Опустить в пробирку синюю лакмусовую бумажку. Какая среда в полученном растворе? Написать уравнения реакций.

в) окисление перманганатом калия пероксида водорода

В пробирку внести 3-5 капель раствора перманганата калия и 2-3 капли 2н раствора серной кислоты. Добавить 3-4 капли 10%-ного раствора пероксида во-

дорода. Какой газ выделяется? Как изменилась степень окисления марганца? Написать уравнение реакции.

г) окисление перманганатом калия спирта в кислой и щелочной среде

В две пробирки внести 3-5 капель раствора перманганата калия. В одну пробирку добавить 2 капли 2н раствора серной кислоты, в другую – столько же 2н раствора щелочи. В пробирку с подкисленным раствором перманганата калия добавить 3 капли этилового спирта. Раствор подогреть маленьким пламенем горелки. Отметить изменение окраски раствора. Как изменилась степень окисления марганца?

В другую пробирку к щелочному раствору перманганата калия добавить 3 капли этилового спирта. Наблюдать постепенное восстановление перманганата сначала до манганата, а затем до диоксида марганца. Отметить последовательность изменения окраски раствора.

Контрольные вопросы.

1. Указать сходство и различие в строении атомов элементов VII- А и VII-В подгрупп на примере хлора и марганца.
2. Написать формулы возможных оксидов марганца и соответствующих им гидроксидов. Указать их свойства: кислотные, основные, амфотерные.
3. Написать уравнения реакций, в которых из сульфата марганца(II) получают гидроксид марганца(III), диоксид марганца, марганцовая кислота.
4. Написать уравнения реакций, в которых соединение марганца(IV) является:
а) восстановителем,
б) окислителем.
5. Написать молекулярные уравнения реакций, соответствующих переходу ионов: а) $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{+2}$, б) $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_2$, в) $\text{Mn}^{+2} \rightarrow \text{MnO}_4^-$
6. Какие реакции протекают при действии на кристаллический перманганат калия концентрированной серной кислотой, концентрированной соляной кислотой, при нагревании?

Хром и его соединения

Опыт №1. Получение и свойства оксида хрома(III)

Поместить в пробирку 1/3 объема растертого дихромата аммония. Раскалить железную проволоку на горелке и погрузить ее в дихромат. Наблюдайте бурное разложение соли. Какой цвет имеет полученный оксид хрома? Напишите уравнение реакции, учитывая, что одновременно образуются азот и вода. Укажите окислитель и восстановитель.

К полученному оксиду добавьте карбонат калия и сплавьте смесь. Охладите пробирку и содержимое растворите в малом количества воды. Отметьте цвет раствора. Напишите уравнение реакции.

Опыт №2. Получение и свойства гидроксида хрома(III)

Получите гидроксид хрома (III) взаимодействием раствора соли хрома(III) с 2н раствором щелочи. Испытайте отношение гидроксида к кислоте и избытку щелочи. Сделайте вывод о кислотно-основном характере гидроксида хрома(III). Запишите уравнения реакций.

Опыт №3. Гидролиз солей хрома(III)

а) Испытать действие сульфата хрома(III) на лакмус. Отметить окраску индикатора. Написать уравнение реакции гидролиза в молекулярной и ионной форме. Какие вещества при этом образуются? Как можно ослабить и усилить гидролиз данной соли?

б) К 2-3 каплям раствора сульфата хрома(III) прибавлять по каплям карбонат натрия до образования осадка $\text{Cr}(\text{OH})_3$. Отметьте выделение газа. Какой это газ? Какая форма гидролиза соли имела место в данной реакции?

Опыт №4. Переход хроматов в дихроматы и обратно.

Налить в одну пробирку 5-7 капель раствора хромата, в другую – дихромата калия. Какова окраска растворов, обусловленная ионами CrO_4^{2-} и $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$? Прибавить в первую пробирку 3-4 капли раствора серной кислоты, в другую – столько же раствора щелочи. Через несколько минут отметить изменение окраски растворов. Написать уравнение реакции в ионной форме с учетом обратимости процесса перехода хромат-иона в дихромат-ион.

Опыт №5. Окислительные свойства дихроматов.

В три пробирки налить по 4-5 капель раствора дихромата калия и добавить по 2-3 капли раствора серной кислоты. Затем в первую пробирку прилить 2-3 капли раствора иодида калия, во вторую и третью столько же соответственно растворов нитрита и сульфита натрия. Нагреть растворы на водяной бане и наблюдать изменение окраски. Составить уравнение соответствующих реакций методом полуреакций.

Опыт №6. Качественная реакция обнаружения дихромат иона.

Поместить в пробирку 10 капель 3%-ного раствора пероксида водорода, 3 капли 2н раствора серной кислоты и 5 капель изоамилового спирта или эфира. К полученной смеси прибавить 2 капли раствора хромата или дихромата калия. Раствор сильно взболтать. Наблюдайте появление синего кольца – раствор надхромовой кислоты в органическом растворителе.

Элементы II-B группы.

Цинк и его соединения.

Опыт №1. Сравнение химической активности цинка и кадмия. Получение кадмия химическим восстановлением из растворов его соединений.

Пробирку с раствором соли кадмия опустите пластинку металлического цинка. Через час извлеките непрореагировавший цинк, выделившийся металл отфильтруйте, промойте горячей водой, просушите на воздухе. Составьте уравнение реакции.

Опыт №2. Взаимодействие цинка с раствором щелочи.

К порошку цинка прилейте раствор гидроксида натрия и осторожно нагрейте. Составьте уравнение реакции.

Опыт №3. Получение оксида цинка окислением металла.

Фарфоровый тигель с 2-3 гранулами цинка нагрейте в пламени горелки. Составьте уравнение реакции. Оксид сохраните для следующего опыта.

Опыт №4. Кислотно-основные свойства оксида цинка.

Исследуйте отношение ZnO к воде, разбавленной азотной кислоте, концентрированному раствору щелочи. Сделайте вывод и напишите уравнения реакций.

Опыт №5. Получение и установление химической природы гидроксида цинка.

Получите гидроксид цинка (II) и экспериментально проверьте его кислотно-основные свойства. Составьте уравнения реакций.

Опыт №6. Синтез тетрахлорцинка аммония.

В 30мл воды растворите при нагревании 70г безводного хлорида цинка и 30г хлорида аммония. Раствор охладите. Образующиеся кристаллы отделите на стеклянной воронке с пористой пластинкой. Сравните форму кристаллов полученного и исходных веществ. Часть полученных кристаллов растворите в воде. Проверьте на наличие в растворе ионов NH_4^+ , Zn^{+2} , Cl^- .

Опыт №7. Гидролиз солей цинка.

Определить реакцию солей цинка с помощью индикаторной бумаги, для этого несколько кристаллов сульфата цинка растворить в 3-4 каплях дистиллированной воды, опустить индикаторную бумага в раствор, наблюдать изменение цвета индикаторной бумаги. Написать уравнение гидролиза, Пояснить процесс.

Опыт №8. Амфотерные свойства солей цинка.

В пробирку налить 1-2мл раствора сульфата цинка. Добавить 1мл раствора $NaOH$. Наблюдать образование осадка. Содержимое пробирки разделить на 2 ча-

сти. В одну добавить раствор щелочи, в другую – раствор серной кислоты. Записать наблюдения. Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

Контрольные вопросы.

1. Написать электронные формулы атомов цинка и кадмия. Какой из этих элементов обладает более выраженными металлическими свойствами? Почему?
2. Какой схему равновесия в системе осадок-раствор гидроксида цинка и указать смещение равновесия при добавлении кислоты и щелочи.
3. Написать формулы различных типов солей, которые образуют гидроксид цинка.
4. Какой из гидроксидов $Zn(OH)_2$ или $Cd(OH)_2$ должен проявлять более основные свойства?
5. Написать уравнения реакций растворения цинка в кислотах: а) хлороводородной, б) серной (концентрированной и разбавленной), в) азотной (концентрированной и разбавленной), г) щелочи.

Элементы 1-В группы

Медь и ее соединения

Опыт №1. Окисление меди кислородом воздуха.

- а) Нагрейте медную проволоку.
- б) В пламя газовой горелки высыпьте порошок меди (работать под тягой!) Составьте уравнения наблюдаемых реакций.

Опыт №2. Окисление меди серой. (Работать под тягой!).

Пробирку с кусочками серы укрепите в зажиме штатива над чашкой с песком и осторожно нагревайте, пока сера не расплавится. Когда расплав закипит, в пары серы внесите при помощи металлических щипцов предварительно нагретую медную фольгу или тонкую медную проволоку. Составьте уравнение реакции.

Опыт №3. Взаимодействие меди с разбавленными и концентрированными кислотами.

В несколько пробирок поместить по кусочку меди и прибавить по 5-6 капель 2н растворов кислот: в первую соляной, во вторую – серной, в третью – азотной. Произошло ли окрашивание растворов в сине-голубой цвет, характерный для иона Cu^{+2} ?

Проделать аналогичный опыт с концентрированными кислотами без нагревания и при нагревании (осторожно!). С какими кислотами взаимодействует медь?

Написать уравнения реакций.

Опыт №4. Восстановление оксида меди(II) углем.

На листе чистой бумаги тщательно перемешать палочкой небольшое количество оксида меди(II) с таким же объемом древесного угля. Полученную смесь порошка перенести в пробирку, которую затем закрепить в горизонтальном положении. Нагреть смесь сильным пламенем горелки в течении 5-10 минут. Наблюдать процесс восстановления оксида меди до металлической меди (произойдет изменение окраски). Обратит внимание на происходящее при этом разогревание смеси до красного каления. Написать уравнения реакции.

Внимание! Если на стенках пробирки получится трудно отмываемый налет меди, нужно налить в пробирку 2-3 капли концентрированной азотной кислоты, которая полностью растворит образовавшуюся медь.

Опыт №5. Взаимодействие оксида меди(II) с кислотами.

В две пробирки внести небольшое количество оксида меди(II) и прибавить по 5-6 капель 2н растворов кислот: в одну пробирку – соляной, в другую – серной. Наблюдайте эффект реакции. Написать уравнения реакций.

Опыт №6. Гидратация сульфата меди (II).

В сухой пробирке к порошку CuSO_4 (предварительно обезвоженному) прилейте несколько капель воды. Объясните наблюдаемое изменение окраски. Прилейте воду до растворения соли. Полученный раствор используйте в следующих опытах.

Опыт №7. Образование тетрагидроккупрат(II)-комплекса и его устойчивость.

Раствор медного купороса, полученный в предыдущем опыте, нагрейте до 90°C . Затем добавьте в раствор кристаллы хлорида натрия до изменения окраски. Поясните что произошло.

Опыт №8. Образование акваминокомплексов меди(II).

К сильно разбавленному раствору CuSO_4 по каплям прилейте раствор аммиака до растворения, образовавшегося осадка. Объясните изменение окраски.

Опыт №9. Получение и распад гидроксида меди (II).

Получите гидроксид меди (II). Исследуйте его отношение к нагреванию, растворам кислот, аммиака и концентрированного раствора щелочи при нагревании. Составьте уравнения реакций.

Опыт №10. Получение иодида меди(II). Окислительные свойства иона Cu^{+2} .

К раствору соединения меди прилейте раствор иодида калия. Для обнаружения цвета осадка добавьте несколько капель раствора тиосульфата натрия. Составьте уравнения реакций.

Опыт №11. Разложение нитрата меди.

Поместить в пробирку несколько кристалликов нитрата меди. Закрепить пробирку в штативе и осторожно нагреть маленьким пламенем. Наблюдать изменение цвета взятой соли и выделение газов. Записать уравнение реакции разложения нитрата меди, учитывая, что продуктами реакции являются оксид меди, диоксид азота и кислород. Указать окислитель и восстановитель в молекуле нитрата меди.

Опыт №12. Получение и распад гидроксида меди(II).

К раствору сульфата меди (II) прилейте избыток раствора щелочи. Смесь хорошо перемешайте и затем нагрейте. Объясните образование осадка и его последующее превращение при более сильном нагревании. Написать уравнения реакций получения гидроксида меди(II) и его разложение.

Опыт №13. Комплексные соединения меди(II).

К 3 каплям раствора пятиводного сульфата меди(II) (медного купороса) прибавить 2 капли раствора соли $K_4[Fe(CN)_6]$. Наблюдать выпадение красно-бурого осадка. Написать уравнение реакции. Отфильтровать осадок, немного подсушить и добавить к нему 3-5 капель концентрированного раствора аммиака. Записать наблюдения.

Контрольные вопросы.

1. Укажите положение меди в периодической системе элементов и напишите электронную формулу ее атома.
2. Что произойдет при действии на медь кислотами:
 - а) хлороводородной разбавленной,
 - б) азотной разбавленной,
 - в) азотной концентрированной?Написать уравнения протекающих реакций.
3. Что произойдет при действии на медь серной кислотой: а) разбавленной, концентрированной при кипячении?
4. Гидроксид меди(II) растворим в разбавленных кислотах и в растворе аммиака. Однотипны ли эти реакции? Написать уравнения реакций в ионном и молекулярном виде.
5. Какое основание $Cu(OH)_2$ или $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$ проявляет более основные свойства? Почему?

Серебро и его соединения.

Опыт №1. Получение оксида серебра.

В пробирку с 3-4 каплями нитрата серебра прибавьте несколько капель 2н раствора гидроксида натрия до выпадения осадка. Часть осадка проверьте на растворимость в 2н растворе аммиака. Составьте уравнение реакции. Вторую часть осадка сохраните до следующего опыта.

Опыт №2. Окислительные свойства оксида серебра

Внести в пробирку 3-4 капли раствора хлорида олова(II) и добавить по каплям 2н раствор гидроксида натрия до растворения выпавшего вначале осадка гидроксида олова (II). К полученному щелочному раствору прибавить 1-2 капли нитрата серебра. Наблюдать выпадение черного порошка металлического натрия.

Образование серебра может быть доказано тем, что выпавший осадок не растворяется при добавлении 5-6 капель 2н раствора аммиака в отличие от оксида серебра. Проверьте опытным путем.

Опыт №3. Получение тиосульфатного комплекса серебра.

Исследуйте отношение галогенидов серебра к избытку раствора тиосульфата натрия. Составьте уравнение реакции.

Опыт №4. Фотохимическое разложение соединений серебра.

Получите галогенид серебра. Осадок отфильтруйте, просушите и выставьте на свет. Объясните потемнение солей. Запишите уравнения реакций.

Опыт №5. Восстановление соединений серебра(I). Качественная реакция на ионы серебра. Получение серебряного зеркала.

В чистую и обезжиренную пробирку налейте раствор нитрата серебра и по каплям добавляйте 2М раствор аммиака, встряхивая пробирку после каждой капли, пока выпавший осадок не растворится (избегайте избытка NH_3). Затем к раствору прилейте 10%-ный раствор глюкозы в объеме, равном содержанию пробирки. Смесь хорошо перемешайте. Пробирку опустите в стакан с водой, нагретой до кипения. Объясните появление блестящего слоя серебра на внутренней поверхности пробирки.

Содержимое пробирки вылейте в банку для серебряных остатков. По окончании опыта слой серебра растворите в разбавленной азотной кислоте. Раствор слейте в банку для серебряных остатков.

Составьте уравнения реакций.

Контрольные вопросы

1. Сильноосновные или слабоосновные свойства проявляет оксид серебра, если в разбавленном растворе нитрата серебра наблюдается нейтральная реакция?
2. Указать окислитель и восстановитель в реакции взаимодействия оксида серебра с пероксидом водорода, если при этом происходит выделение газообразного кислорода? Написать уравнение протекающей реакции.
3. Написать формулы циано- и амминокомплексов серебра, принимая координационное число серебра равным 2. Чем отличаются комплексные ионы серебра в этих двух соединениях?
4. Почему малорастворимый в воде и кислотах хлорид серебра растворяется в водном растворе аммиака? Написать уравнение протекающей при этом реакции и объяснить процесс растворения, пользуясь правилом произведения растворимости.
5. Пользуясь таблицей стандартных электродных потенциалов, установить, можно ли Fe^{+2} -ионами восстановить следующие ионы до свободных металлов:
 - а) Cu^{+2} ,
 - б) Ag^{+} ,
 - в) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$?