

Министерство образования  
Московской области  
Государственный университет «Дубна»  
Факультет естественных и инженерных наук  
Кафедра химии, новых технологий  
и материалов

---



Н.А. Полотнянко, Е.С. Попова

# Практикум по неорганической ХИМИИ

ПРАКТИКУМ

г. Дубна, 2021 г.



Министерство образования Московской  
области  
Государственный университет «Дубна»

---

Факультет естественных и инженерных наук  
Кафедра химии, новых технологий и материалов

**Н. А. Полотнянко, Е. С. Попова**

# **Практикум по неорганической химии**

ПРАКТИКУМ

Рекомендовано учебно-методическим советом  
университета «Дубна» в качестве практикума для студентов,  
обучающихся по направлениям подготовки  
«Химия», «Химия, физика и механика материалов»  
(бакалавриат)



Дубна  
2021

УДК 546  
ББК 24.1я73-5  
П 525

Рецензент:

кандидат химических наук, доцент кафедры общей и неорганической химии  
Российского химико-технологического университета им. Д.И. Менделеева  
*С. В. Кожевникова*

**Полотнянко, Н. А.**

П 525 Практикум по неорганической химии : практикум /  
Н. А. Полотнянко, Е. С. Попова. — Дубна : Гос. ун-т «Дубна»,  
2021. — 153 [1] с.

ISBN 978-5-89847-630-4

Практикум, в состав которого входят семинарские и лабораторные (практические) занятия по неорганической химии, дополняет лекционный курс «Неорганическая химия», читаемый на первом году обучения студентам направлений «Химия» и «Химия, физика и механика материалов». Цель пособия — закрепить теоретические знания, повторить типовые задачи, изученные в курсе общей химии, и получить практические навыки, используемые при работе в лаборатории с неорганическими веществами.

Предназначен для студентов, обучающихся по направлениям подготовки «Химия», «Химия, физика и механика материалов» (бакалавриат).

УДК 546  
ББК 24.1я73-5

ISBN 978-5-89847-630-4

© Государственный университет  
«Дубна», 2021  
© Полотнянко Н. А., Попова Е. С., 2021

## Предисловие

Данный практикум является необходимым дополнением к лекциям по программе дисциплины «Неорганическая химия» для практического изучения курса. Задача авторов состояла в разработке практикума для студентов направлений «Химия» и «Химия, физика и механика материалов» первого года обучения в государственном университете «Дубна» в лаборатории на базе кафедры химии, новых технологий и материалов.

Содержание и структура пособия основаны на распространенной последовательности изучения химических элементов, расположенных по группам Периодической системы Д.И. Менделеева: сначала рассматриваются типичные неметаллы, далее металлы главных подгрупп, а затем наиболее важные d-элементы. В курс также включен наиболее распространенный класс неорганических веществ – комплексные соединения, которые способны образовывать как металлы, так и неметаллы.

В пособии приведены семинарские занятия, в которые включены уравнения реакций, цепочки превращений, практические задания на определенную группу элементов. Перед каждым семинаром включен перечень теоретических вопросов, который должен проработать учащийся, используя лекции и другие литературные источники.

Следует уточнить, что не все заявленные в заданиях реакции протекают самопроизвольно. Авторы предполагают, что при изучении химических свойств простых веществ и неорганических соединений учащимся необходимо также уметь распознавать реакции, которые не идут в прямом направлении. Также отметим, что в заданиях на осуществление цепочек химических превращений получение некоторых продуктов иногда невозможно реализовать в одну стадию. В этом случае необходимо подобрать вариант решения, состоящий из двух и более химических реакций. Последовательность заданий, включенных в семинарские занятия, основана на общепринятом плане изучения подгруппы химических элементов, начиная с основных способов получения простых веществ и заканчивая заданиями, решение которых требует от учащегося комплексных знаний по разным классам соединений, которые образуют элементы данной

подгруппы. В некоторые семинары включены типовые расчетные задачи, изученные ранее в курсе общей химии.

В соответствии с требованиями Государственного образовательного стандарта высшего профессионального образования лабораторный практикум является обязательной частью процесса изучения химии элементов и их соединений.

Лабораторные работы дополняют и расширяют курс лекционных и семинарских занятий по неорганической химии, при этом авторы учитывали возможности кафедры со стороны соблюдения техники безопасности, а также оснащение кафедры реактивами и приборами.

Пособие содержит описание правил работы в химической лаборатории, требования к оформлению лабораторного журнала, технику безопасности, воздействие некоторых неорганических веществ на организм человека и необходимые меры предосторожности: информацию, владение которой является крайне необходимым условием при допуске студентов к выполнению экспериментов. После каждой лабораторной работы составлен ряд вопросов, на которые студенты должны будут ответить в процессе усвоения материала и подготовки к сдаче работы ведущему преподавателю.

Авторы рекомендуют выполнение представленных в пособии лабораторных опытов студентами либо индивидуально, либо в паре с другим студентом. Эксперименты, отмеченные **«опыт выполняется демонстрационно»**, проводит ведущий преподаватель, лаборант или студент, назначенный преподавателем дежурным, с обязательной предварительной отработкой выполнения опыта под руководством преподавателя или лаборанта.

В пособии также приведена необходимая для изучения курса справочная информация, перечень основных теоретических вопросов и описание используемой рейтинговой системы.

Авторы выражают благодарность сотрудникам кафедры химии, новых технологий и материалов университета «Дубна» Е.А. Филатовой, Е.М. Басовой и Н.А. Плешковой за помощь в разработке лабораторных работ и ценные замечания.

## Техника безопасности при работе в учебном практикуме по неорганической химии

Во избежание несчастных случаев при выполнении эксперимента к работе допускаются студенты, прошедшие инструктаж по технике безопасности и соблюдающие инструкции по проведению лабораторного эксперимента.

### Правила поведения в лаборатории

1. Заходить в лабораторию, начинать выполнять лабораторные опыты, покидать свое рабочее место, а также уходить из помещения лаборатории можно только с разрешения преподавателя.

2. На рабочем месте должны находиться только те вещи, которые необходимы для выполнения данной работы. Сумки и другие посторонние предметы ставить на лабораторные столы категорически запрещается. Верхняя одежда должна быть сдана в гардероб.

3. В химической лаборатории можно работать только в халате из х/б ткани, защищающем от попадания на кожу и одежду вредных веществ. Длинные волосы должны быть тщательно подобраны.

4. С разрешения преподавателя студент может приступать к выполнению лабораторной работы. Пользоваться можно только теми реактивами, которые стоят на лабораторном столе. Брать другие реактивы, переносить реактивы с одного стола на другой, а также проводить опыты, не предусмотренные в описании лабораторной работы, категорически запрещается.

5. Если в описании опыта указано **работать под тягой**, то этот опыт обязательно выполняется в вытяжном шкафу при включенной тяге. Реактивы, а также пробирки после опытов, проведенных под тягой, выносить из вытяжного шкафа нельзя.

6. При выполнении опытов необходимо быть внимательным, соблюдать исключительную осторожность. Недостаточное знакомство с описанием работы, приборов и свойств веществ, а также неаккуратность и невнимательность могут повлечь за собой тяжелые последствия (порезы, ожоги, отравления и т.д.).

7. В лаборатории категорически запрещается принимать пищу, пить и пробовать какие бы то ни было реактивы на вкус.

8. После завершения работы в лаборатории необходимо привести в порядок свое рабочее место, вымыть химическую посуду, тщательно вымыть руки с мылом. После этого студент должен подписать лабораторный журнал у преподавателя и только тогда покинуть помещение лаборатории.

### **Работа с реактивами**

1. Все опыты необходимо выполнять в чистой посуде. Использование грязной химической посуды не только искажает результаты опыта, но и опасно.

2. Открывая банку с реактивом, пробку необходимо положить на стол вверх той частью, которая входила внутрь сосуда, чтобы предохранить пробку и стол от загрязнения.

3. Сухие реактивы из банок необходимо брать чистым сухим шпателем (отдельным для каждого реактива). Жидкие реактивы обычно отбирают с помощью пипеток и резиновой груши. Без использования пипеток наливать растворы из склянок следует таким образом, чтобы этикетка или надпись были повернуты вверх.

4. Расходовать реактивы следует очень экономно. Если в описании опыта не указано иное, то используют несколько кристалликов сухого вещества; количество раствора, наливаемого в пробирку, не должно превышать 1 мл (если в опыте не указано другое количество).

5. Категорически запрещается сливать или высыпать избыток реактива обратно в емкости, в которых они находились.

6. При нагревании пробирку следует держать специальным зажимом так, чтобы отверстие было направлено в сторону от экспериментатора и других людей, находящихся поблизости. Разогревание пробирки следует проводить равномерно, постоянно меняя положение пламени. Следует внимательно следить за тем, чтобы рядом с работающей горелкой не стояли какие-либо реактивы. После окончания разогревания категорически запрещено сразу вынимать пробирку из зажима, необходимо сначала дождаться ее охлаждения.

7. Твердые отходы, отработанные реактивы, содержащие ценные металлы (например, серебро), а также токсичные вещества запрещено выбрасывать в мусорные ящики или сливать

в раковину. Для этого в лаборатории имеются специальные сосуды.

8. С реактивами, хранящимися в вытяжном шкафу, следует работать особенно осторожно. При использовании концентрированных растворов кислот и щелочей необходимо применять защитные перчатки.

### **Действия в аварийной обстановке**

1. При возникновении аварийной ситуации необходимо немедленно сообщить о случившемся преподавателю, лаборанту и другим студентам для принятия неотложных мер.

2. Пролитую на стол, на пол или на одежду кислоту нейтрализуют содой. А пролитую щелочь – нейтрализуют борной кислотой. После этого для удаления жидкости с пола или лабораторного стола используют песок. Одежду промывают большой струей воды.

3. Первая помощь при ожогах. Первую помощь при ожогах самостоятельно можно оказывать только при ожогах I степени (покраснение и припухлость). Во всех остальных случаях нужна помощь врача. Нельзя убирать клочки одежды, пригоревшие к ним кусочки тканей. Куски одежды аккуратно обрезают ножницами за пределами ожога и накладывают стерильную сухую повязку.

При любом ожоге нельзя пользоваться жирами для смазывания кожи и красящими веществами (йодной настойкой, бриллиантовой зеленью...). Тепловой ожог первой степени сразу же обрабатывают спиртом и накладывают стерильную повязку с фурацилином. Ожоги иных степеней не обрабатывают, их защищают сухой стерильной щадящей повязкой.

4. При ожоге кислотой необходимо немедленно промыть пораженное место большим количеством воды, затем промыть 2% раствором соды.

5. При ожоге щелочью необходимо немедленно промыть пораженное место большим количеством воды, затем промыть 1% раствором уксусной или борной кислоты.

6. При ожоге глаз кислотой или щелочью необходима немедленная длительная промывка глаз теплой водой. Во всех случаях ожогов глаз необходима врачебная помощь.



7. При ранении стеклом необходимо удалить кровь с места пореза марлевой салфеткой (или стерильным бинтом), обработать рану йодом или перекисью водорода. После этого необходимо обратиться к врачу для удаления кусочков стекла из раны.

8. При потере сознания рекомендуется: 1) обеспечить приток свежего воздуха; 2) освободить больному шею и грудь, расстегнуть одежду; 3) придать ногам возвышенное положение; 4) опрыскать лицо холодной водой; 5) давать нюхать нашатырный спирт.

9. Действия при кровотечениях.

При кровотечении из носа необходимо уложить больного, освободить его шею от воротника, делать холодные примочки на переносицу, а к ногам положить грелку.

Артериальное кровотечение останавливают наложением закрутки, жгута или сдавливанием повреждённого сосуда выше раны.

Венозное и капиллярное кровотечение останавливают сдавливающей повязкой, повреждённой конечности придают приподнятое положение.

10. Первая помощь при электротравмах. Необходима немедленная квалифицированная помощь. До прибытия врача пострадавшему обеспечивают полный покой. Его укладывают на ровную поверхность, расстегивают стесняющую одежду и обеспечивают приток свежего воздуха. При нарушении дыхания и сердечной деятельности пострадавшему делают искусственное дыхание и непрямой массаж сердца до прибытия врача.

11. Для тушения пожара до прибытия пожарной помощи в лаборатории расположены огнетушитель, емкость с песком, асбестовые одеяла. При возникновении пожара необходимо всех оповестить о случившемся, студентам срочно покинуть помещение лаборатории.

12. При возгорании одежды или волос необходимо гасить пламя с использованием одеяла или халата, вдали от воспламеняющихся предметов. При появлении пламени на небольшом участке необходимо сорвать одежду и погасить ее на полу, если пламя охватило большую площадь, то потерпевшего следует плотно закутать в асбестовое одеяло или какую-либо верхнюю одежду. Можно воспользоваться водой или пенным огнетушителем, предложив пострадавшему закрыть глаза. Пострадавшие

му необходимо сообщить, что ни в коем случае нельзя допускать резких движений при возгорании одежды!

13. При тушении легковоспламеняющихся жидкостей используют огнетушители, начиная тушить с периферии. При этом струю огнетушителя направляют вверх под углом 30–45° для избежания разбрызгивания жидкости. Постепенно струю перемещают к другому краю очага пожара, что позволит перекрыть близлежащие к очагу пожара участки. Использовать воду для тушения легковоспламеняющихся жидкостей нельзя!

14. При возгорании электрооборудования в первую очередь обязательно обесточивают установку, а затем гасят огонь водой пенным или порошковым огнетушителем. Если снять напряжение невозможно, то применяют огнетушители, накидки или песок.

15. При тушении пожара на лабораторном столе, прежде всего, убирают со стола источник возгорания (горелку, спиртовку) и отключают все электроприборы. Все химические реактивы, особенно легковоспламеняющиеся жидкости, отставить подальше от очага возгорания. Накрыть пламя накидкой, засыпать песком или применить огнетушитель.

16. При тушении пожара в вытяжном шкафу необходимо закрыть шифер вентиляционного канала и отключить вентилятор. В дальнейшем порядок действий тот же, что и на лабораторном столе.

### **Общие правила выполнения лабораторных работ по неорганической химии**

Для получения допуска необходимо самостоятельно изучить материал по теме лабораторной работы по лекциям и учебным пособиям.

При подготовке к выполнению лабораторной работы необходимо проработать методические указания по данной теме, для каждого эксперимента в тетради для лабораторных работ описать смысл эксперимента, составить уравнения химических реакций, отметить опыты, выполняемые демонстрационно или в вытяжном шкафу.

Приступать к выполнению лабораторных работ разрешается только после положительной сдачи допуска по теме лабораторной работы преподавателю.

В лабораторном журнале должны быть указаны номер лабораторной работы, ее название, номер опыта, записаны соответствующие уравнения реакций, отмечены наблюдаемые явления, сделаны выводы. Категорически запрещается пользоваться черновиками, вести записи на отдельных листах бумаги, делать записи карандашом, использовать корректор.

Окончив работу, студент обязан показать преподавателю полученные результаты и оформленный лабораторный журнал, после чего вымыть использованную химическую посуду и убрать рабочее место.

Лабораторная работа может быть зачтена после ее выполнения и защиты (устная беседа по ходу выполнения и ответы на контрольные вопросы).

Пропуск занятий без уважительной причины не допускается. Студенты, имеющие задолженности по лабораторному практикуму, не допускаются к сдаче зачета. Пропущенные лабораторные работы отрабатываются студентами в присутствии преподавателя и лаборанта в конце семестра по специальному расписанию.

### **Меры предосторожности при работе с кислотами**

Концентрированные кислоты вызывают серьезные ожоги кожи, оказывают раздражающее действие на дыхательные пути и глаза. Поэтому их хранят в вытяжном шкафу, а работать с ними разрешается только с использованием средств индивидуальной защиты (очки, перчатки). При соприкосновении с горючими материалами могут вызвать воспламенение, поэтому необходимо следить за тем, чтобы при работе с концентрированными кислотами рядом не находились другие реактивы.

При разбавлении или приготовлении растворов из концентрированных кислот необходимо приливать кислоту в воду, а не наоборот – во избежание разбрызгивания. Приливать кислоту нужно по стеклянной палочке небольшими порциями, постоянно перемешивая. Во время растворения следят за температурой жидкости и не допускают перегрева, иначе сосуд может лопнуть.

Пролившую на стол, на пол или на одежду кислоту нейтрализуют содой. После этого для удаления жидкости с пола или лабораторного стола используют песок.

Отработанные кислоты сливают в канализацию только после их нейтрализации или в очень разбавленном виде.

Также стоит выделить *сероводородную кислоту*. Растворы сероводорода в воде оказывают раздражающее действие на кожу, а сам сероводород является сильным нервным ядом, вызывающим смерть от остановки дыхания.

### **Меры предосторожности при работе с щелочами**

Щелочи оказывают на организм в основном локальное действие, вызывая омертвление тех участков кожного покрова, на которые они попали. Действие щелочей, особенно концентрированных, характеризуется значительной глубиной проникновения, поскольку они растворяют белок. В связи с этим очень опасно попадание щелочи в глаза: при запоздалой первой помощи оно сопровождается полной потерей зрения.

Из концентрированных *аммиачных растворов*, обладающих основными свойствами, выделяется большое количество газообразного аммиака. Он раздражающе действует на верхние дыхательные пути, а в высоких концентрациях – и на нервную систему. Хорошо расширяясь в воде, аммиак концентрируется во влаге слизистых оболочек, особенно в глазах, поэтому переливать и работать с концентрированными растворами аммиака нужно только под тягой.

При приготовлении растворов щелочей из твердых веществ их берут только специальной ложечкой и ни в коем случае не насыпают, потому что пыль может попасть в глаза и на кожу. После использования ложечку тщательно моют, т.к. щелочь прочно пристает ко многим поверхностям. Растворы приготавливают в толстостенных фарфоровых сосудах в два этапа. Сначала делают концентрированный раствор, охлаждают его до комнатной температуры, а потом разбавляют до нужной концентрации. Такая последовательность вызвана значительным экзотермическим эффектом растворения.

### **Меры предосторожности при работе с металлами**

*Магний металлический* горюч в виде порошка, стружек, ленты или тонких листов. Распылённая в воздухе магниевая пыль даёт взрыв от искры, а при соприкосновении с водой вы-

деляет водород. При возгорании тушить только песком, воду, пену, углекислый газ применять нельзя.

**Алюминиевая пыль** образует воспламеняющиеся и взрывчатые смеси с воздухом. При возгорании тушить песком, воду не применять во избежание взрыва.

**Щелочные металлы (натрий, калий, литий)** при соприкосновении с влажной кожей и одеждой воспламеняются и вызывают ожоги. Работы с щелочными металлами следует проводить в вытяжном шкафу на чистом и сухом месте, применяя минимальные их количества и пользуясь защитными очками и резиновыми перчатками. Во избежание воспламенения щелочных металлов нельзя допускать попадания на них воды. При попадании в канализацию даже малые кусочки взрывчаты. При возгорании тушить только сухим песком.

### Меры предосторожности при работе с галогенами

Все галогены необычайно опасные вещества, их пары раздражают дыхательные пути, могут вызвать отек слизистых оболочек и даже легких. Работать с галогенами необходимо только под тягой, пользуясь индивидуальными средствами защиты.

Жидкий **бром** вызывает ожоги кожи. При соприкосновении с органическими веществами может возникнуть пожар. **Хлор** вызывает отёк лёгких даже при очень низких концентрациях. При вдыхании **йода** возникает кашель, чихание и так называемый йодный насморк, в тяжелых случаях – рвота, расстройство кишечника, спазм голосовой щели.

### Меры предосторожности при работе с солями

Все **нитраты** – канцерогены, также они оказывают сжигающее действие на кожу и слизистые оболочки. При работе с этими веществами необходимо применять индивидуальные средства защиты.

При работе с реактивами, содержащими **свинец**, следует применять индивидуальные средства защиты. Наиболее токсичны растворимые в воде соли  $Pb(NO_3)_2$ ,  $Pb(CH_3COO)_2$ . Однако под влиянием желудочного сока и раствора углекислого газа могут растворяться даже малорастворимые соли –  $PbSO_4$  и  $PbS$ .

Растворимые в воде хлорид, нитрат и карбонат **бария** сильно токсичны. Производные бария опасны при попадании

внутри, поскольку желудочный сок способствует их растворению. Соединения бария вызывают воспалительные заболевания головного мозга.

Соединения **хрома** высших степеней окисления оказывают раздражающее и сжигающее действие на слизистые оболочки и кожу. Хроматы способны вызывать долго не заживающие язвы. Дихроматы более опасны, чем хроматы.

**Фториды** в организме действуют в основном на различные ферменты, а также на центральную нервную систему. При случайном попадании внутрь возможен летальный исход.

Соли **меди** токсичны. В виде пыли вызывают раздражение слизистых оболочек дыхательных путей, глаз, кашель. При попадании на кожу вызывают сильное раздражение, могут привести к аллергии.

Соединения **марганца** относятся к сильным ядам, действующим на центральную нервную систему, легкие. Постоянное их воздействие на кожу вызывает дерматиты, хронические экземы. **Перманганат калия  $KMnO_4$**  – сильный окислитель. Реакционная способность в значительной степени зависит от измельчения. Вдыхание пыли перманганата калия вызывает раздражение слизистых оболочек дыхательных путей, кашель, головную боль. При работе с препаратами следует применять индивидуальные средства защиты.

Соли **ртути** ядовиты, поэтому работать с ними нужно осторожно с использованием перчаток. Остатки солей ртути запрещается выливать в канализационные стоки.

Как и все соли серебра, **нитрат серебра** ядовит. Он должен храниться в специальных емкостях с крышками и в защищенном от света месте.

## Меры предосторожности при работе с оксидами

Все **оксиды азота** оказывают раздражающее действие на слизистые оболочки и проникают непосредственно в легкие, мало задерживаясь в верхних дыхательных путях, что в свою очередь приводит к образованию там азотной и азотистой кислот и к отеку легких. Опыты, сопровождающиеся выделением оксидов азота, проводятся только в вытяжном шкафу.

**Сернистый газ  $SO_2$**  раздражает верхние дыхательные пути, образуя при растворении в слизистых оболочках серни-

стую кислоту. При глубоком поражении проявляет общеядовитое действие, нарушая деятельность ферментов и угнетая окислительные процессы.

**Оксид серы (VI)  $SO_3$**  обладает еще более выраженным физиологическим действием, чем сернистый газ, поскольку при попадании в организм образуется серная кислота.

**Угарный газ  $CO$**  токсичен, т.к. присоединяется к гемоглобину и разрушает его. При вдыхании вызывает смерть от удушья.

**Углекислый газ  $CO_2$**  не является ядовитым, но при концентрации его в воздухе более 4% вызывает раздражение дыхательных путей, шум в ушах и головную боль.

Пыль **оксида хрома (III)  $Cr_2O_3$** , которая образуется при разложении дихромата аммония  $(NH_4)_2Cr_2O_7$ , вызывает раздражение и способна привести к тяжелейшим заболеваниям легких.

## **Рейтинговая система оценки успеваемости**

Оценка качества работы в рейтинговой системе является накопительной и используется для оценивания системной работы студентов в течение всего периода обучения. При рейтинговой системе все знания, умения и навыки, приобретаемые студентами в результате изучения дисциплины, оцениваются в баллах.

Целями внедрения рейтинговой системы оценивания успеваемости студентов являются:

- ✓ повышение качества обучения;
- ✓ усиление контроля за работой студентов;
- ✓ улучшение посещаемости занятий студентами;
- ✓ стимулирование самостоятельной работы студентов;
- ✓ улучшение обратной связи «преподаватель – студент» с целью дальнейшего совершенствования учебного процесса.

### ***Перечень обязательных видов работы студента:***

- посещение лекционных занятий;
- решение практических задач и заданий на семинаре;
- допуск к лабораторным работам;
- выполнение лабораторных работ;
- защита лабораторных работ;
- выполнение домашних работ;
- выполнение проверочных работ;
- защита коллоквиумов по отдельным темам дисциплины.

В ходе изучения дисциплины предусматриваются промежуточные и семестровые аттестации. Семестровая аттестация проводится в виде зачета и экзамена.

Форма проведения промежуточных аттестаций определяется ведущим преподавателем по дисциплине до начала нового семестра. При выборе критериев оценки освоения студентом программы дисциплины в обязательном порядке учитываются: выполнение программы в части лекционных, практических и лабораторных занятий; выполнение предусмотренных программой аудиторных и (или) внеаудиторных контрольных и иных письменных работ. Студенты должны быть заранее ознакомлены с содержанием и порядком ведения рейтинговой си-



стемы оценки по всем видам учебной деятельности и всем видам контроля во время аттестаций.

В течение семестра студент может заработать баллы за следующие виды работ:

### **1. Лабораторный практикум.**

Чтобы быть допущенным к экзамену, студент обязан сделать и защитить **все** лабораторные работы. Работы, пропущенные без уважительной причины, а также работы, не защищенные студентом в течение двух недель после проведения практической части, оцениваются преподавателем с понижающим коэффициентом 0.5.

### **2. Коллоквиумы.**

Каждый коллоквиум включает в себя теоретические и практические задания по пройденным темам. При несвоевременной защите коллоквиума без уважительной причины преподаватель ставит итоговую оценку с понижающим коэффициентом 0.8.

### **3. Проверочные (контрольные) работы.**

Чтобы быть допущенным к экзамену, студент обязан написать **все** проверочные работы. При несвоевременной сдаче контрольной работы без уважительной причины преподаватель ставит итоговую оценку с понижающим коэффициентом 0.8.

### **4. Домашние проверочные работы.**

В течение семестра проводятся домашние проверочные работы по индивидуальным вариантам. Все работы должны быть сданы студентом в срок, при несвоевременной сдаче заданий без уважительной причины итоговая оценка считается с понижающим коэффициентом 0.8. Домашние проверочные работы принимаются только до зачетной недели.

### **5. Домашние работы.**

Студент обязан систематически выполнять домашние задания после каждого семинара. В течение семестра преподаватель контролирует выполнение домашних работ. По итогам работы студенту ставятся поощрительные баллы.

### **6. Доклады.**

В течение семестра студент может подготовить устный доклад по теме, предложенной преподавателем.

Следует отметить, что преподаватель может использовать **штрафы** в виде уменьшения набранных баллов за пропуск лекционных занятий, за нарушение сроков выполнения учебной работы, за систематический отказ отвечать на семинарских заданиях и т.д.

Кроме того, допускается присвоение студенту дополнительных **премиальных** баллов за общую активность при изучении курса, посещаемость, поведение, индивидуальное выступление на семинаре и т.д. Премииальные и штрафные баллы учитываются только при определении итоговой рейтинговой оценки.

Результаты работы студентов фиксируются преподавателем в журнале успеваемости. В течение семестра проводятся две промежуточные аттестации, о результатах которых преподаватель сообщает студенту, куратору группы, заведующему кафедрой и предоставляет информацию в деканат ФЕИН.

Всего по итогам работы в семестре студент может получить максимально **60** баллов.

Если к моменту окончания семестра студент набирает **37–60** баллов при сданном практикуме, защищенных коллоквиумах и написанных проверочных (контрольных) работах, то он получает автоматический допуск к экзамену.

Если к началу зачетной недели набранное студентом суммарное количество баллов составляет **менее 37**, он не получает допуск к экзамену. Студенты (при сданном практикуме!) могут довести свой балл до необходимой суммы (37), пересдав один из коллоквиумов или написав проверочную работу по теме, за которую студент получил наименьшее количество баллов. Доклады и домашние задания на зачетной неделе **не принимаются**.

Если же у студента по результатам работы в семестре набрано **менее 30** баллов, то при условии сданного лабораторного практикума он должен выполнить не менее 60% заданий теста, содержащего теоретические и практические задания по всем темам, изучаемым в семестре. В случае положительной сдачи теста (более 60% правильных ответов) студент получает минимальную сумму баллов по итогам работы в семестре – **37**.

Студенты, не сдавшие лабораторный практикум, и студенты, не написавшие тест на положительную оценку по ре-

результатам трех попыток выполнения зачетных заданий, **к экзамену не допускаются!**

Семестровая аттестация проводится в виде экзамена. На экзамене студент может получить **от 23 до 40** баллов. Студенты, набравшие по результатам выполнения экзаменационных заданий **менее 23** баллов, получают неудовлетворительную оценку и отправляются на пересдачу.

Итоговую оценку за изученный курс студент получает в зависимости от набранной суммы баллов – в течение семестра и на экзамене.

Итого **100** баллов максимально и **60** баллов минимально:

Оценка	Балл
Отлично	85–100
Хорошо	73–84
Удовлетворительно	60–72

# Тема 1. Способы приготовления растворов

## Лабораторная работа № 1.

### Приготовление растворов заданной концентрации

Существует несколько способов приготовления растворов определенной концентрации, применяемых в химической лаборатории: разбавление концентрированного раствора, растворение чистого вещества, растворение или разбавление фиксаля. Эти способы требуют умений проводить необходимые расчеты, навыков работы с концентрированными растворами, твердыми веществами, быстрой и аккуратной работы с весами – в общем, опыта, необходимого для каждого химика. Приобретению такого опыта и посвящена данная лабораторная работа.

Перед приготовлением раствора нужно сделать все необходимые расчеты (рассчитать массу навески или объем концентрированного раствора), а также подобрать мерную колбу нужного объема с крышкой. При приготовлении раствора из навески следует проверить, не является ли исходный реактив кристаллогидратом. Фиксали рекомендуется применять во всех случаях, когда требуется быстро приготовить точный рабочий раствор, не прибегая к взвешиванию.

**Необходимое оборудование и реактивы:** вытяжной шкаф, аналитические весы, ареометры, мерные колбы разных объемов с пробками, мерные цилиндры, пипетки, резиновые перчатки, защитные очки, стеклянные воронки, боек, посуда для взвешивания, дистиллированная вода, концентрированные растворы:  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{NH}_3$ ; примеры твердых веществ:  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_2\text{SiO}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{KBr}$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ; фиксаля.

### Опыт 1. Приготовление раствора заданной концентрации из сухого вещества

Рассчитанное количество соли взвешивают на аналитических или технических весах и переносят в мерную колбу. Для того чтобы избежать потери сухого вещества в момент переноса в мерную колбу, необходимо воспользоваться воронкой. Ди-

стиллированную воду вливают в колбу небольшими порциями при постоянном перемешивании вращательными движениями до  $\frac{1}{3}$  объема и растворения навески внесенного вещества. Для полного переноса навески также следует промыть емкость для взвешивания и воронку дистиллированной водой. Затем доводят объем раствора почти до метки. Последние капли воды приливают из промывалки или пипетки. Колбу закрывают пробкой, раствор перемешивают, переворачивая колбу не менее 10 раз.

Правильность приготовленного раствора проверяют с помощью ареометра. Все данные записывают в протокол измерений № 1.

### **Протокол измерений № 1**

- Объем раствора, мл
- Концентрация раствора, с, М ( $\omega$ , %)
- Теоретическая плотность раствора, г/мл
- Исходное вещество
- Масса сухого вещества (теорет.), г
- Масса сухого вещества (практ.), г
- Практическая плотность раствора, г/мл.

### **Опыт 2. Приготовление раствора заданной концентрации из более концентрированного раствора**

Для расчета объема концентрированного раствора, необходимого для приготовления разбавленного раствора заданной концентрации, нужно знать плотность и массовую долю исходного раствора.

Необходимый объем концентрированного раствора отбирают пипеткой с помощью резиновой груши и переносят в мерный цилиндр, а затем в мерную колбу, заполненную на  $\frac{1}{3}$  часть объема дистиллированной водой. Для того чтобы избежать потери при переносе, следует воспользоваться воронкой, которую после использования необходимо ополоснуть дистиллированной водой. После этого раствор доводят до метки, колбу закрывают резиновой пробкой и перемешивают полученный раствор не менее 10 раз. Правильность приготовленного раствора проверяют с помощью ареометра. Все данные записывают в протокол измерений № 2.

*Работу с концентрированными растворами проводить в вытяжном шкафу, используя перчатки и защитные очки!*

### **Протокол измерений № 2**

- Объем раствора, мл
- Концентрация разбавленного раствора, с, М ( $\omega$ , %)
- Исходный раствор вещества
- Концентрация исходного раствора,  $\omega$ , %
- Плотность исходного раствора, г/мл
- Теоретическая плотность разбавленного раствора, г/мл
- Объем концентрированного раствора, мл
- Практическая плотность раствора, г/мл.

### **Опыт 3. Приготовление растворов из фиксаналов**

Фиксаналы, или стандарт-титры, представляют собой точно отвешенное количество вещества или его раствора, запаянного в стеклянную ампулу. Как правило, в каждой ампуле содержится 0.1 моль эквивалента вещества. При количественном переносе содержимого ампулы в мерную колбу на 1 л и доведении объема раствора водой до метки при 20 °С получается точно 0.1 н раствор. Никаких расчетов при этом проводить не требуется.

При приготовлении раствора из фиксанала необходимо сначала тщательно отмыть ампулу, смыть все надписи и обтереть чистым полотенцем. В мерную колбу на 1 л вставляют воронку с вложенным в нее стеклянным бойком с утолщением (юбочкой), острый конец которого должен быть обращен вверх. Ампуле с фиксаналом дают свободно падать так, чтобы тонкое дно ампулы разбилось при ударе об острый конец бойка. После этого другим стеклянным бойком (без юбочки) пробивают верхнее углубление ампулы и дают содержимому вытечь. Бойки обычно прилагаются к каждой коробке фиксанала. Не меняя положение ампулы и ничего не вынимая из воронки, внутреннюю часть ампулы, стенки воронки и боек промыть струей дистиллированной воды. Воронку снять с колбы. Довести объем раствора до метки, перемешать раствор, закрыв колбу пробкой.

## Вопросы к лабораторной работе № 1

1. Дать определение основных концентраций растворов: молярность, нормальность, титр, моляльность, мольная доля.
2. Вывести формулы пересчета одной концентрации в другую: выражение молярности через массовую долю, расчет моляльности через молярную концентрацию, вывод уравнения, связывающего массовую и мольную доли растворенного вещества.
3. Объяснить, почему необходимо приливать концентрированный раствор серной кислоты к воде, а не наоборот.
4. Описать сущность работы ареометра.
5. Какие меры предосторожности необходимо применять при приготовлении растворов из едких, горючих или неустойчивых веществ? Привести примеры.
6. Какие еще существуют методы приготовления растворов, применяемых в лаборатории? Опишите их.
7. Привести примеры неорганических веществ, водные растворы которых не существуют. Объяснить причины.
8. Привести примеры других растворителей. Как их применяют?
9. Объяснить сущность метода интерполяции при расчете плотности раствора с известной концентрацией. Определить плотность 7.4 масс% раствора соляной кислоты. При расчете использовать справочные данные Приложения (табл. ПЗ).
10. Необходимо приготовить 100 мл 0.1 М раствора нитрита калия (плотность раствора 1.062 г/мл). Какую массу соли и какой объем воды нужно взять для этого? Найти моляльность, титр и мольную долю соли в полученном растворе.
11. К 150 г 12% раствора сульфата натрия прилили 100 мл воды. Вычислить массовую долю соли в полученном растворе, а также мольную долю, моляльность и массовое отношение соли к воде.
12. Сколько грамм серной кислоты, используемой для реакции образования сероводорода, требуется для приготовления 200 мл 2.5 н раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?
13. К 200 мл 8% раствора  $\text{CuSO}_4$  (плотность раствора 1.084 г/мл) добавили 10 г медного купороса. Найти массовую долю соли в полученном растворе.

14. Рассчитать объем 0.55 М раствора перманганата калия, который потребуется для окисления 700 мл 1.0 н раствора нитрита калия в кислой среде. При решении использовать закон эквивалентов.
15. Рассчитать молярную концентрацию раствора аммиака, полученного растворением 230 л (20 °С, нормальное давление)  $\text{NH}_3$  в 1 л воды. Плотность раствора составляет 0.943 г/мл.



## Тема 2. Водород. Галогены и их соединения

### Вопросы для подготовки к семинару № 1

1. Водород: неоднозначность расположения в таблице элементов, схожие свойства с галогенами и щелочными металлами. Основные способы получения в промышленности и в лабораторных условиях, физические и химические свойства. Свойства соединений водорода с металлами и неметаллами.
2. Вода и пероксид водорода и их производные – оксиды и пероксиды. Основные физические и химические свойства. Промышленные способы получения пероксида водорода, его применение.
3. Галогены: строение атомов, степени окисления, валентности, электроотрицательность. Распространенность, важнейшие минералы, агрегатные состояния.
4. Лабораторные и промышленные способы получения галогенов.
5. Химические свойства галогенов, взаимодействие с металлами и неметаллами. Реакции взаимодействия галогенов с водой и щелочами. Изменение химической активности в ряду галогенов, порядок вытеснения галогенов из растворов их галогенидов.
6. Соляная и плавиковая кислоты: физико-химические свойства, получение и применение. Особенности строения молекулы  $\text{HF}$ . Получение бромоводорода и йодоводорода.
7. Оксиды  $\text{Cl}_2\text{O}$ ,  $\text{ClO}_2$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_6$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ : получение, строение, устойчивость, физические свойства и окислительно-восстановительная активность.
8. Кислородсодержащие кислоты хлора: номенклатура, строение, способы получения и свойства. Сопоставление силы кислот и их окислительно-восстановительных свойств. Соли кислородсодержащих кислот хлора.

### Семинар № 1

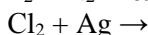
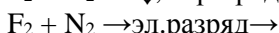
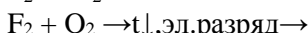
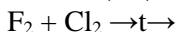
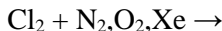
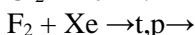
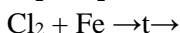
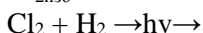
1. Укажите отличия в свойствах атомарного и молекулярного водорода. Как отличаются их теплоты сгорания? Ответ подтвердите расчетом.

2. Как получают гидриды активных металлов? Составьте уравнения реакций получения и гидролиза гидрида кальция.

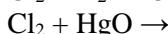
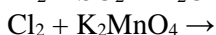
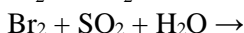
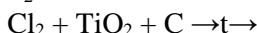
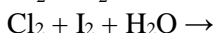
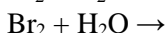
3. С какими простыми веществами водород не взаимодействует?

4. Напишите химические реакции промышленных и лабораторных способов получения галогенов.

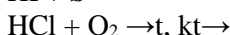
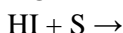
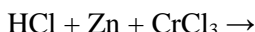
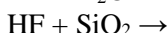
5. Составьте уравнения реакций:



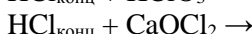
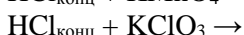
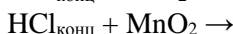
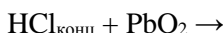
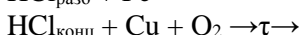
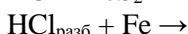
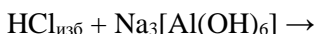
6. Составьте уравнения реакций:



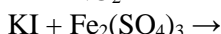
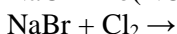
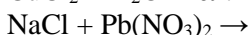
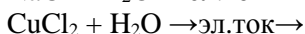
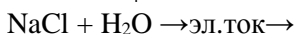
7. Составьте уравнения реакций:



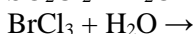
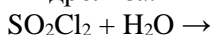
8. Составьте уравнения реакций:

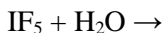
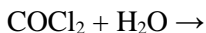


9. Составьте уравнения реакций:

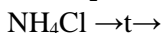
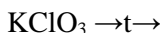
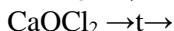
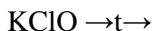
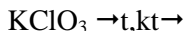
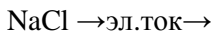


10. Составьте уравнения реакций гидролиза:

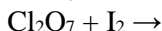
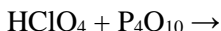
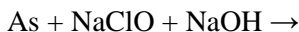
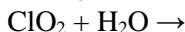
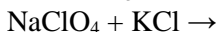
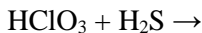




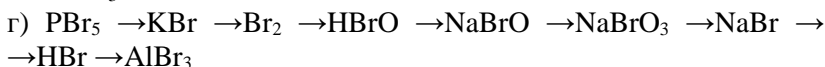
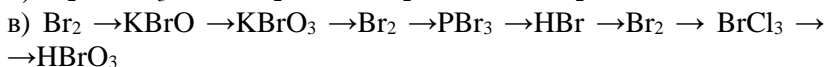
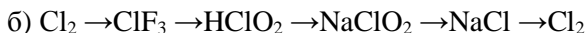
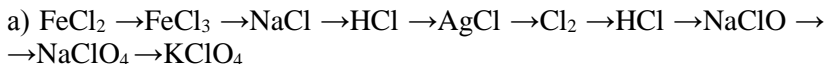
11. Составьте уравнения реакций:



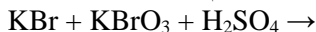
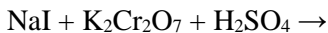
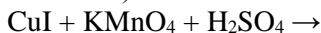
12. Составьте уравнения реакций:



13. Составьте уравнения реакций, укажите условия их протекания:



14. Написать уравнения, расставить коэффициенты методом полуреакций (электронно-ионного баланса):



15. Из смеси  $\text{KCl}$ ,  $\text{KBr}$ ,  $\text{KF}$  выделите хлорную известь, бром и фторид калия.

16. Дайте сравнительную характеристику свойств галогеноводородов, указав характер изменения:

а) температур кипения и плавления,

б) термической устойчивости,

в) восстановительных свойств,

г) кислотных свойств.

17. Напишите уравнения реакций, характеризующих основные способы получения галогеноводородов. Почему йодоводород и хлороводород нельзя получить одинаковыми способами?

19. В четырех пробирках без этикеток находятся растворы солей: гипохлорита натрия, хлората калия, перхлората натрия и нитрата натрия. Предложите способы определения каждой соли.

а) хлор                                  б) хлорную известь.

а)  $\text{HCl}$  и  $\text{Br}_2$ , б)  $\text{CO}_2$  и  $\text{HCl}$ ?

а) раствор обесцветился, б) раствор усилил окраску.

23. Обоснуйте, как изменяются в ряду  $\text{HClO} - \text{HClO}_2 - \text{O}_3 - \text{HClO}_4$ :

б) окислительные свойства,

24.С помощью метода Гиллеспи определить геометрию ющих молекул:  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{OF}_2$ ,  $\text{ClF}_3$ ,  $\text{BrF}_5$ ,  $\text{IF}_7$ ,  $\text{SCl}_6$ ,  $\text{SeCl}_4$ ,  $\text{PCl}_3$ ,  $\text{COCl}_2$ ,  $\text{SOCl}_2$ ,  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$ ,  $\text{POCl}_3$ ,  $\text{IO}_3^-$ ,  $\text{ClO}_4^-$ . Оцените поляр-связей и молекулы в целом.

26. Вычислить объем 0.1 н раствора сульфита натрия, необходимого для полного восстановления 20 мл 0.5 М раствора перманганата калия в сернокислой среде.

27. Какой объем  $\text{H}_2$  (н.у.) выделится при полном растворении 1 г алюминия в растворе соляной кислоты? При решении использовать закон эквивалентов. Повторите расчет при следующих условиях – 18 °С, нормальное давление.

28.1 г некоторого металла соединяется с 1.78 г серы или с 8.89 г галогена. Определить молярную массу эквивалентов металла, сульфида и галогенида.

29. Рассчитать молярные массы эквивалентов металла и его хлорида, если хлорид этого металла содержит 48.08% хлора.

30. Найти pH раствора, в 3 л которого содержится 2.4 г кислоты, имеющей состав:  $\omega(\text{H}) = 1.18 \text{ масс\%}$ ,  $\omega(\text{Cl}) = 42.02 \text{ масс\%}$ ,  $\omega(\text{O}) = 56.80 \text{ масс\%}$ .

31. Константа диссоциации кислоты при  $25^\circ\text{C}$  равна  $2.2 \cdot 10^{-9}$ . Состав кислоты:  $\omega(\text{H}) = 1.03\%$ ,  $\omega(\text{Br}) = 82.46\%$ ,  $\omega(\text{O}) = 16.51\%$ . Вычислить pH и степень ее диссоциации в растворе, если в 1 л содержится 0.485 г кислоты.

32. Определить степень диссоциации и pH 2 масс% раствора хлорноватистой кислоты, плотность которого составляет 1.007 г/мл. Константа диссоциации кислоты при  $25^\circ\text{C}$  равна  $3 \cdot 10^{-8}$ .

33. Определить pH 6 масс% раствора фтороводородной кислоты, плотность которого составляет 1.060 г/мл. Константа диссоциации кислоты при  $25^\circ\text{C}$  равна  $1.7 \cdot 10^{-4}$ . Чему равна степень диссоциации кислоты?

## Лабораторная работа № 2. Галогены и их соединения

**Необходимое оборудование и реактивы:** штатив с пробирками, держатель для пробирок, спички, круглодонная колба с газоотводной трубкой, капельная воронка, горелка, пипетки, резиновые груши, стеклянные палочки, дистиллированная вода; индикаторы: метиловый красный, лакмус; твердые вещества:  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{NaBr}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{I}_2$ ,  $\text{Cu}$ ,  $\text{Zn}$ ; концентрированные растворы:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ , насыщ. хлорная вода, бромная вода, насыщ. йодная вода, насыщ. раствор  $\text{H}_2\text{S}$ ; разбавленные растворы:  $\text{HCl}$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{CrCl}_3$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{KBr}$ ,  $\text{NaF}$ ,  $\text{NaBr}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{LiCl}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KCl}$ , крахмал.

### Опыт 1. Получение хлора и хлорной воды

*Опыт выполняется демонстрационно. Опыт проводить под тягой!*

Поместить в колбу, снабженную капельной воронкой и газоотводной трубкой, перманганат калия (или пиролюзит, но тогда колбу необходимо прогревать), приливать по каплям концентрированную соляную кислоту. Конец газоотводной трубки опустить в емкость с водой для растворения выделяющегося хлора. Когда вода окрасится в желто-зеленый цвет, опыт пре-

кратить. С помощью индикатора (метиловый красный) определить среду полученного раствора.

Составить уравнения реакций получения хлора и его взаимодействия с водой. Нарисовать схему установки для получения хлора в лабораторных условиях.

## **Опыт 2. Получение брома**

***Опыт выполняется демонстрационно. Опыт проводить под тягой!***

В пробирку поместить 2–3 кристалла бромида натрия и столько же пиросульфата. Смесь перемешать и осторожно добавить 2–3 капли концентрированного раствора серной кислоты. Отметить цвет паров свободного брома.

Составить уравнение окислительно-восстановительной реакции.

## **Опыт 3. Получение йода**

***Опыт выполняется демонстрационно. Опыт проводить под тягой!***

В пробирку поместить 3–4 кристалла йодида калия и столько же пиросульфата. Смесь перемешать и осторожно добавить 1–2 капли концентрированного раствора серной кислоты. Смесь нагреть. Отметить цвет паров свободного йода.

Составить уравнение окислительно-восстановительной реакции.

## **Опыт 4. Сублимация йода**

***Опыт выполняется демонстрационно. Опыт проводить под тягой!***

В пробирку поместить кристаллик йода и нагреть пробирку пламенем горелки. Отметить появление окрашенных паров йода.

## **Опыт 5. Окисление иона железа (II) хлором**

В две пробирки налить раствор сульфата железа (II). В первую добавить дистиллированной воды, а во вторую – хлорной воды (***опыт проводить под тягой!***). Затем в обе пробирки прилить раствор аммиака. Отметить цвет полученных осадков.

Составить уравнения реакций окисления соли железа (II) и образования соответствующих гидроксидов железа.

#### **Опыт 6. Окисление иона хрома (III) хлорной водой в щелочной среде**

*Опыт проводить под тягой!*

В пробирку налить 2–3 капли раствора соли хрома (III), добавить крепкий раствор гидроксида натрия до растворения образующегося осадка. Затем к полученному раствору, содержащему гексагидроксохромат-ионы, добавить избыток хлорной воды. При необходимости осторожно нагреть содержимое пробирки. Отметить изменение цвета раствора.

Составить уравнения протекающих химических реакций.

#### **Опыт 7. Сравнительная характеристика окислительных свойств галогенов**

*Опыт проводить под тягой!*

**А) Опыт выполняется демонстрационно.**

В одну пробирку внести 3–4 капли раствора бромид натрия. В две другие – столько же капель раствора йодида калия. Во все пробирки добавить по 2–3 капли органического растворителя ( $\text{CCl}_4$ ). В пробирку с растворами йодида и бромид внести по 3–4 капли хлорной воды, а в последнюю пробирку с раствором йодида – столько же бромной воды. Содержимое пробирок перемешать стеклянной палочкой и по окраске полученного слоя органического растворителя установить, какой галоген выделяется в каждой из пробирок. Составить уравнение окислительно-восстановительной реакции. Отметить растворимость галогенов в неполярных растворителях.

**Б)** В три пробирки налить по 2–3 капли растворов фторида натрия, бромид и йодида калия. К каждому из растворов добавить такое же количество хлорной воды. В какой пробирке нет признаков протекания реакции?

Составить уравнения реакций. Сделать вывод об окислительной способности галогенов.

**В)** К 2–3 мл йодной воды добавить небольшое количество хлорной воды. Отметить усиление окраски йода. Составить уравнения всех протекающих реакций.

**Г) Опыт выполняется демонстрационно.**

В две пробирки внести по 3–5 капель сероводородной воды и добавить 3–4 капли в первую – хлорной, во вторую – йодной воды. Во второй пробирке отметить появление мути. Проверить наличие сульфатных ионов в первой пробирке с помощью хлорида бария. Отметить различную окислительную способность хлора и йода.

Составить уравнения реакций.

**Опыт 8. Изучение растворимости йода**

***Опыт проводить под тягой!***

В четыре пробирки налить по 2–3 капли воды, этилового спирта, тетрахлоруглерода и раствора йодида калия. Затем в каждую пробирку добавить по несколько кристалликов йода. Отметить цвет полученных растворов.

Пробирку йода с водой оставить на некоторое время (минут 15–20), а затем с помощью индикатора определить среду в растворе. Сравнить полученные результаты с кислотностью чистой воды.

Объяснить, почему йод практически не растворим в воде и хорошо растворим в растворе йодида калия (написать уравнение реакции), а также разную окраску растворов йода в полярных и неполярных органических растворителях.

**Опыт 9. Качественная реакция на йод**

Налить в пробирку 2–3 капли раствора йода, добавить 2–3 капли раствора крахмала. Отметить окраску раствора. Осторожно нагреть содержимое пробирки (не кипятить!). Сравнить окраску до и после нагревания. Дать раствору остыть. Дать объяснения полученных наблюдений.

**Опыт 10. Качественные реакции на галогенид-ионы**

А) В три пробирки налить небольшое количество раствора нитрата серебра. В одну из пробирок добавить такое же количество раствора хлорида натрия, в другую – бромид калия, в третью – йодида калия. Отметить цвета полученных осадков. Разделить осадки на две части. Одну часть оставить для сравнения их устойчивости на свету. К другой половине осадков прилить водный раствор аммиака и перемешать содержимое пробирок.



Написать уравнения реакций – образования галогенидов серебра, их разложения на свету, растворения осадков в аммиаке.

Б) В две пробирки налить 2–3 капли раствора нитрата свинца. В одну пробирку добавить такое же количество раствора хлорида натрия, а в другую – йодида калия. Отметить цвет осадков.

Составить уравнения соответствующих реакций.

В) В четыре пробирки налить 2–3 капли раствора фторида натрия. В одну добавить небольшое количество раствора соли лития, в другую – раствора соли меди (II), в третью – раствора соли цинка, а в четвертую – раствора соли кальция. Отметить цвета образующихся осадков.

Составить уравнения обменных реакций.

## **Опыт 11. Получение хлороводорода и соляной кислоты**

### ***Опыт проводить под тягой!***

К сухому хлориду натрия, помещенному в колбу с газоотводной трубкой, через капельную воронку прилить концентрированного раствора серной кислоты. Когда реакция закончится при комнатной температуре, необходимо продолжать ее при нагревании. Выделяющимся хлороводородом насыщают воду в большой пробирке (газоотводную трубку держать над поверхностью воды).

Составить уравнения реакций получения хлороводорода. Нарисовать схему установки для его получения в лабораторных условиях.

## **Опыт 12. Изучение свойств соляной кислоты**

Налить небольшое количество раствора соляной кислоты в четыре пробирки. В одну из них добавить 3–4 капли раствора лакмуса, в другую – кусочек цинка, в третью – кусочек медной проволоки, а в четвертую – раствор нитрата серебра.

Составить уравнения соответствующих реакций. В какой пробирке не наблюдается признаков протекания реакции? Почему?

### Опыт 13. Получение перхлората калия

К разбавленному раствору хлорной кислоты добавить раствор хлорида калия. Отметить цвет осадка. Написать уравнение реакции получения малорастворимого перхлората калия.

### Вопросы к лабораторной работе № 2

1. Какие соединения галогенов представляют опасность для здоровья человека? Какие меры безопасности следует соблюдать при работе с галогенами?
2. Объяснить закономерность в изменении окислительных свойств галогенов на основании строения электронных оболочек их атомов.
3. Каким опытом можно доказать присутствие в хлорной воде  
а) свободного хлора, б) хлорид-иона?
4. Написать схему равновесия, существующего в растворе хлорной воды. В каком направлении сместится равновесие при а) добавлении щёлочи; б) добавлении хлорид-иона?
5. Из представленных ниже веществ выбрать те, которые могут существовать в одном растворе:  
а) бромная вода и сероводород;  
б) хлорная вода и хлороводород;  
в) йодная вода и хлороводород;  
г) хлорная вода и иодид калия;  
д) хлорид железа (III) и иодид калия.

Ответ пояснить, написав уравнения протекающих реакций.

6. Как из плавикового шпата получают плавиковую кислоту в промышленности?
7. Дописать уравнения реакций, расставить коэффициенты, определить окислитель и восстановитель каждого процесса:  
а)  $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \dots$   
б)  $\text{KIO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$   
в)  $\text{IBr} + \text{NaOH}_{\text{разб}} \rightarrow \dots$
8. Предложить способ разделения на индивидуальные простые вещества смеси галогенов в газовой фазе.
9. Привести обоснование положения водорода в подгруппе галогенов.

10. Приведите название минерала и комплексной соли, которая используется при выплавке алюминия для понижения температуры плавления боксита.
11. Какие химикаты используются для травления стекла? Какие процессы происходят при этом?
12. Какую роль играет иодид калия при перекристаллизации технического иода? Напишите уравнения протекающих процессов.
13. Какую соль, содержащую хлор, используют для дезинфекции и отбеливания? Приведите уравнение протекающих процессов и поясните названные свойства данной соли?
14. Привести примеры (не менее трех) уравнений гидролиза бинарного соединения, в результате которого образуется бескислородная и кислородсодержащая кислота двух разных неметаллов.
15. Привести не менее трёх способов получения хлорной кислоты.

## Тема 3. Кислород. Халькогены и их соединения

### Вопросы для подготовки к семинару № 2

1. Основная характеристика элементов подгруппы серы (халькогенов), важнейшие степени окисления и валентности, электроотрицательность, распространенность, формы нахождения в природе.
2. Строение атомного ядра и электронной оболочки атома кислорода. Распространенность кислорода. Строение молекулы кислорода (МВС и МО ЛКАО). Парамагнетизм молекулярного кислорода. Получение кислорода в лаборатории и в промышленности. Физические и химические свойства молекулярного кислорода.
3. Пероксиды и супероксиды (надперекиси), их получение и свойства. Строение ионов  $O_2^{2-}$  и  $O_2^-$  с позиций метода МО. Озон, его получение, свойства, применение. Озониды, их получение, свойства. Применение.
4. Физические свойства свободной серы, аллотропные и полиморфные модификации. Диаграмма серы. Химические свойства серы. Соединения с металлами и неметаллами. Получение, строение и свойства сероводорода.
5. Группы сульфидов и их различные свойства. Гидросульфиды, полисульфиды. Полисульфаны.
6. Способы получения, строение и свойства оксида серы (IV). Сернистая кислота, ее строение, способы получения, окислительные и восстановительные свойства. Сульфиты и гидросульфиты, их устойчивость, окислительно-восстановительные свойства.
7. Серный ангидрид, его строение, физические и химические свойства, получение из сернистого газа. Серная кислота, ее строение, физические и химические свойства. Олеум. Сульфаты, гидросульфаты, природные производные серной кислоты.
8. Тиосерная кислота, тиосульфат натрия. Пиросерная кислота, пиросульфаты. Хлористый тионил, хлористый сульфурил и хлорсульфоновая кислота: строение, получение, свойства.
9. Пероксомonosерная и пероксодисерная кислота, пероксодисульфаты, способы получения, строение и свойства.

10. Селен и теллур: способы получения, физические и химические свойства. Важнейшие кислородные и водородные соединения селена и теллура. Селениды и теллуриды. Кислородные соединения селена (IV) и теллура (IV) – оксиды и кислоты, их свойства. Кислородные соединения селена (VI) и теллура (VI) – оксиды и кислоты.

## Семинар № 2

1. Напишите химические реакции промышленных и лабораторных способов получения халькогенов.

2. С какими простыми веществами не взаимодействует молекулярный кислород?

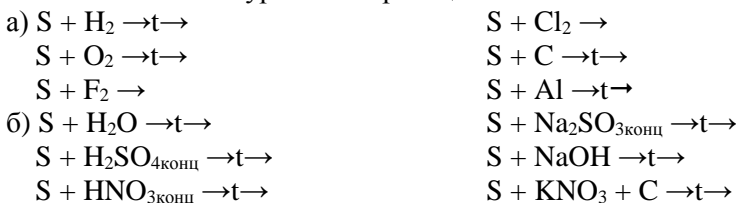
3. Укажите отличия в свойствах молекулярного кислорода и озона. Приведите примеры реакций.

4. Можно ли получить перекись водорода непосредственным взаимодействием водорода и кислорода? Приведите уравнения реакций получения  $\text{H}_2\text{O}_2$ .

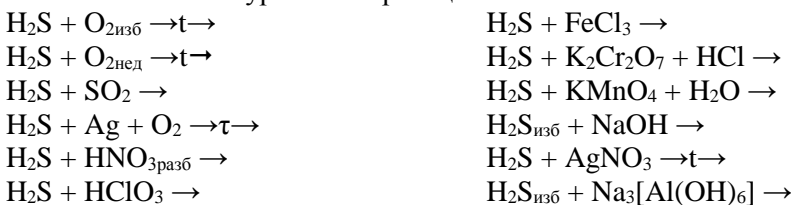
5. Написать уравнения реакций:



6. Написать уравнения реакций:

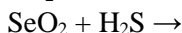
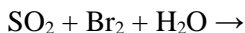


7. Написать уравнения реакций:

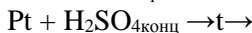
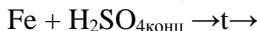
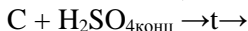


8. Написать уравнения реакций:



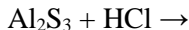
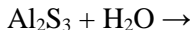
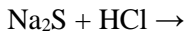


9. Написать уравнения реакций:

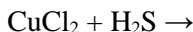
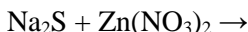
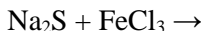
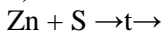


10. Написать уравнения реакций:

а)



б)



11. Обоснуйте, как изменяются в ряду  $\text{H}_2\text{SO}_3 - \text{H}_2\text{SeO}_3 - \text{H}_2\text{TeO}_3$ :

а) устойчивость,

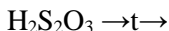
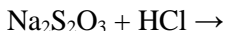
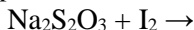
б) восстановительные свойства,

в) кислотные свойства.

12. Сравните кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства селенистой и селеновой кислот. Ответ подтвердите уравнениями химических реакций.

13. Написать уравнения реакций гидролиза:  $\text{K}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{KHSO}_3$ ,  $\text{KHS}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ ,  $\text{CS}_2$ ,  $\text{SOCl}_2$ ,  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$ .

14. Написать уравнения реакций:



15. Составьте уравнения реакций, укажите условия их протекания:



- б)  $\text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{CuS} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{BaSO}_4 \rightarrow \text{BaS}$   
 в)  $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{CaS} \rightarrow \text{CaSO}_4 \rightarrow \text{CaS} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \rightarrow \text{HSO}_3\text{Cl}$   
 г)  $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaHSO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow \rightarrow \text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$   
 д)  $\text{SeCl}_4 \rightarrow \text{SeO}_2 \rightarrow \text{Se} \rightarrow \text{H}_2\text{SeO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{SeO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SeO}_4 \rightarrow \text{Au}_2(\text{SeO}_4)_3$   
 е)  $\text{H}_2\text{Se} \rightarrow \text{SeO}_2 \rightarrow \text{NaHSeO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SeO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SeO}_4 \rightarrow \text{CaSeO}_4$   
 ж)  $\text{Te} \rightarrow \text{H}_6\text{TeO}_6 \rightarrow \text{TeO}_3 \rightarrow \text{TeO}_2 \rightarrow \text{Te} \rightarrow \text{TeO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{TeO}_3 \rightarrow \rightarrow \text{H}_2\text{TeO}_3 \rightarrow \text{TeO}_2$   
 з)  $\text{Te} \rightarrow \text{H}_2\text{Te} \rightarrow \text{Te} \rightarrow \text{H}_6\text{TeO}_6 \rightarrow \text{Na}_2\text{H}_4\text{TeO}_6$

16. Имея только KI,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и  $\text{H}_2\text{O}$ , получите 11 серосодержащих соединений.

17. Написать уравнения реакций:



18. Какие из перечисленных веществ реагируют с водным раствором  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ :  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{KMnO}_4$  + +  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HNO}_{3\text{конц}}$ ? Составьте уравнения протекающих реакций.

19. Какие из перечисленных веществ реагируют с концентрированной серной кислотой:  $\text{B}_2\text{O}_3$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{NaBr}$ ,  $\text{KClO}_4$ ,  $\text{Pt}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{HCOOH}$ ,  $\text{Si}$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ? Составьте уравнения протекающих реакций.

20. Какие свойства (окислительные или восстановительные) проявляет сернистая кислота при ее взаимодействии:

- а) с магнием      б) с сероводородом      в) с бромом?

Составьте уравнения реакций.

### Лабораторная работа № 3. Сера и ее соединения

**Необходимое оборудование и реактивы:** штатив с пробирками, держатель для пробирок, спички, горелка, резиновая пробка, складчатый фильтр, часовое стекло, микроскоп, железная ложечка, мерный цилиндр, пробка для пробирки с трубкой с оттянутым концом, индикаторная бумага, фильтровальная бумага, лучина, стеклянные палочки, стеклянный стакан в емкости с песком, дистиллированная вода; индикаторы: метиловый оранжевый, фенолфталеин; концентрированные растворы:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CCl}_4$ , насыщ.  $\text{H}_2\text{S}$ , насыщ.  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , насыщ. хлорная вода,

насыщ. йодная вода; твердые вещества:  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{S}$ ,  $\text{Cu}$ ,  $\text{FeS}$ ,  $\text{Zn}$ , сахарная пудра; разбавленные растворы:  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{SnCl}_2$ ,  $\text{CdSO}_4$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{NaHSO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{NaHS}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{KBr}$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ .

### **Опыт 1. Получение ромбической серы**

*Опыт выполняется демонстрационно. Опыт проводить под тягой!*

В пробирку налить 1–2 мл тетрахлорида углерода, насыпать небольшое количество порошка серы, закрыть пробирку пробкой и тщательно взболтать. Содержимое пробирки профильтровать через складчатый фильтр, фильтрат собрать и дать высохнуть. После полного испарения жидкости на стекле останутся кристаллы серы ромбической модификации, которые можно рассмотреть под микроскопом.

### **Опыт 2. Окислительно-восстановительные свойства серы**

*Опыт выполняется демонстрационно. Опыт проводить под тягой!*

А) В железной ложечке нагреть пламенем горелки небольшое количество порошка серы до ее воспламенения. Ложечку с горячей серой внести в цилиндр, содержащий 10–15 мл воды. По окончании горения серы ложечку из воды вынуть, воду взболтать и добавить индикатор метиловый оранжевый. Отметить цвет раствора. Составить уравнения реакций.

Б) В пробирку налить 1–2 мл концентрированной азотной кислоты, насыпать небольшое количество порошка серы. Пробирку нагреть до кипения. Какие газы выделяются? Полученной суспензии дать отстояться, жидкость над суспензией перелить в чистую пробирку. В эту пробирку добавить 1–2 мл раствора хлорида бария. Отметить наблюдаемые явления. Составить уравнения реакций.

### **Опыт 3. Получение сероводорода**

*Опыт выполняется демонстрационно. Опыт проводить под тягой!*

В пробирку положить 3–4 мелких кусочка сульфида железа (II) и, прилив 3–5 мл разбавленной соляной кислоты, закрыть



пробирку пробкой, снабженной трубкой с оттянутым концом. Когда начнется бурное выделение газа, зажечь его у входного отверстия трубки.

Отметить цвет пламени и составить уравнения реакций образования и горения сероводорода.

#### **Опыт 4. Соли сероводородной кислоты**

А) В пробирки с растворами солей меди (II), свинца (II), олова (II), висмута, кадмия, цинка прибавить сероводородную кислоту. Отметить цвет выпавших осадков. Написать уравнения реакций, объяснить, почему не все сульфиды образуются.

Б) В пробирки с растворами солей меди (II), свинца (II), олова (II), висмута, кадмия, цинка прибавить разбавленный раствор сульфида натрия. Отметить цвет выпавших осадков. Написать уравнения реакций, сравнить протекание реакций в опыте А и Б. Объяснить наблюдаемые явления с помощью ПР образующих сульфидов.

#### **Опыт 5. Восстановительные свойства сероводорода**

*Опыт проводить под тягой!*

А) В двух пробирках отдельно приготовить смеси разбавленных растворов – перманганата калия и серной кислоты; бихромата калия и серной кислоты. В обе пробирки прилить сероводородной воды. Как изменяется окраска растворов? Написать уравнения реакций.

Б) В пробирку с раствором хлорида железа (III) прилить сероводородной воды. Записать наблюдения и составить уравнение реакции.

#### **Опыт 6. Кислотные свойства $\text{H}_2\text{S}$ и $\text{H}_2\text{SO}_4$**

На универсальную индикаторную бумагу капнуть 1–2 капли разбавленных растворов сероводородной и серной кислот одинаковой концентрации. Отметить pH растворов. Объяснить их различное значение. Написать реакции диссоциации.

#### **Опыт 7. Гидролиз солей серосодержащих кислот**

А) С помощью универсальной индикаторной бумаги определить pH разбавленных растворов следующих солей:  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{NaHSO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{NaHS}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ .

Б) К растворам этих солей добавить 1–2 капли фенолфталеина.

Объяснить наблюдаемые явления, составив ионные и молекулярные реакции гидролиза. Какие соли из перечисленных не подвергаются гидролизу? Почему?

**В) Опыт проводить под тягой!**

К растворам сульфита и сульфида натрия добавить раствор хлорида алюминия. Записать наблюдения и реакции (в молекулярной и ионной форме) взаимного усиления гидролиза.

### **Опыт 8. Получение оксида серы (IV)**

К нескольким кристаллам сульфита натрия добавить 1–2 мл разбавленной серной кислоты. Отметить цвет и запах полученного оксида серы. Составить уравнения реакции.

### **Опыт 9. Восстановительные свойства сернистой кислоты и ее солей**

***Опыт выполняется демонстрационно. Опыт проводить под тягой!***

А) В две пробирки с сернистой кислотой добавить хлорную и йодную воду. Проверить образование серной кислоты с помощью раствора хлорида бария. Составить уравнения соответствующих реакций.

Б) В двух пробирках отдельно приготовить смеси разбавленных растворов – перманганата калия и серной кислоты; бихромата калия и серной кислоты. В обе пробирки прилить раствор сернистой кислоты. Как изменяется окраска растворов? Написать уравнения реакций.

В) Опыт Б повторить, взяв вместо сернистой кислоты раствор сульфита натрия. По наблюдаемым явлениям сделать выводы о восстановительной активности  $\text{H}_2\text{SO}_3$  и ее солей. Написать уравнения реакций.

### **Опыт 10. Окислительные свойства сернистой кислоты**

***Опыт проводить под тягой!***

В пробирку с раствором сернистой кислоты добавить сероводородной воды. Записать наблюдения. Составить уравнение окислительно-восстановительной реакции, отметить ее тип.

### **Опыт 11. Обезвоживающее действие концентрированной серной кислоты**

*Опыт выполняется демонстрационно. Опыт проводить под тягой!*

А) К небольшому количеству воды в пробирке по стенкам (*осторожно!*) добавлять концентрированную серную кислоту. Отметить сильное разогревание пробирки. Объяснить наблюдаемое явление.

Б) На лучину и бумагу с помощью стеклянной палочки или пипетки поместить 1–2 капли серной кислоты. Отметить наблюдаемые явления. Написать уравнение реакции обезвоживания целлюлозы.

В) В стеклянный стакан, находящийся в сосуде с песком, поместить 30 г сахарной пудры и перемешать ее с 30 мл концентрированного раствора серной кислоты. Составить уравнение обугливания пудры.

### **Опыт 12. Окислительные свойства серной кислоты**

*А) Опыт выполняется демонстрационно. Опыт проводить под тягой!*

В две пробирки взять по 5–10 капель концентрированного раствора серной кислоты. В одну пробирку поместить гранулу цинка, а в другую – медную проволочку. Пробирки осторожно нагреть на небольшом пламени горелки. К газу, выделяющемуся из пробирки с медью, поднести влажную лакмусовую бумагу, из пробирки с цинком – фильтровальную бумагу, пропитанную раствором нитрата свинца. Определить состав выделяющихся газов. Составить уравнения реакций.

Б) Испытать действие разбавленной серной кислоты на медь и цинк. Написать наблюдения. Сделать соответствующие выводы.

### **Опыт 13. Качественные реакции на сульфатный и сульфитный ионы**

В одну пробирку внести 2–3 капли раствора сульфата натрия, в другую – сульфита натрия. В обе пробирки добавить по 1–2 капли раствора хлорида бария. Отметить цвет образующихся осадков.

Слить жидкости над осадками. К осадкам прилить небольшое количество соляной кислоты. Какой осадок растворился? Записать наблюдения. Составить уравнения реакций.

#### **Опыт 14. Изучение устойчивости тиосерной кислоты**

В пробирку налить 1–2 мл раствора тиосульфата натрия и столько же разбавленной соляной кислоты. Объяснить наблюдаемые явления.

#### **Опыт 15. Восстановительные свойства тиосульфатов**

*Опыт проводить под тягой!*

В три пробирки налить по 1–2 мл раствора тиосульфата натрия. В одну пробирку прилить равный объем йодной воды, в другую – 0.5 мл хлорной воды, а в третью пробирку налить хлорную воду количеством 2–3 мл. Отметить наблюдения. Составить уравнения окислительно-восстановительных реакций.

#### **Опыт 16. Комплексообразование с участием тиосульфат-иона**

В три пробирки налить небольшое количество раствора нитрата серебра. В одну из пробирок добавить такое же количество раствора хлорида натрия, в другую – бромид калия, в третью – йодид калия. К полученным осадкам прилить избыток раствора тиосульфата натрия. Записать наблюдения и химические реакции растворения галогенидов серебра в тиосульфате.

### **Вопросы к лабораторной работе № 3**

1. Классификация сульфидов. Приведите примеры реакций взаимодействия сульфидов с водой и кислотами.
2. Сколько простых веществ образует сера? Расскажите об их свойствах и особенностях строения.
3. Опишите валентные возможности кислорода, серы, селена и теллура.
4. Какую гибридизацию имеет центральный атом в следующих соединениях: теллурид натрия, хлорид теллура (IV), оксид теллура (IV), хлорид теллура (VI), оксид теллура (VI)? Какое пространственное строение имеют эти молекулы? Определите их полярность.
5. Составьте уравнения реакций взаимодействия:

- а) сероводорода и нитрата висмута,
  - б) сульфита кальция и соляной кислоты,
  - в) сульфида меди (II) и концентрированной азотной кислоты,
  - г) сероводорода и хлорида железа (III).
6. Взаимодействие концентрированной серной кислоты с металлами.
  7. Какие свойства сернистого газа позволяют применять его при производстве бумаги, при закладке урожая в овощехранилище?
  8. Какой из оксидов селена обладает более ярко выраженными кислотными свойствами и почему? Приведите уравнения реакций.
  9. Напишите реакцию обжига пирита. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.
  10. Перечислите области применения халькогенов и их соединений.
  11. Кислородсодержащие кислоты халькогенов (VI): название, графические формулы, сравнение кислотных и окислительных свойств.
  12. Напишите уравнения реакций взаимодействия оксидов серы, селена и теллура между собой.
  13. Перечислите природные серосодержащие минералы.
  14. Напишите уравнения реакций промышленных синтезов серы и серной кислоты.
  15. Какие соединения серы представляют опасность для здоровья? Как правильно следует обращаться с ядовитыми веществами, чтобы избежать отравления?

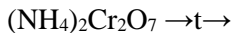
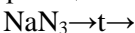
## Тема 4. Азот и его соединения

### Вопросы для подготовки к семинару № 3

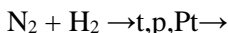
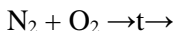
1. Азот. Распространенность и нахождение в природе. Строение молекулы азота (ВС и МО ЛКАО). Лабораторные и промышленные способы получения.
2. Физические и химические свойства молекулярного азота.
3. Аммиак: строение, получение, свойства. Соли аммония, их получение и свойства. Аммиакаты.
4. Гидразин, гидроксиламин: строение, получение, сопоставление кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств.
5. Азидоводородная, азотистоводородная (синильная) кислоты и их соли: строение, получение, устойчивость и физико-химические свойства.
6. Оксиды азота: строение молекулы, типы, получение, физические и химические свойства.
7. Азотистая кислота: получение, строение, свойства. Окислительное и восстановительное действие азотистой кислоты. Нитриты, их получение и свойства. Азотный ангидрид (оксид азота): получение, физические и химические свойства, строение молекулы.
8. Азотная кислота: строение, взаимодействие с металлами и неметаллами, получение в лаборатории и промышленности, применение. Нитраты, способы получения и свойства, термическое разложение. Азотные удобрения.

### Семинар № 3

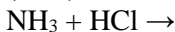
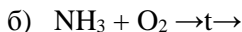
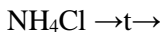
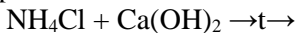
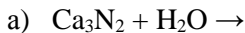
1. Составить уравнения реакций:

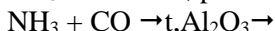
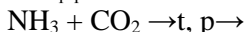
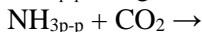
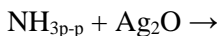
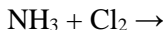
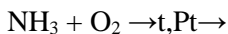


2. Написать уравнения реакций:

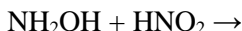
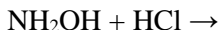
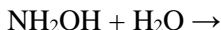
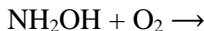
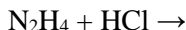
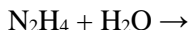
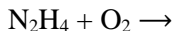
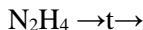


3. Написать уравнения реакций:





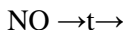
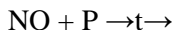
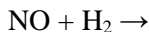
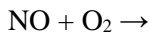
4. Написать уравнения реакций:



5. Составьте уравнения реакций получения оксидов азота.

Укажите, к какому типу оксида принадлежит каждый из них. Составьте реакции взаимодействия оксидов азота с водой и щелочами.

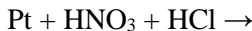
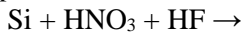
6. Написать уравнения реакций:



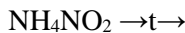
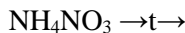
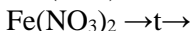
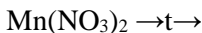
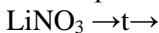
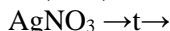
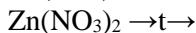
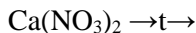
7. Написать уравнения реакций:



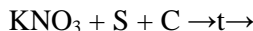
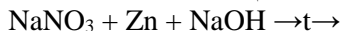
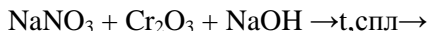
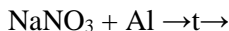
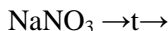
8. Написать уравнения реакций:



9. Написать уравнения реакций:



10. Написать уравнения реакций:



11. Составьте уравнения реакций, укажите условия их протекания:

- а)  $\text{N}_2\text{O} \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO} \rightarrow [\text{Fe}(\text{NO})(\text{H}_2\text{O})_5]\text{SO}_4$   
 б)  $\text{KNO}_3 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{KNO}_2 \rightarrow \text{KNO}_3 \rightarrow \text{N}_2$   
 в)  $\text{N}_2 \rightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 \rightarrow \dots \rightarrow \text{NH}_4\text{HSO}_4 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{HCO}_3$   
 г)  $\text{NO} \rightarrow \text{HNO}_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{NO}_2)_2 \rightarrow \text{HNO}_2 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NaNO}_2 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{N}_2 \rightarrow \text{BN}$

12. Используя только  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{CuO}$ , получите нитрат меди (II).

13. В водном растворе присутствуют ионы  $\text{Ba}^{+2}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{NO}_2^-$ . Как экспериментально доказать наличие всех ионов?

14. В трех цилиндрах находятся следующие газы: веселящий, бурый и азот. Как идентифицировать каждый газ?

15. Имеются вода и аммиак. Выберите только две соли и получите:  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ .

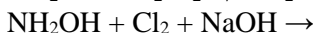
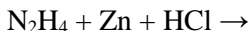
16. Разделите смеси газов: а)  $\text{NO}$  и  $\text{NH}_3$ , б)  $\text{NH}_3$  и  $\text{O}_2$ , в)  $\text{NH}_3$  и  $\text{NO}_2$ .

17. В 4х банках без этикеток находятся порошки:  $\text{NaOH}$ ,  $\text{MgSO}_4$ ,  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{NaCl}$ . В вашем распоряжении только вода и индикаторы. Как распознать, где какое вещество?

18. Какие из перечисленных веществ реагируют с  $\text{HNO}_3$  конц.:  $\text{Ag}$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{Mg}$ ,  $\text{Al}$ ,  $\text{CuS}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{W}$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{P}_{\text{бел}}$ ?

19. Напишите уравнения реакций гидролиза  $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Mg}_3\text{N}_2$ ,  $\text{KN}_3$ ,  $\text{NOCl}$ .

20. Написать уравнения реакций:



## Лабораторная работа № 4. Азот и его соединения

**Необходимое оборудование и реактивы:** штатив с пробирками, держатель для пробирок, спички, горелка, стеклянная палочка, лакмусовая бумага, фильтровальная бумага, химические стаканы, часовое стекло, стакан со льдом (снегом), шерсть; дистиллированная вода; индикаторы: фенолфталеин, лакмус; концентрированные растворы:  $\text{HCl}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ , 40%  $\text{NaNO}_2$ ; твердые вещества:  $\text{Al}$ ,  $\text{Zn}$ ,  $\text{Cu}$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ; разбавленные растворы:



бромная вода, крахмал, реактив Несслера,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{NiCl}_2$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaNO}_2$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{HNO}_3$ .

### **Опыт 1. Получение аммиака**

*Опыт выполняется демонстрационно. Опыт проводить под тягой!*

А) В пробирку налить 1 мл раствора хлорида аммония, добавить 1 мл раствора гидроксида натрия. Содержимое пробирки осторожно нагреть, не допуская закипания раствора. К отверстию пробирки поднести влажную лакмусовую бумажку. Отметить изменение цвета бумажки. Затем к отверстию пробирки поднести стеклянную палочку, смоченную концентрированной соляной кислотой. Отметить наблюдения. Написать уравнение реакции образования аммиака и его взаимодействия с кислотой.

Б) Налить в пробирку 8–10 капель разбавленного раствора аммиака, пробирку нагреть. Обнаружить выделение аммиака с помощью фильтровальной бумаги, смоченной фенолфталеином. Отметить наблюдения и составить уравнение реакции. Записать реакцию диссоциации аммиака в водном растворе.

В) В пробирку поместить 3–5 капель раствора нитрата натрия и такое же количество раствора гидроксида натрия. Затем в пробирку добавить 1–2 кусочка алюминия (или один микрошпатель цинковой пыли). Пробирку слегка нагреть до начала протекания реакции. Аммиак обнаружить с помощью лакмусовой бумаги или бумажки, смоченной фенолфталеином. Написать уравнение реакции.

### **Опыт 2. Основные свойства раствора аммиака**

А) В раствор аммиака добавить 1–2 капли фенолфталеина, отметить цвет индикатора.

Б) К 3–4 каплям разбавленного раствора серной кислоты добавить 1 каплю лакмуса, затем по каплям добавлять раствор аммиака. Что происходит с окраской индикатора? Составить уравнения реакций образования кислого и среднего сульфата аммония.

### Опыт 3. Образование аммиакатов

А) К нескольким каплям раствора сульфата меди добавить равное количество разбавленного раствора гидроксида натрия. К полученному осадку прилить избыток раствора аммиака. Составить уравнение реакции, отметив цвет осадка и раствора после добавления  $\text{NH}_3$ .

Б) К 3–4 каплям раствора хлорида натрия добавить 1–2 капли раствора нитрата серебра, к образовавшемуся осадку прилить избыток раствора аммиака. Записать наблюдения и составить уравнения реакций.

В) В две пробирки поместить 3–4 капли раствора соли: в одну пробирку – сульфата меди, а в другую – хлорида никеля. В обе пробирки налить избыток концентрированного раствора аммиака. Отметить наблюдения, написать уравнения реакций образования комплексных солей.

### Опыт 4. Восстановительные свойства аммиака

А) *Опыт выполняется демонстрационно. Опыт проводить под тягой!*

В пробирку внести 2 капли бромной воды и 1–2 капли раствора аммиака. Отметить изменение цвета бромной воды, написать реакцию окисления аммиака.

Б) *Опыт проводить под тягой!*

В пробирку налить 1–2 капли раствора перманганата калия и 3–5 капель концентрированного раствора аммиака. Отметить цвет осадка, составить уравнение химической реакции.

### Опыт 5. Получение хлорида аммония

*Опыт выполняется демонстрационно. Опыт проводить под тягой!*

Небольшое количество концентрированной соляной кислоты поместить в химический стакан, осторожно смочить дно и стенки стакана кислотой (избытки кислоты вылить), стакан накрыть часовым стеклом или фильтровальной бумагой. В другой стакан налить небольшое количество концентрированного раствора аммиака. Раствор аммиака накрыть стаканом с кислотой, перевернутым вверх дном, предварительно убрав часовое стекло или бумагу. Отметить наблюдения, написать уравнение реакции.

## **Опыт 6. Разложение солей аммония при нагревании**

**А) Опыт выполняется демонстрационно. Опыт проводить под тягой!**

Поместить в сухую пробирку небольшое количество твердого хлорида аммония. Нагреть пробирку. Отметить образование белого налета на стенках сосуда. Как называется этот процесс? Написать уравнения реакций.

**Б) Опыт проводить под тягой!**

Поместить в сухую пробирку небольшое количество твердого карбоната аммония. Осторожно понюхать соль, отметить запах аммиака. Нагреть пробирку. Написать уравнение реакции. Сравнить термическую устойчивость солей хлорида и карбоната аммония.

**В) Опыт выполняется демонстрационно. Опыт проводить под тягой!**

Поместить в сухую пробирку 3–4 кристалла бихромата аммония и нагреть на небольшом пламени горелки. Как только начнется разложение соли, горелку немедленно убрать. Записать наблюдения и уравнение реакции.

## **Опыт 7. Гидролиз солей аммония**

С помощью индикаторной бумаги определить pH растворов солей, содержащих ион аммония –  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ . Составить ионные и молекулярные уравнения гидролиза данных солей.

## **Опыт 8. Получение азотистой кислоты**

**Опыт выполняется демонстрационно. Опыт проводить под тягой!**

В пробирку налить 3–5 мл концентрированного раствора нитрита натрия. Пробирку с раствором поместить в стакан со льдом (снегом). К раствору нитрита прилить небольшое количество разбавленного раствора серной кислоты. Отметить наблюдаемые явления. Написать реакции получения и разложения  $\text{HNO}_2$ .

## **Опыт 9. Окислительно-восстановительные свойства нитритов**

**А) Опыт проводить под тягой!** В двух пробирках раздельно приготовить смеси разбавленных растворов – перманганата

ната калия и серной кислоты; бихромата калия и серной кислоты. В обе пробирки прилить раствор нитрита натрия. Как изменится окраска растворов? Написать уравнения реакций.

**Б) Опыт выполняется демонстрационно. Опыт проводить под тягой!**

В пробирку внести 2–3 капли бромной воды, затем прилить по каплям раствор нитрита натрия. Отметить наблюдаемые явления, написать уравнения реакций.

**В) Опыт выполняется демонстрационно. Опыт проводить под тягой!**

В две пробирки налить раствор йодида калия. В одну добавить раствор нитрита, а в другую – нитрата натрия. Затем в пробирки необходимо добавить по 1–2 капли концентрированной серной кислоты. Отметить наблюдаемое явление и записать уравнение реакции. Сравнить окислительную активность нитратов и нитритов в растворе.

#### **Опыт 10. Свойства азотной кислоты**

**Опыт выполняется демонстрационно. Опыт проводить под тягой!**

**А)** На шерсть нанести несколько капель концентрированной азотной кислоты. Отметить наблюдения.

**Б)** В три пробирки поместить металлы (небольшое количество!) – медь, алюминий, цинк. В каждую пробирку добавить по 3–5 капель концентрированного раствора азотной кислоты. Отметить наблюдения и написать уравнения протекающих реакций.

**В)** Повторить опыт Б, взяв вместо концентрированного разбавленный раствор азотной кислоты. Пробирку с медью слегка подогреть. Отметить разную скорость протекания реакций в опыте Б и В. Составить уравнения реакций.

#### **Опыт 11. Качественные реакции на азотсодержащие соединения**

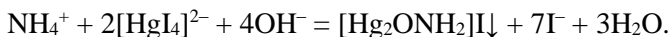
**Опыт выполняется демонстрационно. Опыт проводить под тягой!**

**А)** Реакция бурого кольца. В пробирку поместить 1–2 кристалла сульфата железа(II), добавить 2–3 капли раствора азотной кислоты, а затем во избежание перемешивания осторожно, по

стенке пробирки, добавить 1 каплю концентрированной серной кислоты. Записать наблюдения и составить уравнения реакций окисления иона железа(II) и образования бурого комплекса состава  $[\text{Fe}(\text{NO})(\text{H}_2\text{O})_5]\text{SO}_4$ .

Б) К 2–3 мл раствора нитрита натрия добавить такое же количество раствора йодида калия и 1–2 мл крахмала. Составить уравнение реакции качественного определения нитрит-иона.

В) Внести в пробирку 1–2 капли раствора хлорида аммония. В пробирку с раствором добавить избыток (до половины пробирки) дистиллированной воды. Затем в пробирку прилить 3–4 мл реактива Несслера (щелочного раствора  $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ ). Записать наблюдения. Составить уравнение реакции:



## Опыт 12. Разложение нитратов при нагревании

*Опыт выполняется демонстрационно. Опыт проводить под тягой!*

А) Поместить в сухую пробирку небольшое количество твердого нитрата натрия, соль прокалить. Остаток в пробирке охладить, затем растворить в небольшом количестве воды. Доказать наличие нитрит ионов с помощью реакции из опыта 11Б. Написать уравнения реакций.

Б) Поместить в сухую пробирку небольшое количество твердого нитрата свинца. Соль прокалить. Отметить цвет выделяющегося газа и вещества, оставшегося на дне пробирки. К отверстию пробирки поднести влажную индикаторную бумагу. Написать уравнения реакций.

## Вопросы к лабораторной работе № 4

1. Пользуясь методом МО ЛКАО, определите кратность связи и магнитные свойства в молекулах  $\text{N}_2$  и  $\text{NO}$ .
2. Приведите формулы всех оксидов, которые образует азот. Опишите их физические свойства, определите тип и напишите возможные реакции их взаимодействия с водой.
3. Нарисуйте графические формулы всех оксидов азота. Укажите кратность связей, валентность и степени окисления элементов.

4. Почему аммиак способен вступать в реакции соединения? Приведите примеры не менее двух реакций. Дайте пояснения к механизму протекания этих реакций.
5. Водородные соединения азота: графические формулы, физические свойства, методы синтеза.
6. Чем существенно отличается действие азотной и соляной кислот на такие металлы, как железо, ртуть и кальций? Приведите уравнения реакций.
7. Как влияет активность металлов на процесс термического разложения их нитратов? Приведите конкретные примеры.
8. Почему действием азотной кислоты можно получить диоксид углерода из карбоната натрия и нельзя получить оксид серы (VI) из сульфата натрия?
9. Приведите формулы азотсодержащих ангидридов и соответствующих им кислот. Опишите физические и окислительно-восстановительные свойства кислот.
10. Нитрозилхлорид: способы получения и окислительная активность.
11. Составьте уравнения реакций промышленного синтеза азотной кислоты.
12. Какие неметаллы способна окислить концентрированная азотная кислота? Составьте уравнения протекающих реакций.
13. Приведите примеры уравнений химических реакций, в которых происходит последовательное понижение степеней окисления азота от +5 до -3.
14. Назовите опасные для здоровья соединения азота. Какое воздействие они оказывают на организм человека?
15. С помощью схемы Косселя определите, какая кислота сильнее: азотная или азотистая?

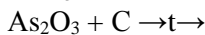
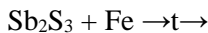
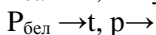
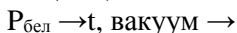
## Тема 5. Фосфор, мышьяк, сурьма, висмут и их соединения

### Вопросы для подготовки к семинару № 4

1. Основная характеристика элементов подгруппы, важнейшие степени окисления и валентности, электроотрицательность и физические свойства.
2. Фосфор. Распространенность в природе, минералы. Аллотропные модификации фосфора. Получение фосфора в промышленности. Химические свойства: взаимодействие фосфора с металлами, неметаллами, кислотами, щелочами.
3. Способы получения фосфина, арсина и стибина. Сравнение свойств фосфина и аммиака. Реакция Марша.
4. Оксиды фосфора: типы, строение молекул, способы получения и свойства.
5. Фосфористая (фосфоновая) и фосфорноватистая (фосфиновая) кислота: получение, основность, устойчивость, окислительно-восстановительные и кислотно-основные свойства. Соли.
6. Фосфорные кислоты (V): строение, получение и взаимные переходы орто-, мета- и пиропосфорной кислот. Качественные реакции. Фосфорные удобрения.
7. Минералы и получение мышьяка, сурьмы, висмута из природного сырья. Физические и химические свойства простых веществ.
8. Важнейшие соединения мышьяка, сурьмы: оксиды, кислоты, соли. Проявление амфотерных свойств у соединений мышьяка и сурьмы. Соединения висмута (III) и (V), их получение и свойства.

### Семинар № 4

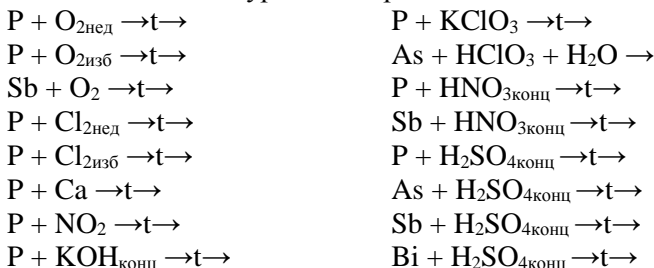
1. Написать уравнения реакций:



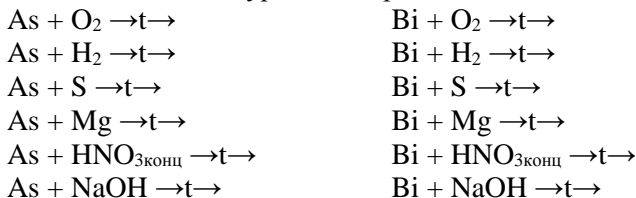
2. Напишите реакции получения фосфина и охарактеризуйте его основные физико-химические свойства.

3. Опишите суть реакции Марша. Какие вещества можно идентифицировать подобным образом? Какие пределы обнаружения?

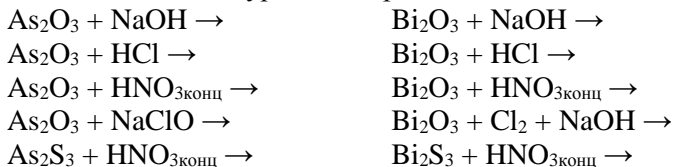
4. Написать уравнения реакций:



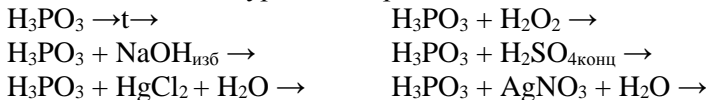
5. Написать уравнения реакций:



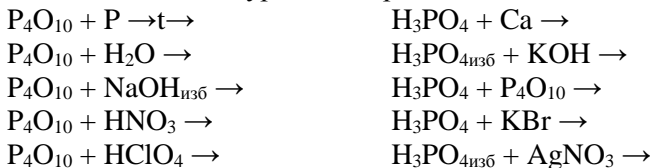
6. Написать уравнения реакций:



7. Написать уравнения реакций:



8. Написать уравнения реакций:

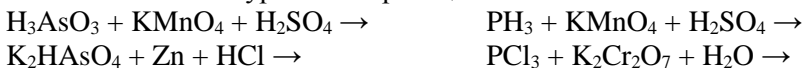


9. Объясните, как изменяются в ряду  $H_3PO_2 - H_3PO_3 - H_3PO_4$  окислительно-восстановительные и кислотно-основные свойства.

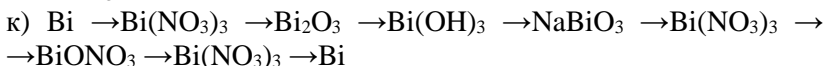
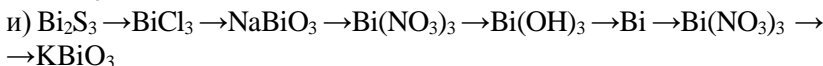
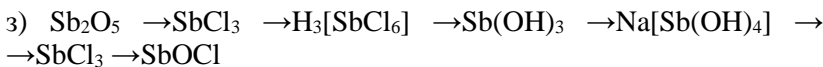
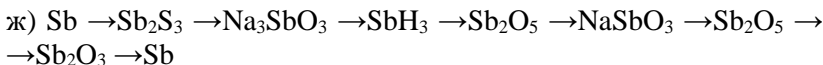
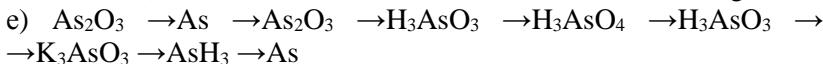
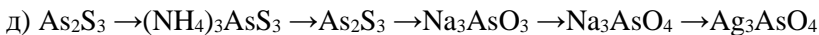
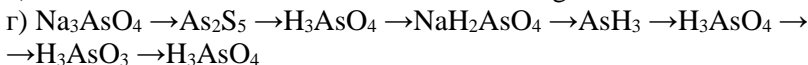
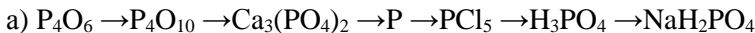


10. Опишите, по каким характеристикам фосфорсодержащие кислоты похожи друг на друга.

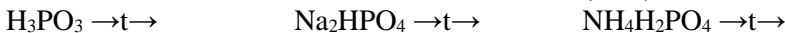
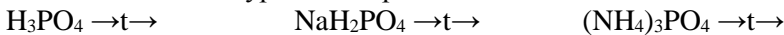
11. Написать уравнения реакций:



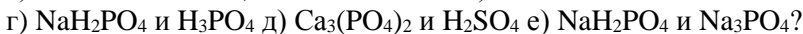
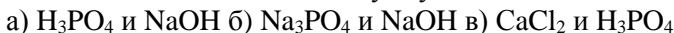
12. Составьте уравнения реакций, укажите условия их протекания:



13. Написать уравнения реакций:



14. Какие вещества могут существовать в одном растворе:



Напишите уравнения возможных реакций.

15. Напишите уравнения качественных реакций на соединения фосфора.

16. Из смеси серы, фосфора и угля выделите в чистом виде ортофосфорную кислоту, угарный газ и серную кислоту.

17. Напишите уравнения реакций гидролиза  $\text{PCl}_3$ ,  $\text{POCl}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_3$ ,  $\text{NaH}_2\text{PO}_2$ .

18. Выберите соли, которые могут существовать в одном растворе:  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{MgSO}_4$ ,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{K}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ .

19. Даны следующие вещества:  $\text{HNO}_{3\text{конц}}$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{Zn}$ ,  $\text{Cu}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ . Напишите окислительно-восстановительные реакции с предложенными веществами, в ходе которых можно было бы получить 7 новых соединений.

20. Составьте сравнительную характеристику следующих соединений:

а)  $\text{As}_2\text{O}_3$  и  $\text{Sb}_2\text{O}_3$ ;

б)  $\text{As}_2\text{O}_5$  и  $\text{Sb}_2\text{O}_5$ ;

в)  $\text{Bi}(\text{OH})_3$  и  $\text{Sb}(\text{OH})_3$ .

### **Лабораторная работа № 5. Фосфор, сурьма, висмут и их соединения**

**Необходимое оборудование и реактивы:** штатив с пробирками, держатель для пробирок, индикаторная бумага, шпатель, горелка, спички; дистиллированная вода, белок, лакмус, конц.  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ; твердые вещества:  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ ,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{Mg}$ ,  $\text{Zn}$ ; разбавленные растворы: молибденовая жидкость (раствор  $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$ , подкисленный  $\text{HNO}_3$ ), магниезиальная смесь (раствор, содержащий  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ),  $\text{SnCl}_2$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{SbCl}_3$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{CrCl}_3$ ,  $\text{NiCl}_2$ ,  $\text{CoSO}_4$ ,  $\text{MnSO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{NaH}_2\text{PO}_2$ ,  $\text{NaH}_2\text{PO}_2$ ,  $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$ .

#### **Опыт 1. Получение метафосфорной кислоты**

*Опыт выполняется демонстрационно.*

Небольшое количество (на кончике шпателя) фосфорного ангидрида (**при работе использовать перчатки!**) растворить в небольшом количестве воды. Отметить окраску раствора, составить уравнение реакции.

#### **Опыт 2. Качественные реакции на метафосфорную кислоту и ее соли**

*Опыт выполняется демонстрационно.*

А) К 1 мл раствора метафосфорной кислоты прибавить несколько капель аммиака до слабокислой реакции лакмуса ( $\text{pH} = 6$ ), а затем 3–4 капли раствора нитрата серебра. Какого цвета осадок образуется? Составить уравнение реакции.

Б) К 1–2 мл раствора метафосфата натрия прибавить несколько капель раствора нитрата серебра. Отметить цвет обра-

зовавшегося осадка. К раствору с осадком прилить 2–3 мл раствора азотной кислоты. Что происходит с осадком? Составить уравнения реакций.

В) К раствору метафосфорной кислоты добавить белок. Происходит ли свертывание?

### **Опыт 3. Качественные реакции на пиррофосфатный ион**

А) К раствору пиррофосфата натрия прибавить раствор нитрата серебра. Отметить цвет образовавшегося осадка и составить уравнение реакции.

Б) К раствору пиррофосфата натрия добавить белок. Происходит ли свертывание?

### **Опыт 4. Качественные реакции на ортофосфорную кислоту и ее соли**

А) К 1 мл раствора ортофосфорной кислоты добавить 5–6 мл молибденовой жидкости (раствор  $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$ , подкисленный  $\text{HNO}_3$ ). Пробирку нагреть до осаждения  $(\text{NH}_4)_3\text{PMo}_{12}\text{O}_{40} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ .

Б) К 1 мл раствора ортофосфорной кислоты добавить 3–5 мл раствора нитрата серебра. Раствор нагреть до осаждения фосфата серебра.

В) К 1 мл раствора ортофосфорной кислоты добавить 1 мл магниезальной смеси (раствор, содержащий  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) Отметить цвет осадка, составить уравнение реакции.

Г) К раствору ортофосфорной кислоты добавить белок. Происходит ли свертывание?

Д) Опыты А, Б, В повторить, взяв вместо ортофосфорной кислоты раствор гидроортофосфата натрия.

### **Опыт 5. Получение малорастворимых фосфатов кальция и изучение их свойств**

В три пробирки налить раствор хлорида кальция. В одну из них добавить раствор аммиака и гидрофосфата натрия, в другую – только раствор гидрофосфата, а в третью – раствор дигидрофосфата натрия. Написать уравнения реакций и объяснить влияние среды на ход процесса.

Испытать отношение полученных осадков к уксусной и соляной кислот. Составить уравнения реакций.

### **Опыт 6. Получение малорастворимых средних фосфатов**

В пробирки налить по 1 мл растворов солей: железа (III), алюминия, хрома, никеля (II), кобальта (II) и марганца. Добавить по 1 мл раствора гидроортофосфата натрия. Отметить цвет осадков, составить уравнения реакций.

### **Опыт 7. Термическое разложение кислых фосфатов**

*Опыт выполняется демонстрационно.*

А) В две пробирки внести по 2–3 кристалла дигидрофосфата натрия. Одну пробирку оставить как контрольную, другую закрепить в лапке штатива и прокалить в течение 3–5 мин, нагревая на небольшом пламени газовой горелки. Охладить пробирку. Затем в обе пробирки прибавить дистиллированной воды для растворения солей и по 2–3 капли раствора нитрата серебра. Отметить различие в окраске осадков. Как еще можно различить мета- и ортофосфаты? Написать уравнения реакций разложения соли и образования фосфатов с  $\text{AgNO}_3$ .

Б) Аналогично провести опыт А с гидрофосфатом натрия. Отметить различие в окраске осадков. Составить уравнения реакций. Сделать вывод о различном характере разложения гидро- и дигидрофосфатов.

### **Опыт 8. Гидролиз фосфорсодержащих солей**

С помощью лакмусовой бумажки или раствора лакмуса определить среду растворов следующих солей: ортофосфата, гидрофосфата, дигидрофосфата, фосфита и гипофосфита натрия. Составить ионные и молекулярные уравнения гидролиза.

### **Опыт 9. Восстановительные свойства гипофосфита натрия**

В две пробирки внести по 3–4 капли раствора гипофосфита, в одну пробирку добавить 1–2 капли раствора нитрата серебра (при необходимости смесь нагревают), во вторую – 1–2 капли раствора серной кислоты и раствора перманганата калия до изменения окраски раствора. Отметить наблюдения и составить уравнения реакций.

### **Опыт 10. Восстановительные свойства фосфита натрия**

В три пробирки внести по 3–4 капли раствора фосфита, в одну пробирку добавить 1–2 капли раствора нитрата серебра,

во вторую – 1–2 капли раствора серной кислоты и раствора перманганата калия до изменения окраски раствора (при необходимости смесь нагревают), в третью – 1–2 капли нитрата ртути (II). Отметить наблюдения и составить уравнения реакций.

### **Опыт 11. Получение сурьмы и висмута**

*Опыт выполняется демонстрационно.*

А) В пробирку налить 1–2 мл раствора хлорида сурьмы (III), внести несколько кусочков магниевой стружки. Что происходит? При необходимости смесь нагреть на горелке. Отметить цвет элементной сурьмы и составить уравнение реакции замещения.

Б) В пробирку поместить 1 гранулу цинка и налить 1–2 мл раствора соли висмута. Отметить наблюдения и составить уравнение реакции.

В) В пробирку налить 1 мл раствора хлорида олова (II), добавить раствор гидроксида натрия для растворения образовавшегося осадка и образования комплексного соединения в растворе  $\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4]$ . К полученному раствору добавить несколько капель соли висмута (III). Какого цвета осадок образуется? Составить уравнения реакций.

### **Опыт 12. Получение гидроксидов сурьмы (III) и висмута (III) и изучение их свойств**

*Опыт выполняется демонстрационно.*

А) В две пробирки налить по 1 мл раствора хлорида сурьмы (III) и постепенно по каплям добавлять раствор гидроксида натрия до выпадения осадка. В одну пробирку с осадком добавить раствор соляной кислоты. А в другую – раствор  $\text{NaOH}$  до полного растворения осадка. По данным свойствам сделать вывод о типе гидроксида сурьмы. Написать уравнения реакций.

Б) В две пробирки налить по 1 мл раствора соли висмута (III) и постепенно по каплям добавлять раствор гидроксида натрия до выпадения осадка. В одну пробирку с осадком добавить раствор азотной кислоты, а в другую – избыток раствора  $\text{NaOH}$ . Происходит ли растворение осадка? Сделать вывод о типе гидроксида висмута. Написать уравнения реакций.

### Опыт 13. Гидролиз солей сурьмы (III) и висмута (III)

А) В пробирку налить 1 мл раствора хлорида сурьмы и постепенно добавлять воду до осаждения оксосоли. Отметить цвет осадка. К раствору с осадком по каплям добавлять раствор соляной кислоты до тех пор, пока осадок не растворится. Составить уравнения реакций. Отметить факторы, влияющие на протекание гидролиза.

Б) В две пробирки налить по 1 мл раствора хлорида и нитрата висмута. Постепенно добавлять воду до осаждения оксосолей. Отметить их цвет. Составить уравнения реакций.

### Опыт 14. Получение йодида висмута (III)

*Опыт выполняется демонстрационно.*

В пробирку налить 1 мл раствора нитрата висмута, а затем по каплям добавлять раствор йодида калия до выделения осадка йодида висмута. Отметить окраску осадка. Далее в пробирку прилить избыток раствора йодида калия до полного растворения осадка с образованием  $K[BiI_4]$ . Отметить цвет полученного раствора. Составить уравнения реакций.

### Вопросы к лабораторной работе № 5

1. Аллотропные модификации фосфора. Сравнение физических и химических свойств.
2. Какие степени окисления характерны для фосфора и мышьяка? Приведите примеры соединений.
3. Опишите валентные возможности элементов подгруппы фосфора.
4. Составьте уравнения реакций взаимодействия фосфора и мышьяка с неметаллами.
5. Напишите уравнения реакций получения фосфина и арсина. Опишите их физические и химические свойства.
6. Какие свойства проявляет фосфин в окислительно-восстановительных реакциях? Приведите примеры.
7. Составьте графические формулы ангидридов фосфора. Укажите в них  $\sigma$ -сигма и  $\pi$ -пи связи, а также тип гибридизации центральных атомов.
8. Для каких кислот оксид фосфора (V) является ангидридом? Приведите их названия и графические формулы.

9. Сравните окислительно-восстановительные и кислотно-основные свойства фосфористой и фосфорной кислот.
10. Как в промышленности получают фосфор? Напишите уравнения, укажите условия их протекания.
11. Опишите отличия свойств висмута от других элементов подгруппы фосфора.
12. Фосфорные удобрения: виды, способы получения.
13. Напишите уравнения реакции Марша, для чего применяют эти процессы?
14. Какие соединения фосфора ядовиты? Как именно они действуют на организм.
15. Опишите меры предосторожности при работе с соединениями фосфора, мышьяка, сурьмы и висмута.

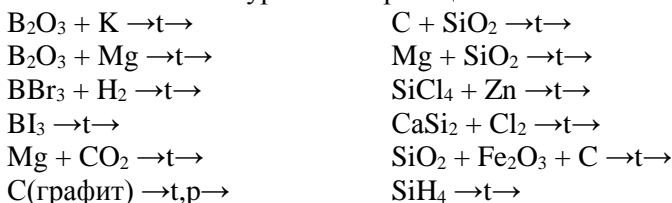
## Тема 6. Бор, углерод, кремний и их соединения

### Вопросы для подготовки к семинару № 5

1. Характеристика бора. Минералы, способы получения в промышленности. Физические и химические свойства.
2. Борный ангидрид, борные кислоты и их соли: получение, строение и свойства. Бороводороды: получение, строение молекул и свойства. Нитрид бора. Боразол. Галогениды бора: получение и свойства.
3. Основная характеристика углерода и кремния, важнейшие степени окисления и валентности, электроотрицательность и аллотропия. Промышленные способы получения. Химические свойства.
4. Оксиды углерода: типы, строение молекул, кислотнo-основные и окислительно-восстановительные свойства. Карбонилы металлов. Фосген. Угольная кислота и ее соли. Карбонаты, гидрокарбонаты. Получение, строение и применение карбамида (мочевины).
5. Типы карбидов, гидролиз. Сероуглерод, дициан, родан: строение, получение, свойства.
6. Циановая кислота и цианаты. Роданистоводородная кислота и ее соли. Способы получения и свойства.
7. Свойства соединений кремния с металлами, кислородом, водородом и галогенами. Различия в устойчивости углеводородов и силанов.
8. Виды стекла и получение его в промышленности.

### Семинар № 5

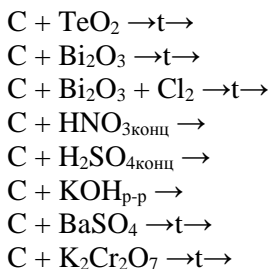
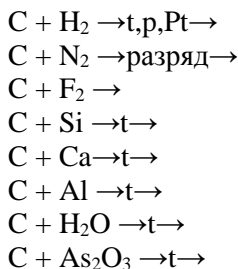
1. Написать уравнения реакций:



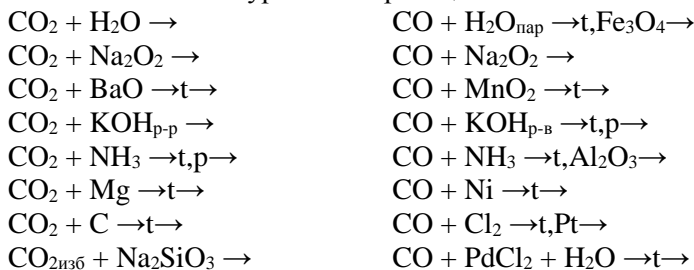
2. Написать уравнения реакций:



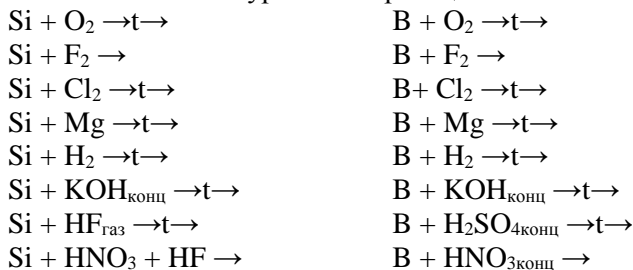




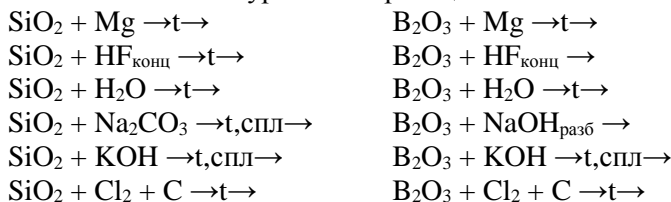
3. Написать уравнения реакций:



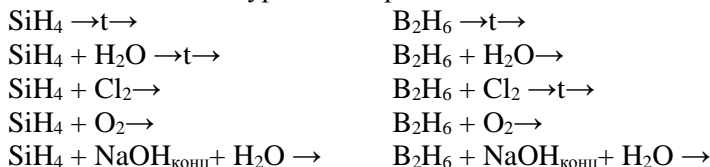
4. Написать уравнения реакций:

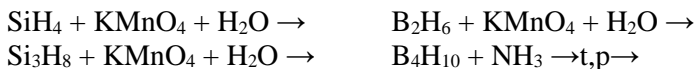


5. Написать уравнения реакций:

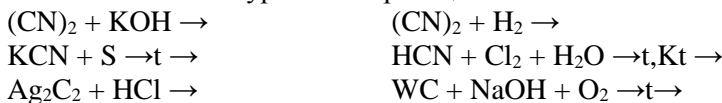


6. Написать уравнения реакций:

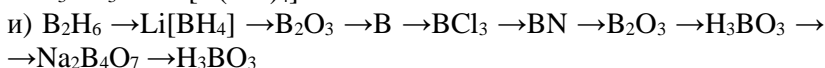
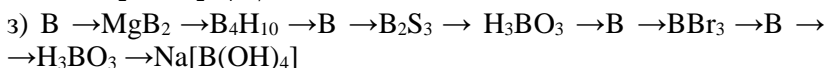
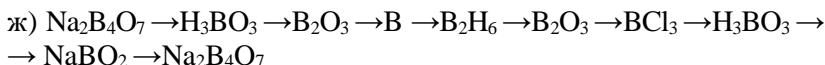
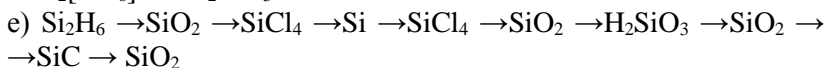
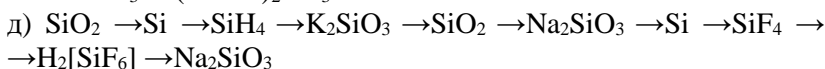
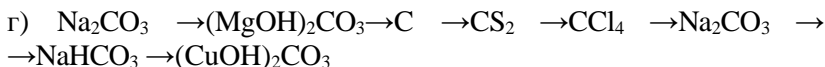
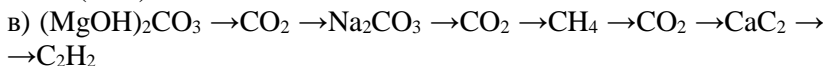
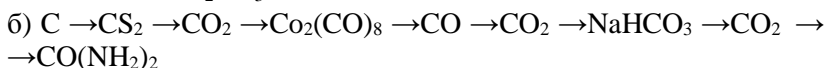
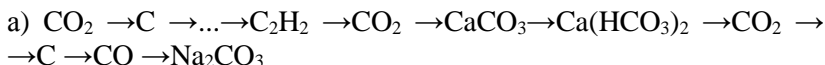




7. Написать уравнения реакций:



8. Составьте уравнения реакций, укажите условия их протекания:



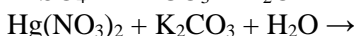
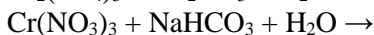
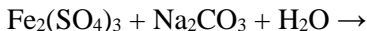
9. Разделить смеси:



10. Написать уравнения реакций гидролиза:



11. Написать уравнения реакций:



12. Распознать вещества:

а)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  – с помощью двух реактивов,

б)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и  $\text{BaCO}_3$  – без реактивов.

13. Пользуясь справочными данными по термодинамическим величинам, определить константу гидролиза ацетата натрия.

14. Пользуясь справочными данными по термодинамическим величинам, определить константу гидролиза формиата калия.

15. Пользуясь справочными данными по термодинамическим величинам, определить константу гидролиза карбоната калия по первой и второй ступени. Подтвердить расчет, используя константы диссоциации угольной кислоты и воды.

16. pH 0.01 М раствора цианида натрия составляет 10.6. Определить константу гидролиза этой соли и константу диссоциации HCN.

17. pH 0.1 М раствора ацетата калия составляет 8.9. Определить константу гидролиза этой соли. Чему равна степень гидролиза?

18. Вычислить pH и степень гидролиза 0.05 М раствора  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$ , если константа диссоциации бензойной кислоты равна  $6.3 \cdot 10^{-5}$ .

19. Определить константу гидролиза, степень гидролиза и pH 0.01 М раствора KCN. Константа диссоциации синильной кислоты равна  $7.9 \cdot 10^{-10}$ .

20. Определить константу гидролиза, степень гидролиза и pH 0.05 М раствора карбоната калия. Константы диссоциации угольной кислоты по первой и второй ступени равны  $4.5 \cdot 10^{-7}$  и  $4.5 \cdot 10^{-11}$  соответственно.

21. Определить константу гидролиза, степень гидролиза и pH 0.05 М раствора формиата аммония. Константы диссоциации муравьиной кислоты и гидроксида аммония равны  $1.75 \cdot 10^{-4}$  и  $1.75 \cdot 10^{-5}$  соответственно.

22. Определить константу гидролиза, степень гидролиза и pH 0.05 М раствора карбоната аммония. Константы диссоциации угольной кислоты по первой и второй ступени равны  $4.5 \cdot 10^{-7}$  и  $4.5 \cdot 10^{-11}$  соответственно, а константа диссоциации гидроксида аммония –  $1.75 \cdot 10^{-5}$ .

## Лабораторная работа № 6. Углерод, кремний и их соединения

**Необходимое оборудование и реактивы:** штатив с пробирками, держатель для пробирок, спички, горелка, фильтровальная бумага, пробка с изогнутой газоотводной трубкой, аппарат Киппа, лучина, пробка для пробирки, индикаторная бумага, стеклянная палочка; дистиллированная вода; индикаторы: нейтральный раствор лакмуса, фенолфталеин; фиолетовые чернила или фуксин; концентрированные растворы:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ , насыщ. йодная вода, насыщ.  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ; твердые вещества: мелкоизмельченный древесный уголь,  $\text{CuO}$ ,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{FeSO}_4$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ; разбавленные растворы:  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{SrCl}_2$ ,  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{NiCl}_2$ ,  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ ,  $\text{CoCl}_2$  (или  $\text{CoSO}_4$ ),  $\text{CrCl}_3$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ .

### Опыт 1. Адсорбционная способность древесного угля

А) Воду в колбе слегка окрасить фиолетовыми чернилами или фуксином. Внести в нее мелкоизмельченный древесный уголь, сильно взболтать, а затем отфильтровать раствор. Как при этом изменился цвет раствора? Дать объяснения наблюдаемым явлениям.

Б) В две пробирки налить по 3–4 капли раствора нитрата свинца. В одну пробирку добавить мелко измельченный древесный уголь. Эту пробирку закрыть пробкой и сильно взболтать. Отфильтровать раствор. Затем в обе пробирки добавить по 1–2 капли раствора иодида калия. Объяснить наблюдаемые явления, составить уравнение реакции.

### Опыт 2. Восстановительные свойства угля

*Опыт выполняется демонстрационно.*

А) Небольшое количество оксида меди (II) перемешать с таким же количеством мелко измельченного древесного угля. Смесь пересыпать в сухую пробирку, укрепленную на горизонтальном штативе. Закрыть пробирку пробкой с изогнутой газоотводной трубкой, конец которой опустить в сосуд с известковой водой. Пробирку нагревать на пламени горелки до прекра-

щения выделения газа. Дать пробирке остыть, отметить цвет вещества в пробирке. Написать уравнения реакций.

Б) **Опыт проводить под тягой в защитных очках!**

В пробирку поместить 2 капли концентрированного раствора серной кислоты и маленький кусочек угля. Укрепить ее в штативе и осторожно нагреть в небольшом пламени горелки. Когда начнется выделение пузырьков газа, поднести к отверстию пробирки фильтровальную бумагу, смоченную йодной водой. Отметить наблюдаемые явления, составить уравнение реакции.

### **Опыт 3. Получение и свойства углекислого газа**

**Опыт выполняется демонстрационно.**

А) В аппарат Киппа положить кусочки мрамора и налить раствор соляной кислоты. Наблюдать выделение газа.

Б) Выделяющийся газ пропустить в пробирку с водой, подкрашенной нейтральным раствором лакмуса. Что наблюдается? Затем раствор прокипятить. Объяснить наблюдаемые явления. Составить уравнения реакций получения углекислого газа и его растворения в воде. Нарисовать схему аппарата.

В) Наполнить пробирку выделяющимся газом и опустить в нее горящую лучину. Что происходит?

### **Опыт 4. Образование карбонатов**

А) **Опыт выполняется демонстрационно.**

Полученный в опыте 3 углекислый газ пропускать через известковую воду до тех пор, пока не исчезнет образовавшаяся в начале белая муть. Написать уравнения реакций. Сделать вывод о растворимости карбонатов в воде.

Б) **Опыт выполняется демонстрационно.**

Полученный раствор разлить в две пробирки. Одну из них нагреть, а в другую добавить известковой воды. Отметить наблюдения, составить уравнения реакций.

В) **Опыт выполняется демонстрационно.**

Пробирку, наполненную углекислым газом и закрытую пробкой, опрокинуть в кристаллизатор с разбавленным раствором едкого натра, после чего открыть пробку (**После опыта тщательно вымыть руки!**). Объяснить наблюдения, составить уравнения реакций.

Г) В три пробирки поместить 3–4 капли раствора хлорида щелочноземельного металла: в одну – кальция, во вторую – стронция, а в третью – бария. В каждую добавить по 3–4 капли раствора карбоната натрия. Отметить цвет осадков. Проверить растворимость полученных карбонатов в уксусной и соляной кислотах. Составить уравнения протекающих реакций.

Д) В пробирку налить 4–5 капель раствора карбоната натрия и несколько кристаллов сульфата железа (II). Отметить цвет осадка, составить уравнение реакции.

### **Опыт 5. Гидролиз карбонатов**

А) В две пробирки внести по 5–6 капель дистиллированной воды и по 2–3 капли фенолфталеина. Затем в одну пробирку внести несколько кристаллов карбоната натрия, в другую – гидрокарбоната натрия. Отметить различие в окраске индикатора.

Б) С помощью универсальной индикаторной бумаги определить pH растворов  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и  $\text{NaHCO}_3$ . Составить уравнения гидролиза карбонатов натрия. Сделать вывод о том, какие карбонаты лучше гидролизуются – кислые или средние.

### **Опыт 6. Взаимное усиление гидролиза с участием карбонатов**

А) Налить в шесть пробирок по 3–5 капель растворов солей магния, цинка, меди (II), никеля (II), свинца и кобальта (II). В каждую из них добавить такое же количество раствора карбоната натрия. Отметить наблюдения, составить уравнения реакций.

Б) В три пробирки поместить небольшое количество растворов солей трехвалентных металлов: в одну – сульфата хрома, в другую – хлорида железа, в третью – хлорида алюминия. В каждую пробирку добавить такое же количество раствора карбоната натрия. Записать наблюдения и уравнения реакций.

### **Опыт 7. Термическое разложение карбонатов**

В сухие пробирки поместить небольшое количество твердых солей:  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NaHCO}_3$ . Пробирки закрыть газоотводными трубками, опустить концы трубок в известковую воду. Пробирки нагревать на пламени горелки. Отметить наблюдаемые явления.

### **Опыт 8. Получение кремниевой кислоты**

А) Получение гидрогеля. К 5 мл концентрированного раствора силиката натрия добавить 2 мл разбавленной соляной кислоты, полученный раствор хорошо перемешать стеклянной палочкой. Отметить наблюдения.

Б) *Опыт выполняется демонстрационно. Опыт проводить под тягой!*

Получение гидрозоля. К 5 мл раствора силиката натрия добавить такое же количество концентрированной соляной кислоты. Полученный коллоидный раствор нагреть до кипения. Отметить наблюдения, составить уравнения реакций.

В) *Опыт выполняется демонстрационно.*

Полученный с помощью аппарата Киппа углекислый газ пропустить через раствор силиката натрия. Записать наблюдения, составить уравнение реакции.

### **Опыт 9. Получение нерастворимых силикатов**

В три пробирки налить по 2–3 мл растворов солей кальция, цинка, магния. В каждую пробирку добавить такое же количество раствора силиката натрия. Отметить цвет осадков, написать уравнения реакций.

### **Опыт 10. Гидролиз силикатов**

А) Определить pH разбавленного раствора силиката натрия. Подтвердить щелочную среду раствором нейтрального лакмуса или фенолфталеина. Написать уравнение гидролиза.

Б) К 1–2 мл концентрированного раствора силиката натрия прилить, постоянно помешивая, 2–3 мл насыщенного раствора хлорида аммония. Отметить наблюдения, составить уравнение реакции.

### **Вопросы к лабораторной работе № 6**

1. Охарактеризуйте валентные возможности и степени окисления для углерода и кремния.
2. Объясните, почему алмаз – диэлектрик, кремний – полупроводник, а графит имеет хорошую электропроводность?
3. На основе метода МО ЛКАО определите кратность связи и магнитные свойства оксида углерода (II).

4. Предложите несколько способов получения водородных соединений углерода и кремния.
5. Охарактеризуйте физические и химические свойства метана и силана.
6. Приведите примеры поликислот, образованных элементами IVA группы. Укажите гибридизацию центрального атома.
7. Составьте формулы карбидов натрия, кальция, бериллия, магния, алюминия. Расставьте степени окисления элементов в них. Напишите уравнения их гидролиза.
8. Опишите процессы промышленного производства кальцинированной соды.
9. Почему оксид углерода (IV) – газ, а оксид кремния – твёрдое вещество? Дайте обоснованный ответ.
10. Приведите формулы оконного стекла, хрусталя, кварцевого, жидкого стекла. Перечислите области их применения.
11. Составьте графические формулы следующих веществ: карбонат натрия, гидрокарбонат стронция, ацетилен, силан. Укажите тип гибридизации центральных атомов.
12. Охарактеризуйте наиболее важные химические процессы, используемые в силикатной промышленности. Напишите уравнения реакций.
13. Фторокремневая кислота: получение, физические и химические свойства.
14. Какие соединения углерода и кремния могут оказывать отрицательное действие на организм? Как оградить себя от их вредного воздействия?
15. Изобразите схемы перекрывания атомных орбиталей при образовании связей в следующих молекулах, укажите тип гибридизации центральных атомов:  $\text{SiH}_4$ ,  $\text{C}_2\text{Cl}_4$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{C}_2\text{H}_4$ ,  $\text{C}_3\text{H}_4$ ,  $\text{CH}_3\text{OH}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{CH}_3\text{Cl}$ ,  $\text{COCl}_2$ ,  $\text{CH}_3\text{CONH}_2$ ,  $\text{HCOOH}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOCH}_3$ ,  $\text{CS}_2$ .



## Тема 7. Комплексные соединения

### Вопросы для подготовки к семинару № 6

1. Основные понятия координационной химии: внутренняя и внешняя координационные сферы, центральный атом, координационное число, лиганды, дентантность.
2. Классификация, номенклатура и изомерия комплексных соединений.
3. Равновесия в растворах комплексных соединений. Константы устойчивости и нестойкости.
4. Реакции образования и разрушения комплексных соединений.
5. Химическая связь в комплексных соединениях. Метод валентных связей (МВС) применительно к комплексным соединениям. Низко- и высокоспиновые состояния. Магнитные свойства комплексных соединений.
6. Строение карбониллов. Дативные связи.
7. Теория кристаллического поля (ТКП) применительно для октаэдрических комплексных соединений. Энергия стабилизации кристаллического поля (ЭСКП).
8. Спектрохимический ряд лигандов. Окраска комплексных соединений.

### Семинар № 6

1. Назвать следующие комплексные соединения:

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$	$[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_4\text{CN}]\text{Br}_2$
$\text{K}[\text{Nd}(\text{SO}_4)_2]$	$\text{NH}_4[\text{Cr}(\text{NH}_3)_2(\text{CNS})_4]$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]_2(\text{SO}_4)_3$	$[\text{FeNO}(\text{H}_2\text{O})_5]\text{SO}_4$
$\text{H}_2[\text{SiF}_6]$	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6][\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$
$\text{Cs}_4[\text{Mg}_3\text{F}_{10}]$	$\text{KFe}^{\text{II}}[\text{Fe}^{\text{III}}(\text{CN})_6]$
$[\text{CrCl}_3(\text{H}_2\text{O})_3]$	$\text{Rb}_4[\text{Sb}^{\text{III}}\text{Cl}_6][\text{Sb}^{\text{V}}\text{Cl}_6]$
$[\text{Ni}(\text{CO})_4]$	$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4][\text{Pt}^{\text{IV}}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}_4$

2. Определить с.о. комплексообразователя, назвать комплексные ионы:

$[\text{AlH}_6]^{3-}$	$[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$	$[\text{PdOHCl}_3]^{2-}$
$[\text{Sb}(\text{OH})_6]^{-}$	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^{+}$	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_2(\text{H}_2\text{O})_2]^{2+}$
$[\text{VS}_4]^{3-}$	$[\text{Ru}(\text{N}_2)(\text{NH}_3)_5]^{2+}$	$[\text{Au}(\text{CN})_3]^{2-}$

3. Написать формулы перечисленных комплексных соединений:

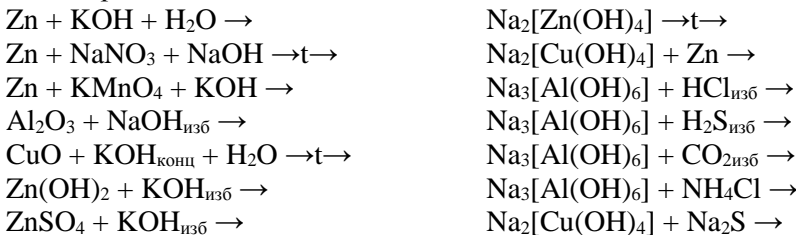
- перхлорат диамминсеребра,
- сульфат триэтилендиаминкобальта (II),
- дитиомеркурлат (II) калия,
- дигидроксодиоксалатохромат (III) цезия,
- моноамминпентацианоферрат (II) натрия,
- тетрахлороплатинат (II) гексаамминникеля (II).

4. Написать формулы перечисленных комплексных неэлектролитов:

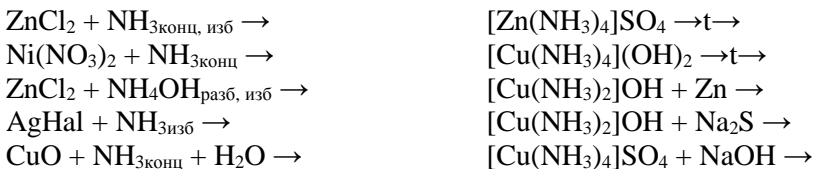
- трифторотриакваалюминий,
- дибромодиамминплатина (II),
- пентакарбонилжелезо (0),
- динитротетрааквакобальт (II).

5. Найти заряды частиц и указать среди них катионы, анионы и неэлектролиты:  $[\text{Au}(\text{CN})_2]$ ,  $[\text{PdH}_2\text{O}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}]$ ,  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]$ ,  $[\text{Cr}(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_2]$ ,  $[\text{NiNH}_3(\text{CN})_5]$ ,  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3\text{F}_3]$ ,  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]$ .

6. Написать уравнения реакций образования и разрушения гидроксокомплексов:

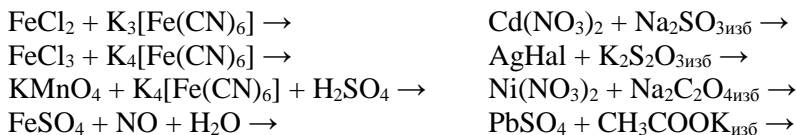


7. Написать уравнения реакций образования и разрушения амминокомплексов. Определить класс всех комплексных соединений:

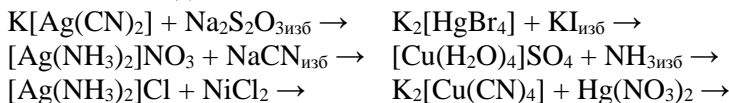


8. Написать уравнения реакций образования ацидокомплексов:

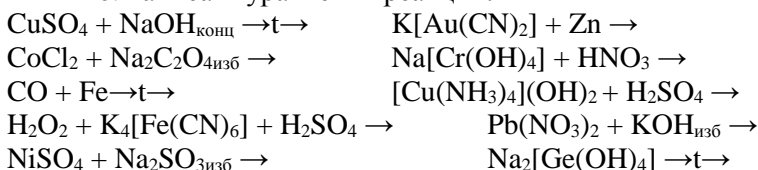




9. Пользуясь справочными данными по  $\beta_{\text{нест}}$ , определить, какие процессы будут протекать. Выразите  $\beta_{\text{нест}}$  для всех комплексных соединений:



10. Написать уравнения реакций:



11. Написать уравнения обменных реакций, происходящих между:

а)  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  и  $\text{CuSO}_4$ , б)  $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{CN})_6]$  и  $\text{FeSO}_4$ ,  
имея в виду, что образующиеся комплексные соли нерастворимы в воде. Назвать все соли.

12. На основании метода валентных связей (ВС) рассмотреть химическую связь в следующих ионах:  $[\text{Sn}(\text{OH})_6]^{2-}$ ,  $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ ,  $[\text{HgI}_3]^-$ ,  $[\text{CoCl}_4]^{2-}$ ,  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ ,  $[\text{Ni}(\text{en})_3]^{2+}$ ,  $[\text{SbS}_4]^{3-}$ .

13. На основании метода ВС определить формулы карбинолов осмия и марганца. Определить основные характеристики данных комплексов: гибридизацию, геометрию, число дативных связей, магнитные свойства, спиновое состояние.

14. На основании метода ВС сравнить реакционную способность ионов:

а)  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$  и  $[\text{V}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ ; б)  $[\text{CoF}_6]^{3-}$  и  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ .

15. Для комплекса состава  $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$  с концентрацией 0.1 М определить:

- молярную концентрацию ионов натрия;
- константы нестойкости и устойчивости – на основании справочных данных по термодинамическим величинам;
- молярную концентрацию ионов цинка в водном растворе;
- молярную концентрацию ионов цинка в 0.01 М растворе КОН.

16. Для  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$  с концентрацией 0.05 М и  $\beta_{\text{нест}} = 9.3 \cdot 10^{-13}$  при 25 °С определить:

- а) молярную концентрацию ионов хлора;
- б) энергию Гиббса процесса ассоциации комплексного иона этой соли;
- в) молярную концентрацию ионов меди в водном растворе;
- г) молярную концентрацию ионов меди в 0.01 М растворе аммиака.

17. При какой концентрации сульфидных ионов начнет выпадать осадок  $\text{CoS}$  из 0.01 М раствора триоксалатокобальтата (II) калия, если  $K_s(\text{CoS}) = 4 \cdot 10^{-21}$ ,  $\beta_{\text{нест}} = 1.1 \cdot 10^{-8}$ ?

18. При какой концентрации ионов  $\text{Cl}^-$  начнет выпадать осадок  $\text{AgCl}$  из 0.3 М раствора нитрата диамминсеребра, содержащего 1.5 моль избыточного аммиака в 1 л раствора, если  $K_s(\text{AgCl}) = 1.8 \cdot 10^{-10}$ ,  $\beta_{\text{уст}} = 1.75 \cdot 10^7$ ?

19. Произойдет ли образование осадка  $\text{AgI}$ , если к 1 л 0.1 М раствора трицианоаргентата калия, содержащего избыточных 0.5 моль  $\text{KCN}$ , добавить 0.01 моль  $\text{KI}$ ?  $K_s(\text{AgI}) = 8.3 \cdot 10^{-17}$ ,  $\beta_{\text{нест}} = 2.8 \cdot 10^{-21}$ .

20. Произойдет ли образование осадка  $\text{CdS}$ , если к 2 л 0.02 М раствора тетрацианокадмиата калия, содержащего избыточных 0.1 моль  $\text{KCN}$ , добавить 1 л 0.005 М раствора  $\text{Na}_2\text{S}$ ?  $K_s(\text{CdS}) = 1.6 \cdot 10^{-28}$ ,  $\beta_{\text{нест}} = 1.41 \cdot 10^{-17}$ .

21. Сколько моль аммиака должно содержаться в 1 л 0.1 М раствора нитрата диамминсеребра, чтобы прибавление 1.5 г хлорида калия не вызвало выпадения осадка хлорида серебра?  $K_s(\text{AgCl}) = 1.8 \cdot 10^{-10}$ ,  $\beta_{\text{нест}} = 5.7 \cdot 10^{-8}$ .

22. Произойдет ли образование осадка  $\text{HgS}$ , если к 10 мл 0.08 М раствора тетрайодомеркурата калия добавить 2 мл 0.01 М раствора сульфида калия?  $K_s(\text{HgS}) = 1.6 \cdot 10^{-52}$ ,  $\beta_{\text{уст}} = 6.67 \cdot 10^{30}$ .

## **Лабораторная работа № 7. Химические свойства комплексных соединений**

**Необходимое оборудование и реактивы:** штатив с пробирками, фильтровальная бумага, фарфоровые тигли, тигельные щипцы, горелка, часовое стекло, пипетки, резиновые груши; бидистиллированная вода, изоамиловый спирт; концентрирован-

ные растворы:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , 30%  $\text{NaOH}$ , 40%  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , 20%  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ , 30%  $\text{CoCl}_2$ ; твердые вещества:  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CoCl}_2 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{NaNO}_2$ ,  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{Zn}$ ; разбавленные растворы: 10%  $\text{CoCl}_2$ , ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{CrCl}_3$ ,  $\text{SnCl}_2$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{NiCl}_2$ ,  $\text{CdSO}_4$ ,  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{KCSN}$  ( $\text{NH}_4\text{CSN}$ ),  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ,  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ,  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HCl}$ .

### Опыт 1. Образование аквакомплексов

А) На листе фильтровальной бумаги пипеткой нанести надпись концентрированным раствором хлорида кобальта (II) и оставить на воздухе для высушивания. Надпись становится практически бесцветной. Прогреть фильтровальную бумагу с надписью в токе горячего воздуха. Через несколько секунд надпись становится более яркой и окрашивается в синий цвет. После охлаждения цвет вновь тускнеет, что обусловлено изменением геометрии комплекса кобальта (октаэдр – тетраэдр). Составить уравнения реакций.

Б) Пробы кристаллогидратов  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CoCl}_2 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  нагреть в тигле. Полученные безводные соли охладить и прилить к ним немного воды. Наблюдать изменение окраски. Написать реакции образования аквакомплексов.

### Опыт 2. Образование гидроксокомплексов

К растворам солей алюминия, хрома (III), олова (II), цинка, свинца и кобальта (II) прилить раствор щелочи. Вначале образуются нерастворимые гидроксиды, которые затем растворяются в избытке щелочи. Гидроксиды свинца и кобальта лучше растворяются в концентрированном растворе едкого натра. Отметить цвет осадков и гидроксосоединений. Составить уравнения реакций.

### Опыт 3. Образование и свойства аммиакатов

А) К растворам солей меди (II), цинка и никеля (II) прилить раствор аммиака. Отметить цвет осадков. Затем все осадки растворить в избытке  $\text{NH}_3$ . Отметить цвет комплексных гидроксидов. Составить уравнения реакций.

Б) К раствору соли меди (II) прилить избыток концентрированного раствора аммиака. Отметить цвет комплексной соли. Полученный раствор разделить на 2 пробирки. В одну пробирку добавить раствор сульфида натрия, в другую – опустить кусочек цинка. Что происходит? Составить уравнения реакций образования и разрушения аминок комплексов.

В) К 2–3 мл раствора соли никеля (II) прилить избыток концентрированного раствора аммиака. Отметить цвет комплексной соли. К полученному раствору прилить раствор сульфида натрия. Что происходит? Составить уравнения реакций.

#### **Опыт 4. Образование ацидокомплексов кобальта**

А) В пробирку налить 1–2 капли раствора соли кобальта (II), добавить 1 мл насыщенного раствора тиоцианата аммония (калия). Отметить изменение окраски раствора. К полученному раствору добавить 5 капель изоамилового спирта (*опыт проводить под тягой!*), а затем его встряхнуть. Слой изоамилового спирта при этом окрашивается в синий цвет, т.к. данный комплекс в спирте более стабилен, чем в воде.

Б) В три пробирки налить по 1 мл 10% раствора хлорида кобальта. В пробирки поместить по 0.1 г твердых солей: в первую – ацетата натрия, во вторую – хлорида кальция, в третью – нитрита натрия. Как меняется цвет растворов в пробирках? Составить уравнения реакций.

#### **Опыт 5. Образование ацидокомплексов некоторых металлов**

А) К 1 мл раствора соли свинца прилить небольшое количество раствора соли сульфата натрия. Отметить цвет осадка. Полученный сульфат растворить в насыщенном растворе ацетата натрия. Отметить наблюдения. Написать уравнения реакций образования сульфата свинца и тетраацетатоплюмбата (II).

Б) К растворам солей цинка и кадмия (II) по каплям приливать концентрированный раствор сульфита натрия до тех пор, пока образующийся вначале осадок полностью не растворится. Отметить цвета осадков и растворов комплексных соединений. Составить уравнения реакций.

В) К растворам солей кобальта (II) и никеля (II) по каплям приливать концентрированный раствор оксалата натрия до тех пор, пока образующийся вначале осадок полностью не раство-

рится. Отметить цвета осадков и растворов комплексных соединений. Составить уравнения реакций.

### **Опыт 6. Образование комплексных соединений железа**

А) Турнбуллева синь.

К раствору соли железа (II) прилить раствор красной кровяной соли. Отметить наблюдения, составить уравнение реакции.

Б) Берлинская лазурь.

К раствору соли железа (III) прилить раствор желтой кровяной соли. Отметить наблюдения, составить уравнение реакции.

В) В пробирку налить 2–3 мл раствора марганцовки, 1 мл разбавленной серной кислоты и 3–4 мл желтой кровяной соли. Что наблюдается? Составить уравнение реакции.

Г) К 1 мл раствора жёлтой кровяной соли добавить 1 мл раствора сульфата никеля. Полученный осадок гексацианоферрата (II) никеля (II) растворить в избытке раствора аммиака для синтеза соединения  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Отметить цвета осадков, составить уравнения реакций.

### **Опыт 7. Комплексные соединения серебра**

А) На часовом стекле смешать по 1 капле растворов нитрата серебра и хлорида натрия. Полученный осадок растворить, добавив несколько капель насыщенного раствора хлорида натрия. Составить уравнения реакций.

Б) На часовом стекле смешать по 1 капле растворов нитрата серебра и хлорида натрия. Полученный осадок растворить, добавив 1–2 капли концентрированного раствора аммиака. К раствору комплексной соли по каплям добавлять разбавленный раствор азотной кислоты. Почему осадок вновь образуется? Составить уравнения реакций.

В) На часовом стекле смешать по 1 капле растворов нитрата серебра и хлорида натрия. Полученный осадок растворить, добавив несколько капель насыщенного раствора тиосульфата натрия. Составить уравнения реакций.

Г) На часовом стекле смешать по 1 капле растворов нитрата серебра и аммиака. Полученный осадок растворить, добавив несколько капель концентрированного раствора аммиака. Составить уравнения реакций.

### **Опыт 8. Образование и свойства цианидного комплекса меди (II)**

К раствору сульфата меди (II) прилить раствор желтой кровяной соли. Отметить цвет нерастворимой комплексной соли. Полученный осадок разделить на три пробирки. Добавить соляную кислоту, раствор гидроксида натрия и раствор аммиака. Отметить наблюдения. Составить уравнения реакций.

### **Опыт 9. Комплексные соединения ртути (II)**

К 1 мл раствора нитрата ртути (II) по каплям приливать раствор йодида калия – до тех пор, пока образующийся вначале осадок полностью не растворится. Отметить цвет осадка и раствора комплексного соединения ртути. Полученный раствор разделить на две части – к одной добавить несколько капель раствора щелочи, а к другой – 1–2 капли раствора сульфида натрия. Отметить наблюдения. Составить уравнения реакций.

### **Опыт 10. Реакция бурого кольца**

В пробирку поместить 1–2 кристалла сульфата железа (II), добавить 2–3 капли раствора азотной кислоты, а затем во избежание перемешивания осторожно, по стенке пробирки, добавить 1 каплю концентрированной серной кислоты. Записать наблюдения и составить уравнения реакций окисления иона железа (II) и образования бурого комплекса.

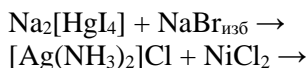
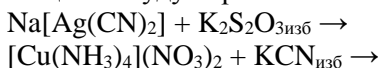
### **Вопросы к лабораторной работе № 7**

1. Классификация комплексных соединений.
2. От чего зависит количество лигандов в комплексном соединении? Что такое координационное число? Сформулируйте правило Вернера.
3. Напишите уравнения диссоциации следующих комплексных соединений, выразите общую константу устойчивости:  
а)  $K_2[HgI_4]$ ;                      б)  $[Ag(NH_3)_2]NO_3$ ;                      в)  $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$ .
4. Составьте формулы комплексных соединений, если известно, что они содержат следующие частицы:  
а)  $Co^{2+}$ ,  $SO_4^{2-}$ ,  $NH_3$ ;                      б)  $Cu^{2+}$ ,  $Fe^{2+}$ ,  $CN^-$ ;                      в)  $Co^{3+}$ ,  $CN^-$ ,  $H_2O$ .
5. Понятие дентантности лигандов. Приведите примеры комплексных соединений, содержащих монодентантные, биден-



тантные, тридентантные, полидентантные лиганды. Назовите их.

6. Приведите примеры комплексных солей, которые при диссоциации образуют:  
а) ионы водорода; б) ионы гидроксидов.
7. Дативные связи: механизм образования в карбонилах.
8. Какие из перечисленных металлов: медь, железо, ртуть, цинк, серебро способны разрушить комплекс  $K_2[Cu(OH)_4]$ ? Напишите уравнения протекающих реакций.
9. Приведите примеры комплексных соединений, которые являются неэлектролитами.
10. Какие комплексные соли можно разрушить углекислым газом? Опишите предполагаемые наблюдения и составьте уравнение реакции.
11. С помощью метода ВС покажите образование химических связей в следующих комплексных ионах:  $[Be(OH)_4]^{2-}$ ,  $[Sn(H_2O)_4]^{2+}$ ,  $[Cu(CN)_4]^{2-}$ . Определите тип гибридизации комплексообразователей.
12. Составьте формулы соединений: хлорид триэтилендиаминкобальта (III), дихлоросульфатокупрат натрия, нитрат тетрааминцинка, тетракарбонилникель.
13. Как определить магнитные свойства комплексных частиц и их окраску?
14. Приведите примеры комплексных минералов, отметьте их тривиальные и систематические названия.
15. Пользуясь справочными данными по общим константам нестойкости (Приложение, табл. П7), определите, какие процессы будут протекать:



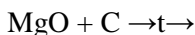
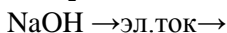
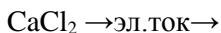
## Тема 8. Щелочные, щелочноземельные металлы, магний и их соединения

### Вопросы для подготовки к семинару № 7

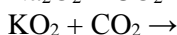
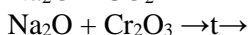
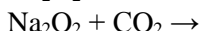
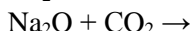
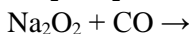
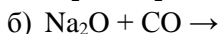
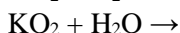
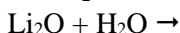
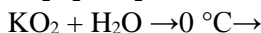
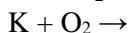
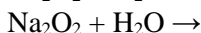
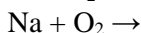
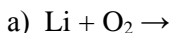
1. Основная характеристика элементов IA и IIA подгрупп, важнейшие степени окисления и валентности, электроотрицательность и значения электродных потенциалов.
2. Основные минералы и способы получения металлов в промышленности.
3. Особенности свойств лития по сравнению с другими щелочными металлами.
4. Гидриды, оксиды, пероксиды, озониды щелочных металлов: химическая связь в соединениях, получение и свойства. Пероксид бария.
5. Получение карбоната натрия, оксида, гидроксида кальция и хлорной извести в промышленности.
6. Основные способы получения щелочей, их химические свойства.
7. Жесткость воды, виды и способы ее устранения.
8. Качественные реакции на ионы металлов.

### Семинар № 7

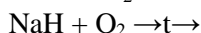
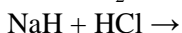
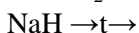
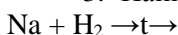
1. Написать уравнения реакций:



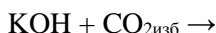
2. Написать уравнения реакций:

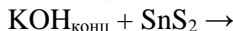
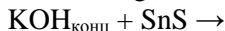
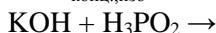
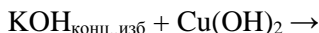
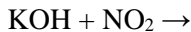
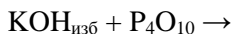
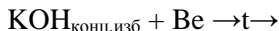
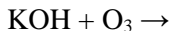
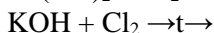
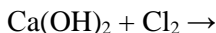
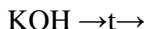
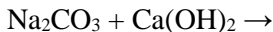
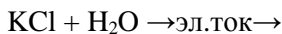


3. Написать уравнения реакций:

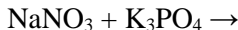
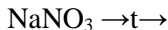
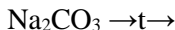
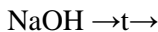
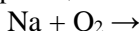
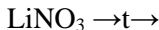
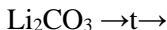
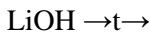
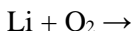


4. Написать уравнения реакций:

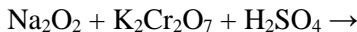
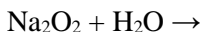




5. Написать уравнения реакций:



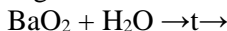
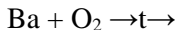
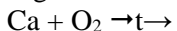
6. Написать уравнения реакций:



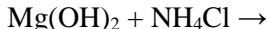
7. Какие из перечисленных веществ – Mg, Zn, Br<sub>2</sub>, SiO<sub>2</sub>, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>, KNO<sub>3</sub>, CuSO<sub>4</sub> – будут взаимодействовать с раствором едкого натра? Приведите уравнения химических реакций.

8. Какие из перечисленных веществ – Al, Ag, NO, N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, Ca(OH)<sub>2</sub>, Zn(OH)<sub>2</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, NaHCO<sub>3</sub> – взаимодействуют с раствором едкого кали? Напишите уравнения химических реакций.

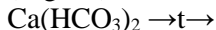
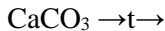
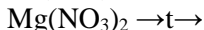
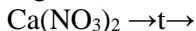
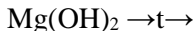
9. Написать уравнения реакций:



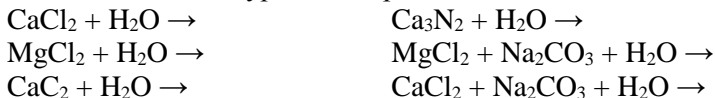
10. Написать уравнения реакций:



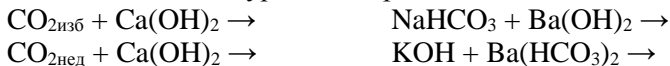
11. Написать уравнения реакций:



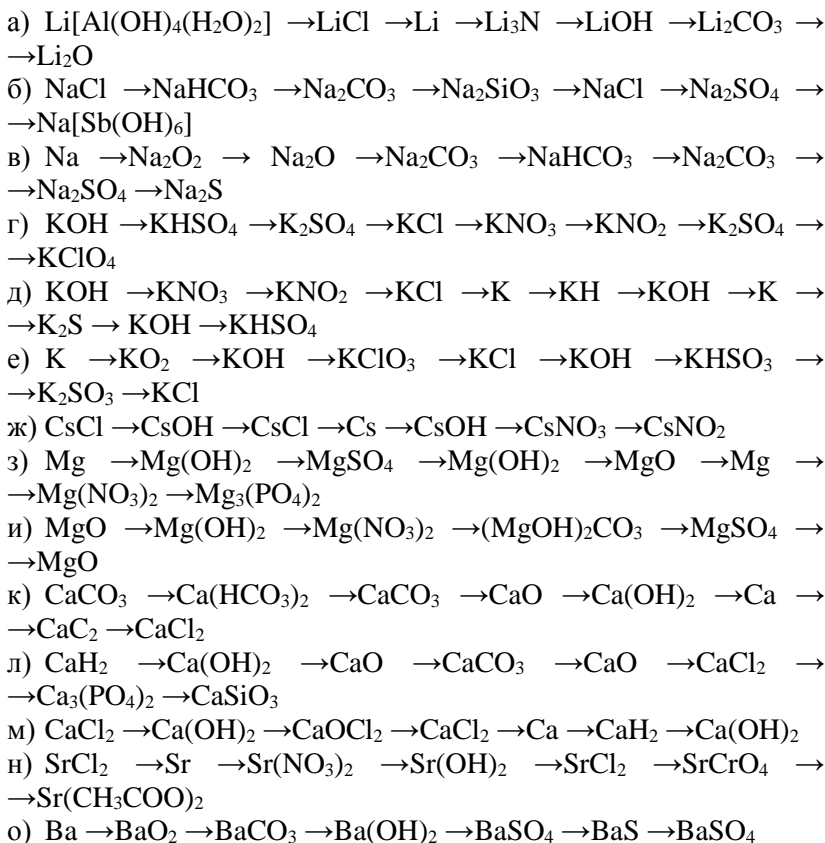
12. Написать уравнения реакций:



13. Написать уравнения реакций:



14. Составьте уравнения реакций, укажите условия их протекания:



15. В пяти пробирках находятся:  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{KCl}$ . Идентифицируйте вещества.

16. Негашеная известь часто содержит примеси – известняк и песок. Как их обнаружить?

17. В трех пробирках находятся  $\text{CaO}$ ,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{CaSO}_4$ . Как распознать эти вещества?

18. Имеются следующие соединения: питьевая сода, мел, глауберова соль и гипс. Как с помощью воды и азотной кислоты распознать эти вещества?

19. Используя воду, барит и нашатырь, получите не менее 10 соединений.

20. Какую массу хлорида кальция следует добавить к 10 мл 10% раствора с плотностью 1.084 г/мл этой соли для получения раствора с концентрацией 1.526 М и плотностью 1.129 г/мл? Рассчитайте все известные виды концентрации для конечного раствора.

21. Смешали 250 мл 20% раствора ( $\rho = 1.15$  г/мл) и 650 мл 10% раствора ( $\rho = 1.07$  г/мл) хлорида натрия. Найти массовую долю соли в полученном растворе. Определить все виды концентрации соли в конечном растворе.

22. Для приготовления 1 л 0.48 М раствора были использованы 3 и 10 масс% растворы сульфата калия (плотности растворов равны 1.047, 1.022, 1.081 г/мл соответственно). Какой объем каждого из взятых растворов потребовался? Определите титр и молярность конечного раствора данной соли.

23. Вычислите мольную и массовую долю соли в растворе, полученном растворением 42.9 г кристаллической соды в 270 мл воды.

24. К 30 мл раствора  $\text{NaOH}$  с концентрацией 25% и плотностью 1.28 г/мл добавили 5.6 г  $\text{NaOH} \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ , плотность полученного раствора оказалась равной 1.29 г/мл. Найти массовую долю, молярную концентрацию и молярность щелочи в полученном растворе.

25. Определить объем воды, в котором следует растворить 2 г  $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  для получения 0.5 М раствора  $\text{BaCl}_2$  (плотность раствора 1.09 г/мл). Найти массовую долю и массовое отношение соли и воды в полученном растворе.

26. Смешали 20 г 12% раствора нитрата калия и 10 мл раствора нитрата калия с молярной концентрацией 2.4 моль/л и плотностью 1.33 г/мл. Найти массовые и мольные доли веществ в полученном растворе.

27. В 20 г 7% раствора гидроксида натрия растворили 4 г  $\text{NaOH} \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ . Найти молярную концентрацию и титр полученного раствора ( $\rho = 1.11$  г/мл).

28. Сколько г  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  необходимо добавить к 50 мл 7.8% раствора  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1.07$  г/мл), чтобы удвоить массовую долю соли в растворе? Найти все виды концентрации соли в исходном растворе.

## **Лабораторная работа № 8. Щелочные, щелочноземельные металлы, магний и их соединения**

**Необходимое оборудование и реактивы:** штатив с пробирками, держатель для пробирок, спички, горелка, стеклянная полочка, кристаллизатор, пинцет, нож, фильтровальная бумага, шпатель, щипцы, фарфоровая чашка, металлическая ложечка, нихромовая спираль, часовое стекло; дистиллированная вода, фенолфталеин; концентрированные растворы: 30%  $\text{NaOH}$ ; твердые вещества:  $\text{Li}$ ,  $\text{Na}$ ,  $\text{K}$ ,  $\text{Ca}$ ,  $\text{Mg}$ ,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ; разбавленные растворы:  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{LiCl}$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{SrCl}_2$ ,  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{NaCl}$ .

### **Опыт 1. Взаимодействие металлов с водой**

*Опыт выполняется демонстрационно. Работать под тягой в защитных очках!*

В кристаллизатор с водой добавить несколько капель фенолфталеина. Пинцетом достать кусочек лития из склянки, где он хранится под слоем керосина, и высушить его фильтровальной бумагой. Касаться руками щелочного металла **нельзя**, т.к. можно получить ожог. Ножом отрезать небольшую часть (размером со спичечную головку) металла и пинцетом перенести его в кристаллизатор с водой. Аналогично провести опыты с натрием, калием и кальцием. Сопоставить химическую активность данных металлов по отношению к воде. Отметить окраску индикатора. Составить уравнения реакций.

### **Опыт 2. Химические свойства магния**

А) В три пробирки налить по 3–4 мл растворов: соляной кислоты, серной кислоты, хлорида железа (III). К каждому рас-

твору добавить магния на кончике шпателя. Отметить наблюдения, составить уравнения реакций.

Б) *Опыт выполняется демонстрационно. Работать в защитных очках!*

Приготовить немного смеси равных количеств тонко измельченных магния и карбоната кальция. Всыпать смесь в сухую пробирку. Взять пробирку щипцами и осторожно нагреть смесь, начав с верхнего слоя. После окончания реакции и охлаждения пробирки, смесь высыпать в фарфоровую чашку и обработать разбавленной соляной кислотой. Почему не вся смесь растворяется? Отметить наблюдения, составить уравнения реакций.

### **Опыт 3. Свойства оксида магния**

А) Оксид магния на кончике шпателя перенести в пробирку и добавить 2–4 мл воды и 2–3 капли фенолфталеина. Как изменилась окраска индикатора? Сделать выводы, написать уравнение реакции.

Б) Небольшое количество оксида магния поместить в две пробирки. В одну пробирку добавить 2–3 мл раствора соляной кислоты, в другую – раствор едкого натра. По наблюдениям сделать вывод о типе оксида, составить уравнения реакций.

### **Опыт 4. Гашение извести**

Небольшое количество оксида кальция растворить в воде. Отметить нагревание пробирки. К полученной смеси добавить несколько капель фенолфталеина. Сделать выводы. Написать уравнение реакции.

### **Опыт 5. Растворимость щелочей**

Поместить пинцетом в одну пробирку 1 гранулу гидроксида натрия, а в другую на кончике шпателя  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . Прибавить в каждую пробирку по 1–2 мл воды и перемешать. Выделяется ли тепло? Добавить в каждую пробирку по 1 капле фенолфталеина. Отметить наблюдаемые явления.

## **Опыт 6. Получение гидроксидов щелочноземельных металлов**

А) К растворам хлоридов кальция, стронция и бария, взятым в отдельных пробирках, прилить разбавленный раствор едкого натра, не содержащий примеси карбоната. Сравнить количество выпавшего осадка в каждой пробирке. Составить уравнения реакций.

Б) Повторить опыт А, взяв вместо щелочи аммиачный раствор, не содержащий примеси карбоната. Сравнить полученные результаты с предыдущим опытом. Написать уравнения реакций.

## **Опыт 7. Получение и свойства гидроксида магния**

А) *Опыт выполняется демонстрационно.*

В металлической ложечке сжечь небольшое количество порошка магния. Продукты окисления растворить в небольшом количестве воды. К раствору добавить 1–2 капли фенолфталеина. Записать наблюдения, составить уравнения реакций.

Б) В пробирку с раствором соли магния прибавлять по каплям раствор щелочи до образования осадка. Осадок разделить на три части. В первую прибавить избыток раствора щелочи, во вторую – раствор соляной кислоты, а в третью – насыщенный раствор хлорида аммония. По наблюдениям сделать вывод о свойствах гидроксида магния, написать уравнения протекающих реакций.

## **Опыт 8. Окрашивание пламени горелки солями металлов**

Чистую нихромовую спираль смочить в насыщенном растворе соли лития и внести в пламя горелки. Наблюдать окрашивание пламени. Такой же опыт провести с солями натрия, калия, кальция, стронция и бария. При необходимости спираль очистить, для чего ее промыть хлористоводородной кислотой и прокалить на пламени горелки до исчезновения окраски пламени.

## **Опыт 9. Получение малорастворимых солей лития, натрия и калия**

А) На часовое стекло нанести каплю насыщенного раствора соли лития и прибавить каплю концентрированного раствора  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Что наблюдается?



Б) Аналогично провести опыт, добавляя к капле раствора соли лития каплю раствора  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ . Что наблюдается? Составить уравнения реакций получения карбоната и фосфата лития.

В) В пробирку налить 1–2 мл раствора соли натрия, добавить небольшое количество раствора гексагидроксоантимоната калия  $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ . Наблюдать осаждение гексагидроксоантимоната натрия  $\text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ .

Г) К раствору хлорида калия добавить раствор перхлората натрия или хлорной кислоты. Что наблюдается? Составить уравнение реакции.

### **Опыт 10. Качественная реакция на ион магния**

На часовое стекло налить 1–2 капли раствора соли магния, затем добавить 1 каплю раствора соляной кислоты и 2 капли раствора гидрофосфата натрия. К полученному раствору по каплям прибавлять раствор аммиака до образования осадка состава  $\text{MgNH}_4\text{PO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , перемешивая смесь стеклянной палочкой. Рассмотреть полученные кристаллы в микроскоп. Написать уравнение реакции.

### **Опыт 11. Определение среды растворов хлоридов щелочных, щелочноземельных металлов и магния**

С помощью универсальной индикаторной бумажки определить pH растворов хлорида натрия, хлорида кальция и хлорида магния. Сделать выводы о возможном протекании гидролиза. Составить уравнение в молекулярном и ионном виде.

### **Опыт 12. Получение карбонатов щелочноземельных металлов и магния**

В четыре пробирки налить по 2–3 мл раствора  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ , затем в каждую пробирку добавить по 1–2 мл концентрированного раствора  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Отметить наблюдения, написать уравнения реакций.

### **Опыт 13. Получение сульфатов щелочноземельных металлов**

В три пробирки налить по 2–3 мл растворов, содержащих  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$  и  $\text{Ba}^{2+}$  и добавить 1–2 мл раствора сульфата натрия.

Отметить разную растворимость и скорость осаждения сульфатов. Составить уравнения реакций.

#### **Опыт 14. Получение хроматов щелочноземельных металлов**

В три пробирки налить по 2–3 мл растворов, содержащих  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$  и  $\text{Ba}^{2+}$  и добавить 1–2 мл раствора хромата калия. Отметить разную растворимость и скорость осаждения хроматов. Составить уравнения реакций.

#### **Опыт 15. Получение магнезиального цемента**

*Опыт выполняется демонстрационно.*

В фарфоровую чашку поместить 1–2 г  $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , растворить в минимальном количестве воды. В раствор внести оксид магния, по массе равный хлориду. Смесь размешать стеклянной палочкой до получения тестообразной массы. Оставить на воздухе до полного затвердевания.

### **Вопросы к лабораторной работе № 8**

1. Какие металлы называют щелочными и щелочноземельными и почему? Дайте сравнительную характеристику этих элементов.
2. Напишите уравнения реакций промышленного синтеза щелочных и щелочноземельных металлов.
3. Перечислите общие черты важнейших соединений щелочных и щелочноземельных металлов.
4. Известно, что щелочные металлы необходимо хранить под слоем керосина для предотвращения доступа воздуха. Напишите возможные реакции, которые будут протекать, если металлический натрий оставить на воздухе.
5. Опишите особенности химии лития.
6. В состав средства для чистки труб входит соединение щелочных металлов. Что собой представляет это вещество и каков механизм его действия? Напишите уравнения протекающих реакций.
7. При каких условиях образуются гидриды щелочных металлов и какими свойствами обладают?
8. Какие вещества называют пероксидами, надпероксидами? Составьте графические формулы пероксида натрия, перокси-

да бария, надпероксида калия, расставьте степени окисления элементов.

9. Как пероксиды щелочных и щелочноземельных металлов взаимодействуют с водой, кислотами, кислотными оксидами, серной кислотой? Составьте уравнения реакций.
10. Напишите уравнения электролиза раствора и расплава хлорида кальция.
11. Сравните устойчивость к нагреванию хлорида, нитрата, карбоната и гидрокарбоната калия. Напишите уравнения реакций термического разложения этих солей.
12. Охарактеризуйте свойства оксидов металлов IA и IIA.
13. В каком соединении связь характеризуется большей степенью ионности: CsCl, NaF,  $MgI_2$ , CaO, BaBr<sub>2</sub>, LiH?
14. Перечислите известные области применения соединений металлов IA и IIA групп.
15. Чем опасны активные металлы и их соединения? Какие меры предосторожности необходимо соблюдать при работе с ними?

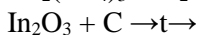
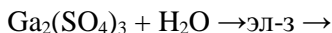
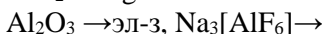
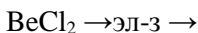
## Тема 9. Подгруппа алюминия. Бериллий и его соединения

### Вопросы для подготовки к семинару № 8

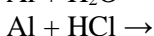
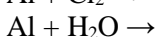
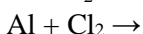
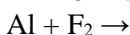
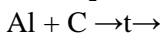
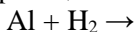
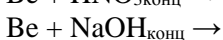
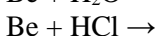
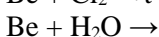
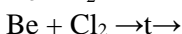
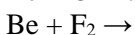
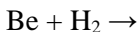
1. Основная характеристика бериллия, его диагональное сходство с алюминием. Особенности соединений бериллия по сравнению с соединениями щелочноземельных металлов.
2. Основная характеристика элементов подгруппы алюминия, важнейшие степени окисления и валентности, электроотрицательность и значения электродных потенциалов.
3. Алюминий, галлий, индий, таллий: нахождение в природе, промышленные способы получения.
4. Физические и химические свойства алюминия. Оксид и гидроксид алюминия, их физические и химические свойства, амфотерность. Качественные реакции на ион  $\text{Al}^{3+}$ .
5. Безводные и комплексные алюминаты: получение и свойства. Криолит: получение в промышленности и применение.
6. Физические и химические свойства галлия и индия, закономерности в строении и свойствах соединений элементов в степени окисления +3: оксиды, гидроксиды, галогениды.
7. Особенности химии таллия.
8. Сульфиды элементов подгруппы алюминия: получение, типы, химические свойства.

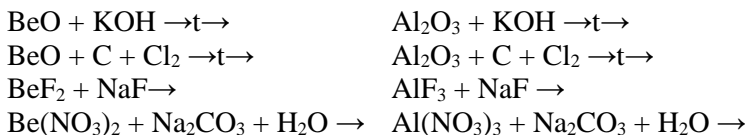
### Семинар № 8

1. Написать уравнения реакций:

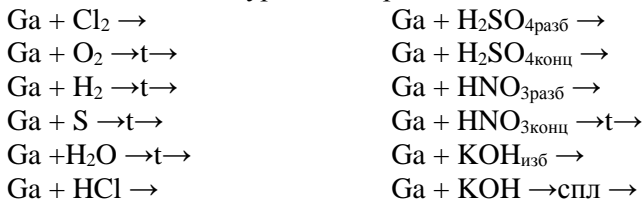


2. Написать уравнения реакций:

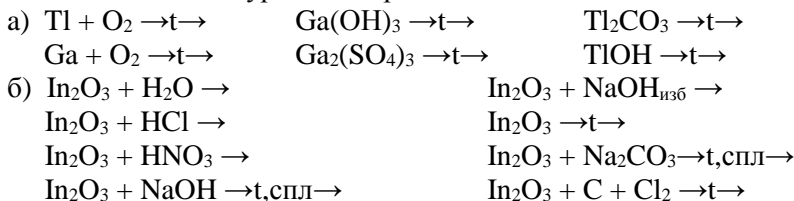




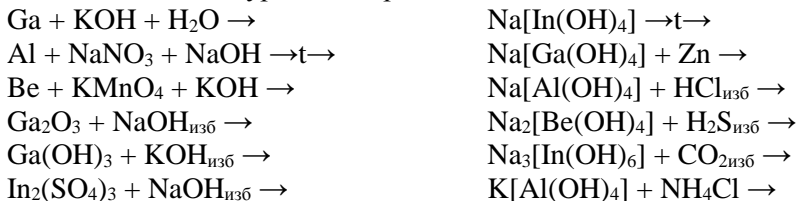
3. Написать уравнения реакций:



4. Написать уравнения реакций:



5. Написать уравнения реакций:



6. Безводные алюминаты и гидроксокомплексы алюминия: укажите условия их получения. Приведите примеры реакций получения безводных алюминатов из комплексных соединений и наоборот.

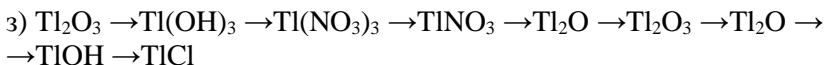
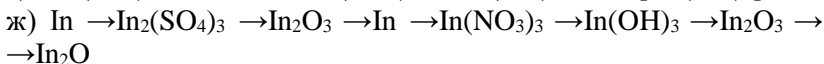
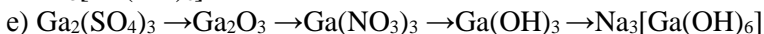
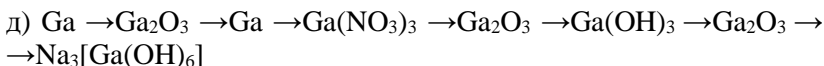
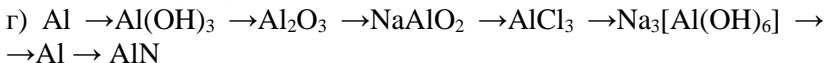
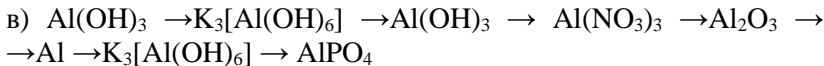
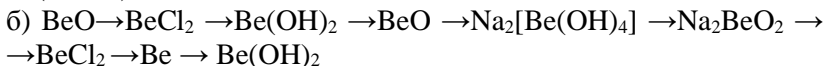
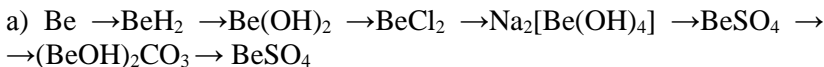
7. Обоснуйте, как изменяются в ряду  $\text{Ga}(\text{OH})_3 - \text{In}(\text{OH})_3 - \text{Tl}(\text{OH})_3$ :

- устойчивость;
- окислительные свойства;
- основные свойства.

8. Сравните физические и химические свойства гидроксидов таллия (I) и (III). Какое из этих оснований сильнее? Какое более устойчивое? Предложите способы их получения.

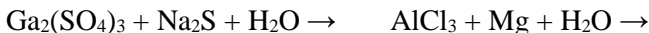
9. В каких случаях происходит пассивация алюминия? Перечислите способы избавления от пассивации.

10. Составьте уравнения реакций, укажите условия их протекания:



11. Написать уравнения гидролиза  $\text{BeSO}_4$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{Al}_2\text{S}_3$ ,  $\text{Ga}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ ,  $\text{Be}_2\text{C}$ ,  $\text{Al}_4\text{C}_3$ .

12. Написать уравнения реакций:



13. Выберите вещества, которые будут реагировать с гидроксидом алюминия:  $\text{BaO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Составьте уравнения реакций, укажите условия их протекания.

14. Как, используя только алюминий, воду и поваренную соль, получить ортоалюминат натрия?

15. Определить количество донорно-акцепторных связей и валентность центральных атомов в следующих частицах:  $\text{Al}(\text{OH})_4^-$ ,  $\text{Ga}(\text{OH})_6^{3-}$ ,  $\text{Be}_2\text{Cl}_4$ ,  $\text{Al}_2\text{Cl}_6$ .

## Лабораторная работа № 9. Бор, алюминий и их соединения

**Необходимое оборудование и реактивы:** штатив с пробирками, держатель для пробирок, фарфоровые тигли, спички, горелка, стеклянная палочка, штатив с держателем, платиновая проволочка, наждачная бумага, фильтровальная бумага, шпатель, тигельные щипцы; дистиллированная вода; индикаторы:

фенолфталеин, лакмус, ализарин (спиртовой раствор); концентрированные растворы: 1:1  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ , 1:5  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , 20%  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , насыщ.  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ ; твердые вещества:  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Mg}$ ,  $\text{Al}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ; разбавленные растворы:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .

### **Опыт 1. Получение борноэтилового эфира**

*Опыт выполняется демонстрационно. Опыт проводить под тягой в защитной маске!*

В фарфоровый тигель поместить 0.5 г сухой борной кислоты, прилить 1 мл концентрированной серной кислоты и 3 мл этилового спирта. Через 1 мин, соблюдая осторожность, спичкой поджечь смесь. Наблюдать характерную окраску пламени. Составить уравнения реакций.

### **Опыт 2. Гидролиз буры**

В пробирке в небольшом количестве воды растворить несколько кристаллов буры. К полученному раствору прилить 2 капли фенолфталеина. Объяснить наблюдаемое явление. Составить уравнение гидролиза буры.

### **Опыт 3. Получение ортоборной кислоты**

*Опыт выполняется демонстрационно. Опыт проводить под тягой!*

В пробирку налить 2–3 мл насыщенного раствора буры, нагреть пробирку. Осторожно добавить 1 мл концентрированной серной кислоты. Пробирку длительно охлаждать под краном (или в снегу), отметить цвет образующихся кристаллов. Слить жидкость над осадком. К полученным кристаллам добавить дистиллированную воду. Сравнить растворимость кислоты на холоде и при комнатной температуре.

### **Опыт 4. Свойства ортоборной кислоты**

А) При небольшом нагревании растворить несколько кристаллов ортоборной кислоты в дистиллированной воде. К полученному раствору добавить несколько капель лакмуса. Отметить

изменение окраски. Написать реакцию образования протона в растворе кислоты.

Б) В пробирку с ортоборной кислотой внести небольшое количество магния. Отметить выделение газа. Написать уравнение реакции образования метабората магния.

В) **Опыт выполняется демонстрационно. Опыт проводить под тягой!**

Приготовить смесь из 1 г ортоборной кислоты и 1 г хлорида натрия. Смесь ссыпать в пробирку, закрепленную в лапке штатива. Пробирку нагреть. К отверстию пробирки поднести стеклянную палочку, смоченную раствором аммиака. Отметить наблюдения, составить уравнения реакций.

Г) Прокалить в пламени горелки платиновую проволочку. Опустить проволочку в порошок борной кислоты и вновь внести в пламя. Отметить цвет пламени.

### **Опыт 5. Образование нерастворимых метаборатов**

В две пробирки внести по 5 капель раствора буры. В одну пробирку добавить 3 капли раствора соли бария, а в другую – 3 капли раствора нитрата серебра. Отметить цвет осадков, составить уравнения реакций.

### **Опыт 6. Взаимодействие алюминия с кислородом**

**Опыт выполняется демонстрационно.**

А) Пластинку алюминия очистить наждачной бумагой. На свежую поверхность нанести каплю раствора нитрата ртути (I) или хлорида ртути (II) (*осторожно, соли ртути ядовиты!*). Что происходит с поверхностью пластинки под каплей раствора? Затем каплю стряхнуть, поверхность пластинки протереть ватой или фильтровальной бумагой и оставить металл на воздухе. Наблюдать окисление алюминия и разогревание пластинки. Составить уравнения реакций.

Б) **Опыт проводить под тягой в защитных очках!**

В пламя горелки внести пластинку алюминия. Происходят ли видимые изменения? Взять шпателем немного порошкообразного алюминия и медленно ссыпать его в пламя горелки. Что происходит? Написать уравнение реакции.



### **Опыт 7. Взаимодействие алюминия с водой**

А) Положить в пробирку немного опилок алюминия и взболтать их с 3–5 мл воды. Происходит ли реакция? Прокипятить опилки, добавив в пробирку 2–3 мл разбавленного раствора щелочи. Затем слить жидкость, несколько раз промыть опилки для удаления щелочи. Оставить их постоять в воде на 5–10 мин. Через некоторое время наблюдать выделение пузырьков газа.

Б) В пробирку с дистиллированной водой поместить гранулу алюминия. Нагреть до кипения воды. Отметить наблюдения, написать уравнение реакции.

### **Опыт 8. Взаимодействие алюминия со щелочами**

В пробирку внести одну гранулу алюминия и налить 2 мл раствора гидроксида натрия. Отметить выделение пузырьков газа. Написать уравнение реакции.

### **Опыт 9. Взаимодействие алюминия с кислотами**

А) В две пробирки внести по грануле алюминия. В одну добавить 1 мл разбавленной соляной кислоты, а в другую – 1 мл разбавленной азотной кислоты. Объяснить наблюдения, составить уравнения реакций.

Б) В две пробирки поместить по 1 грануле алюминия, прилить по 3 мл разбавленной серной кислоты. В одну пробирку добавить 1 мл раствора марганцовки. Объяснить, почему в пробирке с марганцовкой алюминий растворяется быстрее. Составить уравнения реакций.

### **Опыт 10. Взаимодействие алюминия с солями**

А) В пробирку поместить гранулу алюминия, добавить 5 капель раствора хлорида меди (II) и поставить в штатив на 10 мин. Что происходит на поверхности алюминия? Отметить сильное разогревание пробирки. Написать уравнения реакций гидролиза соли меди, взаимодействия алюминия с кислотой и замещения меди алюминием.

Б) В пробирку поместить 3–5 капель раствора нитрата натрия и такое же количество раствора гидроксида натрия. Затем в пробирку добавить 1 гранулу алюминия. Пробирку слегка

нагреть до начала протекания реакции. Отметить наблюдения, написать уравнение реакции.

### **Опыт 11. Получение и свойства гидроксида алюминия**

А) К 2–3 мл раствора соли алюминия приливать по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадка. Отметить цвет осадка, составить уравнение реакции.

Б) Разделить полученный осадок в (см. опыт 11А) на две пробирки. К одной пробирке добавить раствор соляной кислоты, к другой – раствор гидроксида натрия. Отметить наблюдения. Составить уравнения реакций.

В) К 2–3 мл раствора соли алюминия приливать по каплям раствор гидроксида аммония до образования осадка. Отметить цвет осадка. К полученному осадку прилить избыток аммиачной воды. Растворяется ли осадок? Составить уравнение реакции.

### **Опыт 12. Гидролиз солей алюминия**

А) В две пробирки с нейтральным раствором лакмуса внести по 2 кристалла соли алюминия: в одну – хлорида, в другую – сульфата. Встряхнуть пробирки до растворения солей. Отметить изменение цвета индикатора.

Б) Определить pH растворов солей алюминия – хлорида и сульфата. Составить реакции гидролиза солей алюминия в ионной и молекулярной форме.

В) В пробирку с раствором сульфата алюминия прилить раствор ацетата натрия. Прокипятить раствор. Что происходит? Написать уравнение реакции в ионной и молекулярной форме.

#### **Г) *Опыт проводить под тягой!***

В две пробирки с раствором соли алюминия прилить растворы: сульфида аммония, сульфита натрия. Отметить наблюдения, составить уравнение реакции взаимного усиления гидролиза солей в ионной и молекулярной форме.

Д) В пробирку с раствором соли алюминия прилить раствор карбоната натрия. Отметить наблюдения, составить уравнение реакции взаимного усиления гидролиза солей в ионной и молекулярной форме.

### Опыт 13. Свойства гидроксоалюмината

А) К раствору соли алюминия прилить раствор щелочи до полного растворения образующегося осадка.

Б) Полученный раствор разлить на четыре пробирки. В одну добавить раствор хлорида аммония, пробирку нагреть. Отметить наблюдения. Другую пробирку с раствором осторожно нагреть, отметить выпадение осадка. Составить уравнения реакций.

В) К оставшимся растворам гидроксоалюмината натрия прилить растворы кислот. В одну пробирку добавить раствор фосфорной кислоты, отметить цвет образующейся соли. В другую пробирку надо добавлять по каплям раствор соляной кислоты до тех пор, пока образующийся осадок не растворится. Составить уравнения реакций.

### Опыт 14. Качественные реакции на ионы алюминия

А) Образование «ализарин – алюминиевого лака».

Поместить 1 каплю спиртового раствора ализарина на фильтровальную бумагу и дать ей впитаться. Затем поместить на влажное пятно 1 каплю исследуемого раствора, содержащего алюминий, и 1 каплю раствора аммиака. Наблюдать образование красновато-розового пятна – соединения гидроксида алюминия с ализарином – на сиреневом фоне (ализарине в щелочной среде). Осторожно высушить бумагу над пламенем горелки, чтобы получить более отчетливую окраску.

Б) *Опыт выполняется демонстрационно.*

Получение «тенаровой сини».

Свернуть небольшой кусочек фильтровальной бумаги в жгутик, смочить его несколькими каплями концентрированного раствора соли алюминия и 1–2 каплями разбавленного раствора нитрата кобальта (II). Захватить жгутик тигельными щипцами, высушить его над пламенем горелки. Затем положить жгутик в сухой тигель, сжечь бумагу и золу сильно прокалить. Отметить цвет полученного алюмината кобальта. Составить уравнения реакций.

### Вопросы к лабораторной работе № 9

1. Опишите черты сходства и различий у бериллия и алюминия.
2. Сравните валентные возможности бора и алюминия.

3. На основании схемы Косселя сравните силу гидроксидов бора, алюминия и галлия.
4. Основные минералы бора и промышленные способы его получения.
5. Физические и химические свойства бора.
6. Карбиды бора, алюминия и бериллия. Способы получения, гидролиз.
7. Опишите физические и химические свойства борного ангидрида.
8. Бороводороды: строение и способы получения.
9. Особенности химии таллия.
10. Напишите уравнения реакций промышленного синтеза алюминия. Какие вредные вещества выбрасываются в атмосферу при производстве?
11. Опишите химические свойства диборана.
12. Получение и свойства мета и ортоалюминатов.
13. Сравнительная характеристика гидроксидов трехвалентных галлия, индия и таллия.
14. Приведите примеры соединений бора и алюминия, в которых они участвуют в образовании донорно-акцепторных связей.
15. Представляют ли какую-либо опасность алюминий и его соединения?

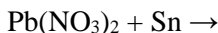
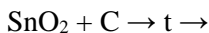
## Тема 10. Германий, олово, свинец и их соединения

### Вопросы для подготовки к семинару № 9

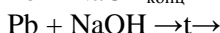
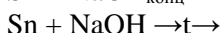
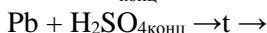
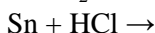
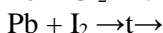
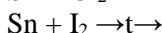
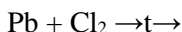
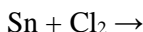
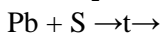
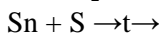
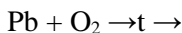
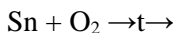
1. Основная характеристика элементов подгруппы, важнейшие степени окисления и валентности, электроотрицательность и значения электродных потенциалов.
2. Нахождение в природе и способы получения германия, олова и свинца.
3. Физические и химические свойства германия, олова и свинца.
4. Оксиды свинца: получение, типы, свойства, применение.
5. Оловянные кислоты: способы получения и химические свойства.
6. Сульфиды металлов: типы, получение и свойства.
7. Тиостаннаты и тиогерманаты: получение, химические свойства.
8. Процессы, протекающие в свинцовых аккумуляторах.

### Семинар № 9

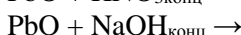
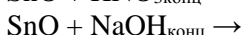
1. Написать уравнения реакций:



2. Написать уравнения реакций:



3. Написать уравнения реакций:





- а)  $\text{Ge} \rightarrow \text{GeCl}_4 \rightarrow \text{GeS}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{GeS}_3 \rightarrow \text{GeS}_2 \rightarrow \text{GeO}_2 \rightarrow \text{Ge} \rightarrow \text{H}_2\text{GeO}_3$   
 б)  $\text{Na}_2[\text{Ge}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{Ge}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{GeO}_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Ge}(\text{OH})_6] \rightarrow \text{GeCl}_4 \rightarrow \text{GeH}_4 \rightarrow \text{GeO}_2$   
 в)  $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{SnO} \rightarrow \text{Sn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{SnCl}_2 \rightarrow \text{SnCl}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{SnO}_3 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6]$   
 г)  $\text{SnS}_2 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SnS}_3 \rightarrow \text{SnCl}_4 \rightarrow \text{SnS}_2 \rightarrow \text{SnCl}_4 \rightarrow \text{H}_2[\text{SnCl}_6] \rightarrow \text{SnO}_2 \rightarrow \text{Sn}$   
 д)  $\text{Sn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Sn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{SnS} \rightarrow \text{H}_2\text{SnO}_3 \rightarrow \text{SnO}_2 \rightarrow \text{SnO}$   
 е)  $\text{PbS} \rightarrow \text{Pb} \rightarrow \text{PbO} \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbO} \rightarrow \text{PbO}_2 \rightarrow \text{PbCl}_2 \rightarrow \text{H}[\text{PbCl}_3] \rightarrow \text{Pb}(\text{OH})_2$   
 ж)  $\text{Pb}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{PbO}_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{Pb}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{PbO} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4]$

8. Вычислить электродный потенциал свинцового электрода, погруженного в  $1 \cdot 10^{-2}$  М раствор нитрата свинца.

9. Вычислить электродный потенциал водородного электрода в кислой среде, если  $p(\text{H}_2) = 2$  атм.

10. Определить pH и концентрацию ионов водорода, если ЭДС водородного гальванического элемента равна 0.155 В.

11. Составить схему гальванического элемента, состоящего из свинцового и водородного электродов. Вычислить ЭДС этого элемента:

- а) при стандартных концентрациях ионов в электролитах;
- б) концентрациях ионов, равных 0.1 М.

12. Составить схему гальванического элемента, состоящего из оловянного и медного электродов. Пользуясь справочными термодинамическими данными, рассчитать ЭДС элемента.

13. Гальванический элемент состоит из металлического Zn, погруженного в 0.05 молярный раствор нитрата цинка, и металлического свинца, погруженного в 0.01 молярный раствор нитрата свинца. Напишите уравнения электродных процессов, составьте схему элемента. Вычислите ЭДС элемента и его константу равновесия.

14. Составить схему гальванического элемента, электроды которого изготовлены из одного металла (например, свинца). Написать уравнения электродных процессов и вычислить ЭДС этого элемента при концентрациях ионов металла в полуэлементах 0.01 и 0.001 М.

15. Дана схема гальванического элемента:  
–  $\text{Pb}|\text{Pb}^{2+}||\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}+$ . Концентрация ионов  $\text{Pb}^{2+}$  и  $\text{Cu}^{2+}$  в электролитах равна 0.1 моль/л. Написать электродные процессы и рассчитать ЭДС этого элемента.

16. Составить схему гальванического элемента свинцового аккумулятора. Какие процессы протекают на его электродах при зарядке и разрядке?



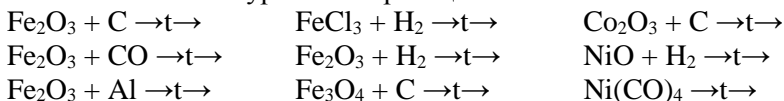
## Тема 11. Железо, кобальт, никель и их соединения

### Вопросы для подготовки к семинару № 10

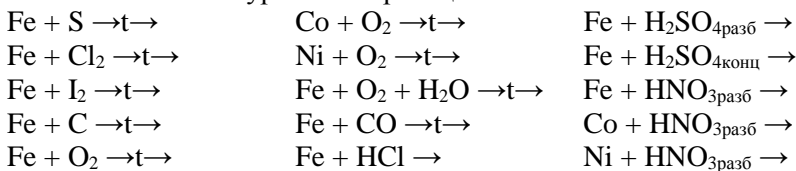
1. Основная характеристика элементов семейства железа, важнейшие степени окисления и валентности, электроотрицательность и значения электродных потенциалов.
2. Железо. Нахождение в природе. Методы получения в промышленности.
3. Способы получения кобальта и никеля.
4. Физические и химические свойства железа, кобальта и никеля.
5. Важнейшие соли железа (в том числе комплексные), их свойства и области применения.
6. Ферриты и ферраты: способы получения и свойства.
7. Важнейшие оксиды и гидроксиды железа, кобальта и никеля: получение, свойства.
8. Комплексные соединения кобальта и никеля. Качественные реакции на ионы железа, кобальта и никеля.

### Семинар № 10

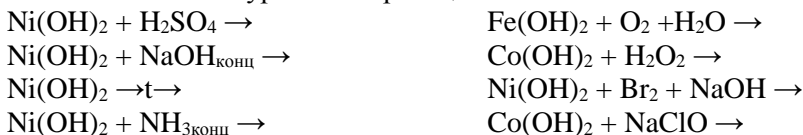
#### 1. Написать уравнения реакций:



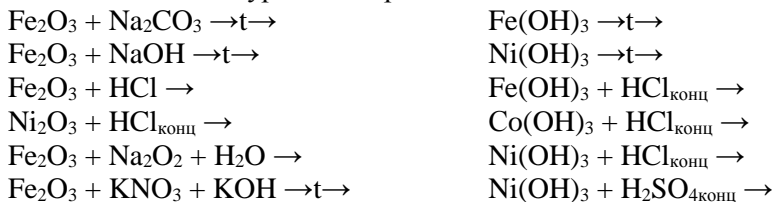
#### 2. Написать уравнения реакций:



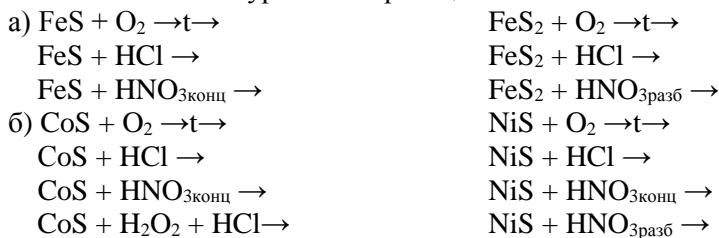
#### 3. Написать уравнения реакций:



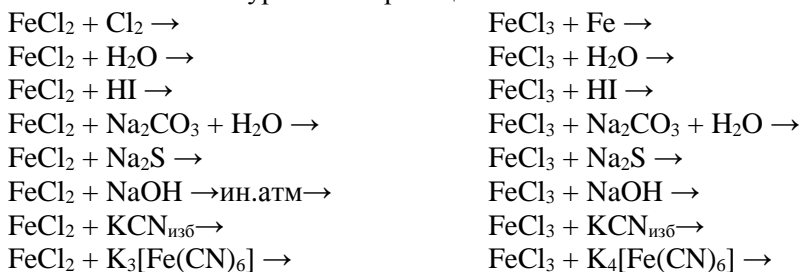
4. Написать уравнения реакций:



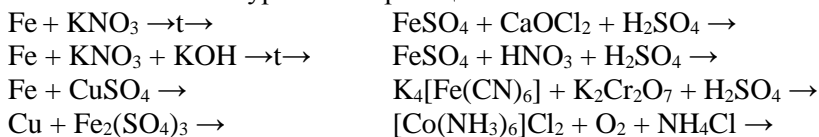
5. Написать уравнения реакций:



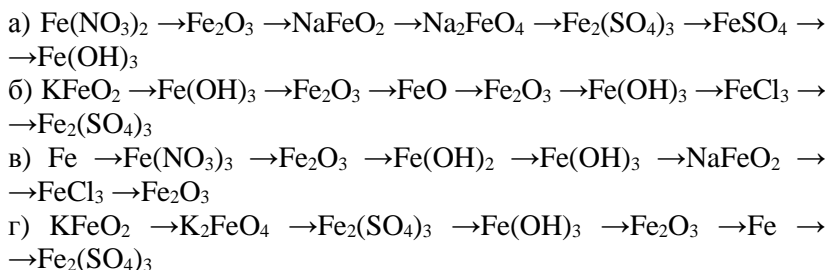
6. Написать уравнения реакций:



7. Написать уравнения реакций:



8. Составьте уравнения реакций, укажите условия их протекания:



д)  $\text{CoS} \rightarrow \text{Co}_3\text{O}_4 \rightarrow \text{Co}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Co}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Co} \rightarrow \text{CoSO}_4 \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CoO}$

е)  $\text{Co} \rightarrow \text{Co}_3\text{O}_4 \rightarrow \text{Co} \rightarrow \text{CoCl}_3 \rightarrow \text{Co} \rightarrow \text{CoCl}_2 \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{CoCl}_2$

ж)  $\text{NiSO}_4 \rightarrow \text{Ni} \rightarrow \text{NiS} \rightarrow \text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{NiO} \rightarrow \text{Ni} \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{NiCl}_2 \rightarrow \text{Ni} \rightarrow \text{Ni}(\text{NO}_3)_2$

з)  $\text{NiSO}_4 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{NiO} \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{NiSO}_4 \rightarrow \text{NiS} \rightarrow \text{NiO} \rightarrow [\text{Ni}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2$

9. Какие из перечисленных веществ реагируют с раствором  $\text{FeSO}_4$ :  $\text{HCl}$ ,  $\text{Zn}$ ,  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{HNO}_3$  разб.,  $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ? Составьте уравнения протекающих реакций.

10. Имеются пять пробирок с растворами:  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{NiSO}_4$ ,  $\text{MgSO}_4$  и  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . Предложите способы идентификации данных растворов.

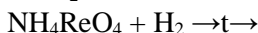
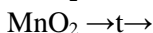
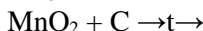
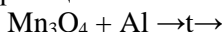
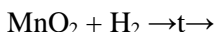
## Тема 12. Подгруппа марганца

### Вопросы для подготовки к семинару № 11

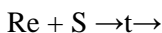
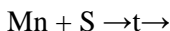
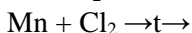
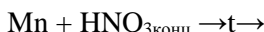
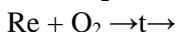
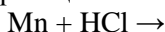
1. Основная характеристика элементов подгруппы, важнейшие степени окисления и валентности, электроотрицательность и значения электродных потенциалов.
2. Нахождение марганца и рения в природе, получение этих металлов в промышленности.
3. Физические и химические свойства марганца и рения. Качественные реакции на ион  $Mn^{2+}$ .
4. Оксиды марганца: типы, получение, физические и химические свойства.
5. Гидроксиды марганца: основания и кислоты. Устойчивость и окислительно-восстановительные свойства.
6. Манганаты: получение, физические и химические свойства.
7. Получение в промышленности и окислительные свойства перманганата калия.
8. Основные соединения рения: способы получения и свойства.

### Семинар № 11

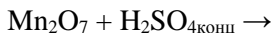
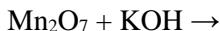
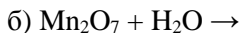
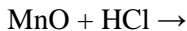
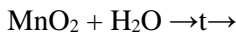
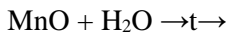
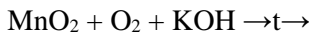
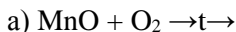
1. Написать уравнения реакций:



2. Написать уравнения реакций:



3. Написать уравнения реакций:

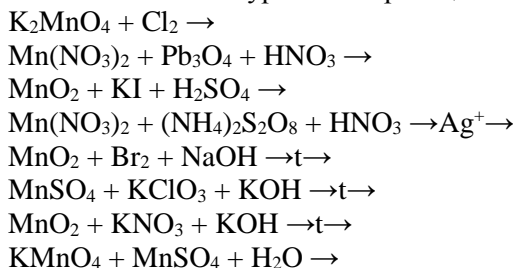


4. Написать уравнения реакций:

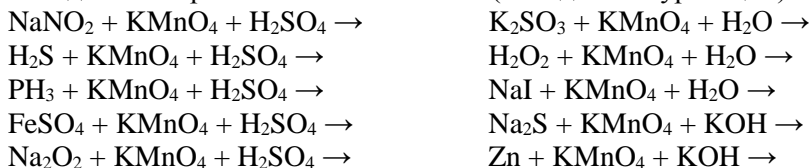


5. Кислоты марганца: способы получения, устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.

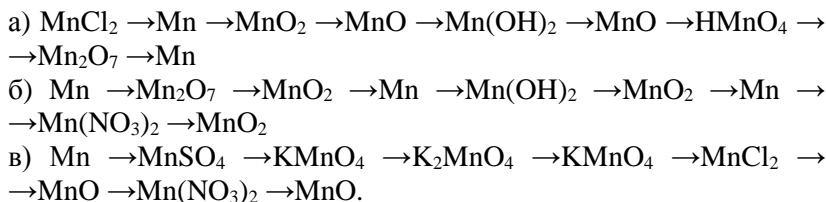
6. Написать уравнения реакций:



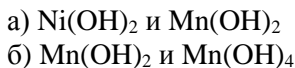
7. Написать уравнения реакций. Расставить коэффициенты методом электронно-ионного баланса (методом полуреакций):



8. Составьте уравнения реакций, укажите условия их протекания:

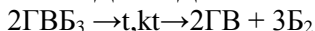
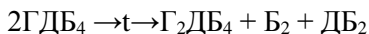
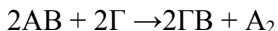
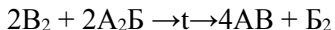
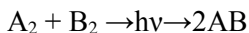


9. Сравните силу оснований, устойчивость и окислительно-восстановительные свойства:



10. В следующих реакциях элементы обозначены буквами – А, Б, В, Г и Д. Установить элементы:





## Лабораторная работа № 10. Химические свойства переходных металлов: марганца, железа, кобальта, никеля и их соединений

**Необходимое оборудование и реактивы:** штатив с пробирками, держатель для пробирок, спички, горелка, стеклянная палочка, микрошпатель, тигель, лучина, индикаторная бумага; дистиллированная вода, концентрированные растворы:  $C_2H_5OH$ , насыщ. хлорная вода, 20%  $(NH_4)_2S$ , 30%  $CoCl_2$ , 30%  $NaOH$ ,  $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$ , насыщ.  $H_2SO_3$ ,  $HCl$ ; лакмус; твердые вещества:  $Zn$ ,  $Fe$ ,  $MnO_2$ ,  $KNO_3$ ,  $KOH$ ,  $PbO_2$  ( $Pb_3O_4$ ),  $KMnO_4$ ,  $MnCl_2$  ( $MnSO_4$ ),  $FeSO_4$ ,  $FeCl_3$ ,  $CoCl_2 \cdot 7H_2O$ ,  $NiSO_4 \cdot 7H_2O$ ; разбавленные растворы: бромная вода,  $MnSO_4$ ,  $NaOH$ ,  $HCl$ ,  $H_2SO_4$ ,  $FeSO_4$ ,  $KMnO_4$ ,  $Na_2SO_3$ ,  $NaNO_2$ ,  $CH_3COOH$ ,  $HNO_3$ ,  $CoCl_2$ ,  $H_2O_2$ ,  $NiCl_2$ ,  $FeCl_3$ ,  $K_3[Fe(CN)_6]$ ,  $K_4[Fe(CN)_6]$ ,  $KSCN$  ( $NH_4SCN$ ),  $K_2Cr_2O_7$ ,  $KI$ ,  $Na_2S$ ,  $BaCl_2$ ,  $Na_2CO_3$ ,  $NiSO_4$ ,  $NH_3$ .

### Опыт 1. Получение гидроксида марганца (II) и его свойства

А) В пробирку внести 5 мл раствора соли марганца (II) и добавить 5 мл раствора гидроксида натрия. Отметить цвет осадка. Написать уравнение реакции.

Б) Разделить полученный осадок на четыре пробирки. Одну пробирку оставить на воздухе, через некоторое время взболтать. Что произошло с осадком? Ко второй пробирке добавить несколько капель раствора соляной кислоты, к третьей – раствор щелочи. Сделать вывод о типе гидроксида марганца. В четвертую пробирку прилить небольшое количество бромной воды (*опыт проводить под тягой!*). Написать уравнения всех реакций.

### Опыт 2. Качественные реакции на ионы $Mn^{2+}$

А) *Опыт выполняется демонстрационно.*

В пробирку с раствором соли марганца (II) добавить раствор сульфида аммония. Отметить цвет осадка. Полученный осадок размешать стеклянной палочкой. Что произошло с осадком? Написать уравнения реакций.

**Б) Опыт выполняется демонстрационно. Опыт проводить под тягой!**

В пробирку поместить немного порошка оксида свинца (IV) (или сурика  $\text{Pb}_3\text{O}_4$ ), добавить 5 капель концентрированной азотной кислоты, 3 капли раствора соли марганца (II). Содержимое пробирки нагреть до кипения, затем охладить и растворить в небольшом количестве дистиллированной воды. Отметить малиновую окраску раствора. Написать уравнение окислительно-восстановительной реакции.

### **Опыт 3. Окислительно-восстановительные свойства пиролюзита**

**А) Опыт выполняется демонстрационно.**

В пробирку поместить 1 микрошпатель пиролюзита, прилить 1 мл раствора серной кислоты и 1 мл раствора сульфата железа (II). Какие свойства проявляет  $\text{MnO}_2$  в данном процессе? Составить уравнение реакции.

**Б) Опыт выполняется демонстрационно. Опыт проводить под тягой в защитных очках!**

В небольшом тигле сплавить нитрат калия и гидроксид калия. В расплав добавить несколько крупинок пиролюзита. Отметить наблюдения, написать уравнение окислительно-восстановительной реакции.

**В) Опыт выполняется демонстрационно. Опыт проводить под тягой в защитных очках!**

К нескольким кристалликам оксида марганца (IV) прилить 1–2 мл конц.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Пробирку осторожно нагреть до выделения газа. С помощью лучинки доказать, что за газ выделяется. Написать уравнение реакции.

### **Опыт 4. Окислительные свойства перманганата калия**

**А)** В три пробирки налить по 2 мл раствора перманганата калия. В первую пробирку добавить 2–3 мл разбавленной серной кислоты, во вторую – столько же дистиллированной воды, а третью – раствор щелочи. Затем в каждую пробирку добавить 3 мл раствора  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ . Отметить наблюдения, составить уравнения реакций.

**Б)** Опыт А повторить, взяв в качестве восстановителя раствор нитрита натрия. Все ли реакции протекают? Сравнить вос-

становительную способность сульфита и нитрита. Составить уравнения реакций.

В) **Опыт выполняется демонстрационно.**

В пробирку внести 3–4 капли раствора марганцовки, 2 капли разбавленного раствора серной кислоты. В пробирку добавлять по каплям раствор пероксида водорода до изменения окраски. Выделяющийся газ определить тлеющей лучиной. Составить уравнение реакции.

Г) В пробирку с раствором перманганата калия добавить раствор соли марганца (II). Отметить изменение окраски раствора и выпадение осадка. Составить уравнение реакции.

Д) **Опыт выполняется демонстрационно.**

Небольшое количество перманганата калия осторожно нагреть в пробирке до выделения газа. Определить выделяющийся газ с помощью лучинки. После прекращения выделения газа содержимое пробирки охладить и растворить в небольшом количестве воды. Все ли растворяется? Отметить цвет раствора и осадка. Составить уравнение реакции.

### **Опыт 5. Окислительно-восстановительные свойства марганата калия**

А) Раствор марганата калия (полученный в опыте 4А) оставить на несколько минут на воздухе, затем взболтать. Что произошло с раствором? Написать уравнение окислительно-восстановительной реакции.

Б) **Опыт выполняется демонстрационно. Опыт проводить под тягой!**

К раствору марганата калия по каплям добавлять хлорную воду до изменения цвета раствора. Объяснить наблюдаемое явление. Составить уравнение реакции.

В) К раствору марганата калия внести несколько капель разбавленного раствора уксусной кислоты. Отметить наблюдения. Написать уравнение реакции получения и распада марганцовой кислоты.

Г) К небольшому количеству марганата калия прибавить раствор сернистой кислоты (или сульфита калия). Что происходит с окраской раствора? Составить уравнение реакции.

Д) **Опыт выполняется демонстрационно. Опыт проводить под тягой!**



К небольшому количеству манганата калия прибавить 2 мл раствора этанола. Что происходит с окраской раствора? Составить уравнение реакции, учитывая окисление этанола до альдегида.

#### **Опыт 6. Взаимодействие железа с кислотами**

*Опыт выполняется демонстрационно. Опыт с концентрированными кислотами проводить под тягой!*

Испытать действие на железо разбавленных и концентрированных растворов кислот: соляной, серной, азотной. Для этого поместить в шесть пробирок небольшое количество железных опилок и добавить 2–3 мл кислоты в каждую пробирку. При необходимости пробирку осторожно нагреть (*работать в защитных очках!*). Отметить наблюдения, составить уравнения реакций.

#### **Опыт 7. Образование гидроксидов железа, кобальта и никеля**

А) Несколько кристаллов соли железа (III) растворить в небольшом количестве дистиллированной воды. К полученному раствору добавить раствор щелочи. Отметить цвет осадка. Составить уравнение реакции.

Б) Несколько кристаллов соли железа (II) растворить в небольшом количестве дистиллированной воды. К полученному раствору добавить несколько капель раствора щелочи. Отметить цвет осадка. Оставить пробирку на несколько минут на воздухе. Что происходит с осадком? Составить уравнения реакций образования и окисления гидроксида железа (II).

В) К раствору соли кобальта (II) добавить избыток раствора щелочи. Отметить цвет осадка. Осадок разделить на две пробирки. Одну пробирку оставить на несколько минут на воздухе. Что происходит с осадком? Ко второй пробирке с осадком прилить 1–2 мл раствора  $\text{H}_2\text{O}_2$ . Составить уравнения реакций образования гидроксидов кобальта. Сравнить скорость окисления на воздухе гидроксидов кобальта (II) и железа (II).

Г) *Опыт проводить под тягой!*

К раствору соли никеля (II) добавлять по каплям раствор щелочи до образования осадка. В пробирку с осадком добавить 2–3 капли бромной воды. Составить уравнения реакций образования гидроксидов никеля.

### **Опыт 8. Качественные реакции на ионы $\text{Fe}^{2+}$ , $\text{Fe}^{3+}$ , $\text{Co}^{2+}$ , $\text{Ni}^{2+}$**

А) К раствору соли железа (II) прилить раствор красной кровяной соли. Отметить наблюдения, составить уравнение реакции образования турнбулевой сини.

Б) К раствору соли железа (III) прилить раствор желтой кровяной соли. Отметить наблюдения, составить уравнение реакции получения берлинской лазури.

В) К раствору соли железа (III) прилить раствор роданида калия (или аммония). Отметить цвет образующегося осадка. Составить уравнение реакции.

Г) К растворам солей железа (II), кобальта (II) и никеля (II) добавить по несколько капель раствора сульфида аммония. Отметить цвет осадков. Проверить их растворимость в разбавленном растворе соляной кислоты. Написать уравнения протекающих реакций.

### **Опыт 9. Восстановительные свойства соединений железа (II)**

А) В пробирку внести несколько капель раствора перманганата калия, подкислить раствор разбавленной серной кислотой и затем добавить 2–3 мл раствора сульфата железа (II).

Б) Опыт А повторить, взяв в качестве окислителя бихромат калия.

В) *Опыт проводить под тягой!*

К 2–3 мл раствора сульфата железа (II) добавить 1–2 мл бромной воды. Отметить наблюдения, составить уравнения реакций.

### **Опыт 10. Окислительные свойства соединений железа (III), кобальта (III), никеля (III)**

А) В три пробирки внести по 2–3 мл раствора хлорида железа (III). В первую пробирку добавить раствор йодида калия, во вторую – раствор сульфида натрия (*опыт проводить под тягой!*), а в третью – бросить кусочек цинка.

Б) *Опыт выполняется демонстрационно. Опыт проводить под тягой!*

К полученному (см. опыт 7В) гидроксиду кобальта (III) добавить раствор концентрированной соляной кислоты. Что происходит с осадком? Составить уравнение реакции.

**В) Опыт выполняется демонстрационно. Опыт проводить под тягой!**

К полученному (см. опыт 7Г) гидроксиду никеля (III) добавить несколько капель раствора концентрированной серной кислоты. Отметить наблюдения, составить уравнение реакции.

### **Опыт 11. Получение и свойства ферратов**

**Опыт выполняется демонстрационно. Опыт проводить под тягой!**

А) В пробирку внести 10 капель концентрированного раствора щелочи, добавить 4–5 капель раствора хлорида железа (III) и 1–2 капли бромной воды. Пробирку осторожно нагреть. Наблюдать фиолетово-красный цвет раствора, свойственный ферратам. Составить уравнение реакции.

Б) К полученной смеси прилить воды и разделить раствор на две пробирки. В одну пробирку прибавить раствор хлорида бария, отметить цвет образующегося осадка. Ко второй пробирке добавить 1–2 мл 2 н раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Что происходит? Отметить цвет образовавшегося вещества? Составить уравнения реакций.

### **Опыт 12. Гидролиз солей**

А) Несколько кристаллов солей хлорида или сульфата марганца поместить в пробирку с дистиллированной водой. Прибавить 1 каплю раствора лакмуса. Составить уравнения гидролиза в молекулярной и ионной форме.

Б) В четыре пробирки с дистиллированной водой поместить по несколько кристаллов солей: железа (II), железа (III), кобальта (II), никеля (II). После полного растворения солей с помощью индикаторной бумаги определить pH полученных растворов. Объяснить разное значение pH для растворов солей железа (II) и (III).

Составить уравнения реакций гидролиза солей в ионной и молекулярной форме.

В) К растворам солей железа (III), кобальта (II), никеля (II) добавить раствор карбоната натрия. Отметить наблюдения, составить уравнения реакций взаимного усиления гидролиза.

## Вопросы к лабораторной работе № 10

1. Напишите электронные формулы атомов марганца, железа, кобальта, никеля. К какому типу элементов они относятся?
2. К какому типу сульфидов относятся соединения  $\text{FeS}_2$ ,  $\text{MnS}$ ,  $\text{CoS}$ ,  $\text{NiS}$ . Напишите уравнения реакций их взаимодействия с соляной и азотной кислотами.
3. На основании схемы Косселя сравните силу следующих оснований:  
а)  $\text{Co}(\text{OH})_3$  и  $\text{Co}(\text{OH})_2$     б)  $\text{Ni}(\text{OH})_2$  и  $\text{Fe}(\text{OH})_2$
4. С помощью метода ВС покажите образование химических связей в следующих комплексных ионах:  $[\text{CoCl}_4]^{2-}$ ,  $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ ,  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ . Определите тип гибридизации комплексообразователей.
5. Окислительные свойства перманганата калия: приведите примеры окислительно-восстановительных реакций с участием  $\text{KMnO}_4$ , протекающих в разных средах.
6. Промышленные способы получения марганца, железа, кобальта, никеля.
7. Напишите качественные реакции на ион  $\text{Mn}^{2+}$ .
8. Приведите формулы оксидов марганца, определите их тип, напишите уравнения реакций взаимодействия оксидов с водой, кислотами и щелочами.
9. Какие кислоты образует марганец? Назовите их, нарисуйте графические формулы, напишите реакции образования и охарактеризуйте физические свойства.
10. Оксиды  $\text{Fe}(\text{II})$ ,  $\text{Ni}(\text{II})$ ,  $\text{Co}(\text{II})$ : тип, получение, физические и химические свойства.
11. Охарактеризуйте физические и химические свойства  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .
12. Что такое катализатор? Приведите примеры процессов, где железо, кобальт или никель являются катализаторами.
13. Опишите биологическую роль железа.
14. Какие вещества называются ферромагнетиками? Приведите примеры.
15. Опишите токсическое действие кобальта, никеля и их соединений.

## Тема 13. Подгруппа хрома

### Вопросы для подготовки к семинару № 12

1. Основная характеристика элементов подгруппы, важнейшие степени окисления и валентности, электроотрицательность и физические свойства.
2. Способы получения хрома и феррохрома в промышленности.
3. Физические и химические свойства хрома.
4. Соединения хрома (II): оксид, гидроксид, соли. Способы получения и основные свойства.
5. Амфотерные свойства соединений хрома в степени окисления +3. Комплексные соединения хрома (+3). Хромиты.
6. Соединения хрома (+6): хромовый ангидрид, хромовые кислоты, хроматы и дихроматы: получение и свойства.
7. Минералы молибдена и вольфрама. Получение молибдена и вольфрама в промышленности. Химические свойства.
8. Оксиды молибдена и вольфрама: типы, способы получения и свойства.

### Семинар № 12

1. Написать уравнения реакций:



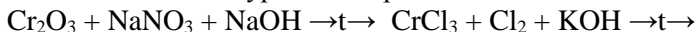
2. Написать уравнения реакций:



3. Написать уравнения реакций:

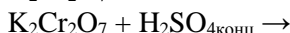
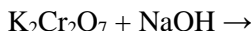
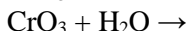
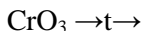


4. Написать уравнения реакций:

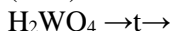
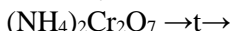
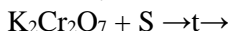
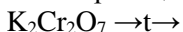
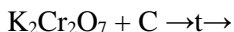




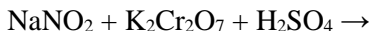
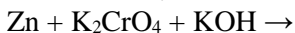
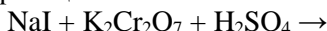
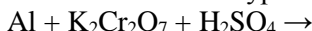
5. Написать уравнения реакций:



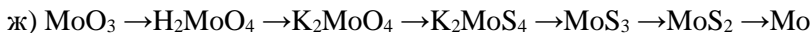
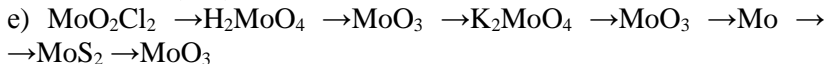
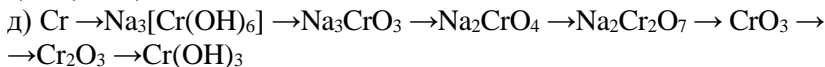
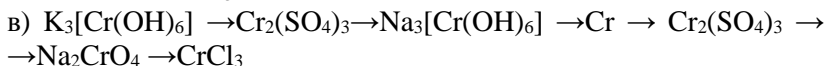
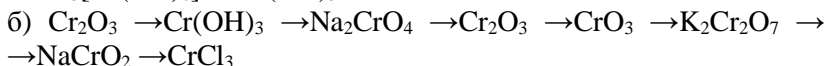
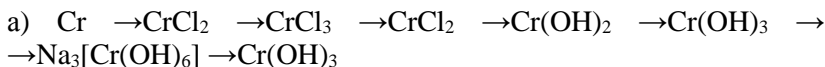
6. Написать уравнения реакций:



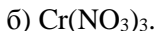
7. Написать уравнения реакций:



8. Составьте уравнения реакций, укажите условия их протекания:



9. Исходя только из простых веществ и используя только ОВР, получите:



10. Напишите уравнения реакций:



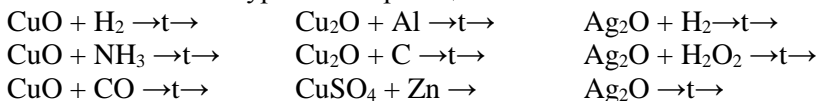
## Тема 14. Подгруппа меди

### Вопросы для подготовки к семинару № 13

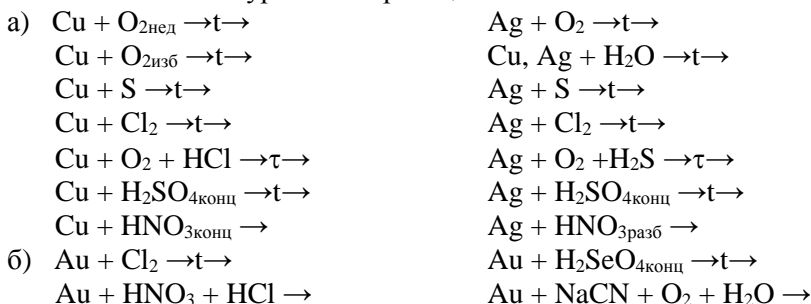
1. Основная характеристика элементов подгруппы, важнейшие степени окисления и валентности, электроотрицательность и значения электродных потенциалов.
2. Сущность процессов извлечения меди, серебра, золота из руд и основные способы их получения.
3. Основные свойства металлической меди.
4. Соединения меди (I), (II): оксиды, гидроксиды, соли.
5. Физико-химические свойства серебра.
6. Свойства и применение важнейших соединений серебра. Ляпис. Способы получения и качественные реакции с его участием.
7. Свойства металлического золота. Оксид, хлорид и гидраты золота. Золотохлористоводородная кислота.
8. Комплексные соединения меди, серебра и золота, их строение и свойства.

### Семинар № 13

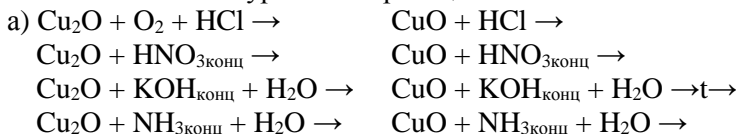
1. Написать уравнения реакций:

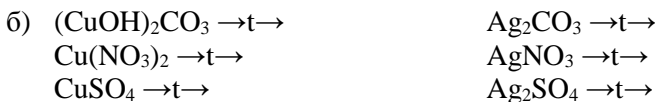


2. Написать уравнения реакций:



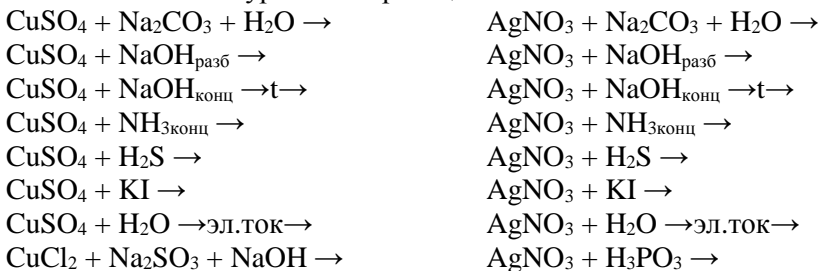
3. Написать уравнения реакций:



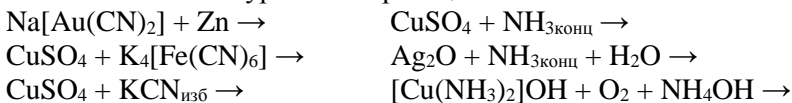


4. Гидроксиды меди: способы получения, устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.

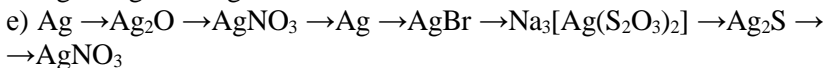
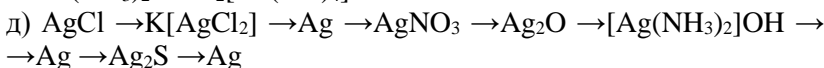
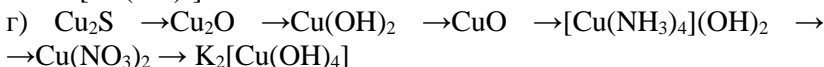
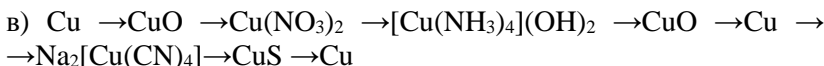
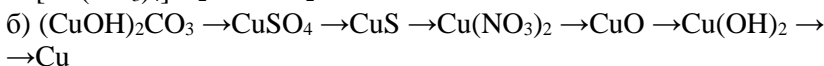
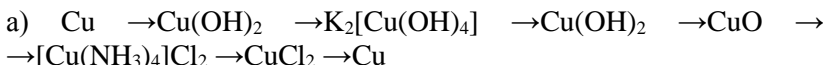
5. Написать уравнения реакций:



6. Написать уравнения реакций:



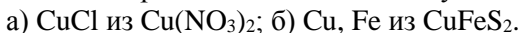
7. Составьте уравнения реакций, укажите условия их протекания:



8. Написать уравнения реакций:



9. Предложить способы получения:



10. Из смеси порошков Al, Cu, Fe и Au получить каждый металл отдельно.



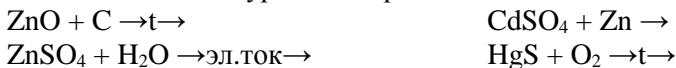
## Тема 15. Подгруппа цинка

### Вопросы для подготовки к семинару № 14

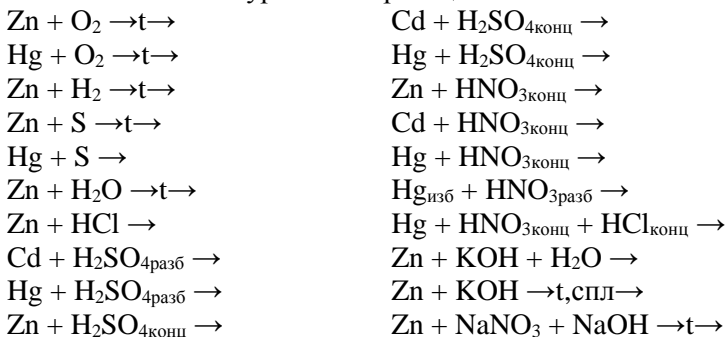
1. Общая характеристика элементов подгруппы цинка. Степени окисления, электроотрицательность и значения электродных потенциалов.
2. Нахождение цинка, кадмия и ртути в природе. Сущность процессов извлечения металлов из руд.
3. Основные свойства металлического цинка, а также его оксида и гидроксида, способы образования и разрушения гидросокоомплексных соединений.
4. Химические свойства кадмия, его оксида и гидроксида.
5. Физико-химические свойства металлической ртути. Амальгамы. Условия образования ионов  $\text{Hg}^{2+}$  и  $\text{Hg}_2^{2+}$ .
6. Сулема, каломель: способы получения и основные химические свойства.
7. Комплексные соединения цинка, кадмия и ртути: получение, строение и свойства.
8. Растворимость и гидролиз солей цинка, кадмия и ртути.

### Семинар № 14

1. Написать уравнения реакций:



2. Написать уравнения реакций:

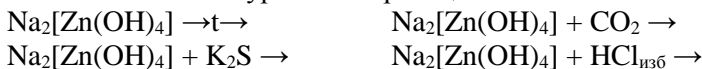


3. Написать уравнения реакций:

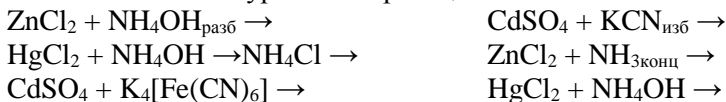




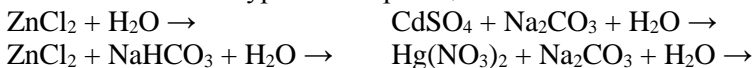
4. Написать уравнения реакций:



5. Написать уравнения реакций:



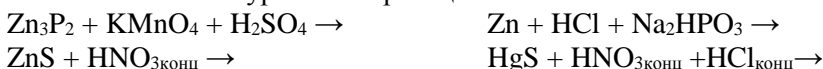
6. Написать уравнения реакций:



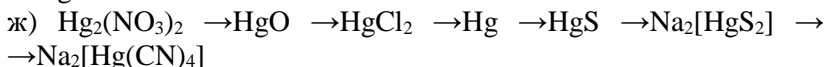
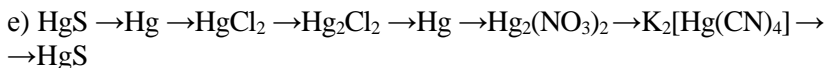
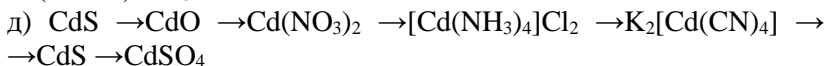
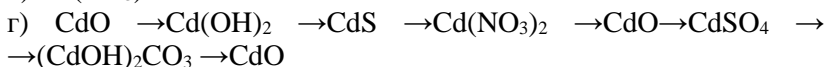
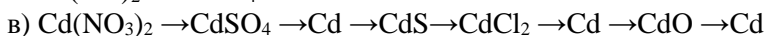
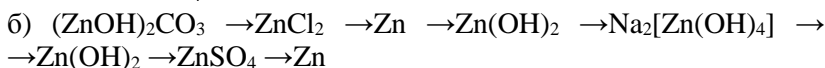
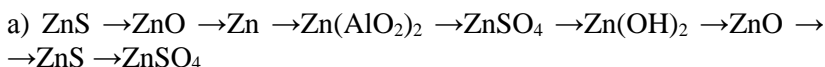
7. Написать уравнения реакций:



8. Написать уравнения реакций:

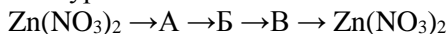


9. Составьте уравнения реакций, укажите условия их протекания:



10. Предложить способ разделения и получения в индивидуальном виде нитратов цинка, магния и натрия.

11. Составить уравнения в соответствии со схемой:



Вещества А, Б, В содержат атомы цинка. Предложить два решения – ОВР и не ОВР. Для обменных реакций написать полные и краткие ионные уравнения.

12. Имеются вода и карбонат цинка. Выберите одну кислоту и одну соль и получите с использованием четырех веществ и продуктов их взаимодействия, не прибегая к электролизу, следующие вещества:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{ZnS}$ ,  $\text{NaNO}_3$ .

13. Рассчитайте молярную концентрацию иона комплексобразователя в 0.5 М растворе тетрайодомеркурата калия, содержащего в избытке 0.01 моль йодида калия в 1 л раствора,  $\beta_{\text{уст}} = 6.7 \cdot 10^{30}$ .

14. При какой концентрации сульфида калия начнет выпадать осадок из 0.05 М раствора тетрацианокадмиата калия?  $K_s(\text{CdS}) = 8 \cdot 10^{-27}$ ,  $\beta_{\text{уст}} = 1 \cdot 10^{17}$ .

15. Какова концентрация избыточных ионов гидроксида натрия в 1 л 0.045 М раствора тетрагидроксоцинката натрия, если добавление 0.78 г сульфида натрия не вызвало выпадения осадка?  $K_s(\text{ZnS}) = 2.5 \cdot 10^{-22}$ ,  $\beta_{\text{нест}} = 2 \cdot 10^{-18}$ .

## **Лабораторная работа № 11. Химические свойства элементов подгруппы меди, цинка и их соединений**

**Необходимое оборудование и реактивы:** штатив с пробирками, держатель для пробирок, горелка, спички, химические стаканы, часовое стекло, водяная баня, фильтровальная бумага, тигель, индикаторная бумага, наждачная бумага; дистиллированная вода, концентрированные растворы:  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{NH}_3$ , 30%  $\text{NaOH}$ , 40%  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ ; твердые вещества:  $\text{Cu}$ ,  $\text{Zn}$ ,  $\text{CuSO}_4$ ; разбавленные растворы:  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{CdSO}_4$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{HgCl}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , глюкоза.

### **Опыт 1. Взаимодействие меди с кислотами**

***Опыт выполняется демонстрационно.***

Испытать действие на медь разбавленных и концентрированных растворов кислот: соляной, серной, азотной. Для этого поместить в шесть пробирок медную проволочку (или медные стружки) и добавить 2–3 мл кислоты (*с концентрированными кислотами работать под тягой!*) в каждую пробирку. При

необходимости пробирку осторожно нагреть (*работать в защитных очках!*). Отметить наблюдения, составить уравнения реакций.

## **Опыт 2. Химические свойства цинка**

### **А) Опыт выполняется демонстрационно.**

Испытать действие на цинк разбавленных и концентрированных растворов кислот: соляной, серной, азотной. Для этого поместить в шесть пробирок гранулу цинка и добавить 2–3 мл кислоты (*с концентрированными кислотами работать под тягой!*) в каждую пробирку. Отметить наблюдения, составить уравнения реакций.

Б) В пробирку внести одну гранулу цинка и налить 2 мл концентрированного раствора гидроксида натрия. При необходимости пробирку нагреть. Отметить выделение пузырьков газа. Написать уравнение реакции.

В) В пробирку поместить 3–5 капель раствора нитрата натрия и такое же количество раствора гидроксида натрия. Затем в пробирку добавить 1 гранулу цинка. Пробирку слегка нагреть до начала протекания реакции. Отметить наблюдения, написать уравнение реакции.

### **Г) Опыт проводить под тягой!**

В пробирку поместить небольшое количество цинковой пыли и прилить 1–2 мл концентрированного раствора аммиака. Наблюдать выделение газа. Составить уравнение реакции образования гидроксида тетраамминцинка.

Д) В пробирку поместить небольшое количество цинковой пыли и прилить 2–3 мл подкисленного раствора перманганата калия. Отметить наблюдения, составить уравнение реакции.

## **Опыт 3. Получение гидроксида меди (II) и его свойства**

А) В химическом стакане при перемешивании слить по 2 мл растворов соли меди (II) и гидроксида натрия. Отметить цвет осадка. Осадок промыть холодной водой и перенести в четыре пробирки. Написать уравнение реакции.

Б) Первую пробирку осторожно нагреть пламенем горелки. По изменению цвета вещества в пробирке судить о протекании реакции. Полученный оксид сохранить для выполнения опыта 4. Ко второй пробирке добавить несколько капель 2 н

раствора соляной кислоты, к третьей – концентрированный раствор щелочи. Сделать вывод о типе гидроксида меди (II). В четвертую пробирку прилить небольшое количество концентрированного раствора аммиака (*опыт проводить под тягой!*). Написать уравнения всех реакций.

#### **Опыт 4. Химические свойства оксида меди (II)**

Полученный в опыте 3Б оксид меди (II) разделить на шесть пробирок. Испытать отношение  $\text{CuO}$  к разбавленным и концентрированным растворам азотной кислоты, гидроксида натрия и аммиака. (*С концентрированными растворами работать под тягой!*) Составить уравнения протекающих реакций.

#### **Опыт 5. Получение гидроксида и оксида меди (I), изучение свойств $\text{Cu}_2\text{O}$**

*Опыт выполняется демонстрационно.*

А) Получить гидроксид меди (II) (см. опыт 3А). К образовавшемуся осадку добавить избыток раствора щелочи и раствор глюкозы. Смесь хорошо перемешать и нагреть. Наблюдать образование гидроксида меди (I), который при более сильном нагревании переходит в оксид меди (I). Содержимое пробирки охладить и поместить в три пробирки. Написать уравнения реакций.

Б) К первой пробирке, содержащей  $\text{Cu}_2\text{O}$ , добавить раствор соляной кислоты, ко второй – раствор щелочи, в третью – раствор аммиака. Сделать вывод о типе оксида, составить уравнения протекающих реакций.

#### **Опыт 6. Получение оксидов серебра и ртути**

*Опыт выполняется демонстрационно.*

А) В пробирку внести 1 каплю раствора нитрата серебра, добавить 1 каплю раствора гидроксида натрия. Составить уравнение реакции.

Б) В две пробирки внести по 1 капле раствора, в одну –  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ , а в другую –  $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ . В каждую пробирку добавить по 1 капле раствора гидроксида натрия. Отметить наблюдения. Составить уравнения реакций.

### **Опыт 7. Получение гидроксидов цинка и кадмия и их химические свойства**

А) В химическом стакане при перемешивании слить по 5 мл растворов соли цинка и гидроксида натрия. Отметить цвет осадка. Осадок промыть декантацией холодной водой и перенести в три пробирки. Написать уравнение реакции.

Б) В первую пробирку добавить несколько капель раствора соляной кислоты, во вторую – раствор щелочи. Сделать вывод о типе гидроксида. В третью пробирку прилить небольшое количество концентрированного раствора аммиака (*опыт проводить под тягой!*). Написать уравнения всех протекающих реакций.

В) Опыты А и Б повторить, взяв вместо соли цинка соль кадмия.

### **Опыт 8. Окислительные свойства солей меди (II)**

А) В пробирку с раствором соли меди (II) добавить раствор йодида калия. Наблюдать осаждение  $\text{CuI}$ , цвет которого маскирует выделяющийся йод. Для установления цвета соли добавить в пробирку 1–2 капли раствора тиосульфата натрия. Затем осадок растворить в избытке раствора  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ . Составить уравнения реакций.

Б) В пробирку с 1–2 мл раствора соли меди (II) поместить гранулу цинка. Отметить разогревание пробирки. Что за газ выделяется? Написать уравнения реакций.

### **Опыт 9. Образование комплексных соединений меди и серебра**

А) *Опыт проводить под тягой!*

В две пробирки с растворами соли меди (II) и нитрата серебра прилить по 1–2 мл концентрированного раствора аммиака. Составить уравнения реакций. Объяснить различие окраски комплексных соединений.

Б) В пробирку поместить несколько крупинок безводного  $\text{CuSO}_4$ , прилить 2–3 капли воды. Что наблюдается? Добавить воды до полного растворения соли. Написать уравнение реакции образования аквакомплекса меди.

В) На часовом стекле смешать по 1 капле растворов нитрата серебра и хлорида натрия. Полученный осадок растворить,

добавив несколько капель насыщенного раствора тиосульфата натрия. Составить уравнения реакций.

### **Опыт 10. Образование комплексных соединений цинка, кадмия, ртути**

А) К раствору соли цинка по каплям добавлять раствор гидроксида аммония до образования осадка, а затем полного его растворения. Составить уравнения реакций.

Б) К растворам солей цинка и кадмия (II) по каплям приливать концентрированный раствор сульфита натрия до тех пор, пока образующийся вначале осадок полностью не растворится. Отметить цвета осадков и растворов комплексных соединений. Составить уравнения реакций.

В) *Опыт выполняется демонстрационно.*

К 1 мл раствора нитрата ртути (II) по каплям приливать раствор йодида калия до тех пор, пока образующийся вначале осадок полностью не растворится. Отметить цвет осадка и раствора комплексного соединения ртути. Составить уравнения реакций.

### **Опыт 11. Образование сульфидов меди, серебра, цинка, кадмия и ртути и их свойства**

*Опыт с раствором соли ртути выполняется демонстрационно. Опыт проводить под тягой!*

В пять пробирок с растворами соли меди (II), серебра, цинка, кадмия и ртути прилить раствор сульфида натрия. Отметить наблюдения. Испытать отношение полученных сульфидов к раствору разбавленной соляной кислоты. Сделать вывод о типе сульфидов данных металлов. Составить уравнения реакций.

### **Опыт 12. Качественные реакции на ионы меди, цинка, кадмия и ртути**

А) К небольшому количеству растворов сульфата меди (II) и соли кадмия прилить раствор желтой кровяной соли. Отметить цвет нерастворимых комплексных солей. Проверить растворимость полученных осадков в растворах щелочи и соляной кислоты. Составить уравнения протекающих реакций.

Б) К 2–3 каплям раствора соли цинка прилить такое же количество раствора желтой кровяной соли. Смесь нагреть на

водяной бане до выпадения осадка. Отметить цвет образующегося соединения  $K_2Zn_3[Fe(CN)_6]_2$ . Проверить растворимость данного соединения в соляной кислоте и щелочи. Составить уравнения реакций.

**В) Опыт выполняется демонстрационно.**

На кусочек фильтровальной бумаги нанести несколько капель растворов нитрата цинка и нитрата кобальта. Подсушить бумагу на пламени газовой горелки и прокалить в тигле. Отметить цвет золы состава  $CoZnO_2$ . Составить уравнения реакций.

**Г) Опыт выполняется демонстрационно.**

К растворам солей, содержащих ионы  $Hg^{2+}$  и  $Hg_2^{2+}$ , прилить раствор хромата калия. Отметить цвет образующихся осадков. Составить уравнения реакций.

**Д) Опыт выполняется демонстрационно.**

К раствору нитрата серебра прилить раствор хромата калия. Отметить цвет образующегося осадка. Составить уравнение реакции.

**Е) Опыт выполняется демонстрационно.**

К 1 мл раствора сулемы  $HgCl_2$  прилить 1 мл раствора аммиака. Отметить цвет образующегося осадка  $HgNH_2Cl$ . Составить уравнение реакции.

### **Опыт 13. Гидролиз солей**

**А)** С помощью индикаторной бумаги определить pH растворов соли меди (II), цинка и кадмия. Составить уравнения реакций гидролиза солей в ионной и молекулярной форме.

**Б) Опыт с раствором соли ртути выполняется демонстрационно.**

К растворам солей меди (II), цинка, кадмия и ртути (II) добавить раствор карбоната натрия. Отметить наблюдения, составить уравнения реакций взаимного усиления гидролиза.

**В)** В горячий раствор хлорида цинка опустить кусочек цинка, предварительно очистив его поверхностью наждачной бумагой. Наблюдать выделение водорода. Составить уравнения реакций.

### **Вопросы к лабораторной работе № 11**

1. Какие степени окисления проявляют элементы подгрупп меди и цинка? Приведите примеры соединений.



2. Сравните физические и химические свойства оксидов меди (I) и (II). Напишите уравнения реакций, иллюстрирующих сходства и различия.
3. Какие минералы являются сырьём для получения цинка и меди? Напишите уравнения процессов синтеза этих металлов.
4. Сравните свойства оксидов кадмия и цинка. Приведите уравнения реакций.
5. Охарактеризуйте физические и химические свойства ртути.
6. Составьте схему гальванического элемента с цинковым и медным электродами. Вычислите ЭДС гальванического элемента (условия стандартные).
7. Определите, могут ли одновременно существовать в водных растворах следующие ионы:
  - а)  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$
  - б)  $\text{Cd}^{2+}$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Cu}^+$ ?Ответ подтвердите ионными уравнениями протекающих реакций.
8. В двух пробирках находятся гидроксиды цинка и алюминия. Предложите способы идентификации данных веществ.
9. Составьте схемы электролиза растворов сульфата меди (II) и хлорида цинка (электроды инертные).
10. Какие соединения серебра используют для изготовления зеркал? Фотографий? Напишите уравнения реакций, на которых основано применение этих веществ.
11. Составьте уравнения реакций получения хлоридов ртути. Опишите их физические и химические свойства.
12. Напишите уравнения реакций разложения нитратов металлов подгрупп меди и цинка.
13. Назовите области применения меди, цинка и их соединений.
14. Проявляют ли цинк, медь и их соединения токсические свойства? Как избежать или уменьшить их воздействие на организм?
15. Почему при работе со ртутью и ее соединениями необходимо быть предельно осторожным, работать в перчатках? Какое действие оказывает ртуть на организм человека?

## Примерные вопросы к экзамену по курсу «Неорганическая химия»

1. Связь распространения и распределения химических элементов в природе с периодической системой и строением атома. Изотопный состав элементов. Кларки элементов. Основные принципы классификации химических элементов по Д.И. Менделееву. S-, p-, d-, f-элементы.

2. Водород. Положение водорода в периодической системе. Физические и химические свойства. Получение, применение. Изотопы водорода. Свойства соединений водорода с металлами и неметаллами. Условия существования гидрид-иона. Энергетика взаимодействия водорода с кислородом.

3. Вода и пероксид водорода. Физические и химические свойства. Диаграмма состояния воды. Строение и свойства твердой, жидкой и газообразной воды. Кристаллогидраты. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода. Строение и устойчивость молекулы. Способы получения и применение пероксида водорода. Пероксиды металлов как производные пероксида водорода.

4. Галогены. Строение атомов. Распространенность, важнейшие минералы. Размеры атомов, характерные валентные состояния. Изменение электроотрицательности и химической активности в ряду галогенов. Строение молекул галогенов ( $\text{MO}$  ЛКАО). Межмолекулярные взаимодействия в ряду  $\text{F-Cl-Br-I}$  и агрегатное состояние галогенов. Химические свойства галогенов, взаимодействие с металлами и неметаллами. Реакции взаимодействия галогенов с водой. Порядок вытеснения галогенов из растворов их галогенидов. Лабораторные и промышленные способы получения галогенов. Токсичность галогенов. Применение галогенов. Межгалогенные соединения.

5. Галогеноводороды, их получение, физические и химические свойства. Изменение силы галогеноводородных кислот в ряду  $\text{HF-HCl-HBr-HI}$ . Соляная кислота как одна из важнейших минеральных кислот, ее свойства, получение и применение. Плавиновая кислота, особенности ее строения, соли, применение.

6. Кислородные соединения галогенов – оксиды и галогенсодержащие кислоты. Изменение устойчивости кислородных соединений галогенов в ряду  $\text{Cl-Br-I}$ . Оксиды хлора  $\text{Cl}_2\text{O}$ ,  $\text{ClO}_2$ ,

$\text{Cl}_2\text{O}_6$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ , получение, строение, устойчивость, физические свойства и окислительно-восстановительная активность. Применение.

7. Хлорноватистая кислота, ее соли – гипохлориты. Хлорная известь. Хлористая, хлорноватая, хлорная кислоты и их соли – хлориты, хлораты, перхлораты. Способы получения. Строение и свойства, применение важнейших кислородсодержащих кислот хлора и их солей. Сопоставление силы кислот и их окислительно-восстановительных свойств в ряду  $\text{HClO}$ - $\text{HClO}_2$ - $\text{HClO}_3$ - $\text{HClO}_4$ . Строение и свойства ортоиодной кислоты  $\text{H}_5\text{IO}_6$ .

8. Общая характеристика элементов VI А подгруппы: неметаллические свойства, с.о., валентности. Халькогены. Положение в периодической системе, строение атомов, распространенность, формы нахождения в природе. Строение атомного ядра и электронной оболочки атома кислорода. Распространенность кислорода. Строение молекулы. Парамагнетизм молекулярного кислорода. Физические и химические свойства молекулярного кислорода. Получение кислорода в лаборатории и в промышленности. Применение кислорода.

9. Важнейшие кислородные соединения – оксиды металлов и неметаллов, гидроксиды. Физические и химические свойства оксидов. Пероксиды и супероксиды (надперекиси), их получение и свойства. Строение ионов  $\text{O}_2^{2-}$  и  $\text{O}_2^-$  с позиций метода МО. Озон, его получение, свойства, применение. Озониды, их получение, свойства. Применение.

10. Физические свойства свободной серы, аллотропные и полиморфные модификации. Диаграмма серы. Химические свойства серы. Соединения с металлами и неметаллами. Получение, строение и свойства сероводорода. Группы сульфидов и их различные свойства. Гидросульфиды, полисульфиды. Полисульфаны.

11. Способы получения, строение и свойства оксида серы (IV). Сернистая кислота, ее строение, способы получения, окислительные и восстановительные свойства. Сульфиты и гидросульфиты, их устойчивость, окислительно-восстановительные свойства. Серный ангидрид, его строение, физические и химические свойства, получение из сернистого газа. Серная кислота, ее строение, физические и химические свойства. Олеум. Сульфаты, гидросульфаты, природные производные серной кислоты.

12.Тиосерная кислота, тиосульфат натрия. Пиросерная кислота, пиросульфаты. Хлористый тионил, хлористый сульфурил и хлорсульфоновая кислота: строение, получение, свойства. Пероксомоносерная и пероксодисерная кислота, пероксодисульфаты, способы получения, строение и свойства.

13.Селен и теллур: способы получения, физические и химические свойства. Важнейшие кислородные и водородные соединения селена и теллура. Селениды и теллуриды. Кислородные соединения селена (IV) и теллура (IV) – оксиды и кислоты, их свойства. Кислородные соединения селена (VI) и теллура (VI) – оксиды и кислоты. Применение халькогенов и их соединений.

14.Общая характеристика элементов V A подгруппы: металлические свойства, с.о., валентности, закономерности в изменении электронной конфигурации, величин радиусов и т.д. Азот. Строение атома. Распространенность и нахождение в природе. Строение молекулы азота (BC и MO ЛКАО). Физические и химические свойства молекулярного азота. Лабораторные и промышленные способы получения. Применение.

15.Аммиак: строение, получение, свойства и применение аммиака. Гидраты аммиака. Соли аммония, их получение и свойства. Аммиакаты. Нитриды и амиды как производные аммиака. Гидразин, гидросиламин: строение, получение, сопоставление кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств. Азидоводородная кислота и ее соли. Азотистоводородная (синильная) кислота и ее соли. Соединения азота с галогенами.

16.Кислородные соединения азота. Оксиды азота (I), (II), (III), (IV), (V): строение молекулы, получение, физические и химические свойства, применение. Азотистая кислота: получение, строение, свойства. Окислительное и восстановительное действие азотистой кислоты. Нитриты, их получение и свойства. Азотный ангидрид (оксид азота): получение, физические и химические свойства, строение молекулы. Азотная кислота: строение, взаимодействие с металлами и неметаллами, получение в лаборатории, применение. Нитраты, получение и свойства. Азотные удобрения.

17.Фосфор. Строение атома. Распространенность в природе, минералы. Аллотропные модификации фосфора. Получение фосфора. Строение белого и красного фосфора, их физические и химические свойства. Взаимодействие фосфора с металлами

и неметаллами. Способы получения фосфина. Сравнение свойств фосфина и аммиака. Фосфиды металлов (получение, свойства). Галогениды и оксигалогениды фосфора.

18. Кислородные соединения фосфора. Оксиды фосфора (III), (V): строение молекулы, свойства, способы получения. Фосфористая (фосфоновая) кислота: получение, устойчивость, окислительно-восстановительные и кислотнo-основные свойства. Фосфиты. Фосфорноватистая (фосфиновая) кислота: строение, получение и свойства. Гипофосфиты. Фосфорные кислоты (V): строение, получение, взаимные переходы орто-, мета- и пирофосфорной кислот. Гидролиз фосфатов. Качественные реакции. Фосфорные удобрения.

19. Мышьяк, сурьма, висмут. Распространенность, минералы. Получение простых веществ из природного сырья. Физические и химические свойства, применение. Важнейшие соединения мышьяка, сурьмы: оксиды, кислоты, соли. Проявление амфотерных свойств у соединений мышьяка. Хлориды, сульфиды и тиосоли мышьяка и сурьмы. Галогениды сурьмы и их гидролиз. Сульфиды и тиосоли сурьмы. Важнейшие соединения висмута (III): оксид и гидроксид, соли, сульфид. Соединения висмута (V) – висмутаты, их получение и свойства. Водородные соединения мышьяка, сурьмы и висмута: получение, свойства, строение, изменение устойчивости в ряду As–Sb–Bi. Применение соединений элементов подгруппы мышьяка.

20. Общая характеристика IV A подгруппы. Углерод в природе, способы синтеза, свойства. Аллотропия углерода. Кислородные соединения углерода. Оксид углерода (II): строение молекулы, кислотнo-основные и окислительно-восстановительные свойства. Карбонилы металлов. Оксид углерода (IV): строение, физические и химические свойства, получение и применение. Фосген. Угольная кислота и ее соли. Карбонаты, гидрокарбонаты. Промышленное производство соды. Получение, строение и применение карбамида (мочевины). Типы карбидов, гидролиз. Сероуглерод, дициан, родан: строение, получение, свойства. Циановая кислота и цианаты. Роданистоводородная кислота и ее соли. Галогениды углерода – четыреххлористый углерод.

21. Кремний. Распространенность в природе. Важнейшие типы соединений. Свойства соединений кремния с металлами, кислородом, водородом и галогенами. Различия в устойчивости

углеводородов и силанов. Получение кремния, силиката натрия и стекла в промышленности. Кварц, кремниевые кислоты, силикаты, гексафторокремниевая кислота: получение и свойства.

22. Общая характеристика элементов III A подгруппы. Физические и химические свойства бора, его получение. Бура. Борный ангидрид, борные кислоты и их соли: получение, строение и свойства. Бороводороды: получение, строение молекул и свойства. Нитрид бора. Боразол. Галогениды бора: получение и свойства. Применение бора и его соединений.

23. Химическая связь в комплексных соединениях. Основные понятия координационной химии: центральный атом и его координационное число; лиганды; внутренняя и внешняя координационные сферы, дентантность. Номенклатура и изомерия комплексных соединений. Классификация. Равновесия в растворах. Константы устойчивости и нестойкости. Реакции образования и разрушения комплексных соединений.

24. Теории строения комплексных соединений. Достоинства и недостатки метода валентных связей (МВС). Строение карбониллов. Теория кристаллического поля (ТКП). Энергия стабилизации кристаллического поля (ЭСКП). Спектрохимический ряд лигандов. Окраска комплексных соединений.

25. Метод молекулярных орбиталей (ММО) в применении к комплексным соединениям. Энергетическая диаграмма МО октаэдрического комплекса без и с  $\pi$ -связыванием;  $\pi$ -донорные и  $\pi$ -акцепторные лиганды. Использование ТКП и ММО для объяснения оптических и магнитных свойств комплексных соединений.

26. Общие свойства металлов.

27. Общая характеристика, физические и химические свойства щелочных металлов. Минералы, способы получения. Особенности свойств лития по сравнению с другими щелочными металлами. Качественные реакции на ионы Me. Гидриды, оксиды, пероксиды, озониды щелочных металлов: химическая связь в соединениях, получение и свойства. Получение карбоната натрия в промышленности. Основные способы получения щелочей, их химические свойства. Взаимодействие с растворами щелочей: а) амфотерных металлов; б) неметаллов; в) кислотных оксидов; г) амфотерных оксидов. Применение металлов и их соединений.

28.Общая характеристика элементов II A подгруппы. Нахождение в природе. Сравнительная характеристика элементов. Кислородные соединения. Гидроксиды. Особенности соединений бериллия по сравнению с соединениями щелочноземельных металлов. Общая характеристика солей бериллия, магния и щелочноземельных металлов, их растворимость и гидролиз. Жесткость воды, виды, способы ее устранения. Получение оксида, гидроксида кальция и хлорной извести в промышленности. Качественные реакции на ионы металлов. Применение.

29.Алюминий, нахождение в природе, физические и химические свойства. Промышленные способы получения. Оксид и гидроксид алюминия, их физические и химические свойства, амфотерность. Получение оксида в промышленности. Соли алюминия. Безводные и комплексные алюминаты: получение и свойства. Криолит: получение и применение. Гидрид алюминия, алюмогидрид лития. Качественные реакции на ион  $Al^{3+}$ .

30.Галлий, индий, таллий: нахождение в природе, способы получения, физические и химические свойства, закономерности в строении и свойствах соединений элементов в степени окисления +3: оксиды, гидроксиды, галогениды. Особенности химии таллия. Оксиды и гидроксиды этих элементов: получение, свойства. Сульфиды: получение, типы, свойства. Применение металлов IIIA группы и их соединений.

31.Основные характеристики металлов IVA группы, нахождение в природе, степени окисления, методы получения. Химические свойства германия, олова и свинца. Качественные реакции на ион свинца. Оксиды свинца: получение, типы, свойства, применение. Оловянные кислоты: способы получения и химические свойства. Галогениды металлов. Сульфиды металлов: типы, получение и свойства. Тиостаннаты и тиогерманаты: получение, химические свойства. Процессы, протекающие в свинцовых аккумуляторах. Применение германия, олова, свинца и их соединений.

32.Переходные элементы. Закономерности в изменении физических и электрохимических свойств переходных элементов в зависимости от порядкового номера (в периоде) и атомной массы (в группе). Описание химических свойств. Степени окисления.

33.Общая характеристика элементов VIII Б подгруппы. Железо. Нахождение в природе. Методы получения в промышленности. Физические и химические свойства. Важнейшие соли железа (в том числе комплексные), их свойства, применение. Ферриты и ферраты. Ферромагнетизм. Сплавы железа. Коррозия железа и пути ее предотвращения. Роль железа в биологических процессах. Качественные реакции на ионы железа.

34.Кобальт, никель: нахождение в природе, способы получения, основные химические свойства. Важнейшие оксиды и гидроксиды железа, кобальта и никеля: получение, свойства. Растворимые и нерастворимые соли Fe (III), Co (II), Ni (II). Комплексные соединения кобальта и никеля. Качественные реакции на ионы железа кобальта и никеля. Применение металлов и их соединений.

35.Общая характеристика элементов VII Б подгруппы. Марганец, технеций, рений. Нахождение в природе. Получение марганца и рения в промышленности. Физические и химические свойства. Качественные реакции на ион  $Mn^{2+}$ . Оксиды марганца: типы, получение, физические и химические свойства. Гидроксиды марганца: основания и кислоты. Манганаты: получение, физические и химические свойства. Окислительные свойства перманганата калия. Оксиды и кислоты технеция и рения. Применение металлов и их соединений.

36.Общая характеристика элементов VI Б подгруппы. Физические свойства хрома, молибдена и вольфрама. Получение хрома: принципы переработки хромистого железняка. Химические свойства хрома. Соединения хрома (II). Соединения хрома (III). Комплексные соединения хрома (+3). Хромиты. Соединения хрома (+6): хромовый ангидрид, хромовые кислоты, хроматы и дихроматы: получение и свойства. Минералы молибдена и вольфрама. Получение металлов. Химические свойства. Оксиды молибдена и вольфрама: получение и свойства. Молибденовые и вольфрамовые кислоты. Состояние молибдена (+6) и вольфрама (+6) в водных растворах. Изополисоединения. Гетерополисоединения. Карбиды. Применение металлов и их соединений.

37.Сравнительная характеристика элементов I Б подгруппы. Нахождение в природе. Важнейшие степени окисления. Сущность процессов извлечения меди из руд и получение меди. Свойства металлической меди, ее сплавы. Соединения меди (I),



(II). Комплексные соединения. Основы получения и свойства серебра. Свойства важнейших соединений серебра. Комплексные соединения серебра, их свойства, строение и применение. Принципы извлечения золота из руд. Свойства металлического золота. Процесс растворения металлического золота в растворах цианистых солей. Оксиды и гидраты золота. Золотохлористоводородная кислота. Ауранты. Соли и комплексные соединения золота. Применение металлов и их соединений.

38.Общая характеристика элементов подгруппы цинка. Нахождение цинка, кадмия и ртути в природе. Сущность процессов извлечения металлов из руд. Свойства металлического цинка. Оксид и гидроксид цинка. Применение цинка и его соединений. Химические свойства кадмия. Оксид и гидроксид кадмия. Свойства металлической ртути. Амальгамы. Соединения ртути (II), оксид ртути. Сулема. Киноварь. Комплексные соединения ртути. Соединения  $Hg_2^{2+}$ : получение, их строение и свойства. Каломель. Соли цинка, кадмия и ртути, их гидролиз. Применение металлов и их соединений.

39.Общая характеристика элементов подгруппы ванадия. Нахождение ванадия в природе. Способы извлечения ванадия из руд и получения металлического ванадия. Соединения ванадия в разных степенях окисления. Состояние ионов ванадия (+5) в кислых и щелочных водных растворах. Минералы ниобия и тантала. Принципы получения и свойства металлов. Оксиды, галогениды и комплексные соединения: получение и свойства. Применение.

40.Подгруппа скандия. Электронное строение, степени окисления. Основные физические и химические свойства. Свойства соединений: оксидов, гидроксидов, солей. Применение.

41.Подгруппа титана. Получение титана, способы синтеза циркония и гафния. Степени окисления и важнейшие типы соединений. Физические и химические свойства простых веществ. Формы нахождения титана (IV) в водных растворах. Титанаты, титановые кислоты. Оксиды и гидроксиды титана. Комплексные соединения титана. Соединения циркония: оксиды и галогениды. Свойства ионов циркония (+4) и гафния (+4) в водных растворах. Применение.

42.Платиновые металлы. Реакционная способность, степени окисления, электронное строение. Способы получения

в промышленности. Физические и химические свойства. Комплексные соединения. Применение.

43.Лантаноиды. Степени окисления. Строение электронных оболочек атомов лантаноидов. Физические и химические свойства лантаноидов. Монотонное изменение свойств и внутренняя периодичность свойств простых веществ и химических соединений в семействе лантаноидов. Actinoids (общая характеристика). Получение урана. Оксиды урана: получение и свойства.

44.Благородные газы. Открытие и изучение благородных газов. Электронные структуры атомов и положение в периодической системе. Потенциалы ионизации, нахождение в природе, получение, физические свойства, растворимость в воде. Оксиды и фториды ксенона: получение, строение молекул и химические свойства. Особые свойства гелия. Применение гелия, неона, аргона.

## Приложение

Таблица П1. **Фундаментальные физические постоянные**

Величина	Символ	Значение	Размерность
Постоянная Авогадро	$N_a$	$6.022137 \cdot 10^{23}$	моль <sup>-1</sup>
Газовая постоянная	$R$	8.314510	Дж/(моль · К)
		1.987216	кал/(моль · К)
		0.082058	л · атм/(моль · К)
Постоянная Фарадея	$F$	96485.31	Кл/моль

Таблица П2. **Электроотрицательность некоторых элементов  
(по Полингу)**

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
H 2.10						
Li 0.97	Be 1.47	B 2.01	C 2.50	N 3.07	O 3.50	F 4.0
Na 0.93	Mg 1.23	Al 1.47	Si 1.90	P 2.32	S 2.58	Cl 2.83
K 0.91	Ca 1.04	Ga 1.82	Ge 2.02	As 2.11	Se 2.48	Br 2.74
Rb 0.89	Sr 0.99	In 1.49	Sn 1.72	Sb 1.82	Te 2.02	I 2.21
Cs 0.86	Ba 0.97	Tl 1.44	Pb 1.55	Bi 1.67	Po 1.76	At 1.90

Таблица П3. **Плотности некоторых растворов при 20 °С, г/мл**

%	NaCl	KCl	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HNO <sub>3</sub>	HCl	NaOH
1	1.005	1.004	1.005	1.004	1.003	1.010
2	1.012	1.011	1.012	1.009	1.008	1.021
3	1.020	1.017	1.018	1.015	1.012	1.032
4	1.027	1.024	1.025	1.020	1.018	1.043
5	1.034	1.030	1.032	1.026	1.023	1.054
6	1.041	1.037	1.038	1.031	1.028	1.065
7	1.049	1.043	1.045	1.037	1.033	1.076
8	1.056	1.050	1.052	1.043	1.038	1.087
9	1.063	1.057	1.059	1.049	1.043	1.098
10	1.071	1.063	1.066	1.054	1.047	1.109

%	NaCl	KCl	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HNO <sub>3</sub>	HCl	NaOH
12	1.086	1.077	1.080	1.066	1.057	1.131
14	1.101	1.090	1.095	1.078	1.068	1.153
16	1.116	1.104	1.109	1.090	1.078	1.175
18	1.132	1.118	1.124	1.103	1.088	1.197
20	1.148	1.133	1.139	1.115	1.098	1.219
22	1.164	1.147	1.155	1.128	1.108	1.241
24	1.180	1.162	1.170	1.140	1.119	1.263
26	1.197	—	1.186	1.153	1.129	1.285

**Таблица П4. Термодинамические свойства некоторых веществ  
при 298.15 К и 1 атм**

Вещество	Состояние	$\Delta_f H^\circ_{298.15}$ кДж/моль	$\Delta_f G^\circ_{298.15}$ кДж/моль	$S^\circ_{298.15}$ Дж/(моль · К)
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	p-p, ∞ H <sub>2</sub> O	-485.64	-369.37	87.58
CH <sub>3</sub> COOH	p-p, ∞ H <sub>2</sub> O, гип.недисс.	-485.22	-396.52	180.05
Cu <sup>2+</sup>	p-p, ∞ H <sub>2</sub> O	66.9	65.6	-92.70
H <sup>+</sup>	p-p, ∞ H <sub>2</sub> O	0	0	0
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	p-p, ∞ H <sub>2</sub> O, гип. недисс.	-691.3	-586.6	93
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	p-p, ∞ H <sub>2</sub> O, гип. недисс.	-699.0	-623.3	190
HCOO <sup>-</sup>	p-p, ∞ H <sub>2</sub> O	-426.2	-351.5	91
HCOOH	p-p, ∞ H <sub>2</sub> O, гип.недисс.	-426.2	-373.0	163
H <sub>2</sub> O	ж	-285.83	-237.13	69.91
OH <sup>-</sup>	p-p, ∞ H <sub>2</sub> O	-229.94	-157.32	-10.75
Sn <sup>2+</sup>	p-p, ∞ H <sub>2</sub> O	-10.46	-27.24	-22.70
Zn <sup>2+</sup>	p-p, ∞ H <sub>2</sub> O	-153.63	-147.16	-110.59
[Zn(OH) <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup>	p-p, ∞ H <sub>2</sub> O, гип.недисс.		-860.80	

**Таблица П5. Константы диссоциации некоторых кислот  
и оснований при 25 °С**

Электролит	Сте- пень	Константа диссоциации	Электро- лит	Сте- пень	Константа диссоциации
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	I	4.5·10 <sup>-7</sup>	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>		2.6·10 <sup>-12</sup>
	II	4.7·10 <sup>-11</sup>	H <sub>2</sub> S	I	1.0·10 <sup>-7</sup>
HCOOH		1.8·10 <sup>-4</sup>	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	II	2.5·10 <sup>-13</sup>
CH <sub>3</sub> COOH		1.8·10 <sup>-5</sup>		I	1.4·10 <sup>-2</sup>
H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	I	2.2·10 <sup>-10</sup>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	II	6.2·10 <sup>-8</sup>
	II	1.6·10 <sup>-12</sup>		II	1.2·10 <sup>-2</sup>
HN <sub>3</sub>		2.6·10 <sup>-5</sup>	H <sub>2</sub> Se	I	1.3·10 <sup>-4</sup>
HNO <sub>2</sub>		4·10 <sup>-4</sup>		II	1.0·10 <sup>-11</sup>
HCN		7.9·10 <sup>-10</sup>	H <sub>2</sub> SeO <sub>3</sub>	I	1.8·10 <sup>-3</sup>
NH <sub>4</sub> OH		1.75·10 <sup>-5</sup>		II	3.2·10 <sup>-9</sup>
NH <sub>2</sub> OH		8.9·10 <sup>-9</sup>	H <sub>2</sub> Te	I	2.3·10 <sup>-3</sup>
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	I	7.5·10 <sup>-3</sup>		II	6.9·10 <sup>-13</sup>
	II	6.3·10 <sup>-8</sup>	H <sub>2</sub> TeO <sub>3</sub>	I	3.0·10 <sup>-3</sup>
	III	4.6·10 <sup>-13</sup>		II	2.0·10 <sup>-8</sup>
H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>	I	5.6·10 <sup>-3</sup>	HF		6.2·10 <sup>-4</sup>
	II	1.7·10 <sup>-7</sup>	HClO		3.0·10 <sup>-8</sup>
	III	3.0·10 <sup>-12</sup>	HClO <sub>2</sub>		1.1·10 <sup>-2</sup>
H <sub>2</sub> O		1.0·10 <sup>-14</sup>	HBrO		2.1·10 <sup>-9</sup>

**Таблица П6. Константы растворимости некоторых малораствори-  
мых электролитов при 25 °С**

Электролит	K <sub>s</sub> (ПР)	Электролит	K <sub>s</sub> (ПР)
AgI	8.3·10 <sup>-17</sup>	Li <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	4.0·10 <sup>-3</sup>
AgBr	5.3·10 <sup>-13</sup>	LiF	1.7·10 <sup>-3</sup>
AgCl	1.8·10 <sup>-10</sup>	Li <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	3.2·10 <sup>-9</sup>
Ag <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	1.2·10 <sup>-12</sup>	MgCO <sub>3</sub>	2.1·10 <sup>-5</sup>
Ag <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	1.1·10 <sup>-12</sup>	MgF <sub>2</sub>	6.5·10 <sup>-9</sup>
Ag <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	1.3·10 <sup>-20</sup>	Mg(OH) <sub>2</sub> (свеж. осаж.)	6.0·10 <sup>-10</sup>
Ag <sub>2</sub> S	6.3·10 <sup>-50</sup>	Mg <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	1.0·10 <sup>-13</sup>
Ag <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	1.6·10 <sup>-5</sup>	MnS (зеленый)	2.5·10 <sup>-13</sup>
Al(OH) <sub>3</sub>	3.2·10 <sup>-34</sup>	Na <sub>3</sub> [AlF <sub>6</sub> ]	4.1·10 <sup>-10</sup>
AlPO <sub>4</sub>	5.75·10 <sup>-19</sup>	Na[Sb(OH) <sub>6</sub> ]	4.0·10 <sup>-8</sup>
BaCO <sub>3</sub>	4.0·10 <sup>-10</sup>	Ni(OH) <sub>2</sub> (свеж. осаж.)	2.0·10 <sup>-15</sup>
BaCrO <sub>4</sub>	1.2·10 <sup>-10</sup>	NiS (α)	3.2·10 <sup>-19</sup>

Электролит	Ks (ПР)	Электролит	Ks (ПР)
Ba3(PO4)2	$6.0 \cdot 10^{-39}$	PbBr2	$9.1 \cdot 10^{-6}$
BaSO3	$8.0 \cdot 10^{-7}$	PbCl2	$1.6 \cdot 10^{-5}$
BaSO4	$1.1 \cdot 10^{-10}$	PbI2	$1.1 \cdot 10^{-9}$
BeCO3	$1.0 \cdot 10^{-3}$	Pb(OH)2 (красный)	$5.0 \cdot 10^{-16}$
Be(OH)2	$4.9 \cdot 10^{-22}$	PbS	$2.5 \cdot 10^{-27}$
BiI3	$8.1 \cdot 10^{-19}$	PbSO4	$1.6 \cdot 10^{-8}$
Bi2S3	$1.0 \cdot 10^{-97}$	PtBr4	$3.0 \cdot 10^{-41}$
CaCO3	$3.8 \cdot 10^{-9}$	PtCl4	$8.0 \cdot 10^{-29}$
CaCrO4	$7.1 \cdot 10^{-4}$	PtO2	$1.6 \cdot 10^{-72}$
CaF2	$4.0 \cdot 10^{-11}$	Co(OH)3	$4.0 \cdot 10^{-45}$
CaHPO4	$2.7 \cdot 10^{-7}$	Cr(OH)2	$1.0 \cdot 10^{-17}$
Ca3(PO4)2	$2.0 \cdot 10^{-29}$	Cr(OH)3	$6.3 \cdot 10^{-31}$
CaSO3	$3.2 \cdot 10^{-7}$	Cu(OH)2	$8.3 \cdot 10^{-20}$
CaSO4	$2.5 \cdot 10^{-5}$	CuS	$6.3 \cdot 10^{-36}$
Cd(OH)2 (свеж.осаж.)	$2.2 \cdot 10^{-14}$	Cu2S	$2.5 \cdot 10^{-48}$
CdS	$1.6 \cdot 10^{-28}$	SrCrO4	$3.6 \cdot 10^{-5}$
FeCO3	$3.5 \cdot 10^{-11}$	Sr3(PO4)2	$1.0 \cdot 10^{-31}$
Fe(OH)2	$7.1 \cdot 10^{-16}$	SrSO4	$3.2 \cdot 10^{-7}$
Fe(OH)3(свеж.осаж.)	$6.3 \cdot 10^{-38}$	Zn(OH)2	$1.4 \cdot 10^{-17}$
FePO4	$1.3 \cdot 10^{-22}$	ZnS(сфалерит)	$1.6 \cdot 10^{-24}$
FeS	$5.0 \cdot 10^{-18}$	ZnS (вюрцит)	$2.5 \cdot 10^{-22}$

Таблица П7. Общие константы нестойкости некоторых комплексных ионов при 25 °С

Комплексный ион	$\beta$	Комплексный ион	$\beta$
[Ag(NH3)2] <sup>+</sup>	$5.89 \cdot 10^{-8}$	[AuCl4] <sup>-</sup>	$5.01 \cdot 10^{-22}$
[Co(NH3)4] <sup>2+</sup>	$8.51 \cdot 10^{-6}$	[AgI2] <sup>-</sup>	$1.82 \cdot 10^{-12}$
[Co(NH3)6] <sup>3+</sup>	$6.16 \cdot 10^{-36}$	[BiI4] <sup>-</sup>	$1.12 \cdot 10^{-15}$
[Cu(NH3)2] <sup>+</sup>	$1.38 \cdot 10^{-11}$	[HgI4] <sup>2-</sup>	$1.48 \cdot 10^{-30}$
[Cu(NH3)4] <sup>2+</sup>	$10^{-12}$	[PbI4] <sup>2-</sup>	$1.20 \cdot 10^{-4}$
[Mn(NH3)6] <sup>2+</sup>	$10^{-9}$	[Ag(NO2)2] <sup>-</sup>	$1.48 \cdot 10^{-3}$
[Ni(NH3)6] <sup>2+</sup>	$10^{-8}$	[Cd(NO2)4] <sup>2-</sup>	$7.94 \cdot 10^{-4}$
[Zn(NH3)4] <sup>2+</sup>	$2.00 \cdot 10^{-9}$	[Hg(NO2)4] <sup>2-</sup>	$2.88 \cdot 10^{-14}$
[Al(OH)4] <sup>-</sup>	$10^{-33}$	[Ag(SCN)2] <sup>-</sup>	$5.89 \cdot 10^{-9}$
[Be(OH)4] <sup>2-</sup>	$10^{-15}$	[Cd(SO3)2] <sup>2-</sup>	$6.45 \cdot 10^{-5}$
[Cd(OH)4] <sup>2-</sup>	$3.80 \cdot 10^{-9}$	[Ag(S2O3)2] <sup>3-</sup>	$3.47 \cdot 10^{-14}$

Комплексный ион	$\beta$	Комплексный ион	$\beta$
$[\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$	$1.26 \cdot 10^{-30}$	$[\text{Cu}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	$5.37 \cdot 10^{-13}$
$[\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-}$	$2.75 \cdot 10^{-15}$	$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$1.41 \cdot 10^{-20}$
$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	$2.00 \cdot 10^{-18}$	$[\text{Ag}(\text{CN})_3]^{2-}$	$2.82 \cdot 10^{-21}$
$[\text{PbBr}_4]^{2-}$	$1.17 \cdot 10^{-3}$	$[\text{Cu}(\text{CN})_2]^-$	$10^{-24}$
$[\text{PtBr}_4]^{2-}$	$3.16 \cdot 10^{-21}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1.26 \cdot 10^{-37}$
$[\text{AuBr}_2]^-$	$3.47 \cdot 10^{-13}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1.26 \cdot 10^{-44}$
$[\text{HgBr}_4]^{2-}$	$10^{-21}$	$[\text{Zn}(\text{CN})_3]^-$	$8.91 \cdot 10^{-17}$
$[\text{AgCl}_2]^-$	$9.12 \cdot 10^{-6}$	$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	$2.40 \cdot 10^{-20}$

Таблица П8. Стандартные электродные потенциалы при 25 °С, В

Электродная реакция	$E^\circ$ , В
$\text{Ag}^+ + e^- = \text{Ag} \downarrow$	+0.80
$\text{Al}^{3+} + 3 e^- = \text{Al} \downarrow$	-1.66
$\text{Au}^{3+} + 3 e^- = \text{Au} \downarrow$	+1.50
$\text{Ba}^{2+} + 2 e^- = \text{Ba} \downarrow$	-2.91
$\text{Be}^{2+} + 2 e^- = \text{Be} \downarrow$	-1.97
$\text{Br}_2 + 2 e^- = 2\text{Br}^-$	+1.09
$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6 e^- = \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1.45
$\text{BrO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6 e^- = \text{Br}^- + 6\text{OH}^-$	+0.61
$\text{Ca}^{2+} + 2 e^- = \text{Ca} \downarrow$	-2.79
$\text{Cd}^{2+} + 2 e^- = \text{Cd} \downarrow$	-0.40
$\text{Cl}_2 \uparrow + 2 e^- = 2\text{Cl}^-$	+1.36
$2\text{ClO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10 e^- = \text{Cl}_2 \uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$	+1.47
$2\text{ClO}_4^- + 16\text{H}^+ + 14 e^- = \text{Cl}_2 \uparrow + 8\text{H}_2\text{O}$	+1.39
$\text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+ + 8 e^- = \text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	+1.38
$\text{ClO}_4^- + 4\text{H}_2\text{O} + 8 e^- = \text{Cl}^- + 8\text{OH}^-$	+0.56
$\text{Co}^{3+} + e^- = \text{Co}^{2+}$	+1.95
$\text{Co}^{3+} + 3 e^- = \text{Co} \downarrow$	+0.46
$\text{Co}^{2+} + 2 e^- = \text{Co} \downarrow$	-0.29
$\text{Cr}^{3+} + e^- = \text{Cr}^{2+}$	-0.41
$\text{Cr}^{3+} + 3 e^- = \text{Cr} \downarrow$	-0.74
$\text{Cr}^{2+} + 2 e^- = \text{Cr} \downarrow$	-0.91
$\text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow + 3 e^- = \text{Cr} \downarrow + 3\text{OH}^-$	-1.30
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6 e^- = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1.33
$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3 e^- = \text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow + 5\text{OH}^-$	-0.13
$\text{Cs}^+ + e^- = \text{Cs} \downarrow$	-2.92
$\text{Cu}^+ + e^- = \text{Cu} \downarrow$	+0.53

Электродная реакция	$E^\circ$ , В
$\text{Cu}^{2+} + e^- = \text{Cu}^+$	+0.16
$\text{F}_2\uparrow + 2 e^- = 2\text{F}^-$	+2.77
$\text{Fe}^{3+} + e^- = \text{Fe}^{2+}$	+0.77
$\text{Fe}^{3+} + 3 e^- = \text{Fe}\downarrow$	-0.06
$\text{Fe}^{2+} + 2 e^- = \text{Fe}\downarrow$	-0.47
$\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-} + e^- = \text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$	+0.36
$\text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + e^- = \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + \text{OH}^-$	-0.56
$\text{FeO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3 e^- = \text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	более +1.90
$2\text{H}^+ + 2 e^- = \text{H}_2\uparrow$	0.00
$2\text{H}^+(\text{c} = 10^{-7} \text{M}) + 2 e^- = \text{H}_2\uparrow$	-0.41
$\text{H}_2\uparrow + 2 e^- = 2\text{H}^-$	-2.25
$2\text{H}_2\text{O} + 2 e^- = \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$	-0.83
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2 e^- = 2\text{H}_2\text{O}$	+1.77
$\text{HO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + 2 e^- = 3\text{OH}^-$	+0.88
$\text{Hg}^{2+} + 2 e^- = \text{Hg}\downarrow$	+0.85
$\text{Hg}^{2+} + e^- = \text{Hg}^+$	+0.91
$\text{Hg}_2^{2+} + 2 e^- = 2\text{Hg}\downarrow$	+0.79
$\text{I}_2\downarrow + 2 e^- = 2\text{I}^-$	+0.54
$2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10 e^- = \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1.19
$\text{K}^+ + e^- = \text{K}\downarrow$	-2.92
$\text{La}^{3+} + 3 e^- = \text{La}\downarrow$	-2.52
$\text{Li}^+ + e^- = \text{Li}\downarrow$	-3.04
$\text{Mg}^{2+} + 2 e^- = \text{Mg}\downarrow$	-2.37
$\text{Mn}^{2+} + 2 e^- = \text{Mn}\downarrow$	-1.17
$\text{Mn}(\text{OH})_2\downarrow + 2 e^- = \text{Mn}\downarrow + 2\text{OH}^-$	-1.18
$\text{MnO}_2\downarrow + 4\text{H}^+ + 2 e^- = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.23
$\text{MnO}_4^{2-}\downarrow + 4\text{H}^+ + 2 e^- = \text{MnO}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$	+2.26
$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3 e^- = \text{MnO}_2\downarrow + 4\text{OH}^-$	+0.60
$\text{MnO}_4^- + e^- = \text{MnO}_4^{2-}$	+0.56
$\text{MnO}_4^-\downarrow + 4\text{H}^+ + 3 e^- = \text{MnO}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.69
$\text{MnO}_4^-\downarrow + 8\text{H}^+ + 5 e^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1.51
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + 2 e^- = \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	+0.94
$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2 e^- = \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	+0.01
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + e^- = \text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$	+0.80
$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + e^- = \text{NO}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$	-0.86
$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3 e^- = \text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	+0.96



Электродная реакция	$E^\circ$ , В
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3 e^- = \text{NO}\uparrow + 4\text{OH}^-$	-0.14
$2\text{NO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10 e^- = \text{N}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$	+1.24
$\text{Na}^+ + e^- = \text{Na}\downarrow$	-2.71
$\text{Ni}^{2+} + 2 e^- = \text{Ni}\downarrow$	-0.25
$\text{O}_2\uparrow + 4\text{H}^+ + 4 e^- = 2\text{H}_2\text{O}$	+1.23
$\text{O}_2\uparrow + 4\text{H}^+(10^{-7} \text{ M}) + 4 e^- = 2\text{H}_2\text{O}$	+0.82
$\text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O} + 4 e^- = 4\text{OH}^-$	+0.40
$\text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O} + 2 e^- = \text{H}_2\text{O}_2 + 4\text{H}^+$	+0.68
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2 e^- = 2\text{H}_2\text{O}$	+1.77
$\text{Pb}^{2+} + 2 e^- = \text{Pb}\downarrow$	-0.13
$\text{Pb}^{4+} + 2 e^- = \text{Pb}^{2+}$	+1.66
$\text{PbO}_2\downarrow + 4\text{H}^+ + 2 e^- = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.46
$\text{PbO}_2\downarrow + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2 e^- = \text{PbSO}_4\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$	+1.69
$\text{PbSO}_4\downarrow + 2 e^- = \text{Pb}\downarrow + \text{SO}_4^{2-}$	-0.36
$\text{Pd}^{2+} + 2 e^- = \text{Pd}\downarrow$	+0.92
$\text{Rb}^+ + e^- = \text{Rb}\downarrow$	-2.93
$\text{S}\downarrow + 2 e^- = \text{S}^{2-}$	-0.46
$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2 e^- = \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	+0.17
$2\text{SO}_4^{2-} + 5\text{H}_2\text{O} + 8 e^- = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 10\text{OH}^-$	-0.76
$\text{Sc}^{3+} + 3 e^- = \text{Sc}\downarrow$	-2.08
$\text{Sn}^{2+} + 2 e^- = \text{Sn}\downarrow$	-0.14
$\text{Sn}^{4+} + 4 e^- = \text{Sn}\downarrow$	+0.01
$\text{Sn}^{4+} + 2 e^- = \text{Sn}^{2+}$	+0.15
$\text{Sr}^{2+} + 2 e^- = \text{Sr}\downarrow$	-2.89
$\text{Te}\downarrow + 2 e^- = \text{Te}^{2-}$	-0.95
$\text{Tl}^+ + e^- = \text{Tl}\downarrow$	-0.34
$\text{Tl}^{3+} + 2 e^- = \text{Tl}^+$	+1.25
$\text{Zn}^{2+} + 2 e^- = \text{Zn}\downarrow$	-0.76

Таблица П9. Первая помощь при отравлениях

Отравляющее вещество	Первая помощь
Минеральные кислоты	<p>Поражённый участок кожи промывают обильной струёй холодной воды в течение 10–15 минут. После промывания на обожжённое место накладывают пропитанную водным 2% раствором пищевой соды марлевую повязку или ватный тампон. Через 10 минут повязку снимают, кожу опять обмывают водой и аккуратно удаляют влагу фильтровальной бумагой или мягкой тканью и смазывают глицерином для уменьшения болевых ощущений.</p> <p>При попадании капель кислоты в глаза их промывают теплой проточной водой в течение 15 минут и 2% водным раствором пищевой соды. После этого пострадавшего отправляют в лечебное учреждение.</p> <p>При отравлении через пищевод полоскать рот водой и 5% раствором пищевой соды. Дать молоко и взвесь оксида магния (10 г оксида магния в 150 мл воды) или известковую воду и растительное масло</p>

Отравляющее вещество	Первая помощь
Щелочи	<p>При оказании первой помощи необходимо немедленно каким-либо предметом удалить приставшие к коже кусочки щелочи и промыть пораженное место обильной струей воды, промывание должно быть продолжительным (10–15 мин.) и тщательным. Для нейтрализации проникшей в поры кожи щелочи на пораженное место после промывания накладывают повязку из марли или ватный тампон, пропитанные 5% раствором уксусной или борной кислоты. Через 10 мин. повязку снимают, кожу обмывают, осторожно удаляют воду фильтровальной бумагой или мягкой тканью и смазывают глицерином для уменьшения болевых ощущений.</p> <p>Если щелочь попала в глаза, немедленно следует промыть их проточной водой из фонтанчика в течение 15–20 мин. После этого глаза ополаскивают 2% раствором борной кислоты и закапывают под веки альбунид. После оказания первой помощи нужно незамедлительно обратиться к врачу-окулисту</p>
Раствор аммиака	<p>Давать пить слабый раствор уксусной кислоты или лимонный сок. Вызвать рвоту. Дать растительное масло, молоко или яичный белок</p>
Щелочные металлы	<p>Как можно скорее удалить кусочки металла с поверхности кожи. Затем следует обмыть пораженное место под струей воды (10–15 мин.). После промывания для нейтрализации надо наложить повязку из марли или ватный тампон, пропитанные 5% раствором уксусной кислоты. Через 10 мин. повязку снять, осторожно удалить остатки влаги с кожи фильтровальной бумагой или мягкой тканью и смазать поверхность кожи глицерином для уменьшения болевых ощущений</p>

Отравляющее вещество	Первая помощь
Бром	При попадании жидкого брома на кожу его капли нужно быстро смыть водой, спиртом или содовым раствором. После промывания на пораженное место накладывают мазь, содержащую $\text{NaHCO}_3$ , или повязку, пропитанную концентрированным содовым раствором
Соли бария	Первая помощь – промывание желудка 1% раствором сульфата натрия или сульфата магния для связывания ионов бария $\text{Ba}^{2+}$ в сульфат бария. После этого нужно принимать внутрь раствор сульфата натрия или магния (20 мас. ч. соли на 150 мас. ч. воды) по одной столовой ложке каждые 5 мин., через 30 мин. – вызвать рвоту для удаления сульфата бария
Соединения хрома (III)	Профилактика против вредного воздействия соединений хрома мази (кремы) для кожи с большим содержанием жиров, мытье рук после работы 5% раствором тиосульфата натрия. Все повреждения и микротравмы кожи перед работой обрабатывают пленкообразующими препаратами (например, клей БФ-6). Глаза промывают водой не менее 15 мин., затем под веки закапывают альбucid. При попадании хроматов внутрь делают промывание желудка, затем дают белок сырого яйца
Красная и желтая кровяные соли, роданиды, сульфиды, фториды	Первая помощь – промывание желудка 2% раствором соды, затем следует выпить стакан молока с двумя яичными белками. Можно также давать взвесь чистого мела (детский зубной порошок) в воде
Хлорид железа (III)	При раздражении слизистых оболочек дыхательных путей необходимо проводить содовые и масляные ингаляции, пить теплое молоко с пищевой содой, при раздражении глаз промывать их 2% раствором борной кислоты

Отравляющее вещество	Первая помощь
Хлорид цинка	При попадании кристаллов или раствора на кожные покровы или слизистые оболочки необходимо немедленно промыть эти места обильной струей воды. При попадании препарата внутрь следует вызвать рвоту. Дать сырое яйцо в молоке
Медь и ее соли	Промывание желудка раствором $\text{KMnO}_4$ (1 г на 1 л воды), внутрь 1% раствор этой же соли по столовой ложке в течение 5 минут, солевое слабительное. Избегать жирного и кислого
Мышьяк и его соединения, сурьма	Вызвать рвоту. Дать слабительное (сернокислый магний), после чего в 300 мл воды растворить 100 г сернокислого окисного железа, добавить 20 г оксида магния, смесь сильно взбалтывать и давать пострадавшему по одной чайной ложке через 10–15 минут по прекращении рвоты
Перманганаты	Дать воду, вызвать рвоту. Дать молоко, яичный белок или крахмальный клейстер
Нитросоединения	Вызвать рвоту, дать слабительное. Совершенно недопустимо давать спирт, жиры или растительное масло
Соединения олова	Вызвать рвоту. Дать взвесь оксида магния в воде, растительное масло
Соединения ртути	Дать смесь состава: 1 г фосфорновато-кислого натрия, 5 мл 3% перекиси водорода и 10 куб. см воды, считая, что указанные количества берутся на каждые 0,1 г хлорной ртути, попавшей в желудок
Свинец и его соединения	Дать большое количество 10% раствора сернокислого магния. Тепло на живот. Клизмы (соленая, масляная)
Соединения серебра	Дать большое количество 10% раствора поваренной соли
Соединения фосфора	При отравлении через пищевод – частые промывания желудка 0.2% р-ром $\text{KMnO}_4$ . Далее 2–3 раза каждые полчаса – 1% р-р сернокислой меди (по 0.1 г на прием). Клизмы. Щелочное питье (2% р-р двууглекислого натрия)

Отравляющее вещество	Первая помощь
<b><i>Газообразные</i></b>	
Оксиды азота	Свежий воздух и полный покой. Пострадавшего необходимо переносить (даже при самом удовлетворительном состоянии нельзя допускать, чтобы он шел самостоятельно). Обязательно применять кислород. Дать 2 г норсульфазола
Аммиак, ацетон	Чистый воздух, покой. При потере сознания – искусственное дыхание
Пары брома	Вдыхание 3–5%-ной газовой смеси, содержащей аммиак, промывание глаз, рта и носа раствором двууглекислого натрия (питьевая сода). Покой, вдыхание кислорода
Пары йода	Вызвать рвоту. Дать 1% раствор серноватистокислого натрия, крахмальный клейстер, молоко
Пары хлора	Покой даже при умеренном отравлении, вдыхание кислорода. При отравлении через пищевод промыть полость рта 3% р-ром двууглекислого натрия и взвесью оксида магния в воде. Дать молоко и взвесью 10 г оксида магния в 150 мл воды
Оксиды углерода	Свежий воздух. Не допускать охлаждения тела. Если дыхание слабое или прерывистое, дать кислород. Если дыхание остановилось, делать искусственное дыхание в сочетании с кислородом
Пары ртути	Немедленно дать три сырых яйца в молоке около 1 л, вызвать рвоту. Касторовое масло
Сернистый газ	Промывание носа и полоскание полости рта 2% раствором двууглекислого натрия. Покой
Пары серной кислоты	Свежий воздух. Ингаляция содовым раствором. Теплое молоко с содой или «Боржоми»
Сероводород	Чистый воздух. В тяжелых случаях искусственное дыхание, кислород
Пары соляной кислоты	Свежий воздух. Ингаляция кислородом, полоскание горла 2% р-ром соды

## Список литературы

1. Практикум по неорганической химии / под ред. А. Ф. Воробьева, С. И. Дракина. — Москва : Химия, 1984. — 248 с.
2. Практикум по общей и неорганической химии / под ред. Н. Н. Павлова, В. И. Фролова. — Москва : Дрофа, 2002. — 304 с.
3. Практикум по неорганической химии / под ред. В. П. Зломанова. — Москва : Изд-во МГУ, 1994. — 320 с.
4. Неорганическая химия : учебник для вузов: в 3 т. Т. 2 : Химия непереходных элементов / Андрей Анатольевич Дроздов, Владимир Павлович Зломанов, Галина Николаевна Мазо, Феликс Максович Спиридонов ; под ред. Ю. Д. Третьякова. — Москва : Академия, 2004. — 368 с.
5. Неорганическая химия : учебник для вузов: в 3 т. Т. 3. Кн. 1 : Химия переходных элементов / Андрей Анатольевич Дроздов, Владимир Павлович Зломанов, Галина Николаевна Мазо, Феликс Максович Спиридонов ; под ред. Ю.Д.Третьякова. — Москва : Академия, 2007. — 352 с.
6. Неорганическая химия : учебник для вузов: в 3 т. Т. 3. Кн. 2 : Химия переходных элементов / Андрей Анатольевич Дроздов, Владимир Павлович Зломанов, Галина Николаевна Мазо, Феликс Максович Спиридонов ; под ред. Ю. Д. Третьякова. — Москва : Академия, 2007. — 400 с.
7. Основы физической химии. Теория и задачи / В. В. Еремин, С. И. Каргов, И. А. Успенская, Н. Е. Кузьменко, В. В. Лунин. — Москва : Экзамен, 2005. — 480 с.
8. Лидин, Р. А. Химические свойства неорганических веществ : учебное пособие для вузов / Ростислав Александрович Лидин, Вадим Александрович Молочко, Лариса Леонидовна Андреева ; под ред. Р.А. Лидина. — Москва : Химия, 1996. — 480 с.
9. Басова, Е. М. Неорганическая химия. Избранные разделы : учебное пособие / Елена Михайловна Басова ; Министерство образования Московской области ; Международный университет природы, общества и человека «Дубна». — Дубна : Междунар. ун-т природы, об-ва и человека «Дубна», 2012. — 240 с.

## Содержание

Предисловие .....	3
<b>Техника безопасности при работе в учебном практикуме по неорганической химии .....</b>	<b>5</b>
Правила поведения в лаборатории .....	5
Работа с реактивами .....	6
Действия в аварийной обстановке .....	7
Общие правила выполнения лабораторных работ по неорганической химии .....	9
Меры предосторожности при работе с кислотами .....	10
Меры предосторожности при работе с щелочами .....	11
Меры предосторожности при работе с металлами .....	11
Меры предосторожности при работе с галогенами .....	12
Меры предосторожности при работе с солями .....	12
Меры предосторожности при работе с оксидами .....	13
<b>Рейтинговая система оценки успеваемости .....</b>	<b>15</b>
<b>Тема 1. Способы приготовления растворов .....</b>	<b>19</b>
Лабораторная работа № 1 Приготовление растворов заданной концентрации .....	19
Вопросы к лабораторной работе № 1 .....	22
<b>Тема 2. Водород. Галогены и их соединения .....</b>	<b>24</b>
Вопросы для подготовки к семинару № 1 .....	24
Семинар № 1 .....	24
Лабораторная работа № 2. Галогены и их соединения .....	28
Вопросы к лабораторной работе № 2 .....	33
<b>Тема 3. Кислород. Халькогены и их соединения .....</b>	<b>35</b>
Вопросы для подготовки к семинару № 2 .....	35
Семинар № 2 .....	36
Лабораторная работа № 3. Сера и ее соединения .....	38
Вопросы к лабораторной работе № 3 .....	43
<b>Тема 4. Азот и его соединения .....</b>	<b>45</b>
Вопросы для подготовки к семинару № 3 .....	45
Семинар № 3 .....	45
Лабораторная работа № 4. Азот и его соединения .....	47
Вопросы к лабораторной работе № 4 .....	52



<b>Тема 5. Фосфор, мышьяк, сурьма, висмут и их соединения .....</b>	<b>54</b>
Вопросы для подготовки к семинару № 4 .....	54
Семинар № 4 .....	54
Лабораторная работа № 5. Фосфор, сурьма, висмут и их соединения .....	57
Вопросы к лабораторной работе № 5 .....	61
<b>Тема 6. Бор, углерод, кремний и их соединения .....</b>	<b>63</b>
Вопросы для подготовки к семинару № 5 .....	63
Семинар № 5 .....	63
Лабораторная работа № 6. Углерод, кремний и их соединения ....	67
Вопросы к лабораторной работе № 6 .....	70
<b>Тема 7. Комплексные соединения .....</b>	<b>72</b>
Вопросы для подготовки к семинару № 6 .....	72
Семинар № 6 .....	72
Лабораторная работа № 7. Химические свойства комплексных соединений .....	75
Вопросы к лабораторной работе № 7 .....	79
<b>Тема 8. Щелочные, щелочноземельные металлы, магний и их соединения .....</b>	<b>81</b>
Вопросы для подготовки к семинару № 7 .....	81
Семинар № 7 .....	81
Лабораторная работа № 8. Щелочные, щелочноземельные металлы, магний и их соединения .....	85
Вопросы к лабораторной работе № 8 .....	89
<b>Тема 9. Подгруппа алюминия. Бериллий и его соединения .....</b>	<b>91</b>
Вопросы для подготовки к семинару № 8 .....	91
Семинар № 8 .....	91
Лабораторная работа № 9. Бор, алюминий и их соединения .....	93
Вопросы к лабораторной работе № 9 .....	98
<b>Тема 10. Германий, олово, свинец и их соединения .....</b>	<b>100</b>
Вопросы для подготовки к семинару № 9 .....	100
Семинар № 9 .....	100
<b>Тема 11. Железо, кобальт, никель и их соединения .....</b>	<b>104</b>
Вопросы для подготовки к семинару № 10 .....	104
Семинар № 10 .....	104

<b>Тема 12. Подгруппа марганца .....</b>	<b>107</b>
Вопросы для подготовки к семинару № 11 .....	107
Семинар № 11 .....	107
Лабораторная работа № 10. Химические свойства переходных металлов: марганца, железа, кобальта, никеля и их соединений ..	109
Вопросы к лабораторной работе № 10 .....	115
<b>Тема 13. Подгруппа хрома .....</b>	<b>116</b>
Вопросы для подготовки к семинару № 12 .....	116
Семинар № 12 .....	116
<b>Тема 14. Подгруппа меди .....</b>	<b>118</b>
Вопросы для подготовки к семинару № 13 .....	118
Семинар № 13 .....	118
<b>Тема 15. Подгруппа цинка .....</b>	<b>120</b>
Вопросы для подготовки к семинару № 14 .....	120
Семинар № 14 .....	120
Лабораторная работа № 11. Химические свойства элементов подгруппы меди, цинка и их соединений .....	122
Вопросы к лабораторной работе № 11 .....	127
Примерные вопросы к экзамену по курсу «Неорганическая химия» .....	129
Приложение.....	138
Список литературы .....	150

*Учебное издание*

**Полотнянко** Наталья Александровна  
**Попова** Евгения Сергеевна

## Практикум по неорганической химии

ПРАКТИКУМ

Редактор Ю. С. Цепилова  
Технический редактор Ю. С. Цепилова  
Компьютерная верстка Ю. С. Цепилова  
Корректор Ю. С. Цепилова

Подписано в печать 06.04.2021. Формат 60×84/16.  
Усл. печ. л. 8,89. Тираж 23 экз. Заказ № 5.

ГБОУ ВО МО «Университет «Дубна»  
141982, г. Дубна Московской обл., ул. Университетская, 19.