

ХИМИЯ МЕТАЛЛОВ

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ
к лабораторным работам
ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ**

**МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ**

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
«МОРДОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
им. Н. П. ОГАРЁВА»**

ХИМИЯ МЕТАЛЛОВ

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ
К ЛАБОРАТОРНЫМ РАБОТАМ
ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ**

**САРАНСК
ИЗДАТЕЛЬСТВО МОРДОВСКОГО УНИВЕРСИТЕТА
2013**

УДК 546.1(076)

Составители: Л. Ф. Зюзина, Л. В. Начкина, Ю. И. Русяева

Рецензент:

кандидат химических наук доцент О. П. Лазарева

Химия металлов : метод. указания к лаб. работам по неорган. химии / сост.: Л. Ф. Зюзина, Л. В. Начкина, Ю. И. Русяева. — Саранск : Изд-во Мордов. ун-та, 2013. — 40 с.

Методические указания по химии металлов содержат рекомендации к выполнению 9 лабораторных работ. Предлагаемые опыты ставят своей целью изучение свойств элементов и их соединений на основе структуры Периодической системы элементов Д. И. Менделеева. К каждой работе даны вопросы и задачи, которые способствуют закреплению пройденного материала.

Предназначены для студентов высших учебных заведений по специальности «Фундаментальная и прикладная химия», по направлениям «Химия, физика и механика материалов», а также по другим направлениям и специальностям, предусматривающим изучение общей и неорганической химии.

Учебное издание

ХИМИЯ МЕТАЛЛОВ

**Методические указания к лабораторным работам
по неорганической химии**

Составители: **ЗЮЗИНА Любовь Федоровна**
НАЧКИНА Лидия Владимировна
РУСЯЕВА Юлия Ивановна

*Печатается в авторской редакции
в соответствии с представленным оригинал-макетом*

Дизайн обложки *Е. Н. Моисеевой*

Подписано в печать 28.03.13. Формат 60×84 $\frac{1}{16}$. Усл. печ. л. 2,33.

Тираж 300 экз. Заказ № 494.

Издательство Мордовского университета
Типография Издательства Мордовского университета
430005, г. Саранск, ул. Советская, 24

© Зюзина Л. Ф., Начкина Л. В.,
Русяева Ю. И., 2013 (составление)
© Оформление. Издательство
Мордовского университета, 2013

ПРЕДИСЛОВИЕ

Настоящие методические указания составлены в соответствии с Федеральным государственным образовательным стандартом высшего профессионального образования; программой по неорганической химии для студентов высших учебных заведений по специальности «Фундаментальная и прикладная химия», по направлениям «Химия, физика и механика материалов», а также по другим направлениям и специальностям, предусматривающим изучение общей и неорганической химии; методическими требованиями, предъявляемыми к учебным изданиям; включает описание и методики выполнения 9 лабораторных работ, характеризующих свойства s- и d-элементов I и II групп; p-элемента III группы – алюминия; p-элементов IV группы – германия, олова, свинца; d-элементов IV–VII групп; d-элементов VIII группы – железа, кобальта, никеля Периодической системы элементов Д. И. Менделеева и их важнейших соединений.

Материал опытов тщательно отобран, систематизирован. Он направлен на приобретение навыков выполнения экспериментальной работы, визуального наблюдения отличительных особенностей свойств металлов и их соединений, освоение правил работы с химическими реактивами и имеющимся оборудованием.

После изучения теоретического материала и ознакомления с настоящими указаниями студенты составляют план-конспект выполнения предстоящего опыта с записью возможных уравнений реакций и схем приборов или установок. Проверив наличие необходимых компонентов для опыта, они проводят его, записывая в рабочий журнал все наблюдения и ход исследования, отвечают на поставленные в опыте вопросы, решают предлагаемые задачи и после соответствующего оформления рабочего журнала отчитываются по данной лабораторной работе.

Лабораторная работа 1 *s-Элементы I и II групп*

1 Окисление и горение на воздухе

Опыт проводится в вытяжном шкафу.

Небольшой кусочек натрия положите пинцетом на фильтровальную бумагу, осушите, очистите скальпелем поверхность, наблюдая при этом изменение ее цвета. Поместите кусочек натрия в маленький фарфоровый тигель, который поставьте на фарфоровый треугольник и осторожно нагрейте до воспламенения. Затем горелку уберите и опустите окно вытяжного шкафа. Когда весь металл сгорит, охладите полученное вещество, растворите его в 5 мл дистиллированной воды. К полученному раствору прилейте раствор йодида калия, подкисленный серной кислотой, и 2 капли крахмального клейстера. Наблюдайте, что происходит. Какие вещества образуются при окислении натрия с поверхности и горении его на воздухе? Напишите их графические формулы. Проведите аналогичный опыт с литием. Что получается в этом случае? Какие продукты и почему образуются при взаимодействии с кислородом воздуха калия, рубидия, цезия? Составьте уравнения реакций.

2 Взаимодействие щелочных металлов с водой

Опыт проводится в вытяжном шкафу.

В три кристаллизатора с водой добавьте по 3 капли фенолфталеина. Очищенные с поверхности небольшие (с горошину) кусочки лития, натрия, калия поочередно помещайте в воду. **Наблюдайте за ходом реакций через стекло вытяжного шкафа, так как возможно разбрызгивание растворов.** Сделайте вывод о химической активности щелочных металлов и об ее изменении в ряду литий – калий. Напишите уравнения реакций.

3 Получение амальгамы натрия и ее свойства

В сухую фарфоровую ступку поместите небольшое количество ртути. Положите на нее маленький кусочек очищенного и осушенного фильтровальной бумагой натрия и надавите пестиком. Реакция натрия с ртутью сопровождается шипением и вспышкой. В зависимости от количества реагентов амальгама получается жидкой или твердой. Продукт реакции небольшими порциями внесите в пробирку с водой. Что наблюдаете? Полученный раствор испытайте лакмусовой бумагой. Напишите уравнения реакций.

4 Гидролиз солей щелочных металлов

В пробирках приготовьте растворы KNO_3 , Na_2S , KCl и Na_2CO_3 . С помощью лакмусовой бумаги проверьте их реакцию среды. Напишите уравнения реакций гидролиза солей в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

5 Получение карбоната лития

В пробирку с 5 мл насыщенного раствора хлорида лития прилейте насыщенный раствор карбоната калия. Содержимое пробирки подогрейте. Наблюдайте, что происходит. Составьте уравнение реакции.

6 Получение гексагидроксостибата (V) натрия

В пробирку с 5 мл насыщенного раствора хлорида натрия прилейте 5 мл гексагидроксостибата (V) калия, опустите тонкую стеклянную палочку в пробирку и осторожно потрите ею о стекло пробирки (для улучшения процесса кристаллизации). Напишите уравнение реакции, учитывая, что состав осадка выражается формулой $\text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$.

7 Получение гексанитрокобальтата (III) калия, натрия

К 5 мл насыщенного раствора хлорида калия прилейте равный объем гексанитрокобальтата (III) натрия. Выпадает желтый кристаллический осадок состава $\text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$. Напишите уравнение реакции.

8 Окрашивание пламени солями лития, натрия, калия

В пламя горелки внесите платиновую или нихромовую проволоку. Если пламя при этом окрашивается, то проволоку промойте соляной кислотой и прокалите ее в пламени горелки до исчезновения окраски. Очищенную таким образом проволоку опустите в концентрированный раствор хлорида лития и внесите в пламя горелки. Наблюдайте его окрашивание. Аналогичные опыты проделайте с солями натрия и калия, каждый раз обрабатывая проволоку указанным выше способом. Объясните способность солей лития, натрия и калия окрашивать пламя в различные цвета.

9 Получение гидроксида магния

Налейте в две пробирки по 5 мл раствора хлорида магния. К одной из них добавьте раствор гидроксида натрия, к другой – раствор аммиака. Что наблюдается? Отметьте цвет получающегося продукта и количество его осадка в той и другой пробирках. Испытайте отношение их содержимого к раствору хлорида аммония. Объясните происходящее явление. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Растворится ли гидроксид магния при добавлении: а) сульфата аммония; б) хлорида калия? Какими способами можно получить гидроксиды кальция, стронция, бария? Составьте уравнения реакций. Выпишите величины, характеризующие растворимость в воде и кислотно-основные свойства гидроксидов s-элементов I и II групп.

10 Получение и свойства карбонатов

В 5 пробирок налейте по 5 мл растворов хлоридов бериллия, магния, кальция, стронция, бария и добавьте в каждую раствор карбоната натрия. Наблюдайте, что происходит. Составьте уравнения реакций. Содержимое каждой пробирки разделите на три части и испытайте их отношение к: а) нагреванию; б) раствору соляной кислоты. Дайте объяснения происходящим явлениям. Что произойдет, если суспензию с полученными осадками насытить оксидом углерода (IV)?

11 Получение и свойства сульфатов

Как и в предыдущем опыте, к тем же исходным растворам солей прилейте раствор серной кислоты или сульфата натрия. Обратите внимание на то, что во всех пробирках образуются осадки. Отметьте их цвет и испытайте отношение к соляной или азотной кислотам. Составьте уравнения реакций. Дайте количественную оценку сравнительной растворимости сульфатов s-элементов II группы.

12 Окрашивание пламени солями кальция, стронция, бария

Очищенную, как описано в опыте 8, платиновую или нихромовую проволоку опустите в насыщенный раствор соответствующей соли и внесите в пламя горелки. Наблюдайте его окрашивание в характерные для солей кальция, стронция и бария цвета. Опишите наблюдаемые явления.

Вопросы и задачи

1 В чем проявляется отличие химии лития от химии остальных щелочных металлов? Как различаются условия получения и устойчивость оксидов и пероксидов; растворимость карбонатов, гидрокарбонатов и фосфатов; склонность к образованию кристаллогидратов солей?

2 Насколько обоснована постановка вопроса о том, какой из щелочных металлов наиболее активен? Сравните положение лития и цезия в ряду стандартных электродных потенциалов, а также их отношение к воде, кислороду.

3 Почему стеклянную посуду нельзя использовать для хранения растворов гидроксидов s-элементов I группы? Напишите уравнения возможных реакций.

4 Почему для s-элементов II группы более характерно образование комплексных соединений, чем для s-элементов I группы?

5 Как объяснить, что бериллий, магний и щелочно-земельные металлы имеют более высокие температуры кипения и плавления и большую плотность, чем щелочные металлы?

6 Почему при добавлении раствора хромата калия к растворам хлорида кальция и бария, имеющим равные концентрации, осадок образуется только в растворе соли бария?

7 Смесь карбонатов калия и натрия массой 7 г обработали раствором серной кислоты, взятой в избытке. При этом выделилось 1,344 л (н.у.) газа. Определите массовые доли (%) карбонатов в исходной смеси.

Ответ: 60,6 % Na_2CO_3 .

8 Вычислите ΔH_{298}^0 и ΔG_{298}^0 реакции взаимодействия оксида лития с водой, если известно, что

	$\text{Li}_2\text{O}_{(г)}$	$\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$	$\text{LiOH}_{(г)}$
$\Delta_f H_{298}^0$, кДж/моль	- 597,9	- 285,8	- 484,9
S_{298}^0 , Дж/(моль·К)	37,6	70,08	42,8.

Ответ: - 86,1; - 79,5.

9 Сколько килограммов соды потребуется для устранения жесткости 1000 л воды, насыщенной сульфатом кальция, при 20 °С, если растворимость последнего равна 2 г на 1 л воды?

Ответ: 1,55 кг.

10 Чем объясняется отсутствие гидролиза по катиону в водных растворах солей щелочных металлов? Какую реакцию среды имеет раствор NaHCO_3 и почему для него рН имеет меньшее значение, чем для раствора Na_2CO_3 той же концентрации?

11 Напишите уравнения реакций взаимодействия пероксида бария с водой, кислотой, йодидом калия в присутствии соляной кислоты, с раствором нитрата серебра.

12 В электролизере диафрагменного типа при силе тока 22 000 А за 22 ч получено 5 440 л электролитической щелочи, содержащей 126,8 г/л NaOH. Определите выход щелочи по току.

Ответ: 95,5 %.

13 Возможно ли получение кальция восстановлением его оксида алюминием? Ответ подтвердите термодинамическим расчетом, учитывая, что в результате реакции образуется алюминат кальция состава $3\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$. Его $\Delta_f G_{298}^0 = - 4410$ кДж/моль.

Ответ: - 788,4 кДж/моль.

Лабораторная работа 2 *Соединения d-элементов I и II групп*

1 Получение и свойства оксида и гидроксида меди (I)

В пробирке к 4 мл сульфата меди (II) добавьте равный объем раствора щелочи. Содержимое взболтайте и разделите на четыре пробирки, три из которых сохраните для опыта 4. В четвертую добавьте по 1 мл раствора щелочи и 1% раствора глюкозы, перемешайте и осторожно нагрейте. Наблюдайте образование сначала желтого гидроксида меди (I), переходящего при дальнейшем нагревании в красный оксид меди (I). Что получается при обработке оксида меди (I): а) концентрированной серной кислотой; б) концентрированной соляной кислотой; в) раствором аммиака? Напишите уравнения реакций.

2 Получение хлорида меди (I)

Поместите в пробирку 2 микрошпателя хлорида меди (II), примерно 0,7 г медных стружек и 2 мл концентрированного раствора соляной кислоты. Смесь кипятите до тех пор, пока она не приобретет светло-коричневую окраску. По окончании реакции полученный раствор перелейте в стакан с 25 мл холодной воды. Наблюдайте, что происходит. Напишите уравнения реакций.

3 Получение и свойства йодида меди (I)

К 5 мл раствора сульфата меди (II) прилейте небольшое количество раствора йодида калия. Что происходит? Часть жидкости над осадком слейте в пробирку с крахмальным клейстером. Объясните появление синего окрашивания. Для определения цвета йодида меди (I) в пробирку с осадком добавьте раствор тиосульфата натрия до исчезновения бурой окраски йода. Напишите уравнения реакций. Объясните неустойчивость йодида меди (II). Как галогениды меди (I) относятся к воде, концентрированному раствору соляной кислоты, раствору аммиака, нагреванию?

4 Свойства гидроксида меди (II)

Испытайте отношение гидроксида меди (II), полученного в опыте 1, к нагреванию, действию кислот и щелочей. Напишите уравнения реакций. Дайте количественную оценку кислотно-основным свойствам гидроксида меди (II).

5 Гидролиз солей меди (II)

Налейте в пробирку 5 мл раствора сульфата меди (II) и испытайте его действие на лакмусовую бумагу. Объясните реакцию среды. К данному раство-

ру прилейте немного раствора карбоната натрия. Что наблюдаете? Составьте в молекулярной и ионно-молекулярной формах уравнение гидролиза, приводящего к образованию голубовато-зеленого осадка карбоната гидроксомеди (II).

6 Комплексные соединения меди (II)

В пробирку с 3 – 5 мл раствора сульфата меди (II) прибавьте 2 – 3 капли раствора аммиака. Наблюдайте образование зеленовато-голубого осадка основной соли $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$. напишите уравнение реакции. Затем по каплям прибавьте избыток раствора аммиака. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции. Добавьте к полученному раствору 3 – 5 капель сероводородной воды. Объясните образование черного осадка, учитывая, что $\text{PP}_{\text{CuS}} = 8,5 \cdot 10^{-45}$.

В пробирку с 3 – 5 мл раствора сульфата меди (II) прибавьте 2 – 3 капли раствора соли $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Наблюдайте появление красно-бурого осадка. Напишите уравнение реакции. Отделите осадок от раствора, добавьте к нему 3 – 5 капель концентрированного раствора аммиака. Объясните, что происходит.

7 Обнаружение меди в сплавах

Кусочек сплава, содержащего медь, протрите наждачной бумагой, промойте водой и высушите фильтровальной бумагой. Нанесите на сплав одну каплю концентрированной азотной кислоты; через минуту на то же место добавьте 1 – 2 капли концентрированного раствора аммиака. Что наблюдаете при этом? Напишите уравнения соответствующих реакций.

8 Получение и свойства оксида серебра (I)

К 1 мл раствора нитрата серебра прилейте равный объем щелочи. Наблюдайте образование осадка оксида серебра (I). Экспериментально докажите основной характер полученного соединения. Какую кислоту и почему следует использовать для этого? Напишите уравнение реакции. Сравните устойчивость гидроксидов меди (I) и серебра (I).

9 Комплексные соли серебра (I)

В две пробирки налейте по 5 мл раствора нитрата серебра и добавьте растворы: в первую – бромида, во вторую – йодида калия или натрия. Наблюдайте, что происходит. Слейте жидкость с полученных осадков. К бромиду серебра (I) добавьте раствор аммиака до растворения бромида.

Осадок йодида разделите в две пробирки, в одну из которых налейте раствор тиосульфата натрия, в другую – раствор аммиака. Что происходит? Напишите уравнения реакций. Объясните, почему йодид серебра растворяется в тиосульфате натрия и не растворяется в водном растворе аммиака. Напишите уравнения реакций.

10 Получение и свойства гидроксидов цинка и кадмия

К растворам солей цинка и кадмия прилейте по каплям вначале немного раствора гидроксида натрия, затем избыток. Что наблюдаете? Напишите ионно-молекулярные уравнения реакций. Какие свойства гидроксидов цинка и кадмия они характеризуют? Почему данные гидроксиды растворяются в избытке раствора аммиака? Напишите уравнения реакций. Охарактеризуйте свойства гидроксида ртути (II).

11 Гидролиз солей цинка, кадмия и ртути

В четыре пробирки налейте по 5 мл воды (воду в четвертой пробирке подкислите разбавленным раствором азотной кислоты) и в каждую добавьте по несколько кристалликов солей: в первую – сульфата цинка, во вторую – сульфата кадмия, в третью и четвертую – нитрата ртути (II). Наблюдайте, что происходит. Испытайте растворы лакмусовой бумагой. Объясните наблюдаемые явления. Напишите уравнения реакций гидролиза солей.

12 Получение сульфидов цинка и кадмия

Получите сульфиды цинка и кадмия из растворов сульфатов этих металлов. Что следует брать в качестве осадителя: сероводород или сульфид аммония? Отметьте цвет выделившихся осадков, испытайте отношение их к растворам серной и соляной кислот. Можно ли этим способом получить сульфид ртути (II)?

13 Получение и свойства оксидов ртути (I) и (II)

В одну пробирку налейте 5 мл раствора нитрата ртути (I), в другую – столько же нитрата ртути (II), добавьте в каждую раствор гидроксида натрия. Наблюдайте, что происходит. Отметьте цвет полученных осадков. Испытайте в отдельных пробирках их отношение к нагреванию, к действию азотной кислоты, к избытку щелочи. Напишите уравнения реакций. Сделайте вывод относительно устойчивости гидроксидов ртути (I) и (II).

14 Действие йодида калия на соли ртути (I) и (II)

В две пробирки налейте отдельно по 5 мл растворов нитратов ртути (I) и (II), добавьте в каждую сначала немного раствора йодида калия (отметьте цвет осадка), затем его избыток. Напишите уравнения реакций, учитывая образование в обоих случаях тетраयोмеркурата (II) калия.

Вопросы и задачи

1 Сравните строение и радиусы атомов s- и d-элементов I группы, находящихся в одном периоде. Объясните причину различия в свойствах элементов: K и Cu; Rb и Ag; Cs и Au.

2 Почему s- и d-элементы II группы ближе между собой по свойствам, чем s- и d-элементы I группы?

3 Выпадет ли осадок при смешении 100 мл 0,5 М раствора NaCl и 50 мл 0,1 М раствора AgNO₃.

4 Через 0,1 М раствор [Zn(NH₃)₄]SO₄ в избытке лиганда пропускался сероводород. $PP_{ZnS} = 1,2 \cdot 10^{-10}$. Вычислите, какой должна быть концентрация сульфид-ионов в растворе, чтобы образовался осадок.

5 Какое соединение образуется при обработке порошка золота избытком хлора при 200 °С? Какое вещество выпадает в осадок при добавлении к раствору этого соединения щелочи и во что оно переходит при действии: а) кислот; б) избытка щелочи?

6 При взаимодействии 3,92 г гидроксида меди (II) со 150 мл водного раствора аммиака ($W(\text{NH}_3) = 25\%$; $\rho = 907 \text{ кг/м}^3$) образовался раствор гидроксида тетраамминмеди (II). Определите массовую долю (%) этого вещества в полученном растворе.

Ответ: 4,75 %.

7 Через последовательно включенные в цепь постоянного тока растворы AgNO₃ и CuSO₄ пропускался ток силой в 5 А в течение 10 мин. Какая масса каждого металла выделится при этом на катодах?

Ответ: 3,36 г Ag; 0,99 г Cu.

8 Будет ли образовываться осадок сульфида серебра при насыщении сероводородом 0,05 М раствора K[Ag(CN)₂]?

9 Металлическая ртуть часто содержит примеси «неблагородных» металлов: цинка, олова, свинца. Для их удаления ртуть обрабатывают раствором нитрата ртути (II). На чем основан такой способ ее очистки?

10 Используя значения стандартных электродных потенциалов металлов, объясните причину растворения меди, серебра и золота в водных растворах щелочных цианидов. Какое влияние на процесс растворения оказывает кислород воздуха? Укажите роль цианид-ионов в растворе.

Лабораторная работа 3

Алюминий и его соединения (p-элемент III группы)

1 Отношение алюминия к кислороду и воде

Опыт проводит один студент и демонстрирует его группе.

Две алюминиевые пластинки или проволоки опустите на 3 мин в 30% раствор гидроксида натрия для удаления оксидной пленки, затем промойте их дистиллированной водой. Пластинки поместите в фарфоровую чашку и налейте на них несколько капель раствора нитрата ртути (II). Через 5 мин промойте пластинки водой: одну из них положите на часовое стекло и оставьте на воздухе, другую – опустите в стакан с водой. Наблюдайте происходящие явления и объясните их. Напишите уравнения реакций.

2 Получение и свойства гидроксида алюминия

а) К 5 мл раствора сульфата алюминия прилейте раствор аммиака до образования осадка. Полученный осадок взболтайте и разделите в две пробирки: в первую добавьте раствор гидроксида натрия, во вторую – разбавленный раствор соляной кислоты. Объясните наблюдаемые явления. Осадок отфильтруйте. Напишите уравнения реакций.

б) Налейте в пробирку 5 мл насыщенного раствора сульфата алюминия, несколько капель чернил и раствора гидроксида натрия. Наблюдайте происходящие явления. Осадок отфильтруйте. Как и почему изменяется окраска раствора?

3 Гидролиз солей алюминия

Налейте в пробирку около 5 мл раствора сульфата алюминия. Определите его рН с помощью универсальной индикаторной бумаги, затем добавьте 0,5 – 1 мл раствора сульфида аммония. Наблюдайте происходящие изменения, напишите уравнения реакций в ионно-молекулярной форме. Каким образом можно доказать, что полученный осадок не является сульфидом алюминия?

4 Активирующее действие хлорид-ионов на разрушение защитной пленки

В две пробирки поместите по кусочку алюминия и добавьте в одну из них 5 – 10 капель раствора сульфата меди (II), в другую – столько же раствора хлорида меди (II). Отметьте различный результат в обоих случаях: в первой пробирке алюминий остается почти без изменений, во второй – он быстро покрывается налетом меди.

5 Взаимодействие алюминия с йодом в присутствии воды

Опыт демонстрационный, проводится в вытяжном шкафу.

Сухую смесь порошкообразных алюминия и йода (в соотношении 1:12) поместите кучкой на асбестированную сетку. К смеси добавьте несколько капель воды. Объясните наблюдаемое.

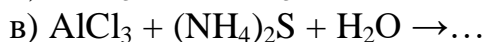
6 Получение алюминиевых квасцов

Из 10 г $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ приготовьте насыщенный при комнатной температуре раствор. Вычислите, сколько граммов K_2SO_4 необходимо для образования квасцов с указанной массой исходной соли. Растворите сульфат калия при нагревании в небольшом количестве дистиллированной воды и прилейте к полученному раствору сульфат алюминия. Смесь перемешайте стеклянной палочкой и медленно охладите. Наблюдайте образование кристаллов квасцов. Если они не выпадают, бросьте в раствор затравку (кристаллик квасцов). Для получения больших кристаллов отдельно опустите в раствор нитку. Отфильтруйте кристаллы, высушите между листами фильтровальной бумаги и взвесьте. Рассчитайте выход вещества в процентах.

Вопросы и задачи

1 При переходе от Al к Ga нарушается общая закономерность усиления металличности в свойствах элементов главных подгрупп с увеличением их порядкового номера. В чем это выражается и что является причиной изменения свойств?

2 Почему для осаждения гидроксида алюминия используют не щелочь, а раствор аммиака? Допишите уравнения следующих реакций:



3 Качественной реакцией на алюминий (или кобальт) является образование синего метаалюмината кобальта. Напишите уравнения реакций, которые протекают при сплавлении сульфатов этих металлов.

4 Чем объясняется образование димерных молекул галогенидов алюминия (кроме Al_2F_6)? Покажите их строение на примере Al_2Cl_6 . При каких условиях этот димер диссоциирует на отдельные молекулы AlCl_3 ?

5 Взаимодействие алюминия с йодом сопровождается уменьшением энергии Гиббса. ($\Delta_f G_{298}^0(\text{AlI}_3) = -304$ кДж/моль). Однако в присутствии воды реакция практически не идет. Чем это обусловлено?

6 Чему равна масса алюминия, необходимого для получения хрома массой 1 т из оксида хрома (III) методом алюмотермии?

Ответ: 0,52 т.

7 Если $C_m(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 2$ моль/л, то какой объем этого раствора был взят для осаждения $\text{Al}(\text{OH})_3$ из 200 мл 30% раствора AlCl_3 ($\rho = 1,32$ г/см³)? К полученному осадку до его полного растворения прибавлен 0,5 М раствор NaOH . Найдите его объем.

Ответ: 876 мл; 3,5 л.

8 Сколько времени следует пропускать через электролит ток в 2 000 А, чтобы осадить на катоде 9 кг металлического алюминия?

Ответ: 13,4 ч.

9 При работе гальванического элемента, составленного из пар $\text{Al} / \text{Al}^{3+}$ и $\text{Cu} / \text{Cu}^{2+}$, в течение одного часа масса катода изменилась на 3,98 г. Определите силу тока в цепи.

Ответ: 3,33 А.

10 Выведите молекулярную формулу глины (каолина), если она имеет состав: $\text{Al}_2\text{O}_3 - 39,48\%$; $\text{SiO}_2 - 46,59\%$; $\text{H}_2\text{O} - 13,93\%$.

Лабораторная работа 4 *Германий, олово, свинец (p-элементы IV группы)*

1 Получение олова

В пробирку внесите 5 – 6 мл раствора хлорида олова (II). Опустите в него маленький кусочек цинка. Объясните наблюдаемое. Напишите уравнение реакции.

2 Получение свинца

В пробирку поместите кусочек цинка и прибавьте 5 – 6 мл раствора нитрата или ацетата свинца. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции. Какими металлами можно заменить в этом опыте цинк?

3 Взаимодействие олова и свинца с кислотами

В три пробирки налейте отдельно по 5 мл разбавленных растворов соляной, серной и азотной кислот. Опустите в каждую по кусочку олова. Опыт повторите, взяв вместо олова свинец. Испытайте действие кислот на «холоду» и при нагревании. Проведите аналогичный опыт с концентрированными кислотами. Наблюдайте, что происходит. Напишите уравнения соответствующих реакций. В какой кислоте и при каких условиях лучше растворяются олово, свинец? Как к кислотам относится германий?

4 Отношение олова и свинца к щелочам

В две пробирки налейте по 5 мл концентрированного раствора гидроксида натрия, положите в первую кусочек олова, во вторую – кусочек свинца и кипятите содержимое пробирок несколько минут. Что происходит? Напишите уравнения реакций. Испытайте отношение олова и свинца к разбавленному раствору гидроксида натрия. Сделайте вывод о взаимодействии олова и свинца со щелочью. Как относятся к щелочам германий? Напишите уравнение реакции взаимодействия германия с гидроксидом натрия. Как изменение металлических признаков в ряду германий – свинец влияет на результат взаимодействия их с кислотами и щелочами?

5 Получение и свойства гидроксидов олова (II) и свинца (II)

В две пробирки налейте отдельно по 4 – 5 мл растворов солей олова (II) и свинца (II). В каждую пробирку добавьте по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадков. Содержимое каждой пробирки разделите на две части. Изучите отношение осадков к растворам кислот и концентрированному раствору щелочи. Какие ионы олова находятся преимущественно в растворе при $\text{pH} < 7$, при $\text{pH} > 7$? Почему для растворения гидроксида свинца (II) следует пользоваться азотной кислотой, а не соляной или серной? Сравните кислотно-основные свойства гидроксидов свинца (II) и германия (II).

6 Гидролиз солей олова (II) и свинца (II)

а) Гидролиз солей олова (II)

Налейте в пробирку 3 мл дистиллированной воды, подкисленной соляной кислотой, и опустите в нее 2 – 3 кристаллика хлорида олова (II). Размешайте содержимое стеклянной палочкой до полного растворения кристаллов. К полученному прозрачному раствору добавьте еще 5 – 6 капель воды. Объясните, что наблюдаете? Прибавлением какого реактива можно уменьшить гидролиз хлорида олова (II)? Проверьте свое заключение опытом. Напишите уравнения всех протекающих реакций.

б) Гидролиз солей свинца (II)

Опустите в пробирку 2 – 3 кристаллика нитрата свинца (II) и добавьте 2 – 3 мл воды. Размешайте содержимое стеклянной палочкой до полного растворения кристаллов и опустите в раствор универсальную индикаторную бумагу. Что наблюдаете? Какая среда в растворе нитрата свинца (II)? Нагрейте слегка раствор и, добавив к нему такой же объем раствора карбоната натрия, снова нагрейте. Наблюдайте образование осадка $2\text{PbCO}_3 \cdot \text{Pb}(\text{OH})_2$. В какой кислоте можно растворить полученную соль? Напишите уравнения реакций.

7 Получение и свойства сульфидов олова (II) и свинца (II)

а) Сульфид олова (II)

В пробирку налейте 5 мл раствора хлорида олова (II) и добавьте свежеприготовленную сероводородную воду. Отметьте цвет образовавшегося осадка. После отстаивания осадка удалите избыток жидкости и разделите осадок на две части. Добавьте к одной из них 2 – 3 мл свежеприготовленного раствора сульфида аммония, к другой – столько же раствора дисульфида аммония. Обе пробирки энергично встряхните несколько раз. В каком случае происходит растворение осадка? Напишите уравнения соответствующих реакций.

б) Сульфид свинца (II)

Налейте в пробирку 5 мл раствора ацетата свинца, добавьте сероводородной воды до образования осадка. Отметьте цвет осадка. Разделите его на две части. К одной из них прилейте разбавленный раствор азотной кислоты, к другой – раствор пероксида водорода и сильно встряхните. Какие изменения при этом происходят? Объясните наблюдаемое. Напишите уравнения протекающих реакций.

8 Получение и свойства труднорастворимых солей свинца (II)

а) Йодид свинца (II)

Налейте в пробирку 5 мл раствора ацетата свинца, добавьте раствор йодида калия до образования осадка. Жидкость с осадка слейте и растворите его при кипячении в воде. Сравните растворимость в воде хлорида и йодида свинца (II). Как она меняется с изменением температуры? Напишите ионно-молекулярные уравнения реакций получения йодида, хлорида, сульфата, хромата и сульфида свинца (II).

б) Основной карбонат свинца (свинцовые белила)

Налейте в пробирку 5 мл раствора ацетата свинца (II), добавьте при помешивании небольшими порциями оксид свинца (II). Прокипятите смесь в течение нескольких минут, затем охладите и слейте полученный раствор основного ацетата свинца, пропустите через него ток углекислого газа из аппарата Кипа. Что происходит? Каков состав вещества, выпавшего в осадок? Напишите уравнения реакций.

9 Восстановительные свойства соединений олова (II) и свинца (II)

а) Окисление соединений свинца (II) пероксидом водорода

К раствору соли свинца (II) добавьте 1 – 2 мл 40% раствора NaOH и 1 – 2 мл пероксида водорода. Полученный раствор $\text{Na}_4[\text{Pb}(\text{OH})_6]$ размешайте стеклянной палочкой и нагрейте. Наблюдайте образование осадка. Каков его состав? Дайте раствору отстояться, удалите пипеткой избыток жидкости и промойте осадок 2 – 3 мл дистиллированной воды. Удалите воду пипеткой и сохраните осадок для опыта 13. Напишите уравнения протекающих реакций. Можно ли свинец (II) окислить дихроматом калия? Какая степень окисления наиболее характерна для свинца?

б) Окисление соединений олова (II) перманганатом калия

В пробирку с раствором перманганата калия (2 – 3 мл) добавьте 1 – 2 мл раствора соляной кислоты и 1 – 2 мл раствора соли олова (II). Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.

в) Окисление соединений олова (II) дихроматом калия

К раствору хлорида олова (II) добавьте 1 – 2 мл раствора соляной кислоты и немного дихромата калия. Что наблюдаете? Объясните. Напишите уравнение реакции.

10 Получение α -оловянной кислоты

В пробирку налейте 2 мл хлорида олова (IV), добавьте по каплям 10% раствор гидроксида натрия до образования белого объемистого осадка. Разделите осадок на две части, к одной из них прилейте концентрированной соляной кислоты, к другой – избыток раствора щелочи. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций.

11 Получение β -оловянной кислоты

Опыт проводится под тягой.

В пробирку поместите 3 кусочка олова, прилейте 3 – 5 мл концентрированной азотной кислоты и нагрейте. Что происходит? Полученный осадок промойте 3 раза водой методом декантации и разделите на две части. Испытайте отношение осадка к кислотам и щелочам. Что наблюдаете? Сделайте вывод относительно кислотно-основных свойств гидроксида олова (IV). Сравните растворимость α - и β -оловянных кислот в кислотах и щелочах. Напишите уравнения реакций.

12 Амфотерные свойства оксида свинца (IV)

а) Взаимодействие оксида свинца (IV) с соляной кислотой

Поместите в пробирку немного оксида свинца (IV) и добавьте к нему несколько капель холодной концентрированной соляной кислоты. Наблюдайте появление желтой окраски, характерной для хлорида свинца (IV). Нагрейте слегка пробирку на водяной бане. Какой газ выделяется? Какие свойства проявляет оксид свинца (IV) в этой реакции? Напишите уравнения реакций.

б) Взаимодействие оксида свинца (IV) со щелочью

В тигель поместите немного оксида свинца (IV) и 10 – 15 капель 40% раствора гидроксида натрия. Тигель поставьте на сетку и нагревайте слабым пламенем горелки, помешивая стеклянной палочкой в течение 2 – 3 мин. После охлаждения поместите содержимое тигля в пробирку. Дайте осадку осесть, затем 5 – 6 капель жидкой фазы перенесите в чистую пробирку. Какой ион свинца находится в растворе? Добавьте к раствору несколько капель концентрированной соляной кислоты. Отметьте появление желтой окраски, указывающей на образование хлорида свинца (IV). Что происходит при разложении $PbCl_4$? Напишите уравнения реакций. Объясните наблюдаемое.

13 Окислительные свойства соединений свинца (IV)

В пробирку поместите немного оксида свинца (IV), добавьте 2 – 3 мл раствора азотной кислоты и 2 – 3 капли раствора соли марганца (II). Содержимое пробирки осторожно прокипятите. Дайте раствору отстояться. Отметьте окраску полученного раствора. Напишите уравнение реакции.

14 Сульфид олова (IV) и его свойства

а) Получение сульфида олова (IV)

К раствору хлорида олова (IV) добавьте раствор свежеприготовленной сероводородной воды. Отметьте цвет полученного осадка и напишите уравнение соответствующей реакции.

б) Получение тиосоли олова (IV)

Осадку, полученному в опыте 14а, дайте отстояться и, удалив пипеткой избыток жидкости, добавьте к нему 5 – 6 капель раствора сульфида аммония. Закрыв пробирку, энергично встряхивайте ее до полного растворения дисульфида олова, протекающего с образованием тиостанната аммония $(NH_4)_2SnS_3$. Растворяется ли осадок сульфида олова (II) в сульфиде аммония? Чем объясняется различие в свойствах сульфидов SnS и SnS_2 ? Напишите уравнение реакции.

в) Разрушение тиостанната в кислой среде

К раствору тиосоли олова, полученному в опыте 14б, добавьте 2 – 3 капли концентрированной соляной кислоты. Какое вещество выпало в осадок? Какой газ выделяется? Напишите уравнение реакции.

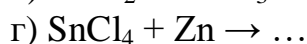
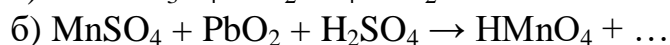
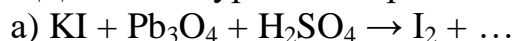
Вопросы и задачи

1 Почему растворы солей олова (II) готовят на подкисленной воде?

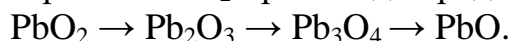
2 У какого из оксидов более выражены основные свойства:

а) PbO или SnO; б) PbO или PbO₂? Чем это объясняется?

3 Допишите уравнения реакций:



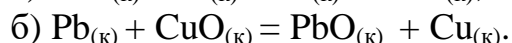
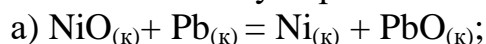
4 При нагревании порошка PbO₂ происходит ряд превращений:



По какому внешнему признаку можно установить переход одного оксида в другой? Почему два промежуточных оксида можно отнести и к классу солей? Покажите это графическими формулами и дайте им соответствующие названия.

5 Как отделить SnS от SnS₂ и GeS от GeS₂? Какие из сульфидов олова и германия имеют характер тиоангидридов? Напишите уравнения реакций.

6 Рассчитайте значение ΔG_{298}^0 следующих реакций и установите, в каком направлении они могут протекать самопроизвольно в стандартных условиях:



7 Какой объем 2 н раствора NaOH требуется прибавить к 200 г 5% раствора SnCl₂, чтобы перевести его полностью в гидроксокомплекс?

Ответ: 105 мл.

8 К 5 г сурика добавили 20 мл 60% раствора HNO₃ ($\rho = 1,37 \text{ г/см}^3$). Раствор с осадком нагрели, а затем разбавили водой до 2 л. Определите массу осадка и молярную концентрацию эквивалента вещества в растворе.

Ответ: 1,74 г; 0,015 н.

9 Найдите объем 20% раствора HNO₃, который потребуется для растворения: а) олова; б) свинца; в) «припоя», в котором массовые доли Sn и Pb соответственно равны 70 и 30 %. Каждый из образцов взят массой 100 г, а восстановление азотной кислоты приводит к выделению NO.

Ответ: а) 633 мл; б) 364 мл; в) 552 мл.

10 Образуется ли осадок хлорида свинца, если к 0,1 н раствору нитрата свинца добавить равный объем 0,4 н раствора хлорида натрия?

Лабораторная работа 5 *Соединения титана, циркония, гафния* *(d-элементов IV группы)*

1 Получение сульфата титана (IV) и его гидролиз

Опыт проводится в вытяжном шкафу.

Поместите в фарфоровый тигель тонко измельченный диоксид титана и пятикратное количество дисульфата калия ($K_2S_2O_7$). **Плавление смеси проводите осторожно, не допуская сильного улетучивания выделяющегося оксида серы (IV).** Полученный плав разделите на три части, одну из них растворите в холодной воде, другую обработайте водой при нагревании, третью растворите в разбавленной серной кислоте (пробирку оставьте для следующего опыта). Объясните растворение плава в 1-й и 3-й пробирках и образование осадка во второй.

Составьте уравнения реакций получения и гидролиза сульфата титана (IV), имея в виду образование производных титанила TiO^{2+} (при гидролизе «на холоду») и осадка гидроксида титана (IV) при нагревании.

2 Получение раствора сульфата титана (III)

В пробирку, оставшуюся от опыта 1, опустите 2 – 3 кусочка цинка. Через некоторое время раствор окрашивается в фиолетовый цвет. Объясните изменение окраски и составьте уравнение реакции.

3 Изучение свойств соединений титана (III)

В две пробирки налейте по 2 мл раствора сульфата титана (III), полученного в предыдущем опыте. Одну пробирку оставьте на воздухе. Что наблюдаете? В другую пробирку добавьте несколько капель раствора перманганата калия. Что происходит? Напишите уравнения реакций.

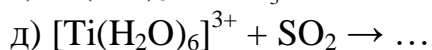
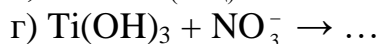
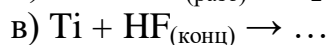
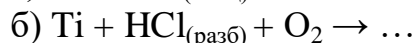
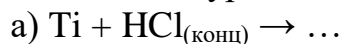
Оставшийся раствор сульфата титана (III) слейте с цинка в третью пробирку и быстро добавьте к нему разбавленный раствор гидроксида натрия. Испытайте отношение гидроксида титана (III) к кислороду воздуха, а также к 10% растворам кислоты и щелочи. Напишите уравнения реакций. Какими свойствами обладают соединения титана (III)?

4 Пероксидные соединения титана

К нескольким каплям раствора сульфата титанила, подкисленного серной кислотой (опыт 1), добавьте 2 – 3 капли 3% раствора H_2O_2 . Объясните появление оранжево-желтой окраски. Каков состав пероксидных соединений титана?

Вопросы и задачи

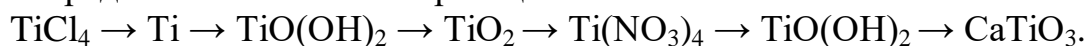
1 Составьте уравнения следующих реакций:



Какие химические свойства титана проявляются в этих реакциях?

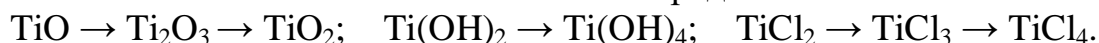
2 Все три металла подгруппы титана растворяются в плавиковой кислоте, «царской водке» и особенно в смеси азотной и плавиковой кислот. Напишите уравнения реакций и укажите, какую функцию выполняет в них HF?

3 Предложите возможные реакции в соответствии со схемой:



Опишите отношение каждого из указанных веществ к воде.

4 Как изменяются кислотно-основные свойства одновалентных соединений титана с повышением его степени окисления в рядах:



Ответ подтвердите уравнениями соответствующих реакций.

5 Почему соли титана (III) гидролизуются в меньшей степени, чем соли титана (IV)? Используя теорию кристаллического поля, объясните, почему соединения титана (III) окрашены, а соединения титана (IV) бесцветны?

6 Напишите уравнения реакций получения и графическую формулу пероксотитановой кислоты.

7 Приведите уравнения полуреакций и стандартные окислительно-восстановительные потенциалы систем $\text{TiO}^{2+}/\text{Ti}^{3+}$ и $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ в кислой среде. Изменится ли окраска при сливании подкисленных растворов TiCl_3 и KMnO_4 ?

8 При восстановлении комплексного соединения $\text{K}_2[\text{HfF}_6]$ металлическим калием было затрачено 3,13 г металла. Сколько граммов гафния было при этом получено?

9 Из 1 г химически стойкого циркониевого сплава было получено 0,88 г диоксида циркония, 0,37 г оксида железа (III) и 0,17 г оксида алюминия. Определите массовые доли этих металлов в сплаве.

Ответ: 65 % Zr; 26 % Fe; 9 % Al.

10 При сгорании 1 моль карбида титана выделяется 921,48 кДж теплоты. Энтальпии образования диоксида титана и диоксида углерода соответственно равны – 911,24 и – 394,8 кДж/моль. Определите изменение энтальпии образования карбида титана.

Ответ: – 384,56 кДж/моль.

Лабораторная работа 6 **Соединения ванадия (d-элемента V группы)**

1 Получение и свойства оксида ванадия (V)

Поместите немного сухого метаванадата аммония в фарфоровую чашку и осторожно нагрейте на песчаной бане, помешивая стеклянной палочкой. Наблюдайте переход белой окраски ванадата аммония в кирпично-красную, характерную для оксида ванадия (V). (Не допускайте почернения осадка). Полученный оксид ванадия разделите в 4 пробирки. Испытайте его отношение к воде, в которую предварительно добавьте несколько капель лакмуса, раствору щелочи, концентрированной серной кислоте «на холоду» и при нагревании. Что происходит с оксидом ванадия (V) в кислой и щелочной средах? Отметьте окраску полученных растворов. Напишите уравнения всех происходящих реакций. Сделайте вывод о химическом характере оксида ванадия (V).

2 Получение солей ванадиевых кислот

а) В четыре пробирки внесите небольшое количество раствора метаванадата натрия и добавьте по несколько капель растворов: в первую – хлорида бария, во вторую – сульфата меди, в третью – нитрата серебра, в четвертую – ацетата свинца. Наблюдайте образование осадков и отметьте их окраску. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, учитывая, что для бария и свинца получаются соли метаванадиевой, для серебра – ортованадиевой, для меди (в зависимости от pH раствора) – метаванадиевой (осадок сине-зеленого цвета) или ортованадиевой (осадок желто-зеленого цвета) кислот.

б) В пробирку, содержащую 2 – 3 мл насыщенного раствора метаванадата натрия, внесите несколько капель концентрированной серной кислоты. Отметьте появление желтой окраски, свойственной поливанадатам. Наиболее устойчивы декаванадаты – соли декаванадиевой кислоты $H_6V_{10}O_{28}$. Напишите уравнение реакции.

3 Получение тиванадата и сульфида ванадия (V)

В пробирку с несколькими кристаллами метаванадата натрия прибавьте по каплям раствор сульфида аммония (или натрия) до появления красной ок-

раски вследствие образования тиованадата аммония. К полученному раствору прибавьте по каплям разбавленный раствор соляной кислоты до появления бурого осадка. Напишите уравнения всех происходящих реакций.

4 Получение пероксидных соединений ванадия

В пробирку с раствором ванадата натрия прибавьте по каплям 3% раствор пероксида водорода. Как изменяется окраска раствора? Прodelайте аналогичный опыт с раствором ванадата натрия, в который предварительно добавьте концентрированный раствор щелочи. Что происходит в этом случае? Напишите уравнения реакций, предполагая образование в первой пробирке ионов $[\text{VO}_2(\text{O}_2)_2]^{3-}$, во второй – $[\text{V}(\text{O}_2)_4]^{2-}$. Аналогичный опыт прodelайте с подкисленным разбавленной серной кислотой насыщенным раствором метаванадата натрия. Отметьте цвет раствора, обусловленный появлением смеси пероксованадиевых (надванадиевых) кислот. Напишите уравнение реакции получения простейшей пероксованадиевой кислоты и ее графическую формулу.

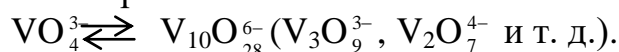
5 Получение соединений ванадия в низших степенях окисления

В большую пробирку налейте 10 мл насыщенного раствора метаванадата натрия, подкислите 10% раствором серной кислоты, положите 3 – 4 кусочка гранулированного цинка. Наблюдайте последовательное изменение окраски раствора: желтой – зеленой – голубой – фиолетовой. По мере появления новой окраски отливайте в приготовленные пробирки по 1 мл раствора. Быстро прилейте во все пробирки, содержащие соединения ванадия в различных степенях окисления, несколько капель щелочи. Что наблюдаете? Испытайте отношение полученных гидроксидов к кислотам и щелочам. Оставшийся в большой пробирке раствор оставьте открытым на воздухе и наблюдайте за изменением его окраски. Напишите уравнения реакций последовательного восстановления соединений ванадия. Какой характер проявляют гидроксиды ванадия в различных степенях окисления? Ответ иллюстрируйте написанием соответствующих уравнений реакций.

Вопросы и задачи

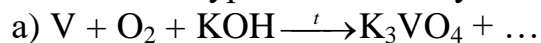
1 Одинакова ли причина неустойчивости в водном растворе V^{2+} и V^{4+} ?

2 От каких факторов зависит состав ванадат-ионов в водном растворе? Как эти факторы влияют на равновесие:



3 Какие из галогенидов ванадия, ниобия и тантала относятся к числу солей? Для какого из этих элементов наиболее характерны кластерные галогениды?

4 Составьте уравнения следующих химических реакций:



5 Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы в кислой среде для систем: а) $VO_2^+ \rightarrow VO^{2+}$; б) $VO_2^+ \rightarrow V^{3+}$; в) $VO_2^+ \rightarrow V^{2+}$ равны соответственно +1,00; +0,66; +0,36 В. Какое из веществ: H_2S , KI , Na_2SO_3 , $FeSO_4$, Zn – следует применить для восстановления в кислой среде перечисленных выше ионов? Напишите уравнения соответствующих реакций.

6 Почему оксиды ниобия (V) и тантала (V) не взаимодействуют с соляной кислотой, но легко растворяются в плавиковой?

7 Напишите формулы нитрата и перхлората диоксованадия (V), нитрата и перхлората оксованадия (V); гидратные формы оксида ванадия (V), основному характеру которых отвечают эти соли.

8 Какие вещества и в каком количестве должны быть израсходованы для получения 50 г фторида тантала (V)?

9 Какая масса оксохлорида ванадия (IV) $VOCl_2$ может быть получена при обработке соляной кислотой 0,5 кг руды, содержащей 90 % V_2O_5 ?

Ответ: 682,4 г.

10 Какая масса ванадата аммония с массовой долей примесей 25 % потребуется для получения 9,1 г оксида ванадия (V)? Какой объем аммиака при этом выделится? Выход продукта реакции составляет 70 %.

Ответ: 20,9 г; 2,24 л.

Лабораторная работа 7
Хром, молибден, вольфрам и их соединения
(d-элементы VI группы)

1 Отношение металлов к кислотам

Испытайте отношение хрома, молибдена и вольфрама к разбавленным растворам серной и соляной кислот. Объясните наблюдаемое.

2 Получение и свойства хлорида хрома (II)

а) В пробирку положите 2 – 3 гранулы цинка, прилейте 2 – 3 мл раствора хлорида хрома (III), 1 – 2 мл концентрированной соляной кислоты и 0,5 мл бензина. Пробирку закройте пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опустите в воду. Каково назначение бензина? Как изменяется цвет раствора? Напишите уравнение реакции. Раствор сохраните для следующих опытов. *Все опыты с хлоридом хрома (II) проводите быстро.*

б) Налейте в пробирку немного полученного в опыте 2а раствора хлорида хрома (II) и оставьте на воздухе. Как изменяется цвет раствора? Какие свойства проявляет при этом хлорид хрома (II)? Напишите уравнение реакции.

в) В пробирку налейте раствор хлорида хрома (II) и прилейте избыток раствора гидроксида натрия. Что получается? Напишите уравнение реакции. Какими свойствами обладает гидроксид хрома (II)?

3 Получение и свойства оксида хрома (III)

В сухую пробирку поместите немного измельченного дихромата аммония, закрепите ее наклонно в штативе и нагрейте верхний слой вещества до начала реакции, а затем нагревание прекратите. Объясните наблюдаемое. Исследуйте отношение полученного оксида хрома (III) к воде, растворам кислот и щелочей. Напишите уравнения реакций.

4 Получение и свойства гидроксида хрома (III)

Получите гидроксид хрома (III) реакцией обмена и испытайте его отношение к разбавленным растворам кислот и щелочей. Напишите уравнения проведенных реакций. К какому типу гидроксидов относится гидроксид хрома (III)?

5 Гидролиз солей хрома (III)

а) Исследуйте реакцию среды свежеприготовленных растворов сульфата и хлорида хрома (III). Результаты ответов обоснуйте написанием уравнений реакций гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

б) В две пробирки налейте по 3 – 4 мл раствора соли хрома (III) и прибавьте в одну из них раствор сульфида аммония, в другую – раствор карбоната натрия. Испытайте отношение образующихся в результате реакции осадков к растворам кислоты и щелочи. Каков состав выпавшего осадка? Как можно получить сульфид хрома (III)?

6 Окисление солей хрома (III)

К 5 мл раствора соли хрома (III) прилейте избыток раствора щелочи и бромную воду. Смесь нагрейте. Наблюдайте изменение цвета раствора. Напишите уравнение реакции.

7 Смещение химического равновесия между хромат- и дихромат-ионами

а) К раствору хромата калия прилейте разбавленную серную кислоту, а к раствору дихромата калия – щелочь. Чем обусловлено изменение окраски в

обеих пробирках? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Как изменяется состав солей хромовых кислот в зависимости от реакции среды? В какой среде устойчивы хроматы и в какой – дихроматы?

б) К растворам хромата и дихромата калия в отдельных пробирках прилейте несколько капель раствора хлорида бария. Повторите опыт, взяв вместо соли бария соль свинца (II). Объясните наблюдаемое. Каков состав выпавших осадков? (*Примите во внимание величины произведений растворимости хроматов и дихроматов бария и свинца*). Напишите уравнения реакций.

8 Окислительные свойства солей хрома (VI)

а) К 5 мл раствора дихромата калия, подкисленного серной кислотой, прилейте раствор сульфита натрия. Напишите уравнение реакции.

б) К 5 мл раствора дихромата калия прилейте раствор сульфида аммония. Объясните наблюдаемое. Напишите уравнение реакции.

9 Образование пероксида хрома

К 5 мл 3% раствора пероксида водорода, подкисленного несколькими каплями разбавленного раствора серной кислоты, прилейте 2 мл эфира и несколько капель хромата или дихромата калия. Осторожно перемешайте смесь. Что находится в эфирном и водном слоях? Напишите уравнение реакции и графическую формулу пероксида хрома.

10 Получение и свойства молибденовой кислоты

К 2 – 3 мл насыщенного раствора молибдата аммония прилейте осторожно 2 – 3 мл 10% раствора азотной кислоты. Какое вещество выпало в осадок? Слейте раствор с осадка, разделите осадок на две части и испытайте его отношение к концентрированной соляной кислоте и раствору щелочи. Объясните результаты. Напишите уравнения реакций.

11 Получение молибденовой сини

Поместите в тигль немного раствора молибдата аммония, добавьте каплю концентрированной серной кислоты. Выпарите полученный раствор почти до суха. По охлаждении отметьте цвет образовавшегося вещества $\text{MoO}_3 \cdot \text{Mo}_2\text{O}_5 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Составьте уравнение реакции.

12 Восстановление соединений молибдена (VI)

В две пробирки налейте по 5 мл раствора молибдата аммония, подкисленного соляной кислотой. Нагрейте смесь до кипения и прилейте в одну пробирку 1 – 2 мл раствора хлорида олова (II), в другую опустите 1 – 2 гранулы цинка. Объясните наблюдаемое. Напишите уравнения реакций.

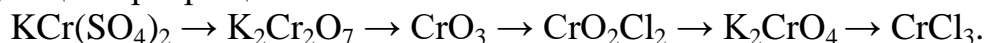
13 Получение пероксидного соединения молибдена

К подкисленному серной кислотой раствору молибдата аммония прилейте несколько капель 3% раствора пероксида водорода. Как изменяется цвет раствора? Напишите уравнение реакции.

Вопросы и задачи

1 Рассмотрите возможные причины различного содержания воды в $\text{Cr}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$. Почему свежеприготовленный гидратированный оксид хрома (III) химически более активен, чем прокаленный?

2 Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



3 Напишите общую формулу изополикислот хрома. Какая среда способствует их образованию? Напишите графические формулы поликислот с двумя и тремя атомами хрома. Назовите их.

4 Как влияет pH раствора на состав хромат-, молибдат- и вольфрамат-ионов? В какой среде могут существовать ионы $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, MoO_4^{2-} , $\text{Mo}_8\text{O}_{26}^{4-}$?

5 Напишите уравнения реакций гидролиза диоксохлоридов хрома (VI), молибдена (VI) и вольфрама (VI). Как изменяются кислотные свойства в этом ряду?

6 Для быстрого осаждения хлора из водного раствора, в котором было растворено 20 г гексагидрата хлорида хрома (III), потребовалось 75 мл раствора нитрата серебра с молярной концентрацией эквивалента 2 моль/л. На основании этих данных напишите координационную формулу гексагидрата хлорида хрома (III).

7 Какой объем 3 % раствора H_2O_2 ($\rho = 1 \text{ г/см}^3$) потребуется для окисления хромокалиевых квасцов в 0,5 л раствора, если молярная концентрация соли в растворе 0,1 моль/л?

Ответ: 85 мл.

8 Хромовую смесь готовят по рецепту: 1 часть дихромата калия, 1,5 части воды и равный объем концентрированной ($W = 96\%$) серной кислоты. Вычислите массу дихромата калия, необходимого для приготовления 200 г хромовой смеси. На чем основано ее моющее действие? Чему равна массовая доля дихромата калия в хромовой смеси?

Ответ: 38 г; 19 %.

9 Определите молярную массу и формулу фторида вольфрама, если известно, что его пары в 10,3 раза тяжелее воздуха.

Ответ: 298,7 г/моль.

10 3% раствор молибдата аммония выпарили досуха и прокалили. Полученный остаток весил 1,44 г. Какова масса раствора, взятого для упаривания?

Ответ: 65,3 г.

Лабораторная работа 8 **Соединения марганца (d-элемента VII группы)**

1 Получение и свойства гидроксида марганца (II)

В три пробирки налейте по 4 – 5 мл раствора какой-либо соли марганца (II) и столько же раствора щелочи с молярной концентрацией эквивалента 2 моль/л. Отметьте цвет осадка в момент его образования. В одной из пробирок размешайте осадок стеклянной палочкой и оставьте на некоторое время. В две другие пробирки отдельно к осадку прилейте по 2 – 4 мл раствора соляной кислоты и раствор щелочи. Что наблюдаете в каждом случае? Какие свойства (основные, кислотные или амфотерные) проявляет гидроксид марганца (II)? Как изменился цвет осадка в первой пробирке? Отметьте неустойчивость гидроксида марганца (II) на воздухе. Напишите уравнения реакций:

а) получения гидроксида марганца (II); б) взаимодействия его с кислотой; в) окисления гидроксида марганца (II) кислородом воздуха.

2 Действие на соли марганца (II) сульфида аммония и сероводорода

В две пробирки внесите по 4 – 5 мл раствора соли марганца (II). В одну из них добавьте 4 – 5 мл раствора сульфида аммония или натрия, в другую – столько же свежеприготовленной сероводородной воды. Отметьте наблюдаемые явления. Напишите уравнение реакции образования осадка сульфида марганца и укажите его цвет.

Применив понятие произведения растворимости, объясните отсутствие осадка в случае действия на соль марганца (II) сероводородной воды и его образование при действии сульфида аммония. Осадок сульфида марганца (II) размешайте стеклянной палочкой: он буреет вследствие окисления кислородом воздуха. Напишите уравнение реакции, учитывая образование гидроксида марганца (IV) и серы. (Реакция протекает с участием воды).

3 Восстановительные свойства соединений марганца (II)

а) Взаимодействие с пероксидом водорода в щелочной среде

К 4 – 5 мл раствора соли марганца (II) добавьте 2 – 3 мл раствора щелочи и столько же 10% раствора пероксида водорода. Смесь нагрейте до прекращения выделения кислорода вследствие полного разложения избытка пероксида водорода. Наблюдайте образование осадка H_2MnO_3 $[\text{MnO}(\text{OH})_2]$. Напишите уравнение реакции в ионно-молекулярном виде.

б) Восстановление нитрата калия (получение окрашенного плава)

Заранее приготовьте смесь из тонко растертых порошков карбоната натрия и нитрата калия. (Храните ее в банке с плотно закрытой крышкой). Платиновую или нихромовую проволоку прокалите в пламени спиртовки и ее горячим ушком возьмите немного приготовленной порошковой смеси. Осторожно нагрейте смесь в окислительном пламени спиртовки до вспучивания. Горячую массу смочите раствором соли марганца (II) и снова нагрейте в окислительном пламени спиртовки до образования стекловидного плава. После охлаждения наблюдайте зеленую окраску получившейся соли марганцевистой кислоты – манганата натрия. Допишите уравнение реакции и подберите коэффициенты: $\text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{KNO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{MnO}_4 + \text{KNO}_2 + \dots$

в) Взаимодействие с висмутатом натрия в кислой среде

Раствор соли марганца (II) подкислите разбавленным раствором азотной кислоты и прибавьте к смеси 1 – 2 микрошпателя висмутата натрия NaBiO_3 . Встряхните пробирку и поставьте ее в штатив. Через некоторое время наблюдайте появление в растворе фиолетовой окраски. Напишите уравнение реакции, учитывая, что образовались марганцевая кислота и нитрат висмута (III). Эта аналитическая реакция служит для открытия ионов марганца (II).

4 Окислительные и восстановительные свойства оксида марганца (IV)

а) Окислительные свойства диоксида марганца

В пробирку внесите 1 – 2 микрошпателя порошка диоксида марганца и 2 – 4 мл разбавленного раствора серной кислоты. К смеси добавьте 2 – 4 микрошпателя сульфата железа (II) и 2 – 4 мл воды. Закрыв пробирку пробкой, встряхните ее до растворения диоксида марганца. В полученный раствор внесите 1 – 2 мл гексацианоферрата (II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Что наблюдаете? На присутствие какого иона указывает окраска осадка? Напишите уравнение реакции окисления сульфата железа (II) диоксидом марганца.

б) Восстановительные свойства диоксида марганца

Кусочек гидроксида калия положите пинцетом в тигель и добавьте приблизительно столько же кристаллического нитрата калия. Поставьте тигель на фарфоровый треугольник, помещенный на кольцо штатива, и осторожно нагрейте смесь до ее плавления. Не прекращая нагревания, добавьте в расплав один микрошпатель диоксида марганца. Какое вещество придает зеленую окраску полученному расплаву? Напишите уравнение реакции окисления диоксида марганца нитратом калия в щелочной среде. Плав сохраните для следующего опыта.

5 Свойства соединений марганца (VI)

Плав в тигле, полученный в предыдущем опыте, обработайте небольшим количеством воды (3 – 5 мл).

а) Налейте в две пробирки по 1 мл полученного раствора манганата калия, содержимое одной из них сильно разбавьте водой, к другой прилейте 2 – 3 мл воды и пропустите диоксид углерода. Как и почему изменяется цвет раствора в обоих случаях? Напишите уравнения соответствующих реакций.

б) К раствору манганата калия прибавьте несколько капель спирта и осторожно нагрейте. Что происходит? Как изменяется цвет раствора? Напишите уравнение реакции.

в) Часть раствора манганата калия отлейте в стаканчик и добавьте к нему насыщенный раствор хлорида бария до полного осаждения. Что выпадает в осадок?

6 Термическая неустойчивость соединений марганца (VII)

а) Разложение перманганата калия

Положите в пробирку несколько кристаллов перманганата калия и нагрейте. Какой газ выделяется при этом? Полноту разложения установите с помощью тлеющей лучинки. Дайте пробирке охладиться и к сухому остатку добавьте несколько миллилитров воды. Полученную смесь размешайте стеклянной палочкой. Отметьте зеленую окраску раствора, характерную для ионов MnO_4^{2-} . Вещество, оставшееся в пробирке, – диоксид марганца. Напишите уравнение реакции разложения перманганата калия при нагревании. Укажите окислитель и восстановитель.

б) Разложение марганцевой кислоты и оксида марганца (VII)

Опыт проводится в вытяжном шкафу.

Положите в тигель несколько кристаллов перманганата калия. При помощи пипетки или стеклянной трубки смочите соль несколькими каплями кон-

центрированной серной кислоты ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$). Что при этом образуется? Конец стеклянной палочки смочите приготовленной смесью и, дотронувшись до фитиля, зажгите спиртовку. **Ни в коем случае нельзя повторять опыт одной и той же палочкой!** Напишите уравнение реакций:

- а) взаимодействия перманганата калия с концентрированной серной кислотой;
- б) разложения марганцевой кислоты;
- в) разложения оксида марганца (VII).

7 Окислительные свойства перманганата калия

а) Восстановление перманганата калия сульфитом натрия при различных значениях рН среды

В три пробирки налейте по 5 мл раствора перманганата калия. В одну из них добавьте 1 – 2 мл разбавленного раствора серной кислоты, в другую – столько же раствора щелочи, в третью – столько же воды. Во все три пробирки внесите по 2 – 3 микрошпателя сульфита натрия. Наблюдайте изменение окраски раствора в каждой пробирке. Напишите уравнения соответствующих реакций. Отметьте, как влияет рН среды на продукты восстановления перманганата калия.

б) Восстановление перманганат-иона йодид-ионами

В три пробирки налейте по 5 мл раствора перманганата калия. В одну из них добавьте 1 – 2 мл разбавленного раствора серной кислоты, в другую – столько же воды, в третью – столько же раствора щелочи. В каждую пробирку прибавьте раствор йодида калия. Раствор во второй пробирке слегка подогрейте. Наблюдайте изменения, происходящие в каждой пробирке. Какое вещество окрашивает раствор в желто-бурый цвет в первой пробирке? Какое вещество выпало в осадок во второй пробирке? Какое вещество окрасило раствор в зеленый цвет в третьей пробирке? Напишите уравнения реакций в ионно-молекулярном виде для каждого случая, учитывая, что в щелочной среде йодид-ионы переходят в йодат (IO_3^-).

в) Окисление перманганат-ионами ионов марганца (II)

К 5 мл раствора перманганата калия добавьте столько же раствора сульфата марганца (II). Отметьте обесцвечивание раствора и образование бурого осадка. Какова степень окисления марганца в его соединении, полученном при восстановлении соединений марганца (VII) в нейтральной среде? Опустите в пробирку синюю лакмусовую бумагу. Как изменилась ее окраска? Какова реакция среды в полученном растворе? Напишите уравнение реакции в ионно-молекулярном виде, учитывая, что в реакции участвует вода.

г) Окисление перманганат-ионами пероксида водорода

Приготовьте подкисленный серной кислотой раствор перманганата калия и добавьте к нему 2 – 3 мл 10% раствора пероксида водорода. Отметьте обесцвечивание раствора. Напишите уравнение реакции. Составьте схему перехода электронов. Объясните причину выделения газа.

Вопросы и задачи

1 Напишите графическую формулу Mn_3O_4 и укажите, к какому классу соединений относится это вещество.

2 Какие вещества образуются при взаимодействии MnO_2 с концентрированными соляной и серной кислотами и при сплавлении со щелочами? Какие свойства проявляет в этих реакциях MnO_2 ? Напишите уравнения реакций.

3 Одинаковый ли продукт образуется при сплавлении MnO_2 с $Ca(OH)_2$ или смесью $Ca(OH)_2$ и $NaNO_3$? Покажите это уравнениями реакций.

4 Какие соединения марганца можно получить действием PbO_2 на $MnSO_4$, MnO_2 в присутствии азотной кислоты? Почему в этой реакции менее удобно пользоваться серной кислотой?

5 За счет какой реакции идет разложение K_2MnO_4 в водном растворе? Как смещается равновесие:

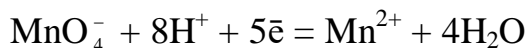
- а) при добавлении щелочи;
- б) при добавлении кислоты;
- в) пропускании в раствор диоксида углерода?

6 Как изменится окраска перманганата калия при действии на него этанолом, если величины рН равны: а) 13; б) 2; в) 7? Напишите соответствующие уравнения реакций.

7 Из 27,80 г $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ было приготовлено 200 мл раствора сульфата железа (II). Какой объем раствора $KMnO_4$, для которого $C_3(KMnO_4) = 0,1$ моль/л, потребуется на окисление в кислой среде $FeSO_4$, содержащегося в 50 мл приготовленного раствора?

Ответ: 250 мл.

8 Рассчитайте величину окислительно-восстановительного потенциала системы



в растворе с рН = 1, содержащем $[MnO_4^-] = [Mn^{2+}] = 1$ моль/л.

Ответ: 1,42 В.

9 Сколько килограммов нитрата калия необходимо взять для перевода 10 кг технического диоксида марганца в манганат калия? Массовая доля примесей в техническом диоксиде марганца составляет 13 %.

10 Какое количество металлического марганца может быть получено из раствора $MnCl_2$ при пропускании в течение 40 мин тока силой 2 А, если выход по току составляет 68 %?

11 Какое количество воды надо выпарить из 1 кг 4,9% раствора $KMnO_4$, чтобы получить насыщенный раствор при 60 °С, если его растворимость при этой температуре составляет 20 %?

Ответ: 0,755 кг.

Лабораторная работа 9
Соединения железа, кобальта и никеля
(d-элементов VIII группы)

1 Взаимодействие железа с кислотами

Налейте в 4 пробирки по 5 мл растворов HCl , H_2SO_4 , HNO_3 с молярной концентрацией эквивалента 2 моль/л и раствор концентрированной серной кислоты ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$). В каждую из них внесите по кусочку железной стружки. Пробирку с раствором концентрированной серной кислоты нагрейте. Затем добавьте во все растворы по 2 – 3 капли разбавленных растворов роданида аммония или калия, которые при наличии $Fe(III)$ образуют соль $Fe(CNS)_3$, окрашивающую раствор в интенсивно красный цвет. Отметьте, в каких кислотах образуются ионы $Fe(III)$. В тех кислотах, где не произошло окрашивание раствора в красный цвет, при растворении железа образуются ионы $Fe(II)$. Чем объясняется, что при взаимодействии железа с серной кислотой разной концентрации образуются ионы железа различных степеней окисления? Напишите уравнения соответствующих реакций.

2 Получение гидроксида железа (II) и его окисление кислородом воздуха

В солях железа (II) вследствие частичного окисления на воздухе всегда присутствуют в небольшом количестве ионы железа (III), поэтому для изучения свойств соединений железа (II) следует брать более устойчивую кристаллическую соль гексагидрат сульфата аммония-железа (II) – соль Мора – и для каждого опыта готовить свежий раствор, растворяя 2 микрошпателя этой соли в 4 – 5 мл воды.

В три пробирки поместите по 3 мл раствора соли Мора и добавьте во все пробирки по каплям раствор щелочи до выпадения зеленоватого осадка частично окислившегося гидроксида железа (II). Испытайте отношение осадка в первой пробирке к кислоте, во второй – к избытку щелочи. Осадок в третьей про-

бирке перемешайте стеклянной палочкой и наблюдайте через несколько минут изменение его окраски вследствие образования гидроксида железа (III). Напишите уравнения реакций образования гидроксида железа (II) и его окисления в $\text{Fe}(\text{OH})_3$ под действием кислорода воздуха и воды.

3 Получение гидроксида кобальта (II) и его окисление

Внесите в две пробирки по 5 мл раствора соли кобальта (II) и добавьте по каплям раствор щелочи. Сначала появляется синий осадок гидросоли кобальта, который затем меняет цвет на розовый вследствие образования гидроксида кобальта (II). Напишите уравнения реакций образования гидроксида кобальта (II) по стадиям. В одной пробирке размешайте осадок стеклянной палочкой для обеспечения лучшего взаимодействия $\text{Co}(\text{OH})_2$ с кислородом воздуха, в другую добавьте 2 – 3 капли 3% раствора пероксида водорода. В каком случае происходит окисление гидроксида кобальта (II)?

Учитывая, что $\text{Fe}(\text{OH})_2$ легко окисляется кислородом воздуха, сделайте вывод, какой ион является более энергичным восстановителем: Fe^{2+} или Co^{2+} .

4 Получение гидроксида никеля и его окисление

Внесите в три пробирки по 1 мл раствора соли никеля и добавьте по каплям раствор щелочи до образования осадка гидроксида никеля (II). Попробуйте окислить полученный гидроксид никеля (II) различными окислителями. Для этого в первой пробирке перемешайте осадок стеклянной палочкой, во вторую добавьте несколько капель 3% раствора пероксида водорода, в третью – бромной воды. В каком случае наблюдается окисление и связанное с ним изменение цвета осадка? Напишите уравнение реакции, учитывая, что окисление гидроксида никеля (II) в гидроксид никеля (III) протекает в щелочной среде. Сравните восстановительные свойства ионов Fe^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} .

5 Свойства солей железа (III)

а) Взаимодействие солей железа (II) с гексацианоферратом (III) калия

Приготовьте раствор соли Мора и добавьте 2 – 3 капли гексацианоферрата (III) калия («красной кровяной соли» $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$). Отметьте цвет осадка, напишите уравнение реакции в молекулярном и ионно-молекулярном виде и дайте химическое название полученному веществу, известному под названием «турнбулева синь».

б) Взаимодействие солей железа (III) с гексацианоферратом (II) калия

Поместите в пробирку 5 мл раствора хлорида железа (III) и добавьте 2 – 3 капли гексацианоферрата (II) калия («желтой кровяной соли» $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$). Отметьте цвет осадка. Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионно-молекулярном виде и дайте химическое название полученному веществу, известному под названием «берлинская лазурь».

в) Взаимодействие солей железа (III) с роданидом калия (или аммония)

Поместите в пробирку 5 мл раствора хлорида железа (III) и добавьте несколько капель раствора роданида калия. Такой же опыт проделайте со свежеприготовленным раствором соли Мора и убедитесь, что интенсивное красное окрашивание характерно только для роданида железа (III). Напишите уравнение реакции.

6 Свойства солей железа (II)

а) Гидролиз солей железа (II)

Определите с помощью универсальной лакмусовой бумаги реакцию среды раствора соли Мора. Напишите уравнение реакции гидролиза сульфата железа (II).

б) Восстановительные свойства соединений железа (II)

Поместите в пробирку 5 мл раствора перманганата калия и 0,5 мл раствора серной кислоты. Внесите в раствор 1 микрошпатель соли Мора. Что происходит? Докажите, что в результате реакции образуются ионы железа (III). Напишите уравнения реакций.

7 Гидратация иона Co^{2+}

Налейте в две пробирки по 5 мл насыщенного раствора соли кобальта (II). В первую пробирку внесите несколько капель раствора концентрированной соляной кислоты ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$), во вторую – маленький кусочек хлорида кальция, предварительно прокаленного. Что происходит с окраской растворов? Поместите в третью пробирку 1 микрошпатель соли кобальта (II) и несколько капель этанола. Отметьте окраску и разбавьте полученный раствор водой. Как изменяется окраска раствора при разбавлении?

Стеклянной палочкой, смоченной раствором хлорида кобальта (II), напишите какое-либо слово на фильтровальной бумаге. Подсушив бумагу, поднесите ее к пламени горелки и слегка подогрейте, пока текст не станет видимым (эффект «невидимых» чернил). Что происходит с надписью при охлаждении? Объясните изменение цвета во всех случаях, исходя из того, что октаэдрический комплексный ион кобальта (с координационным числом 6) имеет розовую окраску, а тетраэдрический (с координационным числом 4) – синюю.

8 Получение сульфидов кобальта (II) и никеля (II)

Внесите в две пробирки по 5 мл раствора соли кобальта и попытайтесь получить сульфид кобальта (II), действуя сероводородной водой и сульфидом аммония. В каком случае выпадает осадок? Объясните различие двух

проделанных опытов, пользуясь понятием произведения растворимости. Такие же опыты проведите с раствором соли никеля (II). Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

9 Получение и свойства гидроксидов железа (III), кобальта (III), никеля (III)

а) В пробирку налейте 5 мл раствора хлорида железа (III) и добавьте столько же раствора щелочи. Что наблюдаете? Испытайте отношение полученного гидроксида к кислоте и избытку щелочи. Напишите уравнения реакций. Какой из гидроксидов железа (II) или (III) обладает более основными свойствами? Почему?

б) Налейте в одну пробирку 5 мл раствора соли кобальта (II), в другую – столько же раствора соли никеля (II). В обе пробирки добавьте немного бромной воды и раствора гидроксида натрия. Что происходит? С полученных осадков слейте жидкость, прилейте к ним по 3 – 4 капли концентрированной соляной кислоты и нагрейте. Какой газ выделяется? Какие свойства проявляют в этой реакции гидроксиды кобальта (III) и никеля (III)? Почему способ получения гидроксидов кобальта (III) и никеля (III) отличается от способа получения гидроксида железа (III)? Напишите уравнения всех проделанных реакций.

10 Гидролиз солей железа (III)

Определите с помощью универсальной индикаторной бумаги реакцию среды водного раствора хлорида железа (III). Напишите уравнение реакции гидролиза этой соли.

Нагрейте пробирку. Почему меняется интенсивность окраски? Добавлением какого вещества можно уменьшить степень гидролиза FeCl_3 в растворе? Проверьте свое предположение опытом. Как влияет разбавление раствора на степень гидролиза соли? Какая соль – FeSO_4 или FeCl_3 – в большей степени подвергается гидролизу? Ответ обоснуйте.

В другую пробирку с раствором FeCl_3 прибавьте раствор карбоната натрия. Что представляет собой выпавший осадок? Напишите уравнение совместного гидролиза FeCl_3 и Na_2CO_3 .

11 Окислительные свойства соединений железа (III)

В пробирку с 5 мл раствора FeCl_3 добавьте раствор йодида калия. Как и почему окрашивается раствор? Напишите уравнение реакции.

12 Получение и свойства ферратов

Опыт проводится в вытяжном шкафу.

Поместите в пробирку пинцетом несколько кусочков гидроксида калия, добавьте 1 – 2 капли концентрированного раствора FeCl_3 и 2 капли бромной воды. Слегка нагрейте пробирку на слабом пламени спиртовки и наблюдайте окрашивание раствора в фиолетовый цвет вследствие образования феррата калия (K_2FeO_4). Напишите уравнение реакции.

Ион FeO_4^{2-} во многом сходен с ионом SO_4^{2-} . Разбавьте содержимое пробирки водой и разделите на две части. К одной добавьте несколько капель раствора хлорида бария, к другой – сероводородную воду. Что происходит? Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

13 Комплексные соединения кобальта (II) и никеля (II)

а) Получение аммиачного комплекса кобальта

Внесите в пробирку 5 мл раствора соли кобальта (II) и добавьте по каплям 25% раствор аммиака. Вначале выпадает осадок гидроксида кобальта (II). Затем осадок растворяется с образованием комплексного соединения. Полученный раствор разлейте в две пробирки. В одной из них тщательно перемешайте раствор стеклянной палочкой и наблюдайте за изменением цвета вследствие окисления полученного комплексного соединения кобальта (II) в комплексное соединение кобальта (III) (координационное число остается равным 6). Прилейте две капли раствора сульфида аммония. Почему выпадает осадок? Во вторую пробирку добавьте 2 – 3 капли 3% раствора пероксида водорода. Почему изменится окраска? Напишите уравнения реакций:

а) образования комплексного соединения Co (II);

б) его окисления кислородом воздуха и пероксидом водорода в аммиачный комплекс Co (III);

в) диссоциации комплексных ионов и выражение их констант нестойкости (какой комплексный ион и почему прочнее – $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ или $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$);

г) взаимодействия аммиачного комплекса Co (III) с сульфидом аммония.

б) Получение и выделение аммиачного комплекса никеля (II)

В 5 мл воды растворите 0,5 г гексагидрата хлорида никеля (II) и прибавляйте по каплям 25% раствор аммиака до тех пор, пока выпавший осадок не растворится. Добавьте равный объем концентрированного раствора аммиака, насыщенного хлоридом аммония. Выпадает сине-фиолетовый осадок хлорида гексаамминникеля (II). Напишите уравнения реакций.

Вопросы и задачи

1 Напишите графическую формулу Fe_3O_4 . Солью какой кислоты можно считать это соединение?

2 Напишите уравнения реакций взаимодействия Ni_2O_3 с концентрированными растворами HCl и H_2SO_4 .

3 Чем объясняется различное отношение гидроксидов железа (II), кобальта (II), никеля (II) к кислороду воздуха? Как и почему изменяются их кислотные свойства в зависимости от степеней окисления?

4 Какое координационное число проявляют кобальт и никель в аммиакатах? К какому типу комплексов (*спин*-спаренных или *спин*-свободных, внешнеорбитальных или внутриорбитальных) они относятся? Какой тип гибридизации атомных орбиталей осуществляется при их образовании? Какой пространственной конфигурации это соответствует? Как изменяется устойчивость аммиакатов в ряду железо (II) – кобальт (II) – никель (II)?

5 Что такое «желтая кровяная соль» и «красная кровяная соль»? Чем можно объяснить, что вторая более ядовита, чем первая?

6 В чем сущность качественной реакции Л. А. Чугаева, предложенной им для открытия никеля (II)?

7 Какова продолжительность процесса электролиза раствора FeSO_4 , если при силе тока в 2 А на катоде выделилось 279,2 г железа? Какое вещество выделяется на аноде?

Ответ: 133,6 ч; O_2 .

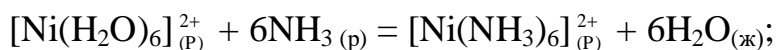
8 Рассчитайте изменение энтальпии при окислении оксида железа (II) в оксид железа (III), используя справочные данные, по их стандартным энтальпиям образования.

9 Вычислите разницу окислительно-восстановительных потенциалов в реакции окисления FeSO_4 в кислой среде дихроматом калия при 25 °С, если молярные концентрации растворов составляют 1 моль/л.

10 Для восстановления Fe_2O_3 до металлического железа потребовалось 6,72 л CO (н.у.). Образовавшийся в результате реакции газ поглотили раствором, содержащим 22,2 г Ca(OH)_2 . Определите состав и массу образовавшейся соли, а также исходную массу Fe_2O_3 .

Ответ: CaCO_3 ; 30 г; 16 г.

11 Установите направление протекания реакции при 303 К, рассчитав ΔG_{303}^0 :



$$\Delta H_{\text{r}303}^0 = -79.5 \text{ кДж}, \Delta S_{\text{r}303}^0 = -92 \text{ Дж/К}.$$

Приведите уравнения последовательных ступеней процесса замещения лигандов. Какая окраска должна быть у аквааммин-комплексов Ni (II)? Как будет изменяться окраска при протекании рассматриваемой реакции?

Ответ: – 51,6 кДж.

Библиографический список

1 Ардашникова Е. И. Сборник задач по неорганической химии : учеб. пособие для студентов высш. учеб. заведений / Е. И. Ардашникова, Г. Н. Мазо, М. Е. Тамм ; под ред. Ю. Д. Третьякова. – М. : Академия, 2008. – 208 с.

2 Ахметов Н. С. Лабораторные и семинарские занятия по неорганической химии / Н. С. Ахметов, М. К. Азизова, Л. И. Бадыгина. – 2-е изд. – М. : Высш. шк., 2008. – 303 с.

3 Практикум по неорганической химии : учеб. пособие для студентов высш. учеб. заведений / В. А. Алешин, К. М. Дунаева, А. И. Жиров [и др.] ; под ред. Ю. Д. Третьякова. – М. : Академия, 2004. – 384 с.

4 Практикум по неорганической химии : учеб. пособие для студентов высш. учеб. заведений / под ред. Ю. Д. Третьякова. – М. : Академия, 2004. – 384 с.

5 Практикум по неорганической химии : учеб. пособие для студентов высш. учеб. заведений / под ред. А. Ф. Воробьева и С. И. Дракина. – М. : ТИД Альянс, 2004. – 249 с.

6 Аликберова Л. Б., Лидин Р. А., Молочко В. А., Логинова Г. П. Практикум по общей и неорганической химии: учеб. пособие для студ. высш. учеб. заведений. – М. : ВЛАДОС, 2004. – 320 с.

Содержание

Предисловие	3
Лабораторная работа 1. s-Элементы I и II групп	4
Лабораторная работа 2. Соединения d-элементов I и II групп	8
Лабораторная работа 3. Алюминий и его соединения (p-элемент III группы)	12
Лабораторная работа 4. Германий, олово, свинец (p-элементы IV группы)	14
Лабораторная работа 5. Соединения титана, циркония, гафния (d-элементов IV группы)	20
Лабораторная работа 6. Соединения ванадия (d-элемента V группы)	22
Лабораторная работа 7. Хром, молибден, вольфрам и их соединения (d-элементы VI группы)	24
Лабораторная работа 8. Соединения марганца (d-элемента VII группы)	28
Лабораторная работа 9. Соединения железа, кобальта и никеля (d-элементов VIII группы)	33
Библиографический список	39