

Федеральное агентство по образованию
Государственное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Тихоокеанский государственный университет»

Л. А. Прохоренко, Л. Е. Незаментимова

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

*Утверждено издательско-библиотечным советом университета
в качестве практикума*

Хабаровск
Издательство ТОГУ
2010

УДК 546(075.8)

ББК Г1

П844

Рецензенты: кафедра экологии и химии (Дальневосточный государственный гуманитарный университет); доктор химических наук, профессор В. Л. Бутуханов (Хабаровская государственная академия экономики и права)

Научный редактор кандидат технических наук, доцент Т. А. Панченко

Прохоренко Л. А.

П844 Неорганическая химия : практикум / Л. А. Прохоренко, Л. Е. Незаментимова. – Хабаровск : Изд-во Тихоокеан. гос. ун-та, 2010. – 77 с.

ISBN 978-5-7389-0850-7

Практикум содержит десять лабораторных работ по неорганической химии. Справочные данные, методика выполнения опытов, рекомендации по оформлению результатов опытов дают возможность сделать вывод о закономерностях изменения свойств простых веществ и соединений, изучаемых в лабораторной работе.

С целью закрепления изложенного материала авторы предлагают тестовые задания.

Для студентов высших учебных заведений всех специальностей, изучающих общую и неорганическую химию.

УДК 546(075.8)

ББК Г1

ISBN 978-5-7389-0850-7

© Тихоокеанский государственный университет, 2010

© Прохоренко Л. А., Незаментимова Л. Е., 2010

Предисловие

При изучении неорганической химии большое значение имеет лабораторный практикум. Правильно поставленный эксперимент позволяет проследить закономерность проявления различных свойств веществ, запомнить эти свойства, а также способствует выработке методологии химического мышления. В процессе проведения лабораторных занятий складываются навыки проведения химического эксперимента, организации рабочего места, соблюдения правил техники безопасности, правильного оформления результатов.

Предлагаемый лабораторный практикум составлен в соответствии с программой по химии для студентов, изучающих общую и неорганическую химию в высших учебных заведениях. Практикум содержит десять лабораторных работ по неорганической химии, каждая из которых состоит из двух частей: теоретической и экспериментальной.

В теоретической части приведены некоторые справочные данные, используемые для характеристики атомов элементов, на основании которых студенты должны сделать вывод о закономерностях изменения свойств простых веществ и соединений, изучаемых в лабораторной работе.

Экспериментальная часть включает описание методик выполнения опытов, дает рекомендации по оформлению результатов опытов. Перечень опытов выстроен в соответствии с последовательностью: качественные реакции обнаружения ионов, кислотно-основные свойства, окислительно-восстановительные свойства, особые свойства простых веществ и их соединений. После каждого опыта студентам предлагается сделать вывод о свойствах простых веществ или их соединений, рассмотренных в данном опыте. Справочные данные, необходимые для объяснения результатов, приведены в тексте и приложениях.

Лабораторные работы по изучению свойств простых веществ и их соединений расположены в порядке следования А- и Б-групп элементов, находящихся в больших периодах, в короткопериодном варианте таблицы Д. И. Менделеева слева направо.

При описании опытов авторы ставили перед собой цель привить студентам навыки теоретического толкования

наблюдений и выводов, вытекающих из эксперимента. Поэтому в описании опытов поставлен ряд вопросов и даны указания, на что следует обратить внимание, как правильно сформулировать выводы.

Все опыты, включенные в лабораторные работы, могут выполняться студентами индивидуально, малыми группами (2–3 человека) или коллективно (демонстрационно). Преподаватель, решивший использовать в учебном процессе настоящий практикум, при планировании лабораторного занятия имеет возможность учесть теоретическую подготовку студентов, их способность к самостоятельной работе, продолжительность занятия, требования к технике безопасности, доступность реактивов и оборудования, число студентов в группе и т. д. для наиболее эффективного проведения работы.

Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории

1. В химической лаборатории нельзя пить и принимать пищу.
2. Не пользуйтесь неизвестными реактивами (без надписей и этикеток).
3. Соблюдайте осторожность при работе с растворами кислот и щелочей во избежание ожогов, а также порчи столов и одежды.
4. При попадании кислоты на кожу рук или лица пораженное место сначала промойте большим количеством воды, а затем – 2%-м раствором соды.
5. При попадании щелочи на кожу лица или рук пораженное место промойте большим количеством воды до тех пор, пока участок кожи не перестанет быть скользким, а затем – 3%-м раствором борной кислоты.
6. Не работайте с легковоспламеняющимися веществами вблизи зажженных горелок.
7. Не нагревайте любые смеси в закрытых сосудах.
Пробирки, в которых нагреваете растворы или смеси веществ, держите наклонно, отверстием от себя и людей, находящихся рядом.
Пробирку во избежание растрескивания вначале прогрейте в пламени горелки, проведя 2–3 раза вдоль пламени, затем нагревайте только нижнюю часть. После закипания содержимого пробирки нагревание прекратите.
8. Не проливайте и не выливайте в раковину растворы, содержащие ядовитые соединения. Остатки ядовитых реактивов сливайте в специальную посуду по указанию лаборанта.
9. После работы в лаборатории обязательно вымойте руки.

Кроме перечисленных выше общих указаний, ознакомьтесь со специальной инструкцией по технике безопасности, находящейся в лаборатории.

Правила работы в химической лаборатории

1. Работайте аккуратно, внимательно, без торопливости.
2. Не загромождайте рабочий стол ненужными в данный момент предметами.
3. Содержите рабочее место в чистоте, грязь нередко бывает причиной искажения результатов.

Приборы и посуду мойте сразу после окончания опыта.

Поверхности, на которые пролиты реактивы или вода, вытирайте сразу.

Разбитое стекло не собирайте руками, попросите у лаборанта щетку и совок, аккуратно сметите осколки и выбросите их в мусорное ведро.

4. Приборы и реактивы общего пользования не уносите на свой рабочий стол, они должны всегда находиться на отведенном для них месте.

5. Внимательно читайте надписи на склянках с реактивами.

Реактивы, хранящиеся в закрытой посуде, открывайте только во время пользования ими.

Каждая склянка с реактивами должна иметь собственную пипетку или шпатель. При взятии реактивов нельзя пользоваться другими пипетками или шпателями.

Не ссыпайте и не сливайте обратно в реактивные склянки взятые в избытке или просыпанные, пролитые реактивы.

6. Реактивы расходуйте экономно, берите их в количествах, указанных в методике проведения опыта. Использованные дорогие или редкие реактивы по указанию преподавателя или лаборанта сливайте в специально поставленную для них посуду.

7. Горячие и раскаленные предметы берите только щипцами и ставьте на асбестовую подложку или термостойкую керамическую поверхность.

8. Не делайте записи в черновиках или отдельных листочках. Все наблюдения записывайте в лабораторный журнал сразу после проведения опыта.

9. По окончании работы приведите рабочее место в порядок и сдайте его лаборанту.

Правила оформления отчета по лабораторной работе

Отчет должен быть написан ручкой, четко, аккуратно, сразу же после проведения опыта в лаборатории. Оформление отчета простым карандашом не допускается.

Отчет должен содержать:

1. Название лабораторной работы.
2. Цель работы.
3. Ответы на вопросы, заданные в теоретической части работы. В данном практикуме ответы предлагается оформить в виде табл. 2. Закономерности изменения кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов представлены в прил. 1 и 2.

4. Номер и название опыта. Правильность выполнения каждого опыта должна быть подтверждена подписью преподавателя.

5. Оформление опыта включает в себя:

5.1. *Уравнения реакций.* При этом:

а) в уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления;

б) реакции ионного обмена запишите в молекулярной, полной ионно-молекулярной и краткой ионно-молекулярной формах, расставьте коэффициенты в уравнениях реакции методом подбора. Для правильного составления ионно-молекулярных уравнений используйте прил. 3.

5.2. *Наблюдения* (образование или растворение осадка, выделение или поглощение газа, изменение окраски раствора, тепловые эффекты и др.). Они должны быть записаны в краткой форме, с использованием принятых в химии способов кодирования информации.

5.3. *Необходимые справочные величины.* Следует указывать источник (справочник, учебник, методические указания и т. п.), из которого они были взяты.

5.4. *Выводы.*

Лабораторная работа № 1

Элементы группы IA и свойства их соединений

Цель работы: изучить свойства некоторых элементов группы IA и свойства их соединений.

АТОМНЫЕ ХАРАКТЕРИСТИКИ ЭЛЕМЕНТОВ IA ГРУППЫ (табл.1)

Таблица 1

Символ элемента	Порядковый номер	Относительная атомная масса A_r	Валентные электроны	Металлический радиус атома, нм	Первый потенциал ионизации I, В	Степень окисления
Li	3	6,94	$2s^1$	0,155	5,39	+1
Na	11	22,99	$3s^1$	0,190	5,14	+1
K	19	39,09	$4s^1$	0,235	4,34	+1
Rb	37	85,47	$5s^1$	0,248	4,17	+1
Cs	55	132,91	$6s^1$	0,267	3,89	+1
Fr	87	[223]	$7s^1$	0,280	3,89	+1

На основании атомных характеристик, представленных в табл. 1, сделайте выводы о закономерностях изменения свойств элементов группы IA, простых веществ, образованных ими, и их соединений в зависимости от порядкового номера элемента (в группе сверху вниз). Перенесите в рабочую тетрадь табл. 2 и заполните ее.

Таблица 2

Электроотрицательность	Металлические свойства простых веществ	Восстановительные свойства атомов	Основные свойства оксидов и гидроксидов

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

Опыт 1. Качественные реакции катионов щелочных металлов

Выполнение опыта (табл.3)

Таблица 3

Катион	Выполнение реакции	Ожидаемый аналитический сигнал
<i>Пирохимические реакции</i>		
Li ⁺	<p>Нихромовую проволоку с петелькой на конце внесите в раствор концентрированной соляной кислоты, затем прокалите в пламени горелки. Если пламя окрашивается посторонними веществами, процесс очистки проволоки следует повторить</p> <p>Очищенную проволоку погрузите в насыщенный раствор соли металла и внесите в верхнюю часть пламени горелки</p> <p>Отметьте появление окраски пламени</p>	Окрашивание пламени в карминно-красный цвет
Na ⁺		Окрашивание пламени в желтый цвет
K ⁺		Окрашивание пламени в фиолетовый цвет (смотреть на пламя через синее стекло)
Rb ⁺		Окрашивание пламени в красный цвет
Cs ⁺		Окрашивание пламени в голубой цвет
<i>Ионообменные реакции</i>		
Na ⁺	<p>1. Поместите на предметное стекло одну каплю насыщенного раствора гексагидроксостибата (V) калия K[Sb(OH)₆] и внесите в нее стеклянной палочкой крупинку соли натрия</p> <p>2. Поместите на предметное стекло одну каплю раствора хлорида натрия и высушите почти досуха при нагревании, к сухому остатку добавьте 1–2 капли раствора уранилацетата UO₂(CH₃COO)₂ в разбавленной уксусной кислоте</p>	<p>1. Образование белого кристаллического осадка гексагидроксостибата (V) натрия Na[Sb(OH)₆] (кристаллы рассмотрите под микроскопом и зарисуйте)</p> <p>2. Через 1–2 мин образование кристаллов натрийуранилацетата</p> $3\text{UO}_2(\text{CH}_3\text{COO})_2 + 2\text{NaCl} = 2\text{NaUO}_2(\text{CH}_3\text{COO})_3 + \text{UO}_2\text{Cl}_2$ <p>(кристаллы рассмотрите под микроскопом)</p>

Катион	Выполнение реакции	Ожидаемый аналитический сигнал
K ⁺	<p>1. Поместите на предметное стекло одну каплю гексанитрокобальтата (III) натрия Na₃[Co(NO₂)₆] и внесите в нее стеклянной палочкой крупинку соли калия</p> <p>2. На предметное стекло поместите одну каплю раствора гексанитрокупрата (II) натрия-свинца Na₂Pb[Cu(NO₂)₆] и внесите в нее стеклянной палочкой крупинку соли калия</p>	<p>1. Выпадение желтого кристаллического осадка двойной соли гексанитрокобальтата (III) калия-натрия K₂Na[Co(NO₂)₆]</p> <p>2. Образование черных кубических кристаллов гексанитрокупрата (II) калия-свинца K₂Pb[Cu(NO₂)₆] (кристаллы рассмотрите под микроскопом и зарисуйте)</p>

Оформление результатов опыта. Запишите уравнения ионообменных реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 2. Сравнение химической активности щелочных металлов

Выполнение опыта. В три химических стакана налейте дистиллированную воду, добавьте в каждый несколько капель фенолфталеина. Возьмите пинцетом кусочек лития, обсушите его фильтровальной бумагой и поместите в первый стакан с водой. Аналогичным образом проведите опыт с натрием и калием, помещая их соответственно во второй и третий стаканы.

Отметьте различия в активности взаимодействия металлов с водой по интенсивности выделения газа и скорости появления малиновой окраски фенолфталеина.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения реакций взаимодействия лития, натрия и калия с водой. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

Объясните причину изменения окраски фенолфталеина.

В выводе сравните химическую активность щелочных металлов по их отношению к воде.

Опыт 3. Гидролиз солей щелочных металлов

3.1. Установление типа гидролиза

Выполнение опыта. С помощью универсальной индикаторной бумаги определите рН водных растворов следующих солей:

- а) карбоната лития;
- б) карбоната натрия или калия;
- в) сульфита натрия или калия.

Оформление результатов опыта. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза по первой ступени для исследованных солей. Укажите тип гидролиза и характер среды в растворах.

3.2. Совместный гидролиз

Выполнение опыта (Опыт проводить в вытяжном шкафу!)

3.2.1. Поместите в пробирку 2–3 капли раствора хлорида алюминия, добавьте по каплям водный раствор сульфида натрия до появления внешних признаков реакции.

3.2.2. Поместите в пробирку 2–3 капли раствора хлорида железа (III) и добавьте по каплям водный раствор карбоната калия или натрия до появления внешних признаков реакции.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения совместного гидролиза для пп. 3.2.1 и 3.2.2 в сокращенной ионно-молекулярной и молекулярной формах. Отметьте изменения, указывающие на протекание совместного гидролиза (образование осадка; выделение газа; появление характерного запаха).

В выводе объясните, почему возможен совместный гидролиз между солями.

Опыт 4. Изучение свойств пероксида натрия

4.1. Взаимодействие пероксида натрия с водой

Выполнение опыта. В пробирку поместите один микрошпатель кристаллического пероксида натрия и добавьте несколько капель дистиллированной воды. После полного растворения пероксида натрия в раствор внесите каплю фенолфталеина.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнение реакции, укажите изменение окраски индикатора и объясните причину этого изменения.

4.2. Окислительные свойства пероксида натрия

Выполнение опыта. В тигель поместите 3 микрошпателя пероксида натрия, 2 микрошпателя карбоната натрия и один микрошпатель оксида хрома (III). Смесь перемешайте и сплавьте на плитке. Затем охладите тигель, внесите в него 8–10 капель дистиллированной воды, перемешайте содержимое стеклянной палочкой, дайте отстояться и перелейте раствор в пробирку. Отметьте цвет образовавшегося хромата натрия.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнение реакции, учитывая, что одним из продуктов является оксид углерода (IV). Расставьте коэффициенты методом электронного баланса и укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

4.3. Восстановительные свойства пероксида натрия

Выполнение опыта. К 2–3 каплям раствора перманганата калия добавьте 2–3 капли концентрированной хлороводородной кислоты и несколько кристаллов пероксида натрия, раствор перемешайте. Отметьте выделение пузырьков газа и выпадение бурого осадка оксида марганца (IV).

Оформление результатов опыта. Напишите уравнение реакции. Хлороводородную кислоту в уравнение не включайте, но учтите, что в данной окислительно-восстановительной реакции участвуют молекулы воды. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса и укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

Обобщите результаты опытов 4.2 и 4.3 и сделайте вывод о причинах окислительно-восстановительной двойственности пероксида натрия.

Лабораторная работа № 2

Элементы группы IIA и свойства их соединений

Цель работы: изучить свойства некоторых элементов группы IIA и свойства их соединений.

АТОМНЫЕ ХАРАКТЕРИСТИКИ ЭЛЕМЕНТОВ IIA ГРУППЫ (табл. 1)

Таблица 1

Символ элемента	Порядковый номер	Относительная атомная масса A_r	Валентные электроны	Металлический радиус атома, нм	Первый потенциал ионизации I, В	Степень окисления
Be	4	9,01	$2s^2$	0,113	9,32	+2
Mg	12	24,31	$3s^2$	0,160	7,64	+2
Ca	20	40,08	$4s^2$	0,197	6,11	+2
Sr	38	87,62	$5s^2$	0,216	5,69	+2
Ba	56	137,33	$6s^2$	0,221	5,21	+2
Ra	88	226,03	$7s^2$	0,235	5,28	+2

На основании атомных характеристик, представленных в табл. 1, сделайте выводы о закономерностях изменения свойств элементов группы IIA, простых веществ, образованных ими, и их соединений в зависимости от порядкового номера элемента (в группе сверху вниз). Перенесите в рабочую тетрадь табл. 2 и заполните ее.

Таблица 2

Электроотрицательность	Металлические свойства простых веществ	Восстановительные свойства атомов	Основные свойства оксидов и гидроксидов

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

Опыт 1. Качественные реакции катионов магния, кальция, стронция и бария

Выполнение опыта (табл. 3)

Таблица 3

Катион	Выполнение реакции	Ожидаемый аналитический сигнал
<i>Пирохимические реакции</i>		
Ca ²⁺	Нихромовую проволоку с петелькой на конце внесите в раствор концентрированной соляной кислоты, затем прокалите в пламени горелки. Если пламя окрашивается	Окрашивание пламени в кирпично-красный цвет
Sr ²⁺	посторонними веществами, процесс очистки проволоки	Окрашивание пламени в красно-малиновый цвет
Ba ²⁺	следует повторить Очищенную проволоку погрузите в насыщенный раствор соли металла и внесите в верхнюю часть пламени горелки Отметьте появление окраски пламени	Окрашивание пламени в желто-зеленый цвет
<i>Ионообменные реакции</i>		
Mg ²⁺	К 3–4 каплям раствора хлорида магния прибавьте 1 каплю раствора магnezона	Образование синего осадка
Ca ²⁺	1. К 2–3 каплям раствора хлорида кальция прибавьте 5 капель 0,1 н. раствора щавелевой кислоты H ₂ C ₂ O ₄ 2. На фильтровальную бумагу поместите одну каплю раствора хлорида кальция, пятно смочите одной каплей 0,1%-го раствора родизоната натрия и одной каплей раствора 2 н. раствора гидроксида натрия	1. Выпадение белого кристаллического осадка оксалата кальция, растворимого в минеральных кислотах 2. Окрашивание пятна в фиолетовый цвет

Окончание табл. 1

Катион	Выполнение реакции	Ожидаемый аналитический сигнал
Sr^{2+}	На фильтровальную бумагу поместите одну каплю раствора хлорида стронция, пятно смочите одной каплей 0,1%-го раствора родизоната натрия, на образовавшееся окрашенное пятно нанесите одну каплю 2 н. раствора хлороводородной кислоты	Появление буровато-красного пятна, обесцвечивающегося при действии 2 н. раствора хлороводородной кислоты
Ba^{2+}	К 2–3 каплям раствора хлорида бария добавьте 2–3 капли 2 н. раствора хромата калия	Выпадение желтого кристаллического осадка хромата бария

Оформление результатов опыта. Запишите наблюдения. Напишите уравнения реакций взаимодействия:

- а) хлорида кальция со щавелевой кислотой;
- б) хлорида бария с хроматом калия

– в молекулярной, полной ионно-молекулярной и краткой ионно-молекулярной формах, расставьте коэффициенты методом подбора.

Опыт 2. Получение гидроксида бериллия и изучение его свойств

Выполнение опыта. В две пробирки внесите по 3–4 капли раствора соли бериллия. В каждую пробирку добавьте 2 н. раствор щелочи до образования осадка гидроксида бериллия.

В первую пробирку добавьте раствор хлороводородной кислоты до растворения осадка.

Во вторую пробирку добавьте избыток 2 н. раствора щелочи. Какие изменения наблюдаются?

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения реакций:

- 1) получения гидроксида бериллия;
 - 2) взаимодействия гидроксида бериллия с кислотой, учитывая, что в кислой среде образуется тетрааквакомплексный ион бериллия;
 - 3) взаимодействия гидроксида бериллия со щелочью, учитывая, что в щелочной среде образуется комплексный ион тетрагидроксибериллата,
- в молекулярной, полной ионно-молекулярной и краткой ионно-молекулярной формах, расставьте коэффициенты методом подбора.

Сделайте вывод о химическом характере гидроксида бериллия.

Опыт 3. Гидролиз солей бериллия

Выполнение опыта. С помощью универсальной индикаторной бумаги определите среду в растворе соли бериллия.

Оформление результатов опыта. Укажите значение pH, определите тип гидролиза. Напишите уравнение гидролиза по первой ступени в ионно-молекулярной и молекулярной формах.

В выводе укажите тип гидролиза солей бериллия и объясните, почему они гидролизуются именно по этому типу.

Опыт 4. Взаимодействие магния и кальция с водой

Выполнение опыта. Возьмите две пробирки, в каждую внесите 5–7 капель воды и 2 капли фенолфталеина. В одну пробирку добавьте кусочек металлического кальция, в другую – порошок металлического магния. Наблюдайте за протеканием реакции.

Опыт с магнием повторите, используя кипящую воду.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения реакций взаимодействия металлов с водой. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса и укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

Сделайте вывод об активности металлов по отношению к воде.

Опыт 5. Получение карбонатов магния и щелочно-земельных металлов

Выполнение опыта. Возьмите четыре пробирки. В первую внесите 3–4 капли раствора соли магния, во вторую – 3–4 капли раствора соли кальция, в третью – 3–4 капли раствора соли стронция, в четвертую – 3–4 капли раствора соли бария. В каждую из пробирок добавьте 2–3 капли раствора карбоната натрия до образования осадка.

Затем в каждую из пробирок осторожно по каплям добавьте 2 н. раствор хлороводородной (соляной) кислоты до растворения осадка.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения реакций:

1) получения малорастворимых карбонатов. Учтите, что карбонат натрия взаимодействует с солью магния в присутствии воды, при этом образуется малорастворимый карбонат гидроксомагния и оксид углерода (IV);

2) взаимодействия полученных осадков с соляной кислотой – в молекулярной, полной ионно-молекулярной и краткой ионно-молекулярной формах, расставьте коэффициенты методом подбора.

В выводе объясните различную растворимость карбонатов в разбавленной соляной кислоте, используя справочные значения произведений растворимости этих осадков:

$$\begin{aligned} \text{ПР}(\text{MgCO}_3) &= 2,1 \cdot 10^{-5}; \\ \text{ПР}(\text{CaCO}_3) &= 3,8 \cdot 10^{-9}; \\ \text{ПР}(\text{SrCO}_3) &= 1,1 \cdot 10^{-10}; \\ \text{ПР}(\text{BaCO}_3) &= 4,0 \cdot 10^{-10}. \end{aligned}$$

Опыт 6. Получение сульфатов щелочноземельных металлов

Выполнение опыта. Возьмите три пробирки. Внесите в первую 2–3 капли раствора соли кальция, во вторую – 2–3 капли раствора соли стронция, в третью – 2–3 капли раствора соли бария.

В каждую пробирку добавьте по 3–4 капли раствора сульфата натрия. Отметьте цвет и различную скорость образования осадков.

Затем в каждую из пробирок добавьте хлороводородную кислоту. Сульфаты каких металлов растворяются?

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения:

- 1) образования сульфатов кальция, стронция и бария;
- 2) взаимодействия полученных осадков с соляной кислотой

– в молекулярной, полной ионно-молекулярной и краткой ионно-молекулярной формах, расставьте коэффициенты методом подбора.

В выводе объясните различную растворимость карбоната и сульфата бария в разбавленной соляной кислоте, используя справочные значения произведений растворимости этих осадков:

$$\begin{aligned} \text{ПР}(\text{BaCO}_3) &= 4,0 \cdot 10^{-10}; \\ \text{ПР}(\text{BaSO}_4) &= 1,1 \cdot 10^{-10}. \end{aligned}$$

Опыт 7. Получение хроматов щелочноземельных металлов

Выполнение опыта. Возьмите три пробирки. В первую внесите 2–3 капли раствора соли кальция, во вторую – 2–3 капли раствора соли стронция, в третью – 2–3 капли раствора соли бария.

В каждую пробирку добавьте по 4–5 капель раствора хромата калия.

Хроматы каких металлов выпадают в осадок? Отметьте цвет осадков.

Затем в каждую из пробирок добавьте уксусную кислоту. Хромат какого металла растворяется?

Вновь получите осадок хромата бария и добавьте к нему хлороводородную кислоту. Что наблюдаете?

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения реакций:

- 1) получения хроматов кальция, стронция и бария;
- 2) растворения хромата стронция в уксусной кислоте;
- 3) растворения хромата бария в хлороводородной кислоте

– в молекулярной, полной ионно-молекулярной и краткой ионно-молекулярной формах, расставьте коэффициенты методом подбора.

В выводе объясните, почему хромат стронция растворяется в уксусной кислоте, а хромат бария – в соляной кислоте, используя значения произведений растворимости хромата стронция и хромата бария:

$$PP(\text{SrCrO}_4) = 3,6 \cdot 10^{-5};$$

$$PP(\text{BaCrO}_4) = 1,2 \cdot 10^{-10}.$$

Элементы группы VIВ и свойства их соединений

Цель работы: изучить свойства элементов группы VIВ и свойства их соединений.

АТОМНЫЕ ХАРАКТЕРИСТИКИ ЭЛЕМЕНТОВ VIВ ГРУППЫ (табл. 1)

Таблица 1

Символ элемента	Cr	Mo	W
Порядковый номер	24	42	74
Валентные электроны	$3d^5 4s^1$	$4d^5 5s^1$	$5d^5 6s^1$
Первый потенциал ионизации I, В	6,65	7,10	7,98
Степени окисления элемента в соединениях	+2, +3, +6	+2, +3, +4, +5, +6	+2, +3, +4, +5, +6
Стандартный электродный потенциал процессов E^0 , В:			
$\text{Э}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Э}$	-0,913	-	-
$\text{Э}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Э}$	-0,744	-0,200	-0,150
$\text{Э}^{4+} + 4\bar{e} = \text{Э}$	-	-0,152	-0,119
$\text{Э}^{6+} + 6\bar{e} = \text{Э}$	-	-0,114	-0,090

На основании атомных характеристик, представленных в табл. 1, сделайте выводы о закономерностях изменения свойств элементов группы VIВ, простых веществ, образованных ими, и их соединений в зависимости от порядкового номера элементов (в группе сверху вниз). Перенесите в рабочую тетрадь табл. 2 и заполните ее.

Таблица 2

Электроотрицательность	Металлические свойства простых веществ	Восстановительные свойства атомов	Кислотные свойства оксидов и гидроксидов, образуемых элементами в одинаковых степенях окисления (+3÷+6)

Сделайте вывод об изменении кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов хрома, молибдена и вольфрама с увеличением степеней окисления этих элементов.

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

Опыт 1. Качественные реакции на ионы хрома (VI), молибдена (VI), вольфрама (VI)

Выполнение опыта (табл. 3)

Таблица 3

Ион	Выполнение реакции	Ожидаемый аналитический сигнал
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	К 5–6 каплям раствора дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ добавьте 2–3 капли раствора серной кислоты и 2–3 капли 3%-го раствора пероксида водорода	Изменение оранжевой окраски раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ на синюю вследствие образования перекисного соединения хрома CrO_5 по схеме: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 4\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{CrO}_5 + 5\text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$
MoO_4^{2-}	1. К 2 каплям насыщенного раствора молибдата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$ добавьте 2–3 капли 25%-го раствора аммиака и 2–3 капли 3%-го раствора H_2O_2 2. К 5–6 каплям насыщенного раствора молибдата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$ добавьте одну каплю концентрированной азотной кислоты и одну каплю гидрофосфата натрия Na_2HPO_4	1. Появление красно-оранжевого окрашивания вследствие образования перекисного соединения молибдена $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_5$: $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 = (\text{NH}_4)_2\text{MoO}_5 + \text{H}_2\text{O}$ 2. Выпадение желтого кристаллического осадка соли фосфорномолибденовой кислоты: $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4 + \text{Na}_2\text{HPO}_4 + 23\text{HNO}_3 = (\text{NH}_4)_3\text{H}_4[\text{P}(\text{Mo}_2\text{O}_7)_6] + 2\text{NaNO}_3 + 10\text{H}_2\text{O} + 21\text{NH}_4\text{NO}_3$
WO_4^{2-}	В пробирку внесите 3–4 капли 30%-го раствора пероксида водорода, раствор нагрейте (не кипятите) и добавьте к нему 5–6 капель раствора вольфрамата натрия Na_2WO_4	Появление желтого окрашивания вследствие образования перекисного соединения Na_2WO_5 : $\text{Na}_2\text{WO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{Na}_2\text{WO}_5 + \text{H}_2\text{O}$

Оформление результатов опыта. Запишите наблюдения.

Опыт 2. Взаимодействие хрома, молибдена и вольфрама с кислотами

Выполнение опыта. (Опыт проводить в вытяжном шкафу!)

Возьмите три пробирки. В первую поместите кусочек металлического хрома, во вторую – молибдена, в третью – вольфрама. Испытайте их отношение к разбавленной серной кислоте при комнатной температуре и при нагревании.

Опыт повторите, испытывая отношение металлов к концентрированной азотной кислоте при комнатной температуре и при нагревании.

Оформление результатов опыта. Запишите уравнения реакций:

- 1) взаимодействия хрома с разбавленной серной кислотой;
- 2) взаимодействия молибдена с концентрированной азотной кислотой.

Расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

Отметьте устойчивость молибдена в растворе серной кислоты и вольфрама к действию обеих кислот.

В выводе объясните уменьшение химической активности металлов в ряду Cr – Mo – W, основываясь на положении соответствующих элементов в периодической системе.

Опыт 3. Получение гидроксида хрома (III) и изучение его свойств

Выполнение опыта. В две пробирки поместите по 3–4 капли раствора соли хрома (III) и добавьте по каплям разбавленный раствор гидроксида натрия до образования осадка гидроксида хрома (III). Отметьте цвет осадка.

В первую пробирку прилейте по каплям 2 н. раствор хлороводородной кислоты, во вторую – избыток 2 н. раствора гидроксида натрия. В обеих пробирках осадок должен раствориться. Отметьте цвет полученных растворов.

Оформление результатов опыта. Запишите уравнения реакций:

- 1) получения гидроксида хрома (III);
- 2) взаимодействия гидроксида хрома (III) с соляной кислотой;
- 3) взаимодействия гидроксида хрома (III) с избытком гидроксида натрия – в молекулярной, полной ионно-молекулярной и краткой ионно-молекулярной формах, расставьте коэффициенты методом подбора.

Учтите, что гидроксид хрома (III) при взаимодействии с кислотами дает аквакомплексные соединения, а при взаимодействии со щелочами – гидроксокомплексные соединения. Назовите полученные комплексные соединения.

В выводе укажите химический характер гидроксида хрома (III).

Опыт 4. Гидролиз солей хрома (III)

4.1. Гидролиз соли хрома (III)

Выполнение опыта. С помощью универсальной индикаторной бумаги определите среду в растворе соли хрома (III).

Оформление результатов опыта. Составьте краткое ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза соли хрома (III) по первой ступени.

4.2. Совместный гидролиз соли хрома (III) и карбоната натрия

Выполнение опыта. В пробирку внесите 3–4 капли соли хрома (III) и прибавьте по каплям раствор карбоната натрия. Отметьте выделение газа и выпадение осадка.

Оформление результатов опыта. Составьте краткое ионно-молекулярное и молекулярное уравнения совместного гидролиза соли хрома (III) и карбоната натрия.

В выводе укажите тип гидролиза и реакцию среды растворов солей хрома (III). Почему возможен совместный гидролиз соли хрома (III) и карбоната натрия?

Опыт 5. Восстановительные свойства соединений хрома (III)

Выполнение опыта. В тигель внесите один микрошпатель оксида хрома (III), один микрошпатель гидроксида натрия и один микрошпатель нитрата натрия. Смесь перемешайте и сплавьте на плитке. Затем охладите тигель, внесите в него 8–10 капель дистиллированной воды, перемешайте содержимое стеклянной палочкой, дайте отстояться и перелейте раствор в пробирку. Отметьте цвет образовавшегося хромата натрия.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнение реакции. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

В выводе объясните причину восстановительных свойств соединений хрома (III).

Опыт 6. Соли хрома (VI): хроматы и дихроматы, их устойчивость в кислых и щелочных средах

Выполнение опыта. Возьмите две пробирки. В одну пробирку внесите 3–4 капли раствора хромата калия и добавьте по каплям 2 н. раствор серной кислоты до изменения окраски раствора; в другую пробирку внесите 3–4 капли раствора дихромата калия и добавьте по каплям 2 н. раствор щелочи до изменения окраски раствора.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения реакций:

1) перехода хромата калия в дихромат в кислой среде;

2) перехода дихромата калия в хромат в щелочной среде.

Отметьте окраску исходных и получившихся растворов.

В выводе объясните, присутствием каких ионов обусловлены желтая и оранжевая окраски растворов. Какие ионы хрома (VI) устойчивы в кислой, а какие в щелочной среде?

Опыт 7. Окислительные свойства соединений хрома (VI)

Выполнение опыта. В пробирку внесите 6–7 капель раствора дихромата калия, 2–3 капли 2 н. раствора серной кислоты и 3–4 капли иодида калия. Отметьте изменение окраски раствора. С помощью какого индикатора можно обнаружить присутствие свободного йода в растворе?

Йод маскирует окраску полученного соединения хрома (III). Удалите йод при нагревании. Каким стал цвет раствора?

Оформление результатов опыта. Напишите уравнение реакции.

Расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

В выводе объясните причину окислительных свойств соединений хрома (VI).

Опыт 8. Получение молибденовой кислоты и изучение ее свойств

Выполнение опыта. В две пробирки внесите по 3–4 капли насыщенного раствора молибдата аммония (или молибдата натрия) и в каждую добавьте по одной капле 2 н. раствора азотной кислоты до образования белого осадка молибденовой кислоты. В первую пробирку прибавьте по каплям 2 н. раствора гидроксида натрия, а во вторую – концентрированную азотную кислоту. В обеих пробирках осадок должен раствориться.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения реакций:

- 1) получения молибденовой кислоты;
- 2) образования молибдата натрия в первой пробирке;
- 3) образования нитрата диоксомолибдена $\text{MoO}_2(\text{NO}_3)_2$ во второй пробирке – в молекулярной, полной ионно-молекулярной и краткой ионно-молекулярной формах, расставьте коэффициенты методом подбора.

В выводе укажите химический характер молибденовой кислоты.

Опыт 9. Получение вольфрамовой кислоты и изучение ее свойств

Выполнение опыта. В две пробирки внесите по 3–4 капли насыщенного раствора вольфрамата аммония (или вольфрамата натрия) и в каждую добавьте по каплям концентрированную соляную кислоту до образования желтого осадка вольфрамовой кислоты.

В первую пробирку прибавьте по каплям 2 н. раствор гидроксида натрия до растворения осадка, во вторую – 3–5 капель концентрированной серной кислоты.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения реакций:

1) получения вольфрамовой кислоты;

2) образования вольфрамата натрия в первой пробирке

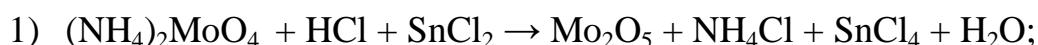
– в молекулярной, полной ионно-молекулярной и краткой ионно-молекулярной формах, расставьте коэффициенты методом подбора.

В выводе укажите химический характер вольфрамовой кислоты.

Опыт 10. Окислительные свойства соединений молибдена (VI) и вольфрама (VI)

Выполнение опыта. В одну пробирку внесите 3–4 капли раствора молибдата аммония (или молибдата натрия), а в другую – несколько кристаллов вольфрамата натрия (или вольфрамата аммония). В каждую пробирку добавьте по 2–3 капли концентрированной соляной кислоты и прилейте по каплям раствор хлорида олова (II) до образования в первой пробирке молибденовой сини Mo_2O_5 и во второй пробирке – вольфрамовой сини $(\text{WO}_2)_2\text{WO}_4$.

Оформление результатов опыта. В уравнения реакций, представленные в виде схем, расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления:



Укажите изменение окраски растворов в результате реакций.

В выводе объясните причину окислительных свойств соединений молибдена (VI) и вольфрама (VI).

Лабораторная работа 4

Элементы группы VIIБ и свойства их соединений

Цель работы: изучить свойства соединений элементов группы VIIБ на примере соединений марганца.

АТОМНЫЕ ХАРАКТЕРИСТИКИ ЭЛЕМЕНТОВ VIIБ ГРУППЫ (табл. 1)

Таблица 1

Символ элемента	Mn	Tc	Re
Порядковый номер	25	43	75
Валентные электроны	$3d^5 4s^2$	$4d^5 5s^2$	$5d^5 6s^2$
Первый потенциал ионизации I, В	7,44	7,28	7,88
Степени окисления элемента в соединениях	+2, +3, +4, +6, +7	+2, +4, +6, +7	+2, +3, +4, +6, +7
Стандартный электродный потенциал процессов E^0 , В: $\text{Э}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Э}$ $\text{Э}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Э}$ $\text{ЭO}_4^- + 4\text{H}_2\text{O} + 7\bar{e} = \text{Э}$	-1,780 - -	0,400 - -0,152	- 0,300 -0,119

На основании атомных характеристик, представленных в табл. 1, сделайте выводы о закономерностях изменения свойств элементов группы VIIБ, простых веществ, образованных ими, и их соединений в зависимости от порядкового номера элементов (в группе сверху вниз). Перенесите в рабочую тетрадь табл. 2 и заполните ее.

Таблица 2

Электроотрицательность	Металлические свойства простых веществ	Восстановительные свойства атомов	Кислотные свойства оксидов и гидроксидов, образуемых элементами в одинаковых степенях окисления (+4÷+7)

Сделайте вывод об изменении кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов марганца, технеция и рения с увеличением степеней окисления этих элементов.

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

Опыт 1. Качественные реакции на ион марганца (II)

Выполнение опыта (табл. 3)

Таблица 3

Ион	Выполнение реакции	Ожидаемый аналитический сигнал
Mn^{2+}	<p>1. К 3–4 каплям раствора соли марганца (II) прибавьте 3 капли 2 н. раствора гидроксида натрия и 3–5 капель 3%-го раствора пероксида водорода</p> <p>2. К небольшому количеству сухого висмутата натрия добавьте 2–3 капли 2 н. раствора азотной кислоты, пробирку встряхните. К полученному раствору прибавьте 5–6 капель раствора соли марганца (II)</p>	<p>1. Выпадение белого осадка гидроксида марганца (II), чернеющего под действием пероксида водорода</p> <p>2. Появление розовой окраски раствора</p>

Оформление результатов опыта

1. Напишите:

– реакцию получения гидроксида марганца (II) при взаимодействии раствора соли марганца (II) с гидроксидом натрия в молекулярной, полной ионно-молекулярной и краткой ионно-молекулярной формах, расставьте коэффициенты методом подбора;

– реакцию взаимодействия гидроксида марганца (II) с перекисью водорода, в результате которой образуется оксогидроксид марганца (III). Расставьте коэффициенты методом электронного баланса и укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

2. Напишите реакцию взаимодействия висмутата натрия с солью марганца (II) в кислой среде, учитывая, что образовалась марганцовая кислота и нитрат висмута (III). Расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

Объясните причину появления розового окрашивания раствора.

Опыт 2. Получение гидроксида марганца (II) и изучение его свойств

Выполнение опыта. В три пробирки внесите по 2–3 капли соли марганца (II) и по 2–3 капли 2 н. раствора гидроксида натрия. Отметьте цвет образовавшегося осадка.

Содержимое первой пробирки перемешайте встряхиванием, пробирку поставьте в штатив и наблюдайте за изменением цвета осадка.

Во вторую пробирку к полученному осадку прилейте по каплям концентрированную хлороводородную кислоту до растворения осадка, в третью – 2–4 капли 2 н. раствора гидроксида натрия. Что наблюдается в каждом случае?

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения реакций:

1) получения гидроксида марганца (II) при взаимодействии соли марганца (II) с гидроксидом натрия;

2) окисления осадка гидроксида марганца (II) кислородом воздуха;

3) взаимодействия гидроксида марганца (II) с хлороводородной кислотой.

Реакции ионного обмена запишите в молекулярной, полной ионно-молекулярной и краткой ионно-молекулярной формах, расставьте коэффициенты в уравнениях реакции методом подбора.

В уравнении окислительно-восстановительной реакции расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

Сделайте вывод о химических свойствах гидроксида марганца (II), исходя из его растворимости в кислоте и гидроксиде натрия и способности окисляться кислородом воздуха.

Опыт 3. Гидролиз солей марганца (II)

Выполнение опыта. С помощью универсальной индикаторной бумаги определите значение pH в растворе соли марганца (II).

Оформление результатов опыта. Составьте краткое ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза соли марганца (II) по первой ступени.

В выводе укажите реакцию среды и тип гидролиза солей марганца (II).

Опыт 4. Окислительные и восстановительные свойства оксида марганца (IV)

4.1. Окислительные свойства оксида марганца (IV)

Выполнение опыта. В пробирку внесите несколько кристалликов оксида марганца (IV), 3–5 капель 2 н. раствора серной кислоты, 1–2 микрошпателя соли сульфата железа (II) и 4–5 капель воды. Встряхните пробирку.

В полученный раствор внесите одну каплю раствора гексацианоферрата (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$. Что наблюдается? На присутствие какого иона указывает окраска раствора?

Оформление результатов опыта. Составьте уравнения реакций:

- 1) окисления сульфата железа (II) оксидом марганца (IV) в кислой среде;
- 2) взаимодействия гексацианоферрата (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$ с полученной в результате реакции солью железа (III).

В уравнении окислительно-восстановительной реакции расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

Реакцию ионного обмена запишите в молекулярной, полной ионно-молекулярной и краткой ионно-молекулярной формах, расставьте коэффициенты в уравнениях реакции методом подбора.

4.2. Восстановительные свойства оксида марганца (IV)

Выполнение опыта. В тигель внесите один микрошпатель гидроксида натрия и добавьте один микрошпатель кристаллического нитрата натрия. Тигель осторожно нагрейте до расплавления смеси. Не прекращая нагревания, добавьте в расплав небольшое количество оксида марганца (IV). Какое вещество сообщает полученному расплаву зеленую окраску?

Полученный сплав сохраните для выполнения опыта 5.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнение реакции окисления оксида марганца (IV) нитратом калия в щелочной среде. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

В выводе объясните причину проявления оксидом марганца (IV) окислительных и восстановительных свойств.

Опыт 5. Свойства манганатов

Выполнение опыта. Сплав, полученный в опыте 4.2, растворите в воде. Полученный раствор поделите на две пробирки.

В первую пробирку прилейте дистиллированную воду примерно до половины высоты пробирки, во вторую добавьте по каплям концентрированную серную кислоту до изменения окраски раствора. Опишите наблюдаемые явления.

Оформление результатов опыта. Составьте уравнения реакций:

- 1) окисления манганата натрия нитритом натрия в нейтральной среде;
- 2) восстановления манганата натрия нитритом натрия в кислой среде.

Расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

В выводе объясните причину проявления манганатами окислительных и восстановительных свойств.

Опыт 6. Окислительные свойства перманганата калия

6.1. Окисление перманганатом калия солей марганца (II)

Выполнение опыта. В пробирку внесите 2–3 капли раствора перманганата калия и добавьте столько же капель раствора соли марганца (II). Отметьте обесцвечивание раствора и выпадение бурого осадка.

С помощью универсальной индикаторной бумаги определите характер среды раствора.

Оформление результатов опыта. Укажите реакцию среды. Составьте уравнение реакции, учитывая, что в ней участвует вода. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

6.2. Восстановление перманганата калия сульфитом натрия при различных значениях pH среды

Выполнение опыта. В три пробирки внесите по 2–3 капли раствора перманганата калия. В первую добавьте 2–3 капли 2 н. раствора серной кислоты, во вторую – 2–3 капли воды, в третью – 2–3 капли 2 н. раствора щелочи. Во все пробирки внесите один микрошпатель сульфита натрия или калия. Отметьте изменения, происходящие в каждой пробирке.

Оформление результатов опыта. Составьте уравнения реакций. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

Сделайте вывод о влиянии pH среды на окислительные свойства перманганата калия.

Лабораторная работа № 5

Свойства железа, кобальта, никеля и свойства их соединений

Цель работы: изучить свойства железа, кобальта, никеля и свойства их соединений.

АТОМНЫЕ ХАРАКТЕРИСТИКИ ЖЕЛЕЗА, КОБАЛЬТА И НИКЕЛЯ

(табл. 1)

Таблица 1

Символ элемента	Fe	Co	Ni
Порядковый номер	26	27	28
Валентные электроны	$3d^6 4s^2$	$3d^7 4s^2$	$3d^8 4s^2$
Первый потенциал ионизации I, В	7,893	7,866	7,635
Степени окисления элемента в соединениях	+2, +3, +6	+2, +3	+2, +3, +4
Стандартный электродный потенциал процессов E^0 , В: $\text{Э}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Э}$ $\text{Э}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Э}$	-0,440 -0,036	-0,277 0,4	-0,250 -

На основании атомных характеристик, представленных в табл. 1, сделайте выводы об изменениях свойств элементов триады железа, простых веществ, образованных ими, и их соединений в зависимости от порядкового номера элементов. Перенесите в рабочую тетрадь табл. 2 и заполните ее.

Таблица 2

Электроотрицательность	Металлические свойства простых веществ	Восстановительные свойства атомов	Основные свойства оксидов и гидроксидов, образуемых элементами в одинаковых степенях окисления (+2÷+3)

Сделайте вывод об изменении кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов железа, кобальта и никеля с увеличением степеней окисления этих элементов.

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

Опыт 1. Качественные реакции на катионы железа (II), железа (III), кобальта (II), никеля (II)

Выполнение опыта (табл. 3)

Таблица 3

Ион	Выполнение реакции	Ожидаемый аналитический сигнал
Fe^{2+}	<p>1. К 2–3 каплям раствора соли железа (II) прилейте 2–3 капли 2 н. раствора гидроксида натрия</p> <p>2. К 2–3 каплям раствора соли железа (II) прилейте 2–3 капли 2 н. раствора соляной кислоты и 1–2 капли раствора гексацианоферрата (III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$</p>	<p>1. Выпадение серо-зеленого осадка гидроксида железа (II), буряющего на воздухе</p> <p>2. Выпадение осадка турнбулевой сини или гексацианоферрата (III) железа (II) $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$</p>
Fe^{3+}	<p>1. К 2–3 каплям раствора соли железа (III) прилейте 2–3 капли раствора роданида калия (или роданида аммония)</p> <p>2. К 2–3 каплям раствора соли железа (III) прилейте 2–3 капли 2 н. раствора соляной кислоты и 1–2 капли раствора гексацианоферрата (II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$</p>	<p>1. Образование кроваво-красного раствора, содержащего роданид железа (III)</p> <p>2. Выпадение синего осадка берлинской лазури или гексацианоферрата (II) железа (III) $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$</p>
Co^{2+}	<p>1. К 2 каплям насыщенного раствора соли кобальта (II) добавьте несколько кристаллов роданида калия (или роданида аммония)</p> <p>2. К 2–3 каплям раствора соли кобальта (II) прилейте 2–3 капли раствора гидроксида натрия</p>	<p>1. Образование раствора фиолетового цвета, содержащего тетрароданидокобальтат (II) калия $\text{K}_2[\text{Co}(\text{SCN})_4]$</p> <p>2. Выпадение синего осадка основной соли кобальта (II)</p>

Окончание табл.3

Ион	Выполнение реакции	Ожидаемый аналитический сигнал
Ni^{2+}	К 2–3 каплям раствора соли никеля (II) добавьте 5–6 капель раствора аммиака и 2–3 капли спиртового раствора реактива Чугаева (диметилглиоксим $\text{C}_4\text{H}_8\text{N}_2\text{O}_2$)	Выпадение красного осадка сложной внутрикомплексной соли

Оформление результатов опыта. Реакции ионного обмена запишите в молекулярной, полной ионно-молекулярной и краткой ионно-молекулярной формах, расставьте коэффициенты в уравнениях реакции методом подбора.

Реакцию взаимодействия соли никеля с диметилглиоксимом можно не записывать.

Опыт 2. Взаимодействие железа с кислотами

Выполнение опыта (Опыт проводить в вытяжном шкафу!)

В четыре пробирки внесите по 5 капель кислот: в первую – 2 н. раствора соляной; во вторую – 2 н. раствора серной; в третью – 2 н. раствора азотной; в четвертую – 3 капли концентрированной серной кислоты. В каждую поместите немного железных опилок или стружек, после чего пробирку с концентрированной серной кислотой нагрейте. Наблюдайте происходящие процессы.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения реакций. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления. Учтите, что в соляной и разбавленной серной кислоте образуются ионы железа (II), а в азотной и концентрированной серной кислотах – ионы железа (III).

В выводе отметьте, какие ионы являются окислителями в каждой реакции. Объясните, почему при взаимодействии железа с серной кислотой различной концентрации образуются ионы железа различной степени окисления.

Опыт 3. Получение и окисление гидроксидов железа (II), кобальта (II), никеля (II)

Выполнение опыта. В три пробирки внесите по 3–4 капли растворов следующих солей: в первую – соли железа (II), во вторую – соли кобальта (II), в третью – соли никеля (II). Во все пробирки добавьте по 3–4 капли 2 н. раствора гидроксида натрия. Отметьте цвета образовавшихся осадков.

В первой пробирке наблюдайте изменение цвета осадка гидроксида железа (II) под действием кислорода воздуха, присутствующего в растворе.

Во вторую пробирку с гидроксидом кобальта (II) добавьте 2–3 капли пероксида водорода, наблюдайте изменение цвета осадка.

В третью пробирку с гидроксидом никеля (II) добавьте 2–3 капли более сильного окислителя – бромную воду. Изменяется ли цвет осадка?

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения реакций:

1) образования гидроксидов железа (II), кобальта (II), никеля (II) в молекулярной, полной ионно-молекулярной и краткой ионно-молекулярной формах, расставьте коэффициенты методом подбора;

2) реакции их окисления до гидроксидов железа (III), кобальта (III), никеля (III). В уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

В выводе отметьте, как изменяется устойчивость гидроксидов в ряду $\text{Fe}(\text{OH})_2 - \text{Co}(\text{OH})_2 - \text{Ni}(\text{OH})_2$ и восстановительная способность атомов железа, кобальта и никеля в степени окисления +2.

Опыт 4. Гидролиз солей железа

4.1. Гидролиз соли железа (II)

Выполнение опыта. С помощью универсальной индикаторной бумаги определите среду в растворе соли железа (II).

Оформление результатов опыта. Составьте краткое ионно-молекулярное, полное ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза соли железа (II) по первой ступени.

4.2. Гидролиз соли железа (III)

Выполнение опыта. С помощью универсальной индикаторной бумаги определите среду в растворе соли железа (III), затем 5–6 капель раствора поместите в пробирку и нагрейте, опишите происходящие изменения.

Оформление результатов опыта. Составьте краткое ионно-молекулярное, полное ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза соли железа (III) по первой ступени при комнатной температуре и при нагревании.

В выводе укажите тип гидролиза и реакцию среды растворов солей железа.

Опыт 5. Сравнение устойчивости комплексных соединений железа

Выполнение опыта. В три пробирки внесите по 2–3 капли раствора соли железа (III).

В первую пробирку прибавьте 5–6 капель 2 н. раствора соляной кислоты, наблюдайте образование лимонно-желтого раствора вследствие образования хлоридного комплекса железа с координационным числом (к. ч.), равным 4.

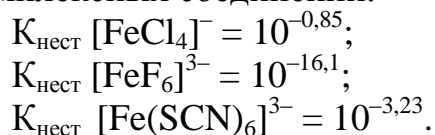
Во вторую пробирку добавьте 5–6 капель раствора роданида калия (или роданида аммония) и наблюдайте образование кроваво-красного роданидного комплекса железа (к. ч. железа равно 6).

В третью пробирку внесите на кончике шпателя кристаллический фторид натрия и хорошо перемешайте содержимое пробирки. Отметьте образование бесцветного фторидного комплекса железа (к. ч. железа равно 6).

В первую и третью пробирки к полученным комплексным соединениям прибавьте по 5–6 капель роданида калия (или роданида аммония), а во вторую – кристаллический фторид натрия. Опишите и объясните наблюдаемые изменения.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения реакций образования хлоридного, роданидного и фторидного комплексов железа, а также реакции взаимодействия хлоридного и фторидного комплексных соединений с роданидом калия (или роданидом аммония), а роданидного – с фторидом натрия.

На основании справочных значений констант нестойкости $K_{\text{нест}}$ (или констант устойчивости β_n) хлоридного, фторидного и роданидного комплексов железа расположите их в порядке возрастания прочности данных комплексных соединений:



Опыт 6. Изменение окислительно-восстановительных свойств элементов в результате комплексообразования

Выполнение опыта. В две пробирки внесите по 3–5 капель раствора иодида калия и такое же количество 2 н. раствора уксусной кислоты.

В первую пробирку добавьте 2–3 капли 2 н. раствора соли железа (III), во вторую – 3–5 капель раствора соли гексацианоферрата (III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. В каждую пробирку на $2/3$ ее высоты налейте дистиллированную воду и внесите по 2–3 капли раствора крахмала. Содержимое пробирки не перемешивайте. Отметьте, в какой пробирке появилась синяя окраска раствора, указывающая на образование йода в результате реакции.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнение реакции окисления иодид-иона ионом железа (III). Расставьте коэффициенты методом

электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

На основании значений стандартных потенциалов: рассчитайте величины окислительно-восстановительных потенциалов (ОВП) для обеих реакций, сравните их.

Формула для расчета.

$$\Delta E = E_{\text{ок}} - E_{\text{восст}},$$

где ΔE – окислительно-восстановительный потенциал (ОВП), В;

$E_{\text{ок}}$ – стандартный потенциал окислителя, В ($E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^0 = +0,771$ В;

$E_{\text{Fe}^{3+}/[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}}^0 = +0,40$ В);

$E_{\text{восст}}$ – стандартный потенциал восстановителя, В ($E_{\text{I}_2/2\text{I}^-}^0 = +0,536$ В).

В выводе отметьте, как изменилась окислительная способность иона железа (III) в результате комплексообразования.

Лабораторная работа № 6

Элементы группы IIIA и свойства их соединений

Цель работы: изучить свойства некоторых элементов группы IIIA и свойства их соединений.

АТОМНЫЕ ХАРАКТЕРИСТИКИ ЭЛЕМЕНТОВ IIIA ГРУППЫ (табл. 1)

Таблица 1

Символ элемента	B	Al	Ga	In	Tl
Порядковый номер	5	13	31	49	81
Валентные электроны	$2s^2 2p^1$	$3s^2 3p^1$	$4s^2 4p^1$	$5s^2 5p^1$	$6s^2 6p^1$
Первый потенциал ионизации I, В	8,298	5,986	5,998	5,786	6,108
Степени окисления элемента в соединениях	-3, +3	+3	+1, +2, +3	+1, +2, +3	+1, +3
Стандартный электродный потенциал процессов E^0 , В: $\text{Э}^+ + \bar{e} = \text{Э}$ $\text{Э}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Э}$	- -	- -1,622	- -0,529	-0,25 -0,343	-0,336 0,710

На основании атомных характеристик, представленных в табл. 1, сделайте выводы о закономерностях изменения свойств элементов группы IIIA, простых веществ, образованных ими, и их соединений в зависимости от порядкового номера элементов (в группе сверху вниз). Перенесите в рабочую тетрадь табл. 2 и заполните ее.

Таблица 2

Электроотрицательность	Металлические свойства простых веществ	Восстановительные свойства атомов	Кислотные свойства оксидов и гидроксидов, образуемых элементами в одинаковых степенях окисления (+1÷+3)

Сделайте вывод об изменении кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов бора, алюминия, галлия, индия и таллия с увеличением степеней окисления этих элементов.

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

Опыт 1. Качественные реакции на соединения бора и катион алюминия

Выполнение опыта (табл. 3)

Таблица 3

Ион	Выполнение реакции	Ожидаемый аналитический сигнал
BO_3^{3-}	Накалите в пламени горелки нихромовую проволочку и, опустив ее в порошок борной кислоты, внесите в пламя (у края внешнего конуса)	Окрашивание пламени в зеленый цвет
$\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$	В тигель внесите на кончике шпателя кристаллы буры, смочите их концентрированной серной кислотой и налейте 2–3 мл этилового спирта (можно использовать глицерин) Размешайте смесь стеклянной палочкой и подожгите образовавшийся эфир	Окрашивание пламени в зеленый цвет
Al^{3+}	Опыт проводить в вытяжном шкафу! На полоску фильтровальной бумаги нанесите 1–2 капли раствора хлорида алюминия Бумагу подержите над концентрированным раствором аммиака до образования пятна гидроксида алюминия; на пятно стеклянной палочкой нанесите каплю спиртового раствора ализарина и вновь обработайте парами аммиака	Образование красноватого пятна, которое становится более ярким по мере улетучивания аммиака, т. к. аммиак с ализарином образует соединение фиолетового цвета

Оформление результатов опыта. Запишите наблюдения.

Опыт 2. Получение ортоборной кислоты

Выполнение опыта. В пробирку внесите 5–6 капель насыщенного раствора буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, нагрейте (не кипятите) и добавьте 2–3 капли концентрированной серной кислоты. Пробирку охладите под холодной водой. Отметьте быстрое выпадение кристаллов борной кислоты.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнение реакции получения борной кислоты из тетрабората натрия и серной кислоты в молекулярной, полной ионно-молекулярной и краткой ионно-молекулярной формах, расставьте коэффициенты методом подбора.

Солью какой кислоты является тетраборат натрия? Запишите формулу этой кислоты.

Опыт 3. Свойства ортоборной кислоты

Выполнение опыта. В пробирку внесите 5–8 капель дистиллированной воды, добавьте несколько кристалликов борной кислоты. Пробирку нагрейте до растворения кислоты.

Определите значение pH полученного раствора с помощью универсальной индикаторной бумаги.

Затем в пробирку с раствором борной кислоты внесите кусочек металлического магния. Наблюдайте выделение газа.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения реакций:

1) диссоциации борной кислоты. Запишите выражение для расчета и численное значение константы диссоциации кислоты для первой ступени ($K_{d1}(\text{H}_3\text{BO}_3) = 5,8 \cdot 10^{-10}$). Укажите значение pH в полученном растворе борной кислоты;

2) взаимодействия борной кислоты с магнием. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления. Отметьте интенсивность протекания этой реакции.

В выводе укажите, слабым или сильным электролитом является борная кислота.

Опыт 4. Получение малорастворимых боратов

Выполнение опыта. В три пробирки внесите по 3–4 капли насыщенного раствора тетрабората натрия.

В первую пробирку добавьте несколько капель раствора нитрата серебра, во вторую – сульфата меди (II), в третью – сульфата алюминия. Отметьте цвета выпавших осадков.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения реакций:

1) взаимодействия тетрабората натрия с раствором нитрата серебра с образованием осадка метабората серебра;

2) взаимодействия тетрабората натрия с раствором сульфата меди (II) с образованием метабората гидроксомеди (II);

3) взаимодействия тетрабората натрия с раствором сульфата алюминия с образованием осадка гидроксида алюминия – в молекулярной, полной ионно-молекулярной и краткой ионно-молекулярной формах, расставьте коэффициенты методом подбора.

Учтите, что во всех реакциях как исходное вещество участвует вода, а одним из продуктов является ортоборная кислота.

В выводе объясните, почему при взаимодействии тетрабората натрия с растворами сульфата меди (II) и сульфата алюминия не получились средние соли.

Опыт 5. Получение перлов буры

5.1. Получение перла метабората кобальта (II)

Выполнение опыта. Несколько кристалликов буры положите на предметное стекло и рядом на некотором расстоянии – немного растертого в порошок нитрата кобальта (II).

Нагрейте в пламени нихромовую проволочку с ушком на конце и коснитесь ею кристалликов буры. Снова нагрейте проволочку с кристалликами буры до сплавления их в прозрачную стекловидную массу. Слегка охлажденной каплей осторожно дотроньтесь до порошка нитрата кобальта (II), чтобы захватить очень малое количество соли. Затем снова нагрейте проволочку в пламени до получения однородной стекловидной массы. Охладите перл и отметьте его окраску.

Оформление результатов опыта. Напишите:

1) уравнение реакции разложения тетрабората натрия на метаборат натрия и борный ангидрид;

2) уравнение реакции взаимодействия борного ангидрида с нитратом кобальта (II), протекающего с образованием метабората кобальта и оксида азота (V);

3) суммарное уравнение взаимодействия буры с нитратом кобальта (II).

После опыта нихромовую проволочку следует очистить, для чего легким постукиванием раздробите перл, а проволочку промойте в соляной кислоте и прокалите в пламени.

5.2. Получение перла метабората хрома (III)

Выполнение опыта. Повторите предыдущий опыт, заменив нитрат кобальта (II) на сульфат хрома (III).

Оформление результатов опыта. Напишите:

1) уравнение реакции разложения тетрабората натрия;

2) уравнение реакции взаимодействия борного ангидрида с сульфатом хрома (III);

3) суммарное уравнение взаимодействия сульфата хрома (III) с бурой.

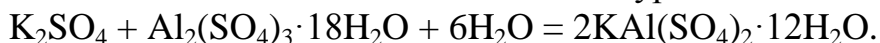
Очистите проволочку, как указано в опыте 5.1.

В выводе объясните, что называют перлами и почему для их получения используют борный ангидрид.

Опыт 6. Получение алюмокалиевых квасцов

Выполнение опыта. На предметное стекло поместите одну каплю насыщенного раствора сульфата алюминия и несколько кристалликов сульфата калия. Через минуту размешайте каплю стеклянной палочкой, рассмотрите кристаллы под микроскопом.

Оформление результатов опыта. В результате реакции образуется двойная соль – алюмокалиевые квасцы по уравнению



Напишите:

1) уравнение диссоциации полученной двойной соли;

2) уравнения реакций, с помощью которых можно доказать присутствие в составе соли ионов алюминия, ионов калия и сульфат-ионов, – в молекулярной, полной ионно-молекулярной и краткой ионно-молекулярной формах, расставьте коэффициенты методом подбора.

Лабораторная работа № 7

Элементы группы IVA и свойства их соединений

Цель работы: изучить свойства некоторых элементов группы IVA и их соединений.

АТОМНЫЕ ХАРАКТЕРИСТИКИ ЭЛЕМЕНТОВ IVA ГРУППЫ (табл. 1)

Таблица 1

Символ элемента	C	Si	Ge	Sn	Pb
Порядковый номер	6	14	32	50	82
Валентные электроны	$2s^2 2p^2$	$3s^2 3p^2$	$4s^2 4p^2$	$5s^2 5p^2$	$6s^2 6p^2$
Первый потенциал ионизации I, В	11,26	8,15	7,90	7,34	7,42
Степени окисления элемента в соединениях	-4, +2, +4	-4, +2, +4	+2, +4	+2, +4	+2, +4
Стандартный электродный потенциал процессов E^0 , В: $\text{Э}^{2+} + 2\text{e} = \text{Э}$ $\text{Э}^{4+} + 4\text{e} = \text{Э}$	-	-	0,000	-0,136 0,009	-0,126 0,800

На основании атомных характеристик, представленных в табл. 1, сделайте выводы о закономерностях изменения свойств элементов группы IVA, простых веществ, образованных ими, и их соединений в зависимости от порядкового номера элементов (в группе сверху вниз). Перенесите в рабочую тетрадь табл. 2 и заполните ее.

Таблица 2

Электроотрицательность	Металлические свойства простых веществ	Восстановительные свойства атомов	Кислотные свойства оксидов и гидроксидов, образуемых элементами в одинаковых степенях окисления (+2÷+4)

Сделайте вывод об изменении кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов углерода, кремния, германия, олова и свинца с увеличением степеней окисления этих элементов.

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

Опыт 1. Качественные реакции на карбонат-ион, силикат-ион, ион олова (II), ион свинца (II)

Выполнение опыта (табл. 3)

Таблица 3

Ион	Выполнение реакции	Ожидаемый аналитический сигнал
CO_3^{2-}	К 5 каплям раствора карбоната натрия добавьте 2 капли 2 н. раствора хлорида бария	Выпадение белого кристаллического осадка карбоната бария, хорошо растворимого в кислотах
SiO_3^{2-}	К 5 каплям раствора силиката натрия добавьте 2–3 капли 2 н. раствора хлороводородной кислоты	Выпадение белого студенистого осадка кремниевой кислоты
Sn^{2+}	Опыт проводить в вытяжном шкафу! К 5 каплям раствора хлорида олова (II) прибавьте 2–3 капли 2 н. раствора хлороводородной кислоты и 2–3 капли раствора сульфида натрия	Выпадение бурого осадка сульфида олова (II)
Pb^{2+}	К 2 каплям раствора нитрата свинца (II) прибавьте 2 капли раствора иодида калия	Выпадение желтого осадка иодида свинца (II)

Оформление результатов опыта. Напишите реакции взаимодействия:

- 1) карбоната натрия с хлоридом бария;
- 2) силиката натрия с хлороводородной кислотой;
- 3) раствора хлорида олова (II) с сульфидом натрия;
- 4) раствора нитрата свинца (II) с иодидом калия

– в молекулярной, полной ионно-молекулярной и краткой ионно-молекулярной формах, расставьте коэффициенты методом подбора.

Запишите наблюдения.

Опыт 2. Адсорбционные свойства угля

Выполнение опыта. В пробирку до половины ее объема налейте светло-розовый раствор фуксина. Внесите в раствор немного активированного угля. Плотно закройте пробирку и энергично встряхивайте 2–3 мин. Дайте раствору отстояться, отметьте изменение интенсивности окраски раствора.

Оформление результатов опыта. Запишите наблюдения. Объясните причину изменения интенсивности окраски раствора.

Опыт 3. Сравнение силы угольной и кремниевой кислот

Выполнение опыта. В пробирку внесите 5–6 капель раствора силиката натрия, затем пропустите через него ток оксида углерода (IV) (используйте лабораторный прибор для получения оксида углерода (IV)). Наблюдайте выпадение студенистого осадка.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнение реакции в молекулярной и краткой ионно-молекулярной формах.

Отметьте цвет и назовите вещество, выпавшее в осадок.

На основании констант диссоциации угольной и кремниевой кислот сделайте вывод о силе этих электролитов:

$$K_{д1}(\text{H}_2\text{CO}_3) = 4,45 \cdot 10^{-7};$$

$$K_{д1}(\text{H}_2\text{SiO}_3) = 2,2 \cdot 10^{-10}.$$

Опыт 4. Получение нерастворимых силикатов

Выполнение опыта. В стакан вместимостью 250 мл налейте 120–150 мл 10%-го раствора силиката натрия и бросьте в него по несколько кристаллов (величиной с пшеничное зерно) следующих солей: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$; $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$; $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$; $\text{MnSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$; $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

Обратите внимание на причудливую форму образовавшихся нерастворимых силикатов.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярной форме. Укажите цвета образовавшихся нерастворимых силикатов.

Опыт 5. Гидролиз силиката натрия

5.1. Установление типа гидролиза

Выполнение опыта. С помощью универсальной индикаторной бумаги определите среду в растворе силиката натрия.

Оформление результатов опыта. Укажите значение pH, определите тип гидролиза. Напишите уравнение гидролиза по первой ступени в ионно-молекулярной и молекулярной формах.

5.2. Совместный гидролиз

В пробирку внесите по 4–5 капель раствора силиката натрия и к нему добавьте 5–6 капель раствора хлорида аммония. С помощью универсальной индикаторной бумаги измерьте значение рН в полученном растворе.

Оформление результатов опыта. Укажите значение рН в растворе. Напишите в краткой ионно-молекулярной и молекулярной формах реакцию совместного гидролиза силиката натрия и хлорида аммония.

В выводе сравните значения рН и объясните различие в степени гидролиза силиката натрия в чистой воде и при добавлении хлорида аммония.

Опыт 6. Получение гидроксида олова (II) и изучение его свойств

Выполнение опыта. В две пробирки внесите по 1–2 капли раствора хлорида олова (II). В каждую пробирку добавьте по 2–3 капли 2 н. раствора гидроксида натрия до образования осадка. К полученному гидроксиду олова (II) добавьте: в первую пробирку – 3–5 капель 2 н. раствора соляной кислоты, во вторую – столько же 2 н. раствора гидроксида натрия. Растворы в обеих пробирках размешайте стеклянной палочкой до растворения осадков.

Оформление результатов опыта. Запишите наблюдения. Напишите уравнения реакций:

- 1) получения гидроксида олова (II);
- 2) взаимодействия гидроксида олова (II) с кислотой;
- 3) взаимодействия гидроксида олова (II) со щелочью, учитывая образование комплексного аниона – тетрагидроксоостанната (II), – в молекулярной, полной ионно-молекулярной и краткой ионно-молекулярной формах, расставьте коэффициенты методом подбора.

Сделайте вывод о свойствах гидроксида олова (II).

Опыт 7. Восстановительные свойства соединений олова (II)

Выполнение опыта. К раствору хлорида олова (II) добавьте 1–2 капли 2 н. раствора соляной кислоты и 2–3 капли раствора дихромата калия.

Оформление результатов опыта. Отметьте изменение окраски раствора. Напишите уравнение протекающей реакции. Учтите, что в результате реакции образуется гексахлорооловянная кислота, выпадающая в виде белого осадка, а хромат-ион переходит в ион хрома (III). Расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

В выводе объясните, почему соединения олова (II) являются сильными восстановителями. Могут ли они проявлять свойства окислителей?

Опыт 8. Получение гидроксида свинца (II) и изучение его свойств

Выполнение опыта. В две пробирки внести по 2–3 капли раствора соли свинца (II) и добавьте в каждую по несколько капель 2 н. раствора гидроксида натрия до образования осадка. К полученному гидроксиду свинца (II) прилейте: в первую пробирку – 3–5 капель 2 н. раствора азотной кислоты, во вторую – столько же 2 н. раствора гидроксида натрия. Растворы в обеих пробирках размешайте стеклянной палочкой до растворения осадков.

Оформление результатов опыта. Запишите наблюдения. Напишите уравнения реакций:

- 1) получения гидроксида свинца (II);
- 2) взаимодействия гидроксида свинца (II) с кислотой;
- 3) взаимодействия гидроксида свинца (II) со щелочью, учитывая образование комплексного аниона – гексагидроксоплюмбата (II), – в молекулярной, полной ионно-молекулярной и краткой ионно-молекулярной формах, расставьте коэффициенты методом подбора.

Сделайте вывод о свойствах гидроксида свинца (II).

Почему в данном опыте следует пользоваться азотной кислотой, а не соляной и не серной?

Опыт 9. Окислительные свойства оксида свинца (IV)

Выполнение опыта. В пробирку внесите небольшое количество порошка оксида свинца (IV), добавьте 3–5 капель 2 н. раствора серной кислоты и 5–6 капель раствора иодида калия. Отметьте изменение цвета раствора.

К полученному раствору прилейте дистиллированной воды на 2/3 высоты пробирки и добавьте 1–2 капли раствора крахмала. Наблюдайте появление синей окраски.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнение реакции взаимодействия оксида свинца (IV) с иодидом калия в кислой среде.

Расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

В выводе объясните, почему оксид свинца (IV) проявляет свойства окислителя. О чем свидетельствует изменение окраски раствора крахмала?

Опыт 10. Образование хлоридного комплекса свинца (II)

Выполнение опыта. В пробирку внесите 3–4 капли раствора нитрата свинца (II) и такое же количество раствора хлорида калия. Наблюдайте выпадение осадка.

В другую пробирку внесите несколько капель концентрированной соляной кислоты. С помощью стеклянной палочки перенесите в нее часть полученного осадка хлорида свинца (II). Наблюдайте растворение осадка.

Оформление результатов опыта. В молекулярной форме напишите уравнения реакций:

1) взаимодействия нитрата свинца (II) с хлоридом калия (укажите цвет образовавшегося осадка);

2) взаимодействия осадка хлорида свинца (II) с концентрированной соляной кислотой.

В выводе объясните причину растворения осадка.

Лабораторная работа № 8

Элементы группы VA и свойства их соединений

Цель работы: изучить свойства некоторых элементов группы VA и их соединений.

АТОМНЫЕ ХАРАКТЕРИСТИКИ ЭЛЕМЕНТОВ VA ГРУППЫ (табл. 1)

Таблица 1

Символ элемента	N	P	As	Sb	Bi
Порядковый номер	7	15	33	51	83
Валентные электроны	$2s^2 2p^3$	$3s^2 3p^3$	$4s^2 4p^3$	$5s^2 5p^3$	$6s^2 6p^3$
Первый потенциал ионизации I, В	14,53	10,48	9,81	8,64	7,29
Степени окисления элемента в соединениях	-3, -2, -1, +1, +2, +3, +4, +5	-3, +1, +3, +4, +5	-3, +3, +5	-3, +3, +5	-3, +3, +5
Стандартный электродный потенциал процессов E^0 , В: $N_2 + 8H^+ + 6e^- = 2NH_4^+$ $\Xi + 3H^+ + 3e^- = \Xi H_3$ $\Xi^{3+} + 3e^- = \Xi$ ($\Xi = As, Sb, Bi$)	+0,26 - -	- 0,06 -	- -0,60 0,3	- -0,51 0,24	- - 1,215

На основании атомных характеристик, представленных в табл. 1, сделайте выводы о закономерностях изменения свойств элементов группы VA, простых веществ, образованных ими, и их соединений в зависимости от порядкового номера элементов (в группе сверху вниз). Перенесите в рабочую тетрадь табл. 2 и заполните ее.

Таблица 2

Электроотрицательность	Металлические свойства простых веществ	Восстановительные свойства атомов	Кислотные свойства оксидов и гидроксидов, образуемых элементами в одинаковых степенях окисления (+3÷+5)
------------------------	--	-----------------------------------	---

Сделайте вывод об изменении кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов азота, фосфора, мышьяка, сурьмы и висмута с увеличением степеней окисления этих элементов.

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

Опыт 1. Качественные реакции на ионы аммония, азота (III), азота (V), фосфора (V), мышьяка (V), сурьмы (V), висмута (III)

Выполнение опыта (табл. 3)

Таблица 3

Ион	Выполнение реакции	Ожидаемый аналитический сигнал
NH_4^+	К 5–6 каплям раствора хлорида аммония добавьте 1–2 капли реактива Несслера	Окрашивание раствора в желто-бурый цвет или выпадение красно-коричневого осадка
NO_2^-	К 2–3 каплям раствора нитрита натрия прибавьте 1–2 капли 2 н. раствора уксусной кислоты и 5 капель свежеприготовленного реактива Грисса Перемешайте и оставьте стоять в прохладном месте 5–10 мин	Окрашивание раствора в зависимости от количества нитрит-иона в желто-коричневый или красный цвет
NO_3^-	К 4–5 каплям 1%-го раствора дифениламина в концентрированной серной кислоте прибавьте одну каплю раствора нитрата натрия	После перемешивания окрашивание раствора в синий цвет
PO_4^{3-}	К 5 каплям раствора ортофосфата натрия прибавьте 3–4 капли раствора хлорида бария К полученному осадку прибавьте 5 капель раствора хлороводородной кислоты	Выпадение белого кристаллического осадка ортофосфата бария, легко растворимого в кислотах

Окончание табл. 3

Ион	Выполнение реакции	Ожидаемый аналитический сигнал
AsO_4^{3-}	К 2–3 каплям раствора ортоарсената натрия прибавьте 5–6 капель магнизиальной смеси	Выпадение белого кристаллического осадка ортоарсената магния-аммония $\text{MgNH}_4\text{AsO}_4$, растворимого в кислотах

	К полученному осадку прибавьте 5 капель раствора хлороводородной кислоты	
SbO_4^{3-}	К 5 каплям раствора стибата натрия прибавьте 2–3 капли 2 н. раствора хлороводородной кислоты и 5 капель раствора сульфида натрия	Выпадение осадка сульфида сурьмы (V) оранжевого цвета
Bi^{3+}	В пробирку внесите несколько кристалликов хлорида олова (II) и 5–6 капель 2 н. раствора гидроксида натрия до полного растворения выпавшего вначале осадка гидроксида олова (II) К полученному раствору добавьте одну каплю раствора нитрата висмута (III)	Выпадение черного осадка металлического висмута

Оформление результатов опыта. Напишите реакции взаимодействия:

- 1) ортофосфата натрия с хлоридом бария;
- 2) стибата натрия с сульфидом натрия в кислой среде;
- 3) гидроксида олова (II) с избытком гидроксида натрия, учитывая, что в результате реакции получается комплексное соединение тетрагидроксостаннат (II) натрия, – в молекулярной, полной ионно-молекулярной и краткой ионно-молекулярной формах, расставьте коэффициенты методом подбора;
- 4) тетрагидроксостанната (II) натрия с нитратом висмута (III), учитывая, что в результате реакции получается комплексное соединение гексагидроксостаннат (IV) натрия и выпадает осадок металлического висмута. В уравнении реакции расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

Опыт 2. Восстановительные свойства аммиака

Выполнение опыта. (Опыт проводить в вытяжном шкафу!)

Возьмите две пробирки. Внесите в первую 3–4 капли раствора перманганата калия, во вторую – 3–4 капли раствора дихромата калия. В каждую из пробирок добавьте по 3–5 капель концентрированного (25%-го) раствора аммиака. В каждом случае растворы слегка подогрейте до изменения их окраски.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения реакций:

1) взаимодействия перманганата калия с аммиаком, учитывая, что аммиак окисляется до свободного азота, перманганат калия восстанавливается до оксида марганца (IV);

2) взаимодействия дихромата калия с аммиаком, учитывая, что аммиак окисляется до свободного азота, а дихромат калия восстанавливается до оксида хрома (III).

Расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

В выводе объясните, почему аммиак проявляет восстановительные свойства.

Опыт 3. Восстановительные и окислительные свойства нитритов

Выполнение опыта. Возьмите две пробирки. Внесите в первую 3–4 капли раствора иодида калия, во вторую – 3–4 капли раствора перманганата калия. В обе пробирки добавьте по 2–4 капли 2 н. раствора серной кислоты и 4–5 капель раствора нитрита калия. Отметьте изменение окраски растворов в каждом случае.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения реакций:

1) взаимодействия иодида калия с нитритом калия в кислой среде, учитывая, что нитрит калия восстанавливается до оксида азота (I), а иодид калия окисляется до свободного йода;

2) взаимодействия перманганата калия с нитритом калия в кислой среде, учитывая, что перманганат калия восстанавливается до сульфата марганца (II), а нитрит калия окисляется до нитрата калия.

Расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

В выводе поясните, почему нитриты проявляют и окислительные, и восстановительные свойства.

Опыт 4. Окислительные свойства нитратов

Выполнение опыта. (Опыт выполнять в вытяжном шкафу!)

В тигель поместите по 5–10 капель раствора нитрата калия и концентрированного раствора гидроксида натрия. Добавьте 2 микрошпателя порошка алюминия. Поставьте тигель на асбестовую сетку и осторожно нагрейте раствор (**не кипятите!**). На выпуклую сторону часового стекла прикрепите влажную универсальную индикаторную бумагу и внесите в пары над тиглем, отметьте изменение окраски бумаги.

Оформление результатов опыта. Укажите значение pH и характер среды. Напишите уравнение реакции окисления алюминия нитратом калия в водном растворе щелочи, учитывая, что алюминий окисляется, образуя тетрагидроксиалюминат-ион, а нитрат калия восстанавливается до аммиака. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

В выводе объясните, почему нитраты проявляют свойства окислителей.

Опыт 5. Получение мета- и ортофосфорной кислот

Выполнение опыта. Возьмите три пробирки, в каждую внесите небольшое количество оксида фосфора (V) и добавьте несколько капель воды.

В первой пробирке измерьте значение pH с помощью универсальной индикаторной бумаги, укажите реакцию среды.

Во вторую пробирку прилейте по каплям разбавленный раствор карбоната натрия до нейтральной среды, которую следует установить по индикаторной бумаге. После нейтрализации в пробирку добавьте раствор нитрата серебра и наблюдайте выпадение белого осадка метафосфата серебра.

Раствор в третьей пробирке прокипятите, нейтрализуйте аналогично раствору во второй пробирке и добавьте раствор нитрата серебра. Наблюдайте выпадение желтого осадка ортофосфата серебра.

Оформление результатов опыта. В молекулярной форме напишите уравнения реакций:

- 1) взаимодействия оксида фосфора (V) с водой, приводящее к получению смеси мета- и ортофосфорной кислот;
- 2) нейтрализации метафосфорной кислоты раствором карбоната натрия;
- 3) взаимодействия метафосфата натрия с нитратом серебра;
- 4) взаимодействия ортофосфорной кислоты раствором карбоната натрия;
- 5) взаимодействия ортофосфата натрия с нитратом серебра.

Опыт 6. Гидролиз солей сурьмы (III) и висмута (III)

Выполнение опыта. Возьмите две пробирки, в первую внесите 3–5 капель раствора соли сурьмы (III), во вторую – 3–5 капель раствора соли висмута (III). К каждому из растворов добавьте по 5–10 капель воды. Размешайте растворы стеклянными палочками. Наблюдайте помутнение растворов и дальнейшее выпадение осадков основных солей. Измерьте значения pH в полученных растворах.

Оформление результатов опыта. Напишите в краткой ионно-молекулярной и молекулярной формах уравнения реакций гидролиза солей сурьмы и висмута, протекающие с образованием основных солей: хлорида дигидроксурьмы (III) $\text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl}$ и нитрата дигидроксовисмута (III) $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$, которые, отщепляя воду, переходят в хлорид оксосурьмы (III) SbOCl и нитрат оксовисмута (III) BiONO_3 .

В выводе отметьте, какая из солей должна быть гидролизована сильнее. Ответ подтвердите значениями pH.

Опыт 7. Восстановительные свойства соединений сурьмы (III) и висмута (III)

Выполнение опыта. Возьмите две пробирки. В обе внесите 2–3 капли раствора перманганата калия и 2–3 капли 2 н. раствора соляной кислоты. В одну из пробирок добавьте 3–5 капель раствора хлорида сурьмы (III), в другую 3–5 капель раствора нитрата висмута (III). Отметьте различную скорость обесцвечивания растворов в пробирках.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнение реакции взаимодействия перманганата калия с хлоридом сурьмы (III) в кислой среде, учитывая, что перманганат калия восстанавливается до хлорида марганца (II), а хлорид сурьмы (III) окисляется до гексахлоросурьмяной кислоты. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса и укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

В выводе отметьте различную восстановительную способность ионов сурьмы (III) и висмута (III). Ответ подтвердите значениями соответствующих стандартных электродных потенциалов, представленных в табл. 1.

Лабораторная работа № 9 Элементы группы VIA и свойства их соединений

Цель работы: изучить свойства элементов группы VIA и их соединений на примере соединений серы и селена.

АТОМНЫЕ ХАРАКТЕРИСТИКИ ЭЛЕМЕНТОВ VIA ГРУППЫ (табл. 1)

Таблица 1

Символ элемента	O	S	Se	Te	Po
Порядковый номер	8	16	34	52	84
Валентные электроны	$2s^2 2p^4$	$3s^2 3p^4$	$4s^2 4p^4$	$5s^2 5p^4$	$6s^2 6p^4$
Первый потенциал ионизации I, В	13,62	10,36	9,75	9,01	8,43
Степени окисления элемента в соединениях	-2, -1, +2	-2, +2, +4, +6	-2, +2, +4, +6	-2, +2, +4, +6	-2, +2, +4
Стандартный электродный потенциал процессов E^0 , В:					
$O_2 + 4H^+ + 4e^- = 2H_2O$	+1,229	-	-	-	-
$\text{Э} + 2e^- = \text{Э}^{2-}$	-	-0,48	-0,92	-1,143	~-1,4
$\text{Э}^{2+} + 2e^- = \text{Э}$	-	-	-	0,40	0,651
$H_2\text{ЭO}_3 + 4H^+ + 4e^- = \text{Э} + 3H_2O$	-	0,450	0,740	0,588	-
$\text{ЭO}_3^{2-} + 3H_2O + 4e^- = \text{Э} + 6OH^-$	-	-0,66	-0,366	-0,570	-0,490

На основании атомных характеристик, представленных в табл. 1, сделайте выводы о закономерностях изменения свойств элементов группы VIA, простых веществ, образованных ими, и их соединений в зависимости от порядкового номера элементов (в группе сверху вниз). Перенесите в рабочую тетрадь табл. 2 и заполните ее.

Таблица 2

Электроотрицательность	Металлические свойства простых веществ	Восстановительные свойства атомов	Кислотные свойства оксидов и гидроксидов, образуемых элементами в одинаковых степенях окисления (+2÷+6)

Сделайте вывод об изменении кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов серы, селена, теллура и полония с увеличением степеней окисления этих элементов.

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

Опыт 1. Качественные реакции на пероксид водорода, сульфид-ион, сульфит-ион, сульфат-ион

Выполнение опыта (табл. 3)

Частица	Выполнение реакции	Ожидаемый аналитический сигнал
H_2O_2	К 2–3 каплям 3%-го раствора пероксида водорода добавьте 2–3 капли 2 н. раствора серной кислоты и 5–6 капель раствора дихромата калия	Изменение окраски раствора от оранжевой до синей вследствие образования перекисного соединения хрома: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 4\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{CrO}_5 + 5\text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$
S^{2-}	Опыт проводить в вытяжном шкафу! К 5 каплям раствора сульфида натрия добавьте 5 капель 5%-го раствора хлорида кадмия (II) и 1–2 капли 2 н. раствора хлороводородной кислоты	Выпадение осадка сульфида кадмия (II) канареечно-желтого цвета
SO_3^{2-}	К 1–2 каплям 5%-го раствора йода прибавьте несколько кристалликов сульфита натрия	Обесцвечивание раствора йода
SO_4^{2-}	На фильтровальную бумагу нанесите одну каплю раствора хлорида бария и одну каплю 10%-го раствора родизоната натрия. Образовавшееся пятно красного цвета смочите одной каплей 2 н. раствора серной кислоты	Образование красного пятна, обесцвечивающегося после нанесения на него раствора серной кислоты

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения реакций:

- 1) взаимодействия хлорида кадмия (II) с сульфидом натрия;
- 2) взаимодействия сульфита натрия с йодом в щелочной среде. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления;
- 3) взаимодействия хлорида бария с серной кислотой.

Опыт 2. Восстановительные и окислительные свойства пероксида водорода

2.1. Окислительные свойства пероксида водорода

Выполнение опыта. В пробирку внесите 3–4 капли раствора иодида калия, 3–4 капли 2 н. раствора серной кислоты и 3–4 капли 30%-го раствора пероксида водорода. Наблюдайте изменение окраски раствора.

С помощью крахмала подтвердите присутствие йода в растворе.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнение реакции взаимодействия иодида калия с пероксидом водорода в кислой среде. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса и укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

2.2. Восстановительные свойства пероксида водорода

Выполнение опыта. В пробирку внесите 3–4 капли раствора перманганата калия, 3–4 капли 2 н. раствора серной кислоты и 3–4 капли 30%-го раствора пероксида водорода. Наблюдайте изменение окраски раствора и выделение газа.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнение реакции взаимодействия перманганата калия с пероксидом водорода в кислой среде, учитывая, что перманганат-ион восстанавливается до иона марганца (II), а пероксид водорода окисляется до кислорода. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

В выводе объясните, почему пероксид водорода проявляет свойства окислителя и восстановителя.

Опыт 3. Получение кислорода

Выполнение опыта. Поместите в пробирку 2–3 микрошпателя кристаллов перманганата калия, укрепите пробирку в штативе вертикально и подогрейте ее в пламени горелки. Внесите в пробирку тлеющую лучинку и убедитесь в выделении кислорода.

Оформление результатов опыта. Разложение перманганата калия протекает по следующей схеме: $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$.

В уравнении реакции расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

В выводе отметьте влияние кислорода на процесс горения.

Опыт 4. Окислительные свойства кислорода

Выполнение опыта. Поместите в пробирку 2–3 микрошпателя кристаллов перманганата калия, укрепите пробирку в штативе вертикально и закройте пробкой с отводной изогнутой трубкой.

В другую пробирку поместите 5 капель раствора сульфата марганца (II) и 2–3 капли 2 н. раствора гидроксида натрия. Наблюдайте выпадение осадка гидроксида марганца (II).

Введите отводную трубку от прибора для получения кислорода в пробирку с гидроксидом марганца (II) таким образом, чтобы конец отводной трубки был погружен в осадок.

Нагревайте пробирку с перманганатом калия и пропускайте кислород через осадок гидроксида марганца (II). Как изменяется цвет осадка?

Оформление результатов опыта. Напишите уравнение реакций:

1) получения гидроксида марганца (II) при взаимодействии соли марганца (II) с раствором гидроксида натрия;

2) окисления гидроксида марганца (II) кислородом, учитывая, что в результате получается гидроксид марганца (IV). В уравнении реакции расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

В выводе объясните, почему кислород проявляет свойства окислителя и может ли он проявлять свойства восстановителя.

Опыт 5. Получение сероводорода и его горение

Выполнение опыта (Опыт проводить в вытяжном шкафу!)

Пробирку, на 1/3 наполненную мелкими кусочками сульфида железа (II), закрепите в штативе. Добавьте в нее 5–6 капель концентрированной соляной кислоты и быстро закройте пробкой с отводной трубкой. Выделяющийся газ подожгите у конца отводной трубки. Над пламенем горящего газа подержите влажную универсальную индикаторную бумагу. Отметьте изменение ее цвета.

В пламя горящего газа внесите холодную фарфоровую чашку. Отметьте образование на поверхности чашки желтых кристаллов серы.

Оформление результатов опыта. Укажите измеренное значение pH.

Напишите уравнения реакций:

1) получения сероводорода при взаимодействии сульфида железа (II) и концентрированной соляной кислоты;

2) полного сгорания сероводорода;

3) взаимодействия с водой газа, полученного при полном сгорании сероводорода;

4) неполного сгорания сероводорода.

В уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

В выводе назовите условия, при которых происходит полное и неполное сгорание сероводорода.

Опыт 6. Восстановительные свойства сульфида натрия

Выполнение опыта (Опыт проводить в вытяжном шкафу!)

Возьмите две пробирки. В первую поместите 2 капли перманганата калия и 2 капли 2 н. раствора серной кислоты, во вторую – 2 капли раствора дихромата калия и 2 капли 2 н. раствора серной кислоты. В каждую из пробирок добавьте по каплям раствор сульфида натрия до изменения окраски каждого раствора и его помутнения вследствие выделения серы.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения реакций:

1) взаимодействия сульфида натрия с перманганатом калия, учитывая, что перманганат-ион восстанавливается до иона марганца (II);

2) взаимодействия сульфида натрия с дихроматом калия, учитывая, что дихромат-ион восстанавливается до иона хрома (III).

Расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

В выводе объясните, почему сульфид натрия проявляет свойства восстановителя.

Опыт 7. Восстановительные и окислительные свойства соединений серы (IV)

7.1 Восстановительные свойства сульфит-иона

Выполнение опыта. В пробирку внесите 3–4 капли раствора перманганата калия и 3–4 капли 2 н. раствора соляной кислоты. К полученному раствору прибавьте несколько кристалликов сульфита натрия. Отметьте обесцвечивание раствора.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнение реакции взаимодействия перманганата калия с сульфитом натрия в кислой среде. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

7.2. Окислительные свойства сульфит-иона

Выполнение опыта (Опыт проводить в вытяжном шкафу!)

В пробирку внесите 2–3 капли раствора сульфита натрия, 3–4 капли раствора серной кислоты, добавьте 2–3 капли раствора сульфида натрия. Наблюдайте помутнение раствора от выделившейся серы.

Оформление результатов опыта. Запишите наблюдения. Напишите уравнение реакции взаимодействия сульфида натрия с сульфитом натрия в кислой среде, учитывая, что сульфид-ион окисляется до сульфат-иона, а сульфит-ион восстанавливается до элементарной серы.

Расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

В выводе объясните, почему соединения серы (IV) проявляют свойства как окислителей, так и восстановителей.

Опыт 8. Окислительные свойства соединений селена (IV)

Выполнение опыта. В пробирку внесите один микрошпатель сульфита натрия, 3–4 капли концентрированной серной кислоты и добавьте один микрошпатель селенистой кислоты. Наблюдайте выпадение аморфного селена в виде красных шариков.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнение реакции взаимодействия сульфита натрия с селенистой кислотой (серную кислоту в уравнение не включайте), учитывая, что сульфит-ион окисляется до сульфат-иона, а селенит-ион восстанавливается до элементарного селена.

Расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

В выводе объясните, почему соединения селена (IV) могут проявлять свойства окислителей и восстановителей.

Лабораторная работа № 10

Элементы группы VIIA и свойства их соединений

Цель работы: изучить свойства некоторых элементов группы VIIA и свойства их соединений.

АТОМНЫЕ ХАРАКТЕРИСТИКИ ЭЛЕМЕНТОВ VIIA ГРУППЫ (табл. 1)

Таблица 1

Символ элемента	H	F	Cl	Br	I	At
Порядковый номер	1	9	17	35	53	85
Валентные электроны	$1s^1$	$2s^2 2p^5$	$3s^2 3p^5$	$4s^2 4p^5$	$5s^2 5p^5$	$6s^2 6p^5$
Первый потенциал ионизации I, В	13,60	17,42	12,97	11,84	10,45	9,20
Степени окисления элемента в соединениях	-1, +1	-1	-1, +1, +3, +4, +5, +6, +7	-1, +1, +3, +5, +7	-1, +1, +4, +5, +7	-1, +1, +3, +5, +7
Стандартный электродный потенциал процессов E^0 , В: $2H^+ + 2\bar{e} = H_2$ $\bar{O}_2 + 2\bar{e} = 2\bar{O}^-$ $2\bar{O}_3^- + 12H^+ + 10\bar{e} = \bar{O}_2 + 6H_2O$ $2H\bar{O} + 2H^+ + 2\bar{e} = \bar{O}_2 + 2H_2O$	0,000 -2,25	- 2,86	- 1,358	- 1,065	- 0,536	- 0,2
	-	-	1,47	1,52	1,195	-
	-	-	1,63	1,595	1,45	0,7

На основании атомных характеристик, представленных в табл. 1, сделайте выводы о закономерностях изменения свойств элементов группы VIIA, простых веществ, образованных ими, и их соединений в зависимости от порядкового номера элементов (в группе сверху вниз). Перенесите в рабочую тетрадь табл. 2 и заполните ее.

Таблица 2

Электроотрицательность	Металлические свойства простых веществ	Восстановительные свойства атомов	Кислотные свойства оксидов и гидроксидов, образуемых элементами в одинаковых степенях окисления (+1÷+7)

Сделайте вывод об изменении кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов хлора, брома и йода с увеличением степеней окисления этих элементов.

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

Опыт 1. Качественные реакции на хлорид-ион, бромид-ион, иодид-ион

Выполнение опыта (табл. 3)

Таблица 3

Ион	Выполнение реакции	Ожидаемый аналитический сигнал
Cl ⁻	К 5 каплям раствора хлорида натрия прибавьте 3 капли 2 н. раствора азотной кислоты и 3 капли 2%-го раствора нитрата серебра	Выпадение белого творожистого осадка хлорида серебра, темнеющего на свету
Br ⁻	Опыт проводить в вытяжном шкафу! К 5 каплям раствора бромиды натрия прибавьте 3–5 капель свежеприготовленной хлорной воды и 3–5 капель четыреххлористого углерода CCl ₄ Содержимое пробирки энергично перемешайте и дайте отстояться водному слою	Окрашивание органического слоя бромом в красно-бурый цвет
I ⁻	Опыт проводить в вытяжном шкафу! К 5 каплям раствора иодида натрия прибавьте 3–5 капель свежеприготовленной хлорной воды и 3–5 капель четыреххлористого углерода CCl ₄ Содержимое пробирки энергично перемешайте и дайте отстояться водному слою	Окрашивание органического слоя йодом в фиолетовый цвет

Оформление результатов опыта. Запишите наблюдения.

Опыт 2. Окислительные свойства свободных галогенов

2.1. Сравнение окислительной активности свободных галогенов

Выполнение опыта. (**Опыт проводить в вытяжном шкафу!**)

Возьмите три пробирки. В первую внесите 3–5 капель раствора бромиды натрия, во вторую и третью – 3–5 капель раствора иодида калия. Во все пробирки добавьте по 2–4 капли четыреххлористого углерода.

В первую и вторую пробирку добавьте по 2–4 капли хлорной воды, в третью – 2–4 капли бромной воды. Содержимое перемешайте стеклянной палочкой и дайте возможность разделиться водному и органическому слоям.

По окраске слоя органического растворителя определите, какой галоген выделяется в свободном состоянии в каждом случае.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения реакций:

- 1) взаимодействия иодида калия с хлорной водой;
- 2) взаимодействия иодида калия с бромной водой.

Во все реакции расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

2.2. Окисление бромом магния или цинка

Выполнение опыта. Внесите в пробирку 3–5 капель бромной воды и немного порошка магния или цинка. Перемешайте стеклянной палочкой. Отметьте обесцвечивание бромной воды.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнение реакции взаимодействия брома с магнием или цинком. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

В выводе укажите, как меняется окислительная активность галогенов в ряду $\text{Cl}_2 - \text{Br}_2 - \text{I}_2$. Вывод подтвердите значениями соответствующих стандартных электродных потенциалов, приведенных в табл. 1.

Опыт 3. Сравнение восстановительной способности бромид-иона и иодид-иона

Выполнение опыта. Возьмите две пробирки, в первую внесите 3–5 капель раствора бромида натрия, во вторую – 3–5 капель раствора иодида калия. В каждую добавьте 2–3 капли раствора хлорида железа (III). В одной из пробирок наблюдайте изменение окраски раствора.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнение реакции взаимодействия иодида калия с хлоридом железа (III), учитывая, что в результате реакции образуется свободный йод, а ион железа (III) восстанавливается до иона железа (II). Расставьте коэффициенты методом электронного баланса и укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

В выводе отметьте, как изменяется восстановительная способность галогенид-ионов в ряду $\text{Cl}^- - \text{Br}^- - \text{I}^-$, используя значения стандартных электродных потенциалов, приведенных в табл. 1.

Опыт 4. Отношение галогенидов серебра к аммиаку

Выполнение опыта. Возьмите три пробирки. В первую внесите 3–4 капли раствора хлорида натрия, во вторую – 3–4 капли раствора бромида натрия, в третью – 3–4 капли раствора иодида калия.

В каждую пробирку добавьте по несколько капель раствора нитрата серебра. Отметьте цвета выпавших осадков.

К каждому из полученных осадков добавьте 1–2 капли концентрированного (25%-го) раствора аммиака. Отметьте разную растворимость осадков.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения реакций:

- 1) взаимодействия хлорида натрия с нитратом серебра;
- 2) взаимодействия бромида калия с нитратом серебра;
- 3) взаимодействия иодида калия с нитратом серебра;
- 4) растворения хлорида серебра в аммиаке, учитывая, что в результате реакции образуется комплексное соединение: хлорид диамминсеребра $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$.

В выводе объясните, почему хлорид серебра в аммиаке растворяется полностью, бромид серебра – частично, иодид серебра – не растворяется, используя значения произведений растворимости галогенидов серебра и константу нестойкости аммиачного комплексного соединения серебра:

$$\text{ПР}(\text{AgCl}) = 1,78 \cdot 10^{-10};$$

$$\text{ПР}(\text{AgBr}) = 5,3 \cdot 10^{-13};$$

$$\text{ПР}(\text{AgI}) = 8,3 \cdot 10^{-17};$$

$$K_{\text{нест}}([\text{Ag}(\text{CN})_2]^-) = 1,1 \cdot 10^{-21}.$$

Опыт 5. Окислительные свойства гипохлоритов

Выполнение опыта. В пробирку внесите 3–4 капли раствора сульфата марганца (II) и добавьте 3–4 капли раствора гипохлорита натрия. Отметьте выпадение осадка, укажите его цвет.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнение реакции взаимодействия сульфата марганца (II) с гипохлоритом натрия в щелочной среде, учитывая, что в результате реакции образуется оксид марганца (IV).

Расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

В выводе объясните, почему гипохлориты проявляют свойства окислителей.

Могут ли они проявлять свойства восстановителей?

Опыт 6. Получение гипобромита натрия и бромноватистой кислоты

Выполнение опыта. Внесите в пробирку 3–4 капли бромной воды и добавьте к ней по каплям 2 н. раствор гидроксида натрия до полного исчезновения окраски бромной воды.

К полученному бесцветному раствору прибавьте по каплям 2 н. раствор серной кислоты до появления желтой окраски.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения реакций:

- 1) взаимодействия бромной воды с гидроксидом натрия;
- 2) взаимодействия гипобромита натрия с серной кислотой;
- 3) разложения бромноватистой кислоты.

В первой и третьей реакции расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

В выводе объясните, почему бром и гипобромиты склонны к реакциям диспропорционирования.

Опыт 7. Окислительные свойства иодатов

Выполнение опыта. В пробирку внесите 2–3 капли раствора иодида калия и 1–2 капли 2 н. раствора серной кислоты. Смесь перемешайте стеклянной палочкой и добавьте к ней по каплям раствор иодата калия до появления бурой окраски йода.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнение реакции взаимодействия иодида калия с иодатом калия в кислой среде, учитывая, что иодат-ион и иодид-ион переходят в свободный йод. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

В выводе объясните, почему иодат калия проявляет свойства окислителя. Может ли он проявлять свойства восстановителя?

Тестовые задания

Укажите правильный ответ.

Закономерности периодической системы элементов

1. Верным является утверждение, что
- а) каждый период периодической системы включает s-, p- и d- элементы;
 - б) каждый период состоит из не менее чем восьми элементов;
 - в) число валентных электронов в атомах элементов главной и побочной групп одной и той же группы одинаково;
 - г) атомы всех благородных газов содержат заполненные s- и p-подуровни;
 - д) p-элементы в длинных периодах расположены между s-элементами (слева) и d-элементами (справа).

2. Элементу четвертого периода соответствует электронная формула атома

- а) $1s^2 2s^2 2p^4$;
- б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$;
- в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$;
- г) $1s^2 2s^2$;
- д) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2$.

3. Высшую степень окисления элемента определяет

- а) число p-электронов в атоме;
- б) номер периода, где находится данный элемент;
- в) номер группы, где находится данный элемент;
- г) число электронов, недостающих для образования устойчивой восьми-электронной конфигурации последнего электронного уровня;
- д) число d-электронов на предпоследнем электронном уровне.

4. В атоме с электронной формулой $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$ число валентных электронов равно

- а) 2;
- б) 4;
- в) 6;
- г) 8;
- д) 1.

5. Среди электронных формул, отражающих строение невозбужденного атома, верной является

- а) $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$;
- б) $1s^2 2s^2 2p^6 2d^1$;
- в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 3d^9$;
- г) $1s^2 2s^2 3s^2 3p^6$;
- д) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.

6. Верным является утверждение, что в группах периодической системы сверху вниз происходит

- а) увеличение электроотрицательности атомов;
- б) увеличение энергии ионизации атомов;
- в) увеличение радиусов атомов;
- г) уменьшение радиусов атомов;
- д) уменьшение восстановительной способности атомов.

7. Низшая степень окисления элемента равна

- а) числу валентных электронов в атоме;
- б) номеру группы периодической системы, где находится элемент;
- в) номеру периода, где находится элемент;
- г) числу электронов, необходимых для образования устойчивой восьми-электронной оболочки ($ns^2 np^6$);
- д) числу электронов на незавершенном подуровне предпоследнего электронного уровня.

8. Атому неметалла соответствует конфигурация валентных электронов

- а) $3s^1$;
- б) $3s^2 3p^1$;
- в) $2s^2 2p^4$;
- г) $3d^1 4s^2$;
- д) $5d^{10} 4s^2$.

9. Верным является утверждение, что в периодах таблицы Д. И. Менделеева слева направо происходит

- а) увеличение восстановительных свойств атомов;
- б) увеличение металлических свойств атомов;
- в) уменьшение энергии ионизации атомов;
- г) уменьшение энергии сродства к электрону;
- д) увеличение электроотрицательности атомов.

10. Атому металла соответствует электронная формула

- а) $1s^2 2s^2 2p^6$;
- б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$;
- в) $1s^2 2s^2 2p^3$;
- г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$;
- д) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

s-ЭЛЕМЕНТЫ

1. Восстановительная способность металлов последовательно возрастает в ряду

- а) Li, K, Rb, Na, Cs;
- б) Sr, Ba, Be, Mg, Ca;
- в) Mg, Rb, Li, Be, Cs;
- г) Li, Na, K, Rb, Cs;

д) Be, Ca, Mg, Ba, Sr.

2. Основные свойства гидроксидов усиливаются в ряду

- а) Ba(OH)₂, Ca(OH)₂, Be(OH)₂;
- б) NaOH, KOH, RbOH;
- в) CsOH, LiOH, FrOH;
- г) Be(OH)₂, Ca(OH)₂, Mg(OH)₂;
- д) Sr(OH)₂, Ca(OH)₂, Be(OH)₂.

3. Гидролиз солей, образованных щелочными металлами со слабыми кислотами, протекает

- а) по аниону;
- б) по катиону;
- в) по аниону и катиону одновременно;
- г) необратимо;
- д) только при нагревании.

4. При взаимодействии в растворе соли бериллия с кислотой образуется

- а) аминокомплекс;
- б) средняя соль;
- в) гидроксокомплекс;
- г) аквакомплекс;
- д) ацидокомплекс.

5. Основной характер щелочно-земельных элементов подтверждает положение о том, что

- а) растворимость в воде гидроксидов Э(OH)₂ увеличивается при переходе от гидроксида кальция к гидроксиду радия;
- б) элементы химически активны;
- в) элементы обладают большим средством к кислороду;
- г) гидроксиды Э(OH)₂ при обработке кислотами образуют соответствующие соли;
- д) гидроксиды Э(OH)₂ не реагируют с гидроксидом натрия, даже взятом в избытке.

6. Процесс гашения извести выражает уравнение реакции

- а) $Mg(OH)_2 + CO_2 = MgCO_3 + H_2O$;
- б) $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$;
- в) $Ca(HCO_3)_2 + 4NaOH = CaCO_3 + 2Na_2CO_3 + 3H_2O$;
- г) $Ca(OH)_2 = CaO + H_2O$;
- д) $MgCO_3 = MgO + CO_2$.

7. Основным способом получения щелочных металлов является

- а) карботермия;

- б) металлотермия;
- в) электролиз растворов солей;
- г) электролиз расплавов солей;
- д) гидрометаллургия.

8. Металлический кальций может быть применен в металлотермии для восстановления металла из соединения

- а) NaCl;
- б) BaCl₂;
- в) CuO;
- г) Li₂CO₃;
- д) KBr.

9. Общей жесткостью обладает вода с ионным составом

- а) Ni²⁺, K⁺, Cl⁻, NO₃⁻, HCO₃⁻;
- б) Mg²⁺, Na⁺, SO₄²⁻, NO₃⁻;
- в) Na⁺, OH⁻, CO₃²⁻;
- г) H⁺, CuOH⁺, SO₄²⁻;
- д) NH₄⁺, Ba²⁺, Cl⁻, NO₃⁻.

10. Для разделения ионов Mg²⁺ и Ba²⁺, находящихся в одном растворе, следует использовать реагент

- а) HCl;
- б) KNO₃;
- в) CuCl₂;
- г) Na₂SO₄;
- д) KI.

р-элементы

1. Окислительные свойства простых веществ усиливаются в ряду

- а) F₂, Cl₂, Br₂;
- б) I₂, Br₂, Cl₂;
- в) I₂, At₂, Br₂;
- г) At₂, Cl₂, I₂;
- д) I₂, F₂, Br₂.

2. При взаимодействии концентрированной H₂SO₄ со щелочными и щелочно-земельными металлами продуктом восстановления кислоты является

- а) S;
- б) SO₃;
- в) SO₂;
- г) H₂S;

д) SO.

3. Названию метаборат натрия соответствует формула

- а) $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$;
- б) Na_3BO_3 ;
- в) NaBO_2 ;
- г) Na_3B ;
- д) $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

4. Гидролиз AlCl_3 усилится при добавлении в раствор вещества

- а) H_2SO_4 ;
- б) ZnCl_2 ;
- в) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$;
- г) Na_2CO_3 ;
- д) HCl .

5. Низшую степень окисления сера проявляет в соединении

- а) H_2SO_3 ;
- б) H_2S ;
- в) SO_2 ;
- г) SO ;
- д) H_2SO_4 .

6. Формуле Mg_2Si соответствует название

- а) силикат магния;
- б) силан;
- в) метасиликат магния;
- г) силицид магния;
- д) ортосиликат магния.

7. Реакцией диспропорционирования является следующая реакция:

- а) $\text{HNO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_3 + 2\text{HBr}$;
- б) $2\text{HNO}_3 + \text{HI} = \text{I}_2 + 2\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$;
- в) $\text{NH}_4\text{Cl} = \text{NH}_3 + \text{HCl}$;
- г) $\text{B} + 3\text{HNO}_3 = \text{H}_3\text{BO}_3 + \text{NO}_2$;
- д) $3\text{HNO}_2 = \text{HNO}_3 + 2\text{NO} + \text{H}_2\text{O}$.

8. Сульфид алюминия получают прямым синтезом из алюминия и серы, т. к. из водного раствора он не образуется. Причина состоит в том, что

- а) реакция обратима;
- б) сульфид алюминия растворим;
- в) реакция эндотермическая;
- г) сульфид алюминия полностью разлагается водой;
- д) реакция протекает медленно.

9. Число валентных электронов, содержащихся в 1 см^3 твердого свинца ($\rho(\text{Pb}) = 11,33 \text{ г/см}^3$), равно

а) $7,2 \cdot 10^{25}$;

б) $4,3 \cdot 10^{22}$;

в) $1,3 \cdot 10^{23}$;

г) $6,5 \cdot 10^{24}$;

д) $5 \cdot 10^{22}$.

10. Массовая доля диоксида кремния, содержащегося в минерале асбест $3\text{MgSiO}_3 \cdot \text{CaSiO}_3$, составляет

а) 48 %;

б) 51 %;

в) 60 %;

г) 72 %;

д) 25 %.

d-элементы

1. В ряду $\text{Zn} \rightarrow \text{Cd} \rightarrow \text{Hg}$ температура плавления простых веществ

а) повышается;

б) понижается;

в) не изменяется;

г) проходит через максимум;

д) проходит через минимум.

2. Наиболее сильным восстановителем является

а) Ti;

б) Hf;

в) Nb;

г) Zr;

д) V.

3. Оксид марганца (IV) является по своим свойствам

а) несолеобразующим;

б) основным;

в) амфотерным;

г) кислотным;

д) индифферентным.

4. Наиболее устойчива степень окисления золота

а) +1;

б) +2;

в) +3;

г) +4;

д) +6.

5. Основные свойства в ряду гидроксидов $\text{Sc}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Y}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{La}(\text{OH})_3$

- а) ослабевают;
- б) проходят через максимум;
- в) проходят через минимум;
- г) не изменяются;
- д) усиливаются.

6. Наиболее сильным окислителем является

- а) Cr^{2+} ;
- б) Cr ;
- в) CrO_4^{2-} ;
- г) Cr^{3+} ;
- д) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$.

7. Реакция $\text{ZnO}_{(\text{T})} + \text{C}_{(\text{T})} = \text{Zn}_{(\text{T})} + \text{CO}_{(\text{T})}$ не протекает в обычных условиях,

т. к.

- а) является эндотермической;
- б) $\Delta H_{\text{xp}}^{\circ} > 0$ и $\Delta S_{\text{xp}}^{\circ} > 0$;
- в) $G_{\text{xp}}^{\circ} > 0$;
- г) является гетерогенной;
- д) является обратимой.

8. В реакции $2\text{CdS}_{(\text{T})} + 3\text{O}_{2(\text{T})} = 2\text{CdO}_{(\text{T})} + 2\text{SO}_{2(\text{T})}$; $\Delta H_{\text{xp}}^{\circ} < 0$ для увеличения выхода продуктов следует

- а) увеличить объем системы;
- б) уменьшить концентрацию O_2 ;
- в) увеличить концентрацию SO_2 ;
- г) понизить температуру;
- д) увеличить концентрацию CdS .

9. Растворимость каломели Hg_2Cl_2 при некоторой температуре составляет $3,24 \cdot 10^{-3}$ г в 100 мл раствора. Произведение растворимости для данной температуры равно

- а) $1 \cdot 10^{-15}$;
- б) $3,5 \cdot 10^{-16}$;
- в) $5,2 \cdot 10^{-20}$;
- г) $1,29 \cdot 10^{-12}$;
- д) $8 \cdot 10^{-18}$.

10. Для уравнения реакции $\text{Zn}_3\text{N}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{NH}_3$ значения коэффициентов составляют

- а) 2, 3, 3, 2;
- б) 2, 12, 6, 8;

- в) 2, 4, 6, 8;
- г) 1, 3, 1, 2;
- д) 1, 6, 3, 2

11. Железная пластинка опущена в раствор сульфата меди (II). Через некоторое время масса пластинки увеличилась на 2,14 г. При этом масса меди, выделившейся на железной пластинке, составила

- а) 2,14 г;
- б) 4,28 г;
- в) 1,92 г;
- г) 17,12 г;
- д) 1,50 г.

12. Минимальный объем воды, необходимый для полного растворения 0,961 г хлорида серебра (I) с ПР = $1,8 \cdot 10^{-10}$, составляет

- а) 10 л;
- б) 100 л;
- в) 20 л;
- г) 200 л;
- д) 500 л.

13. Константы устойчивости катионных комплексов кобальта соответственно равны

№ п/п	Комплекс	$K_{уст}$ (25 °C)
1	$[Co(NH_3)_5]^{2+}$	$1,4 \cdot 10^5$
2	$[Co(NH_3)_5]^{3+}$	$6,3 \cdot 10^{30}$
3	$[Co(NH_3)_6]^{2+}$	$2,5 \cdot 10^4$
4	$[Co(NH_3)_6]^{3+}$	$1,6 \cdot 10^{35}$
5	$[Co(C_2H_8N_2)]^{2+}$	$6,6 \cdot 10^{13}$

Наиболее устойчив в водном растворе комплексный ион под номером

- а) 1;
- б) 4;
- в) 2;
- г) 5;
- д) 3.

14. Массовая доля титана в минерале ильменит $(TiFe)O_3$ составляет

- а) 15,2 %;
- б) 31,6 %;
- в) 51 %;
- г) 33,1 %;
- д) 42 %.

15. При обработке 22,29 г гидрида лантана избытком воды объемом выделившегося газа (н. у.) составит

- а) 3,50 л;
- б) 10,54 л;
- в) 7,00 л;
- г) 2,16 л;
- д) 6,48 л.

16. Процессу окисления соответствует схема

- а) $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_2$;
- б) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$;
- в) $\text{Co}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Co}^{3+}$;
- г) $\text{BiO}_3^- \rightarrow \text{Bi}(\text{OH})_3$;
- д) $\text{TiO}_3^{2-} \rightarrow \text{Ti}^{2+}$.

17. d-элементу соответствует следующая электронная формула атома:

- а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$;
- б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2$;
- в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^5 5s^1$;
- г) $1s^2 2s^2 2p^6$;
- д) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^3 5s^2 5p^6 6s^2$.

18. В растворе могут одновременно существовать ионы

- а) Fe^{2+} и $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3+}$;
- б) Fe^{3+} и $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{2+}$;
- в) K^+ и $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4+}$;
- г) Fe^{2+} и OH^- ;
- д) Fe^{3+} и SCN^- .

19. Невозможной является реакция между

- а) Ni и CuSO_4 ;
- б) Hg и HCl;
- в) Zn и NaOH;
- г) Fe и H_2SO_4 (разб.);
- д) AgNO_3 и CuCl_2 .

20. Для реакции $\text{ZnO}_{(т)} + \text{C}_{(т)} = \text{Zn}_{(т)} + \text{CO}_{(г)}$ значения $\Delta H_{\text{хр}}^{\circ} = 241$ кДж, $\Delta S_{\text{хр}}^{\circ} = 190$ Дж/К. Термодинамически возможной эта реакция становится, начиная с температуры

- а) 1 270 К;
- б) 2 000 К;
- в) 500 °С;
- г) 950 °С;
- д) 3 500 К.

Библиографический список

1. *Глинка Н. Л.* Общая химия : учеб. пособие для вузов / Н. Л. Глинка. – М. : Интеграл-Пресс, 2002. – 704 с.
2. *Ахметов Н. С.* Общая и неорганическая химия : учеб. для вузов / Н. С. Ахметов. – М. : Высш. шк. : Академия, 2001. – 743 с.

3. *Кузьменко Н. Е.* Начала химии. Современный курс для поступающих в вузы : учебник / Н. Е. Кузьменко, В. В. Еремин, В. А. Попков. – 14-е изд., стереотип. – М. : Экзамен, 2007 – 831 с. – (Серия «Учебник для вузов»).
4. *Степин Б. Д.* Неорганическая химия : учеб. для хим. и хим.-технол. спец. вузов / Б. Д. Степин, А. А. Цветков. – М. : Высш. шк., 1994. – 608 с.
5. *Кудрявцев А. А.* Составление химических уравнений : учеб. пособие для высш. техн. учеб. заведений / А. А. Кудрявцев. – М. : Высш. шк., 1991. – 320 с.
6. *Спицын В. И.* Неорганическая химия. В 2 ч. Ч. 1. Неорганическая химия : учебник / В. И. Спицын, Л. И. Мартыненко. – М. : Изд-во МГУ, 1991. – 480 с.
7. *Зайцев О. С.* Общая химия. Состояние веществ и химические реакции : учеб. пособие для вузов / О. С. Зайцев. – М. : Химия, 1990. – 352 с.
8. *Задачи по неорганической химии* : учеб. пособие для хим.-технол. вузов / Р. А. Лидин, В. А. Молочко, Л. Л. Андреева ; под ред. Р. А. Лидина. – М. : Высш. шк., 1990. – 319 с.
9. *Общая химия в формулах, определениях, схемах* : учеб. пособие / под ред. В. Ф. Тикавого. – Минск : Университетское, 1996. – 528 с.
10. *Практикум по общей и неорганической химии* : учеб. пособие для студ. высш. учеб. заведений / Л. Ю. Аликберова, Р. А. Лидин, В. А. Молочко, Г. П. Логинова. – М. : ВЛАДОС, 2004. – 320 с.
11. *Ахметов Н. С.* Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии : учеб. пособие. – 3-е изд., перераб. и доп. / Н. С. Ахметов, М. К. Азизова, Л. И. Бадыгина. – М. : Высш. шк. : Академия, 1999. – 368 с.
12. *Глинка Н. Л.* Задачи и упражнения по общей химии : учеб. пособие для вузов / Н. Л. Глинка. – М. : Интеграл-Пресс, 2002. – 240 с.
13. *Артеменко А. И.* Справочное руководство по химии : справ. пособие / А. И. Артеменко, В. И. Тикунова, В. А. Малеванный. – М. : Высш. шк., 2003. – 367 с.
14. *Рабинович В. А.* Краткий химический справочник / В. А. Рабинович, З. Я. Хавин. – СПб. : Химия, 1994. – 342 с.
15. *Лидин Р. А.* Реакции неорганических веществ : справочник / Р. А. Лидин, В. А. Молочко, Л. Л. Андреева ; под ред. Р. А. Лидина. – 2-е изд., перераб. и доп. – М. : Дрофа, 2007. – 637 с.
16. *Чекмарева Л. И.* Характеристика растворов электролитов : учеб. пособие / Л. И. Чекмарева, Ж. Н. Янковец, Е. В. Хромцова. – Хабаровск : Изд-во Хабар. гос. техн. ун-та, 2004. – 168 с.
17. *Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Прогнозирование свойств элементов и их соединений* : методические указания к самостоятельной работе студентов 1-го курса всех специальностей, изучающих химию / сост. Л. В. Сеничева. – Хабаровск : Изд-во Хабар. гос. техн. ун-та, 2005. – 24 с.

18. *Основные* классы неорганических соединений : методические указания к изучению раздела курса общей химии / сост. Н. Л. Мара. – Хабаровск : Изд-во Тихоокеан. гос. ун-та, 2007. – 44 с.

ПРИЛОЖЕНИЕ 1

Изменение форм и кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов металлов в высших степенях окисления в периоде

ГРУППА						
I	II	III	IV	V	VI	VII

<i>Высшая положительная степень окисления элемента</i>						
+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
<i>Общая формула оксида</i>						
$\text{Э}_2\text{O}$	ЭO	$\text{Э}_2\text{O}_3$	ЭO_2	$\text{Э}_2\text{O}_5$	ЭO_3	$\text{Э}_2\text{O}_7$
<i>Кисотно-основный характер оксида</i>						
Основный	Основный или амфотерный	Амфотерный	Кислотный или амфотерный	Кислотный	Кислотный	Кислотный
<i>Общая формула гидроксида</i>						
ЭOH	Э(OH)_2 $\text{H}_2\text{ЭO}_2$	Э(OH)_3 \updownarrow $\text{H}_3\text{ЭO}_3$ или HЭO_2	Э(OH)_4 $\text{H}_2\text{ЭO}_3$ или $\text{H}_4\text{ЭO}_4$	HЭO_3 или $\text{H}_3\text{ЭO}_4$	$\text{H}_2\text{ЭO}_4$	HЭO_4
<i>Кисотно-основный характер гидроксида</i>						
Основание	Основание или амфолит	Амфолит	Амфолит или кислота	Кислота	Кислота	Кислота

ПРИЛОЖЕНИЕ 2

Формы и кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов неметаллов

<i>Положительная степень окисления элемента</i>						
+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
<i>Общая формула оксида</i>						

$\text{Э}_2\text{O}$	ЭO	$\text{Э}_2\text{O}_3$	ЭO_2	$\text{Э}_2\text{O}_5$	ЭO_3	$\text{Э}_2\text{O}_7$
<i>Кислотно-основный характер оксида</i>						
Несолеобразующие		Кислотный				
<i>Общая формула гидроксида</i>						
Не существует	$\text{H}_3\text{ЭO}_3$ или HЭO_2	$\text{H}_2\text{ЭO}_3$ или $\text{H}_4\text{ЭO}_4$	HЭO_3 или $\text{H}_3\text{ЭO}_4$	$\text{H}_2\text{ЭO}_4$	HЭO_4	
<i>Кислотно-основный характер гидроксида</i>						
-						Кислота

Таблица растворимости оснований, кислот и солей

Ионы		Катионы сильных оснований					Катионы слабых оснований													
		H ⁺	K ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Ag ⁺
	OH ⁻		P	P	M	P	P	M	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	+	+
Анионы сильных кислот	NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
	SO ₄ ²⁻	P	P	H	M	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	M	M
	I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	H	-	M	H
	Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	H
	Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	H
Анионы слабых кислот	SO ₃ ²⁻	P	P	H	H	P	P	H	-	H	H	-	H	-	H	H	H	-	-	H
	PO ₄ ³⁻	P	P	H	H	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
	CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
	CO ₃ ²⁻	P↑	P	H	H	P	P	H	-	H	H	-	H	-	H	H	H	-	-	H
	S ²⁻	P	P	+	+	P	P	+	+	H	H	+	H	+	H	H	H	H	H	H
	CN ⁻	P	P	P	P	P	P	P	?	H	H	H	H	-	H	H	H	H	H	P
	SiO ₃ ²⁻	H	P	H	H	P	P	+	+	+	H	+	+	+	+	+	+	+	+	-

Обозначения: P - хорошо растворимое в воде вещество;
 M – малорастворимое в воде вещество;
 H – практически нерастворимое в воде вещество;
 «?» – данные о растворимости отсутствуют;
 «+» - вещество полностью реагирует с водой или не осаждается из водного раствора;
 «-» - вещество не существует.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие	3
Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории	4
Правила работы в химической лаборатории	5
Правила оформления отчета по лабораторной работе	6
Лабораторная работа № 1	
Элементы группы IA и свойства их соединений	7
Лабораторная работа № 2	
Элементы группы IIA и свойства их соединений	12
Лабораторная работа № 3	
Элементы группы VIB и свойства их соединений	18
Лабораторная работа 4	
Элементы группы VIIБ и свойства их соединений	24
Лабораторная работа № 5	
Свойства железа, кобальта, никеля и свойства их соединений	29
Лабораторная работа № 6	
Элементы группы IIIA и свойства их соединений	35
Лабораторная работа № 7	
Элементы группы IVA и свойства их соединений	40
Лабораторная работа № 8	
Элементы группы VA и свойства их соединений	46
Лабораторная работа № 9	
Элементы группы VIA и свойства их соединений	52
Лабораторная работа № 10	
Элементы группы VIIA и свойства их соединений	58
Тестовые задания	63
Библиографический список	76
Приложение 1	78
Приложение 2	79
Приложение 3.....	80

Учебное издание

Прохоренко Лариса Анатольевна, Незаментимова Людмила Евгеньевна

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Практикум

Главный редактор *Л. А. Суевалова*

Редактор *Е. Н. Ярулина*

Оператор компьютерной верстки *О. Ю. Прохоренко*

Дизайнер обложки *Л. В. Задвернюк*

Подписано в печать 10.06.10. Формат 60 × 84 ¹/₁₆. Бумага писчая. Гарнитура «Таймс».

Печать цифровая. Усл. печ. л. 4,53. Тираж 130 экз. Заказ 133.

Издательство Тихоокеанского государственного университета.

680035, Хабаровск, ул. Тихоокеанская, 136.

Отдел оперативной полиграфии издательства Тихоокеанского государственного университета.

680035, Хабаровск, ул. Тихоокеанская, 136.