

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«Ульяновский государственный университет»
Институт медицины, экологии и физической культуры
Экологический факультет

О. А. Индирякова, О. В. Фролова, С. В. Пантелеев, О. Ю. Шроль

ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

*Руководство для студентов 1-го курса
специальности 33.05.01 «Фармация»*

Ульяновск
2018

УДК (54+577.1:546)(075.8)
ББК 24.1я73+28.072.52я73
Л12

*Печатается по решению Ученого совета
Института медицины, экологии и физической культуры
Ульяновского государственного университета*

Рецензент – член-корреспондент РАН, доцент кафедры биологии, экологии и природопользования ИМЭиФК УлГУ, к.ф.-м.н. **М. В. Дмитриева**

Л12 **Лабораторный практикум по общей и неорганической химии :**
руководство для студентов 1-го курса специальности 33.05.01 «Фарма-
ция» / О. А. Индирякова, О. В. Фролова, С. В. Пантелеев, О. Ю. Шроль.
– Ульяновск : УлГУ, 2018. – 72 с.

Методическое пособие составлено в соответствии с программой по общей и неорганической химии и является руководством для практических занятий для студентов специальности 33.05.01 «Фармация».

УДК (54+577.1:546)(075.8)
ББК 24.1я73+28.072.52я73

Директор Издательского центра *Т. В. Филиппова*
Подготовка оригинал-макета *Е. Е. Гусевой*

Издается в авторской редакции

Подписано в печать 18.12.2018.
Формат 60x84/16. Усл. печ. л. 4,4. Тираж 100 экз. Заказ № 233 /

Оригинал-макет подготовлен и тираж отпечатан в Издательском центре
Ульяновского государственного университета
432017, г. Ульяновск, ул. Л. Толстого, 42

© Индирякова О. А., Фролова О. В., Пантелеев С. В., Шроль О. Ю., 2018
© Ульяновский государственный университет, 2018

Содержание

Введение.....	4
Общие правила работы в химических лабораториях.....	4
Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории.....	5
Оказание первой помощи в лаборатории.....	6
Правила оформления отчета по лабораторной работе.....	7
Лабораторная работа № 1. Основные классы неорганических соединений.....	8
Лабораторная работа № 2. Строение атома.....	12
Лабораторная работа № 3. Химическая связь.....	15
Лабораторная работа № 4. Основы химической термодинамики.....	16
Лабораторная работа № 5. Химическая кинетика и химическое равновесие.....	21
Лабораторная работа № 6. Приготовление растворов заданной концентрации.....	25
Лабораторная работа № 7. Растворы электролитов и неэлектролитов.....	28
Лабораторная работа № 8. Гетерогенные равновесия в водных растворах электролитов. Гидролиз солей.....	35
Лабораторная работа № 9. Окислительно-восстановительные реакции.....	42
Лабораторная работа № 10. Комплексные соединения.....	46
Лабораторная работа № 11. s-Элементы и их соединения.....	55
Лабораторная работа № 12. d-Элементы и их соединения.....	62
Приложения.....	71

Введение

Выполнение лабораторных работ призвано способствовать более глубокому усвоению студентами теоретического курса, приобретению навыков в проведении химических экспериментов, умению обобщать полученные данные и кратко излагать их в виде отчета.

Необходимым условием успешного качественного усвоения пройденного материала является самостоятельное и сознательное выполнение лабораторных работ. При этом важной и существенной частью работы является домашняя подготовка по учебникам, методическим пособиям и руководствам.

Лабораторные работы настоящего практикума построены таким образом, чтобы подтверждать экспериментально известные Вам теоретические закономерности или обобщать результаты наблюдений, делая выводы по конкретным процессам, явлениям или другим объектам исследования.

Выполнение лабораторных работ предполагает использование следующего алгоритма:

1. Изучение теоретических идей работы.
2. По работе в целом или по каждому опыту – построение гипотезы: предсказание результатов, расчет теоретических значений определяемых величин.
3. Выполнение опыта согласно предлагаемой методике, заполнение таблиц результатов опытов, фиксирование наблюдений.
4. Обсуждение результатов и формулирование выводов с указанием, как экспериментально подтвердилась Ваша гипотеза, насколько точно определены искомые величины, и анализ погрешностей и их источников.

Общие правила работы в химических лабораториях

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

Приборы и посуду мойте сразу после окончания опыта.

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

Разбитое стекло не собирайте руками, попросите у лаборанта щетку и

совок, аккуратно сметите осколки и выбросите их в мусорное ведро.

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

5. Внимательно читайте надписи на склянках с реактивами.

Реактивы, хранящиеся в закрытой посуде, открывайте только во время пользования ими. Каждая склянка с реактивами должна иметь собственную пипетку или шпатель. При взятии реактивов нельзя пользоваться другими пипетками или шпателями. Не ссыпайте и не сливайте обратно в реактивные склянки взятые в избытке или просыпанные, пролитые реактивы.

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

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

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

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

Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории

1. В химической лаборатории нельзя пить и принимать пищу.

2. Не пользуйтесь неизвестными реактивами (без надписей и этикеток).

3. Соблюдайте осторожность при работе с растворами кислот и щелочей во избежание ожогов, а также порчи столов и одежды.

4. При попадании кислоты на кожу рук или лица пораженное место сначала промойте большим количеством воды, а затем – 2%-м раствором соды.

5. При попадании щелочи на кожу лица или рук пораженное место промойте большим количеством воды до тех пор, пока участок кожи не перестанет быть скользким, а затем – 3%-м раствором борной кислоты.

6. Не работайте с легковоспламеняющимися веществами вблизи зажженных горелок.

7. Не нагревайте любые смеси в закрытых сосудах.

Пробирки, в которых нагреваете растворы или смеси веществ, держите наклонно, отверстием от себя и людей, находящихся рядом.

Пробирку во избежание растрескивания вначале прогрейте в пламени горелки, проведя 2–3 раза вдоль пламени, затем нагревайте только нижнюю часть. После закипания содержимого пробирки нагревание прекратите.

8. Не проливайте и не выливайте в раковину растворы, содержащие ядовитые соединения. Остатки ядовитых реактивов сливайте в специальную посуду по указанию лаборанта.

9. После работы в лаборатории обязательно вымойте руки.

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

Оказание первой помощи в лаборатории

1. При попадании на кожу концентрированных кислот следует немедленно промыть обожженное место сильной струей водопроводной воды, после чего наложить повязку из ваты или бинта, смоченную раствором гидрокарбоната натрия. При попадании на кожу концентрированных щелочей следует немедленно промыть обожженное место сильной струей водопроводной воды, после чего наложить повязку из ваты или бинта, смоченную раствором борной кислоты. Все указанные выше вещества от ожогов есть в лабораторной аптечке. При сильных ожогах после оказания первой помощи следует немедленно обратиться к врачу.

2. При попадании брызг кислоты или щелочи в глаза необходимо немедленно промыть поврежденный глаз большим количеством воды комнатной температуры, после чего сейчас же обратиться к врачу.

3. При ожоге кожи горячими предметами наложить на обожженное место сначала повязку из раствора перманганата калия, а затем повязку из мази от ожогов.

4. При отравлении хлором, бромом, сероводородом, оксидом углерода(II) необходимо вынести пострадавшего на воздух, а затем обратиться к врачу.

5. При отравлении соединениями мышьяка, ртути и цианистыми солями необходимо немедленно обратиться к врачу.

Правила оформления отчета по лабораторной работе

С первых дней работы в лаборатории студент должен приучать себя к аккуратности и вниманию, отсутствие которых бывает причиной искажения результатов эксперимента, а также может привести к несчастным случаям.

При выполнении практических работ все наблюдения следует записывать в специальную тетрадь – лабораторный журнал – непосредственно после каждого опыта. Не следует делать записи в черновиках и на отдельных листочках бумаги, так как они могут легко затеряться. По окончании опытов необходимо составить отчет о выполненной работе.

Отчет должен быть написан ручкой, четко, аккуратно. Оформление отчета простым карандашом не допускается.

Отчет должен содержать:

1. Название лабораторной работы.
2. Цель работы.
3. Номер и название опыта.
4. Оформление опыта включает в себя:
 - 4.1. Построение гипотезы.
 - 4.2. Уравнения реакций. При этом:
 - а) в уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления;
 - б) реакции ионного обмена запишите в молекулярной, полной ионно-молекулярной и краткой ионно-молекулярной формах, расставьте коэффициенты в уравнениях реакции методом подбора.
 - 4.3. Наблюдения (образование или растворение осадка, выделение или поглощение газа, изменение окраски раствора, тепловые эффекты и др.). Они должны быть записаны в краткой форме, с использованием принятых в химии способов кодирования информации.
 - 4.4. Необходимые справочные величины. Следует указывать источник (справочник, учебник, методические указания и т. п.), из которого они были взяты.
 - 4.5. Выводы.

Лабораторная работа № 1.

Основные классы неорганических соединений

Цель работы: изучение кислотно-основных свойств и методов получения типичных представителей основных классов неорганических веществ.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Отношение оксидов к воде

**Методика
выполнения
работы**

В три пробирки внесите по 10-20 мг оксидов: в первую – оксида хрома (VI), во вторую – оксида алюминия, в третью – оксида кальция. Затем в каждую пробирку прилейте по 3-4 мл воды, тщательно встряхнуть в течение минуты и отметьте наблюдаемые изменения. Испытайте индикатором реакцию водной среды в каждой пробирке.

Построение гипотезы:

Предскажите свойства оксида хрома по положению элемента в ПСЭ: укажите группу, подгруппу, принадлежность к металлам или неметаллам, высшую степень окисления, кислотно-основной характер оксида. Составьте формулу гидрата оксида, справьтесь о его растворимости в воде

Предскажите свойства оксида алюминия по положению элемента в ПСЭ: укажите группу, подгруппу, принадлежность к металлам или неметаллам, высшую степень окисления, кислотно-основной характер оксида. Составьте формулу гидрата оксида, справьтесь о его растворимости в воде

Предскажите свойства оксида кальция по положению элемента в ПСЭ: укажите группу, подгруппу, принадлежность к металлам или неметаллам, высшую степень окисления, кислотно-основной характер оксида. Составьте формулу гидрата оксида, справьтесь о его растворимости в воде.

Запишите уравнения возможных реакций. Записывая уравнения реакций, оставляйте место для внесения результатов наблюдений.

Реакции:

1. Взаимодействие оксида хрома (VI) с водой:

2. Взаимодействие оксида алюминия с водой:

3. Взаимодействие оксида кальция с водой:

Запишите Ваши **наблюдения**: опишите процесс растворения оксидов в воде (хорошо ли растворяется оксид в воде); укажите, как изменяется окраска лакмуса в растворах гидроксидов.

Сформулируйте **выводы** по опыту, указав, подтвердилась ли в ходе эксперимента выдвинутая Вами гипотеза.

Опыт 2. Отношение оксидов к кислотам и основаниям

**Методика
выполнения
работы**

В две пробирки внесите по 10-20 мг оксида алюминия. В одну из них добавьте 7-10 мл 1 М раствора серной кислоты, в другую – 7-10 капель 2 М раствора гидроксида натрия. Отметьте наблюдаемые изменения.

Построение гипотезы: _____

Реакции:

1. Взаимодействие оксида алюминия с серной кислотой:

2. Взаимодействие оксида алюминия с гидроксидом натрия:

Наблюдения: _____

Выводы: _____

Опыт 3. Устойчивость оснований

**Методика
выполнения
работы**

Возьмите три пробирки. В одну из них внесите 5 капель воды, 2 капли 0,1 М раствора нитрата серебра и 2-3 капли разбавленного раствора гидроксида натрия, во вторую – 2 капли 0,25 М раствора сульфата меди (II) и 10-12 капель разбавленного раствора гидроксида натрия, в третью – 10 капель разбавленного раствора гидроксида натрия. Отметьте наблюдаемые изменения. После этого содержимое пробирок нагрейте почти до кипения на пламени спиртовки и отметьте изменения.

Построение гипотезы: _____

Реакции:

1. Взаимодействие гидроксида натрия с нитратом серебра:

2. Взаимодействие гидроксида натрия с сульфатом меди:

Наблюдения: _____

Выводы: _____

Опыт 4. Сила оснований

**Методика
выполнения
работы**

Внесите в пробирку кусочек оксида кальция массой 5-10 мг, растворите в минимальном объеме воды и прибавьте 1 каплю фенолфталеина. Половину полученного раствора перенесите пипеткой в другую пробирку. В первую пробирку прибавьте по каплям 2М раствор соляной кислоты до исчезновения окраски индикатора, во вторую – такой же объем 2М раствора гидроксида натрия. Отметьте наблюдаемые изменения.

В следующие две пробирки поместите 5 капель 0,25М раствора соли цинка и по каплям разбавленный раствор гидроксида натрия до образования осадка. В одну из пробирок добавьте 2-3 капли 2М раствора соляной кислоты, в другую – 2М раствор гидроксида натрия до исчезновения осадка. Содержимое пробирок хорошо перемешайте встряхиванием и отметьте наблюдаемые изменения.

Построение гипотезы: _____

Реакции: _____

Наблюдения: _____

Выводы: _____

Опыт 5. Кислотность оснований

**Методика
выполнения
работы**

В две пробирки поместите по 1 мл 0,25М раствора сульфата кобальта (III), внесите в них при встряхивании по каплям разбавленный раствор гидроксида натрия до образования синего осадка. В одну пробирку добавьте по каплям концентрированный раствор серной кислоты, в другую – концентрированный раствор гидроксида натрия.

Построение гипотезы: _____

Реакции: _____

Наблюдения: _____

Что представляет собой синий осадок?

Выводы: _____

Опыт 6. Окислительные свойства кислот

**Методика
выполнения
работы**

В две пробирки поместите по одной грануле цинка. В одну из них прилейте 3-5 мл 2М раствора соляной кислоты, в другую – 2-3 мл концентрированного раствора азотной кислоты.

Построение гипотезы: _____

Реакции: _____

Наблюдения: _____

Обратите внимание на цвет газов, выделяющихся в процессе растворения цинка.

Выводы: _____

Лабораторная работа № 2. Строение атома

Цель работы: получение навыков составления электронных формул химических элементов, умения показать изменения, происходящие в ходе реакции, в электронных структурах частиц на примере окислительно-восстановительных процессов.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Электронная структура атомов и одноатомных ионов металлов

**Методика
выполнения
работы**

Налейте раствор нитрата свинца $Pb(NO_3)_2$ в три пробирки (на 1/3 объема). Отберите ложечкой немного каждого металла и опустите в первую пробирку железо, во вторую – цинк, в третью – магний. Отметьте через несколько минут изменения, которые произошли на поверхности металлов, помещенных в раствор нитрата свинца.

Построение гипотезы: _____

Реакции между нитратом свинца и исследованными металлами:

1. В молекулярной форме: _____

2. В ионной форме: _____

Запишите **наблюдения**, заполните табл. 2.1 и проведите обработку экспериментальных данных.

Таблица 2.1. Результаты эксперимента (опыт 1)

До реакции		После реакции	
Химический знак атома или иона металла	Краткая электронная формула атома или иона	Химический знак атома или иона металла	Краткая электронная формула атома или иона
Fe			
Mg			
Zn			
Pb^{2+}			

Обработка экспериментальных данных

1. Приведите схему распределения электронов по атомным орбиталиям (АО), отвечающих кратким электронным формулам атомов магния, железа, цинка и свинца в основном и возбужденном состоянии.

2. Определите возможные валентности рассматриваемых атомов.
3. Охарактеризуйте квантовыми числами (n , l , m_l и m_s) атомную орбиталь формирующего электрона в атомах магния, железа, цинка и свинца.
4. Найдите в периодической системе электронные аналоги свинца и запишите их общую краткую электронную формулу.

Выводы: _____

Опыт 2. Электронная структура атомов и одноатомных ионов неметаллов

**Методика
выполнения
работы**

1. *Опыт проводится под тягой! В пробирку внесите несколько кристаллов перманганата калия и добавьте 2-3 капли концентрированной соляной кислоты.*
2. *Подсоедините к пробирке газоотводную трубку. Если реакция протекает недостаточно активно, содержимое пробирки осторожно нагрейте.*
2. *Смочите фильтровальную бумагу раствором Na_2S и NaI .*
3. *Испытайте действие образующегося газа на бумажки, смоченные растворами Na_2S и NaI .*

Построение гипотезы: _____

Реакции:

1. В молекулярной форме: _____
2. В ионной форме: _____

Запишите **наблюдения**, заполните табл. 2.2 и проведите обработку экспериментальных данных.

Таблица 2.2. Результаты эксперимента (опыт 2)

До реакции		После реакции	
Химический знак атома или иона неметалла	Краткая электронная формула атома или иона	Химический знак атома или иона неметалла	Краткая электронная формула атома или иона
S^{2-}			
I			
Cl			

Обработка экспериментальных данных

1. Приведите схему распределения электронов по АО, отвечающих сокращенным электронным формулам атомов серы, хлора и йода в основном и возбужденном состояниях.

2. Определите возможные валентные состояния атомов серы, хлора и йода.

3. Охарактеризуйте квантовыми числами (n , l , m_l и m_s) атомную орбиталь формирующего электрона в атомах серы, хлора и йода.

4. Найдите в Периодической системе Д.И. Менделеева элемент, электронная формула которого $4s^24p^4$. Какими значениями квантовых чисел (главного и орбитального) характеризуются внешние р-электроны в атоме этого элемента?

5. Определите возможные валентные состояния найденного в п. 4 элемента.

Выводы: _____

Лабораторная работа № 3. Химическая связь

Цель: получение практических навыков использования МВС и ММО при составлении схем образования различных молекул.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Изучение механизма образования ковалентной связи (опыт выполняется в вытяжном шкафу)

Методика выполнения работы

Перемешайте небольшое количество извести $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и хлорида аммония NH_4Cl . Пересыпьте смесь в сухую пробирку и осторожно нагрейте. По запаху установите выделение аммиака.

Затем смочите стеклянную палочку концентрированной соляной кислотой и поднесите ее к отверстию пробирки. Наблюдайте образование белого налета соли.

Построение гипотезы:

Реакции:

получение аммиака из извести и хлорида аммония:

получение хлорида аммония из аммиака и хлороводорода:

Наблюдения: _____

Выводы: _____

В выводе укажите тип химической связи и механизм ее образования в молекулах NH_3 , HCl и NH_4Cl .

Лабораторная работа № 4. Основы химической термодинамики

Цель: освоение методики калориметрических измерений и термодинамических расчетов на примере реакции нейтрализации сильной кислоты сильным основанием.

Предварительные расчеты

Определите возможность протекания реакции нейтрализации для указанной преподавателем пары веществ (кислота, основание), проведя расчеты изменения энтальпии, энтропии и энергии Гиббса в стандартных условиях.

1. Запишите уравнение реакции.
2. Рассчитайте изменение энтальпии системы $\Delta H_{x,p}^0$. Расчеты проводите, заполняя табл. 4.1.
3. Изобразите энтальпийную диаграмму Вашей реакции. Укажите, с выделением или поглощением тепла будет проходить процесс.

Таблица 4.1. Расчет изменения энтальпии системы

Параметры	Исходные вещества		Продукты реакции	
$\Delta H^0(B)$, кДж/моль				
$\nu(B)$				
$\nu(B) \cdot \Delta H^0(B)$				
$\sum \nu(B) \cdot \Delta H^0(B)$				
$\Delta H_{x,p}^0$, кДж				

4. Рассчитайте теоретическое значение изменения энтропии для данной химической реакции $\Delta S_{x,p}^0$ (табл. 4.2).
5. Рассчитайте значение изобарно-изотермического потенциала $\Delta G_{x,p}^0$ для данной реакции по уравнению Гиббса.
6. Сделайте вывод о возможности протекания реакции в стандартных условиях.
7. Сравните условия в лаборатории со стандартными и сделайте вывод о возможности протекания реакции в условиях лаборатории. Результаты расчетов внесите в табл. 4.4.

Таблица 4.2. Расчет изменения энтропии системы

Параметры	Исходные вещества		Продукты реакции	
$S^0(B)$, Дж/(моль К)				
$\nu(B)$				
$\nu(B) \cdot S^0(B)$				
$\sum \nu(B) \cdot S^0(B)$				
$\Delta S_{x.p}^0$, Дж/К				

Экспериментальная часть

Определение тепловых эффектов химических реакций производят методом калориметрии в специальных приборах – калориметрах (рис. 1).

**Методика
выполнения
работы**

Налейте в мерный цилиндр с надписью «кислота» 100 мл 1М раствора H_2SO_4 и перелейте во внутренний стакан калориметра.

Термометром с точностью до 0,1 °С измерьте начальную температуру раствора.

Мерным цилиндром с надписью «Щелочь» отмерьте 50 мл 2М раствора NaOH.

Через воронку быстро влейте в кислоту щелочь и после немедленного перемешивания отметьте самую высокую температуру, которую покажет термометр после сливания растворов.

В течение 5 минут через каждые 60 секунд снимайте показания термометра и заносите значения температуры в первую строку таблицы №1

Влейте в калориметр еще 50 мл 2М раствора NaOH. В течение 5 минут снимайте показания термометра через каждые 60 секунд и заносите их в третью строку табл. 4.3.

Результаты измерений и расчетов оформите в виде табл. 4.4.

Построение гипотезы: _____

Реакции:

Первая стадия (при недостаточном количестве NaOH) – образование раствора гидросульфата натрия $NaHSO_4$ в воде:



Вторая стадия – образование сульфата натрия:



Сокращенное ионное уравнение реакции нейтрализации соляной кислоты гидроксидом калия: _____

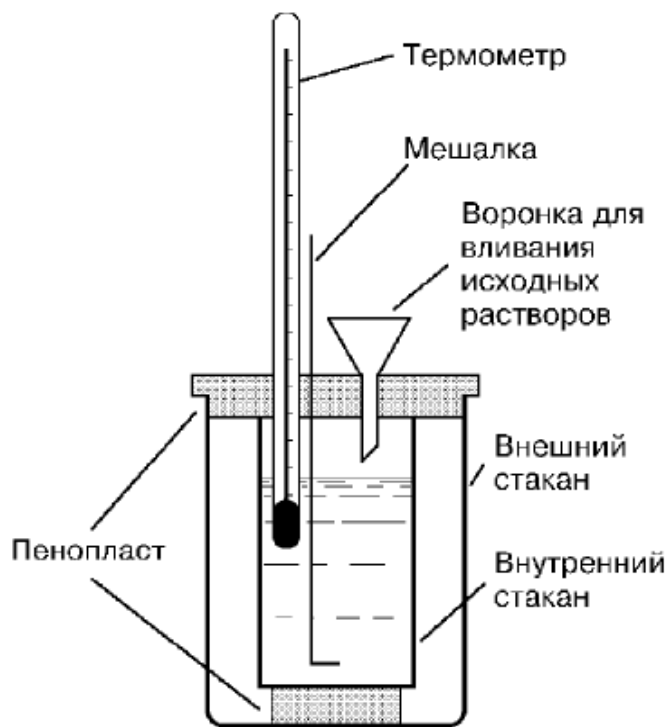


Рис. 1. Калориметр

Наблюдения: оформляются в виде таблицы 4.3

Таблица 4.3. Результаты эксперимента

t, мин	1	2	3	4	5
t °С, H ₂ SO ₄					
t °С, 1 стадии					
t °С, 2 стадии					

Расчеты:

1. Определите повышение температуры раствора для каждой стадии:

$$\Delta t = t_{\text{к}} - t_{\text{н}}$$

2. Рассчитайте количество теплоты Q (Дж), выделившейся в результате реакции

$$Q = (m_{\text{щел}} + m_{\text{кис}}) \cdot \Delta t \cdot c,$$

$$\text{где } m_{\text{щел}} = V_{\text{щел}} \cdot \rho_{\text{щел}}; \quad m_{\text{кис}} = V_{\text{кис}} \cdot \rho_{\text{кис}}.$$

Плотности растворов щелочи и кислоты для упрощения расчетов принять равными 1 г/см³.

Удельная теплоемкость воды $c = 4,184 \text{ Дж}/(\text{г}\cdot\text{К})$.

3. Рассчитайте опытное значение изменения энтальпии $\Delta H_{\text{оп}}$ (кДж/моль) для каждой стадии:

$$\Delta H = -Q/(1000 \cdot n),$$

где n – число моль веществ, вступивших в реакцию, находится по формуле:

$$n = C \cdot V,$$

где C – молярная концентрация вещества;

V – объем раствора.

4. Вычислите опытное значение теплового эффекта $Q_{\text{оп}}$ и изменения энтальпии всей реакции $\Delta H_{\text{оп}}$:

$$Q_{\text{оп}} = \Delta Q_1 + \Delta Q_2$$

$$\Delta H_{\text{оп}} = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

5. Вычислите абсолютную и относительную погрешность опыта, %:

$$\Delta = \Delta H_{\text{х.р.}} - \Delta H_{\text{оп}}$$

$$\delta = \frac{|\Delta|}{|\Delta H_{\text{оп}}|}$$

Результаты расчетов вносятся в табл. 4.4.

Таблица 4.4. Результаты расчетов и эксперимента

Измеренные и расчетные величины	Обозначения	Единицы измерения	Значения
Изменение энтальпии (расчетная величина)	$\Delta H_{\text{х.р.}}^0$	кДж	
Объем кислоты	$V_{\text{кисл}}$	мл	
Объем щелочи	$V_{\text{щел}}$	мл	
Концентрация кислоты	$C_{\text{кисл}}$	моль/л	
Концентрация щелочи	$C_{\text{щел}}$	моль/л	
Плотность кислоты	$\rho_{\text{кисл}}$	г/см ³	
Плотность щелочи	$\rho_{\text{щел}}$	г/см ³	
1-я стадия			
Начальная температура	$t_{\text{н 1}}$	°С	
Конечная температура	$t_{\text{к 1}}$	°С	
Повышение температуры	Δt_1	°С	
Тепловой эффект (опытная величина)	Q_1	Дж	
Изменение энтальпии (опытная величина)	ΔH_1	кДж	

Измеренные и расчетные величины	Обозначения	Единицы измерения	Значения
2-я стадия			
Начальная температура	$t_{н2}$	°С	
Конечная температура	$t_{к2}$	°С	
Повышение температуры	Δt_2	°С	
Тепловой эффект (опытная величина)	Q_2	Дж	
Изменение энтальпии (опытная величина)	ΔH_2	кДж	
Удельная теплоемкость воды	c	Дж/(г·К)	
Тепловой эффект (опытная величина)	$Q_{оп}$	Дж	
Изменение энтальпии (опытная величина)	$\Delta H_{оп}$	кДж	
Погрешность опыта	δ	%	

Вывод: В ходе выполнения данной работы я научился(-ась) экспериментально определять тепловой эффект (энтальпию) реакции _____.

Мною получено значение энтальпии реакции нейтрализации _____, что отличается от теоретического на _____%.

В выводе отметьте, что является экспериментальным подтверждением возможности протекания реакции? Обсудите источники погрешностей.

Лабораторная работа № 5.

Химическая кинетика и химическое равновесие

Цель: изучение влияния различных факторов на скорость химической реакции и на состояние химического равновесия; умение графически отражать полученные результаты и интерпретировать их.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ

Методика выполнения работы

Приготовьте три раствора тиосульфата натрия различной концентрации. Для этого в три пробирки налейте: в первую – 2 капли раствора тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 4 капли воды; во вторую – 4 капли раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 2 капли воды; в третью – 6 капель того же раствора тиосульфата.

В первую пробирку добавьте 2 капли раствора серной кислоты и измерьте время в секундах от момента добавления кислоты до появления первых признаков помутнения раствора вследствие выделения серы. Повторите опыт со второй и третьей пробирками.

Построение гипотезы: _____

Реакции: _____

Наблюдения: оформляются в виде таблицы 5.1.

Таблица 5.1. Результаты эксперимента (опыт 1)

Номер пробирки	Число капель			Концентрация	Время появления мути τ , с	Относительная скорость реакции $\nu = 100/\tau$
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_4			
1	2	4	2	C		
2	4	2	2	2C		
3	6	0	2	3C		

Нанесите полученные значения на график зависимости скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия.

Выводы: _____

В выводе обсудите соответствие экспериментальной и теоретической зависимостей и источники возможных погрешностей.

Опыт 2. Зависимость скорости реакции от температуры

**Методика
выполнения
работы**

В три пробирки налейте по 10 капель раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, поставьте их в стакан с водой и через 3–5 минут измерьте температуру воды термометром.

Добавьте в первую пробирку 1 каплю раствора кислоты и отметьте время от момента добавления кислоты до первых признаков помутнения раствора. Изменять температуру системы можно, доливая в стакан горячую или холодную воду, приготовленную заранее. Когда температура системы изменится на 10° , добавьте во вторую пробирку 1 каплю раствора кислоты и отметьте время помутнения раствора. Измените температуру воды еще на 10° , прилейте 1 каплю кислоты в третью пробирку и вновь отметьте время помутнения раствора.

Построение гипотезы: _____

Реакции: _____

Наблюдения: оформляются в виде таблицы 5.2.

Таблица 5.2. Результаты эксперимента (опыт 2)

Номер пробирки	Температура опыта, $^\circ\text{C}$	Время появления мути τ , с	Относительная скорость реакции $v = 100/\tau$
1			
2			
3			

Нанесите полученные данные на график, откладывая по оси ординат относительную скорость реакции, а по оси абсцисс – температуру (t , $t+10^\circ$, $t+20^\circ$).

Рассчитайте средний температурный коэффициент реакции:

$$\gamma_{\text{ср}} = \frac{\gamma_1 + \gamma_2}{2}, \text{ если } \gamma_1 = \frac{v_{(t+10)}}{v_t}, \quad \gamma_2 = \frac{v_{(t+20)}}{v_{(t+10)}}.$$

Выводы: _____

В выводе обсудите, согласуется ли рассчитанная величина с температурным коэффициентом химических реакций, определяемым правилом Вант-Гоффа.

Опыт 3. Гетерогенный катализ

**Методика
выполнения
работы**

В две пробирки налейте по 1 мл раствора пероксида водорода H_2O_2 . В одну внесите на кончике шпателя немного порошка оксида марганца (IV), а в другую – столько же оксида свинца (IV).

Докажите, что выделяющийся газ является кислородом.

Построение гипотезы: _____

Таблица 5.3. Возможные реакции (опыт 3)

№	V(H_2O_2)		Уравнение реакции
1	5-10 капель	MnO_2	
2	5-10 капель	PbO_2	

Наблюдения: _____

Выводы: _____

Наблюдая увеличение интенсивности выделения газа, сделайте вывод о роли оксидов в реакциях разложения пероксида водорода:



Опыт 4. Смещение химического равновесия

Состояние химического равновесия удобно изучать на примере реакции образования роданида железа $Fe(SCN)_3$ при сливании растворов хлорида железа (III) и роданида калия (или аммония).

Раствор роданида железа интенсивно окрашен в темно-красный цвет, раствор $FeCl_3$ – в светло-желтый; растворы $KSCN$, NH_4SCN , KCl и NH_4Cl – бесцветны. При изменении состояния равновесия интенсивность окраски раствора меняется, что указывает на направление смещения равновесия.

**Методика
выполнения
работы**

В пробирку внесите по 1–2 капли растворов $FeCl_3$ и $KSCN$ (или NH_4SCN). Полученный темно-красный раствор разбавьте дистиллированной водой до светло-красного и разлейте в

пять пробирок. В одну пробирку добавьте несколько капель раствора $FeCl_3$, во вторую – несколько капель раствора $KSCN$ (или NH_4SCN), в третью – немного кристаллического KCl (или NH_4Cl); четвертую нагрейте на пламени горелки в течение 1–2 минут; пятую пробирку оставьте для сравнения. Отметьте во всех пробирках изменение окраски.

Построение гипотезы: _____

Возможные реакции: _____

Запишите уравнение реакции образования роданида железа (III). Под всеми компонентами подпишите окраску их растворов.

Наблюдения: оформляются в виде таблицы 5.4.

Таблица 5.4. Результаты эксперимента (опыт 4)

Номер пробирки	Воздействие на равновесие	Изменение интенсивности окраски (потемнение или посветление)	Направление смещения равновесия
1	Увеличение концентрации $FeCl_3$		
2	Увеличение концентрации $KSCN$		
3	Увеличение концентрации KCl		
4	Нагревание		

Запишите выражение константы химического равновесия для изучаемой реакции.

Выводы: _____

Лабораторная работа № 6.

Приготовление растворов заданной концентрации

Цель: приобретение практических навыков расчета и приготовления растворов заданной концентрации.

Опыт 1. Приготовление раствора NaCl заданной концентрации из навески сухого вещества

**Методика
выполнения
работы**

1. Получите задание от преподавателя – приготовить определенное количество (100-500 мл) раствора хлорида натрия с концентрацией 5-15% и с определенной плотностью.
2. Рассчитайте необходимую для приготовления заданного объема раствора навеску сухой соли и объем воды.
3. Отвесьте навеску хлорида натрия на теххимических весах и перенесите ее в колбу.
4. Отмерьте необходимое количество воды мерным цилиндром и вылейте воду в сосуд с сухой солью. Размешайте смесь палочкой до полного растворения соли.
5. Для контроля правильности приготовления раствора измерьте его плотность ареометром: в цилиндр емкостью 50/100 мл налейте полученный раствор (2/3 объема) и осторожно опустите туда ареометр.
6. Раствор хлорида натрия оставьте для дальнейшей работы, использованную посуду вымойте.

Наблюдения и расчеты: оформляются в виде таблицы 6.1.

Таблица 6.1. Результаты эксперимента (опыт 1)

Масса навески, г	$m_{\text{NaCl}} = \dots$	Плотность теоретическая $\rho_{\text{теор}} = \dots$ г/л
Объем воды, мл	$V_{\text{H}_2\text{O}} = \dots$	
Процентная концентрация, %	$\omega = \dots$	Плотность экспериментальная $\rho_{\text{эксп}} = \dots$ г/л
Молярная концентрация, моль/л	$C = \dots$	
Моляльная концентрация, моль/кг	$C_m = \dots$	Ошибка абсолютная
Молярная концентрация эквивалента, моль·эquiv/л	$C_n = \dots$	
Титр, г/мл	$T = \dots$	Ошибка относительная
Молярная доля, %	$\chi = \dots$	

Выводы: _____

Сравните реальную плотность с необходимой (из задания) и сделайте заключение о правильности выполнения работы.

Опыт 2. Приготовление раствора NaCl разбавлением более концентрированного раствора

**Методика
выполнения
работы**

1. Получите от преподавателя задание – приготовить определенное количество (100-500 мл) раствора хлорида натрия низкой концентрации (2-8%) из более концентрированного раствора.
2. Рассчитайте объем концентрированного раствора, необходимого для приготовления заданного объема и количество добавочной воды.
3. Отмерьте необходимое количество концентрированного раствора и добавочной воды, слейте их в колбу и тщательно перемешайте раствор.
4. Для контроля правильности приготовления раствора измерьте его плотность ареометром в присутствии преподавателя.
5. Раствор хлорида натрия оставьте для дальнейшей работы, использованную посуду вымойте.

Наблюдения и расчеты: оформляются в виде таблицы 6.2.

Таблица 6.2. Результаты эксперимента (опыт 2)

Объем раствора I, мл	$V_I = \dots$	Плотность теоретическая $\rho_{\text{теор}} = \dots$ г/л
Объем воды, мл	$V_{\text{H}_2\text{O}} = \dots$	
Процентная концентрация, %	$\omega = \dots$	Плотность экспериментальная $\rho_{\text{эксп}} = \dots$ г/л
Молярная концентрация, моль/л	$C = \dots$	
Молярная концентрация, моль/кг	$C_m = \dots$	Погрешность абсолютная
Молярная концентрация эквивалента, моль·эquiv/л	$C_n = \dots$	
Титр, г/мл	$T = \dots$	Погрешность относительная
Молярная доля, %	$\chi = \dots$	

Выводы: _____

Сравните реальную плотность с необходимой (из задания) и сделайте заключение о правильности выполнения работы.

Опыт 3. Приготовление раствора NaCl смешением двух растворов заданных концентраций

**Методика
выполнения
работы**

1. Получите от преподавателя задание.
2. Рассчитайте требуемые объемы обоих растворов, необходимых для приготовления заданного раствора.
3. Отмерьте рассчитанные количества смешиваемых растворов, смешайте их в колбе.
4. Для контроля правильности расчетов и приготовления раствора измерьте его плотность ареометром в присутствии преподавателя.
5. Вылейте растворы хлорида натрия, посуду вымойте.

Наблюдения и расчеты: оформляются в виде таблицы 6.3.

Таблица 6.3. Результаты эксперимента (опыт 3)

Объем раствора I, мл	$V_I = \dots$	Плотность теоретическая $\rho_{\text{теор}} = \dots$ г/л
Объем раствора II, мл	$V_{II} = \dots$	
Процентная концентрация, %	$\omega = \dots$	Плотность экспериментальная $\rho_{\text{эксп}} = \dots$ г/л
Молярная концентрация, моль/л	$C = \dots$	
Молярная концентрация, моль/кг	$C_m = \dots$	Погрешность абсолютная
Молярная концентрация эк- вивалента, моль·эquiv/л	$C_n = \dots$	
Титр, г/мл	$T = \dots$	Погрешность относительная
Молярная доля, %	$\chi = \dots$	

Выводы: _____

Сравните реальную плотность с необходимой (из задания) и сделайте заключение о правильности выполнения работы.

Лабораторная работа № 7. Растворы электролитов и неэлектролитов

Цель: изучение некоторых свойств растворов электролитов и неэлектролитов.

Экспериментальная часть **Сравнение силы электролитов**

Количественные характеристики силы электролитов – степень диссоциации, константа диссоциации – получены в результате многочисленных измерений и расчетов и табулированы. Простейший эксперимент позволяет только сравнить силу электролитов, при этом более сильный электролит ведет себя в реакции активнее и о силе его можно судить по интенсивности реакции, идущей с его участием, то есть по скорости образования продуктов реакции.

Опыт 1. Сравнение силы уксусной и хлороводородной кислот

Методика выполнения работы

В две пробирки внесите по 10 капель раствора хлороводородной и уксусной кислот. В сравниваемые кислоты поместите по грануле цинка.

Построение гипотезы: _____

Реакции и наблюдения: оформляются в виде таблицы 7.1.

Запишите уравнения реакций цинка с хлороводородной и уксусной кислотами в молекулярной, полной ионно-молекулярной и краткой ионно-молекулярной формах. Описание процессов проводите, заполняя табл. 7.1. Для написания уравнений используйте таблицу растворимости и таблицу констант диссоциации (прил. 2).

Помните, что в ионно-молекулярном уравнении частицы записываются в формах, соответствующих их существованию в растворе: сильные электролиты – в виде ионов; слабые – в виде молекул; кристаллическая фаза также записывается соответственно составу молекулы.

Запишите Ваши наблюдения. Какой экспериментальный признак будет свидетельствовать о скорости реакции?

Таблица 7.1. Характеристики сравниваемых кислот

Описание процессов	Сравниваемые кислоты	
	HCl	CH ₃ COOH
Уравнение реакции		
Полное ионно-молекулярное уравнение		
Краткое ионно-молекулярное уравнение		
Уравнение диссоциации кислоты		
Константа диссоциации кислоты		
Наблюдения		

Выводы: _____

В выводе укажите, от присутствия каких ионов зависит скорость реакции. Чем определяется концентрация этих ионов?

Сделайте вывод о силе каждого из электролитов. Сравните Ваш вывод со справочными данными (прил. 2).

Опыт 2. Сравнение силы оснований

**Методика
выполнения
работы**

В две пробирки внесите по 10 капель раствора хлорида кальция. В одну пробирку добавьте 3 капли раствора гидроксида натрия, в другую – гидроксида аммония.

Построение гипотезы: _____

Реакции и наблюдения: оформляются в виде таблицы 7.2.

Обсуждение взаимодействия хлорида кальция с гидроксидом натрия и гидроксидом аммония проведите, как в предыдущем опыте, заполняя табл. 7.2.

Таблица 7.2. Характеристики сравниваемых оснований

Описание процессов	Сравниваемые основания	
	NaOH	NH ₄ OH
Уравнение реакции		
Полное ионно-молекулярное уравнение		

Описание процессов	Сравниваемые основания	
	NaOH	NH ₄ OH
Краткое ионно-молекулярное уравнение		
Уравнение диссоциации кислоты		
Константа диссоциации кислоты		
Наблюдения		

Выводы: _____

Смещение равновесия реакции диссоциации слабого электролита путем введения одноименных ионов

Диссоциация слабой кислоты или основания обнаруживается экспериментально по изменению окраски индикатора. Интенсивность окраски индикатора связана с концентрацией соответствующих ионов.

Обсуждение результатов опытов 3 и 4 проведите, заполняя табл. 7.3.

Опыт 3. Влияние введения ацетат-ионов на равновесие диссоциации уксусной кислоты

**Методика
выполнения
работы**

Внесите в пробирку 10 капель раствора уксусной кислоты и 1–2 капли метилоранжа. Разлейте содержимое пробирки на две. Одну оставьте для сравнения, в другую добавьте шпатель кристаллического ацетата натрия и встряхните ее.

Построение гипотезы: _____

Реакции и наблюдения: оформляются в виде таблицы 7.3.

Запишите уравнение диссоциации уксусной кислоты. Пользуясь прил.1, выберите индикатор, подтверждающий факт ее диссоциации.

Запишите выражение для константы равновесия диссоциации уксусной кислоты и найдите ее значение в прил. 2.

Запишите уравнения диссоциации ацетата натрия. Пользуясь принципом Ле Шателье, предскажите изменение окраски индикатора при внесении ацетата натрия в раствор уксусной кислоты.

Таблица 7.3. Описание процессов и наблюдения к опытам 3 и 4

Описание процессов	Изучаемые равновесия	
	Диссоциация слабой кислоты. Опыт 3	Диссоциация слабого основания. Опыт 4
Уравнение диссоциации		
Индикатор		
Окраска индикатора		
Выражение константы диссоциации через концентрации		
Справочное значение константы диссоциации		
Уравнение диссоциации введенного сильного электролита		
Формула одноименного иона		
Направление смещения равновесия		
Ожидаемое изменение окраски индикатора		
Наблюдения		

Выводы: _____

Опыт 4. Влияние введения ионов аммония на равновесие диссоциации гидроксида аммония

**Методика
выполнения
работы**

Внесите в пробирку 10 капель раствора гидроксида аммония и 1–2 капли фенолфталеина. Разлейте содержимое пробирки на две. Одну из них оставьте для сравнения, а в другую добавьте шпатель кристаллического хлорида аммония и встряхните ее.

Построение гипотезы: _____

Пользуясь прил. 1, выберите индикатор, подтверждающий факт диссоциации гидроксида аммония.

Пользуясь принципом Ле Шателье, предскажите изменение окраски индикатора при внесении хлорида аммония в раствор гидроксида аммония.

Реакции:

Запишите уравнения диссоциации гидроксида аммония и хлорида аммония.

Запишите выражение для константы равновесия диссоциации гидроксида аммония и найдите ее значение в прил. 2.

Наблюдения:

Выводы: _____

Сделайте общий вывод по опытам 3 и 4 – отметьте, в какую сторону (образования молекулярной или ионной формы) смещается равновесие диссоциации слабого электролита при введении одноименного иона.

Смещение равновесия в сторону образования малодиссоциирующих веществ и газов

Опыт 5. Образование слабой кислоты

**Методика
выполнения
работы**

В пробирку внесите 5 капель дистиллированной воды, микрошпатель кристаллического ацетата натрия и 3–4 капли концентрированного раствора серной кислоты.

Построение гипотезы: _____

Возможные реакции:

Запишите молекулярное, а также полное и краткое ионно-молекулярные уравнения реакции между ацетатом натрия и серной кислотой.

Наблюдения: _____

Выводы: _____

В выводе опишите аналитический сигнал, указывающий на сдвиг равновесия.

Опыт 6. Образование слабого основания

**Методика
выполнения
работы**

В пробирку внесите 5 капель концентрированного раствора хлорида аммония и 1–2 капли концентрированного раствора гидроксида натрия.

Построение гипотезы: _____

Реакции:

Запишите молекулярное, а также полное и краткое ионно-молекулярные уравнения реакции между хлоридом аммония и гидроксидом натрия.

Наблюдения: _____

Выводы: _____

В выводе опишите аналитический сигнал, указывающий на сдвиг равновесия.

Опыт 7. Образование газа

**Методика
выполнения
работы**

Внесите в пробирку 3–4 капли раствора карбоната натрия и такой же объем разбавленной соляной или серной кислоты.

Построение гипотезы: _____

Возможные реакции:

Запишите молекулярное, а также полное и краткое ионно-молекулярные уравнения реакции между карбонатом натрия и серной кислотой.

Наблюдения: _____

Выводы: _____

В выводе назовите аналитический сигнал, указывающий на сдвиг равновесия.

Опыт 8. Образование воды в ходе реакции нейтрализации

**Методика
выполнения
работы**

В две пробирки налейте по 5 капель 1М NaOH и добавьте по капле раствора фенолфталеина. Зафиксируйте Ваши наблюдения.

Добавьте по каплям в первую пробирку 1М HCl, в другую – уксусной.

Построение гипотезы: _____

Предскажите аналитический сигнал, подтверждающий протекание реакции нейтрализации в присутствии фенолфталеина.

Возможные реакции:

Запишите уравнение диссоциации гидроксида натрия. Выберите индикатор (прил. 1), подтверждающий факт диссоциации.

Запишите уравнения взаимодействия гидроксида натрия с хлороводородной и уксусной кислотами в молекулярной, полной ионно-молекулярной и краткой ионно-молекулярной формах.

Наблюдения: _____

Выводы: _____

В выводах отметьте наличие слабых электролитов и обратимость каждой реакции.

Как следует провести аналогичный опыт, если в качестве индикатора использовать метилоранж?

Лабораторная работа № 8. Гетерогенные равновесия в водных растворах электролитов. Гидролиз солей

Цель: изучение условий получения осадков, изменения состава осадков; изучение процесса гидролиза солей разных типов и влияния различных факторов на степень гидролиза.

Опыт 1. Влияние природы аниона на образование малорастворимых соединений

Изучение влияния концентрации ионов в растворе проведем, получая осадки хлорида и иодида свинца (II). Общее и специфическое будет лучше видно, если все записи вести параллельно (табл. 8.1).

**Методика
выполнения
работы**

В пробирку 1 вносятся равные объемы нитрата свинца и хлорида калия с концентрациями 0,1 моль/л;

- *в пробирку 2 – с концентрациями 0,05 моль/л;*
- *в пробирку 3 – с концентрациями 0,025 моль/л.*

Построение гипотезы: _____

Возможные реакции:

Запишите уравнения реакций нитрата свинца с хлоридом калия и иодидом калия в молекулярном и кратком ионно-молекулярном виде.

Справочные значения произведений растворимости хлорида свинца (II) и иодида свинца (II) (прил. 3) также внесите в табл. 8.1.

Таблица 8.1. Образование осадков солей свинца (II)

Описание процесса	Взаимодействие $Pb(NO_3)_2$	
	с KCl	с KI
Уравнение реакции		
Краткое ионно-молекулярное уравнение		
Произведение растворимости		

Запишите формулы для расчета произведения растворимости (ПР) для хлорида и иодида свинца (II). Каким концентрациям ионов соответствует ПР?

Запишите общую формулу для расчета произведения концентраций ионов (ПКИ) для солей типа $Me^{2+}A_2^-$.

Проделайте расчеты (результаты внесите в табл. 8.2) и определите возможность образования осадков хлорида и иодида свинца (II) при выполнении опыта.

Таблица 8.2. Результаты предварительных расчетов и эксперимента

Описание процесса	Номер пробирки		
	1	2	3
Концентрация ионов Pb^{2+}			
Концентрация ионов Cl^- (или I^-)			
Произведение концентраций ионов (ПКИ)			
Соотношение ПКИ и ПР для хлорида свинца (II)			
Возможность образования осадка хлорида свинца (II)			
Результаты эксперимента для хлорида свинца (II)			
Соотношение ПКИ и ПР для иодида свинца (II)			
Возможность образования осадка иодида свинца (II)			
Результаты эксперимента для иодида свинца (II)			

Таким же образом выполняется опыт по получению иодида свинца (II).

При расчете произведений концентраций ионов учтите, что при сливании одинаковых объемов концентрация каждого компонента уменьшается вдвое.

1. Получение осадков хлорида свинца (II)

**Методика
выполнения
работы**

Возьмите три пробирки. В пробирку 1 внесите по 1 мл растворов нитрата свинца (II) и хлорида калия с концентрациями 0,1 моль/л; в пробирку 2 – с концентрациями 0,05 моль/л; в пробирку 3 – с концентрациями 0,025 моль/л.

Результаты опытов внесите в табл. 8.2.

2. Получение осадков иодида свинца (II) проведите по той же схеме, что и хлорида свинца (II).

Выводы: _____

В выводе отметьте, совпали ли результаты Ваших предположений и экспериментальные результаты.

Опыт 2. Изменение состава осадка

Сравните образование осадков хлорида серебра и сульфида серебра, записав уравнения взаимодействия нитрата серебра с хлоридом натрия и сульфидом натрия. Произведения растворимости этих солей приведены в прил. 3. Получите осадки хлорида и сульфида серебра.

Методика выполнения работы

Опыт выполняется в вытяжном шкафу!

В две пробирки внесите по 3 капли раствора нитрата серебра и добавьте в первую 3 капли хлорида натрия, а во вторую – 3 капли сульфида натрия.

В пробирку с осадком хлорида серебра добавьте 3 капли сульфида натрия.

Построение гипотезы: _____

Возможные реакции: оформляются в виде табл. 8.3.

Запишите уравнения реакции, которая произойдет при добавлении сульфида натрия к осадку хлорида серебра, используя величины соответствующих произведений растворимости.

Наблюдения: _____

Цвета осадков отметьте в табл. 8.3.

Таблица 8.3. Сравнение процессов образования хлорида и сульфида серебра

Описание процесса	Получение хлорида серебра	Получение сульфида серебра
Молекулярное уравнение реакции		
Полное ионно-молекулярное уравнение		
Краткое ионно-молекулярное уравнение		
Произведение растворимости		
Цвет осадка		

Выводы: _____

Сделайте общий вывод об условиях изменения состава осадка.

Опыт 3. Классификация солей по типу гидролиза

Каждый студент выполняет исследования со своим набором водных растворов солей (табл. 8.4).

Для предложенных солей Вашего варианта определите возможность протекания процесса гидролиза, тип гидролиза – по катиону или по аниону.

1. Для этого, записав уравнение диссоциации соли, найдите, какая кислота и какое основание образовали данную соль.

2. Определите, сильным или слабым электролитом являются кислота и основание, образовавшие соль.

3. Определите, по катиону или по аниону идет гидролиз данной соли.

4. Запишите уравнение реакции гидролиза по первой ступени в ионно-молекулярном и молекулярном виде.

5. Назовите продукты гидролиза.

6. Определите, какова будет кислотность среды изучаемых Вами солей.

Так как следствием гидролиза является изменение реакции среды раствора, то изучение процесса гидролиза основано на измерении рН среды.

**Методика
выполнения
работы**

Для измерения рН достаточно нанести одну каплю раствора на кусочек универсальной индикаторной бумаги (УИБ). Цвет пятна сравните со шкалой цветности.

Запишите результаты измерения рН.

В выводе отметьте, правильно ли Вы проклассифицировали соли по типу гидролиза.

Опыт 4. Совместный гидролиз солей

**Методика
выполнения
работы**

Слейте попарно примерно по одному миллилитру солей Вашего варианта. Измерьте рН с помощью универсальной индикаторной бумаги.

Построение гипотезы: _____

Определите, между какими солями Вашего варианта возможен совместный гидролиз, а между какими – нет. Гипотезу обоснуйте.

Возможные реакции:

Запишите уравнения совместного гидролиза солей по следующему алгоритму:

1. Краткое ионно-молекулярное уравнение (на основании предыдущего опыта).

2. Полное молекулярное уравнение.

Наблюдения: _____

Выводы: _____

В выводе отметьте, правильно ли Вы определили пары солей, между которыми возможен совместный гидролиз.

Таблица 8.4. Варианты водных растворов солей

Вариант	Растворы солей		
	1	2	3
1	ZnSO ₄	MnCl ₂	K ₂ CO ₃
2	NH ₄ NO ₃	CuSO ₄	Na ₂ CO ₃
3	NH ₄ Cl	FeSO ₄	Na ₂ SiO ₃
4	NiCl ₂	AlCl ₃	Na ₂ CO ₃
5	Na ₂ SiO ₃	CuSO ₄	K ₂ CO ₃
6	NH ₄ NO ₃	CuSO ₄	Na ₂ CO ₃
7	ZnSO ₄	AlCl ₃	K ₂ CO ₃
8	NH ₄ NO ₃	Na ₂ CO ₃	NiCl ₂
9	MnCl ₂	NH ₄ Cl	Na ₂ SiO ₃
10	ZnSO ₄	NH ₄ NO ₃	Na ₂ CO ₃
11	Na ₂ CO ₃	AlCl ₃	K ₂ SO ₄
12	ZnSO ₄	NH ₄ NO ₃	CH ₃ COONa
13	Na ₂ CO ₃	NH ₄ NO ₃	CuSO ₄
14	NiCl ₂	K ₂ CO ₃	CdSO ₄
15	MnCl ₂	FeSO ₄	Na ₂ SiO ₃
16	NH ₄ NO ₃	CuSO ₄	Na ₂ CO ₃
17	ZnSO ₄	NH ₄ Cl	Na ₂ SiO ₃
18	NH ₄ NO ₃	CuSO ₄	Na ₂ CO ₃
19	NH ₄ Cl	FeSO ₄	Na ₂ SiO ₃
20	CdSO ₄	Na ₂ CO ₃	ZnSO ₄
21	NH ₄ NO ₃	CuSO ₄	CH ₃ COONa
22	CdSO ₄	AlCl ₃	Na ₂ CO ₃
23	MnCl ₂	Na ₂ CO ₃	Na ₂ SiO ₃
24	ZnSO ₄	NH ₄ NO ₃	K ₂ CO ₃
25	MnCl ₂	CuSO ₄	Na ₂ CO ₃

Опыт 5. Влияние различных факторов на степень гидролиза

Опыт 5.1. Влияние силы кислоты, образующей соль, на степень гидролиза

**Методика
выполнения
работы**

Измерьте рН одномолярных растворов карбоната и сульфита натрия. Для этого нанесите по 1 капле на кусочек УИБ и сравните цвет пятна со шкалой цветности.

Построение гипотезы: _____

Возможные реакции и расчеты:

1. Запишите уравнения первой ступени гидролиза карбоната натрия и сульфита натрия в ионно-молекулярном и молекулярном виде.
2. Воспользовавшись прил. 2, найдите константы диссоциации по первой ступени угольной и сернистой кислот.
3. Запишите математическое выражение зависимости степени гидролиза от константы диссоциации слабого электролита, образовавшего соль.
4. Сравнив величины констант диссоциации кислот, сделайте вывод, какая из солей будет сильнее подвержена гидролизу.

Наблюдения: _____

Выводы: _____

В выводе отметьте, согласуются ли экспериментальные результаты с теоретически предполагаемыми.

Опыт 5.2. Влияние разбавления раствора на степень гидролиза соли

**Методика
выполнения
работы**

В сухую пробирку внесите с помощью пипетки 10–15 капель насыщенного раствора ацетата натрия и 1 каплю раствора фенолфталеина. Отметьте появление окраски индикатора, связанное с гидролизом соли. Содержимое разделите на две пробирки. Одну из них оставьте для сравнения, во вторую добавьте 5 капель дистиллированной воды.

Построение гипотезы: _____

Возможные реакции и расчеты:

1. Запишите уравнения гидролиза ацетата натрия в ионно-молекулярном и молекулярном виде.
2. Запишите математическое выражение зависимости степени гидролиза от концентрации соли.

Наблюдения: _____

Выводы: _____

Сделайте вывод, как изменится степень гидролиза при разбавлении раствора. В выводе отметьте, согласуются ли экспериментальные данные с теоретически предполагаемыми.

Опыт 5.3. Влияние нагревания раствора на степень гидролиза

**Методика
выполнения
работы**

В сухую пробирку внесите с помощью пипетки 10–15 капель насыщенного раствора ацетата натрия и 1 каплю раствора фенолфталеина. Отметьте появление окраски индикатора, связанное с гидролизом соли. Содержимое разделите на две пробирки. Одну из них оставьте для сравнения, другую нагрейте.

Построение гипотезы: _____

1. Как влияет нагревание на степень гидролиза? Ответ мотивируйте, согласуя его с принципом Ле Шателье о сдвиге равновесия.
2. Что произойдет с окраской фенолфталеина, добавленного в раствор ацетата натрия, если раствор нагреть?

Возможные реакции:

Наблюдения: _____

Выводы: _____

В выводе отметьте, согласуются ли экспериментальные данные с теоретически предполагаемыми.

Лабораторная работа № 9. Окислительно-восстановительные реакции

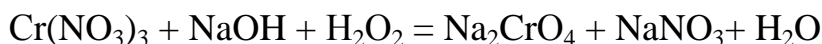
Опыт 1. Окисление иона Cr^{3+} до высшей степени окисления

**Методика
выполнения
работы**

К 6–8 каплям раствора $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ прибавьте по каплям раствор NaOH до растворения образующегося осадка $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и затем 3–4 капли 3% раствора H_2O_2 . Смесь перемешайте и, при необходимости, нагрейте на водяной бане или горелке в течение 1–2 мин. Окрашивание раствора в желтый цвет свидетельствует об образовании иона CrO_4^{2+} .

Построение гипотезы: _____

Возможные реакции:



Расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом полуреакций.

Наблюдения: _____

Вывод: _____

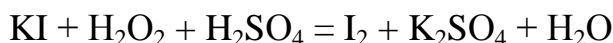
Опыт 2. Окислительные и восстановительные свойства пероксида водорода

**Методика
выполнения
работы**

а) К 3 каплям раствора KI прибавьте 2 капли 2 н раствора H_2SO_4 и затем по каплям 3%-ный раствор H_2O_2 до появления желтой окраски. Для обнаружения I_2 в растворе прибавьте к нему несколько капель CCl_4 и встряхните пробирку.

Построение гипотезы: _____

Возможные реакции:



Расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом полуреакций.

Наблюдения: _____

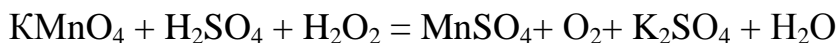
Вывод: _____

**Методика
выполнения
работы**

б) К 5–6 каплям раствора $KMnO_4$ прибавьте 3–4 капли 2 н раствора H_2SO_4 и затем несколько капель 3%-го раствора H_2O_2 . Наблюдается обесцвечивание раствора и выделение газа. Испытайте выделяющийся газ тлеющей лучинкой.

Построение гипотезы: _____

Возможные реакции:



Расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом полуреакций.

Наблюдения: _____

Выводы: _____

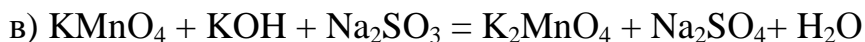
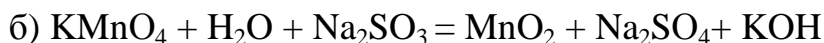
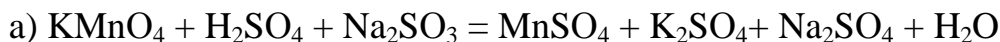
Опыт 3. Окислительные свойства перманганата калия в различных средах

**Методика
выполнения
работы**

В три пробирки налейте по 5–6 капель раствора $KMnO_4$. Затем в первую пробирку прибавьте 3–4 капли 2 н раствора H_2SO_4 , во вторую – ничего, а в третью – 3–4 капли 2 н раствора $NaOH$. После этого в каждую пробирку прибавьте по каплям раствор Na_2SO_3 или сухую соль. Наблюдайте изменение окраски растворов.

Построение гипотезы: _____

Возможные реакции:



Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций методом полуреакций.

Наблюдения: _____

Выводы: _____

Сделайте выводы об окислительных свойствах перманганата калия.

Опыт 4. Окисление катиона d-элемента до высшей степени окисления

**Методика
выполнения
работы**

Окисление иона Mn^{2+} диоксидом свинца. Внесите в пробирку немного порошка PbO_2 , прибавьте 2 мл 2 н раствора HNO_3 и нагрейте на водяной бане или горелке до кипения. После этого прибавьте в пробирку 1–2 капли раствора $MnSO_4$, перемешайте и снова нагрейте. Наблюдается появления малиновой окраски образовавшегося иона MnO_4^- .

Построение гипотезы: _____

Возможные реакции:



Расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом полуреакций.

Наблюдения: _____

Выводы: _____

Опыт 5. Восстановительные свойства катиона p-элемента (Sn^{2+})

**Методика
выполнения
работы**

Налейте в пробирку 3–4 капли раствора $SnCl_2$ и 2 капли соляной кислоты, прибавьте по каплям 2 н раствор $KMnO_4$. Наблюдается исчезновение малиновой окраски.

Построение гипотезы: _____

Возможные реакции:



Расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом полуреакций.

Наблюдения: _____

Выводы: _____

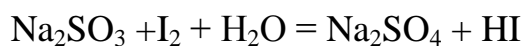
Опыт 6. Восстановительные свойства аниона р-элемента $(\text{SO}_3)^{2-}$

**Методика
выполнения
работы**

Поместите в пробирку 3–4 капли раствора Na_2SO_3 , прибавьте 2–3 капли 2 н раствора H_2SO_4 и 1–2 капли раствора I_2 . Встряхните пробирку и наблюдайте обесцвечивание раствора.

Построение гипотезы: _____

Возможные реакции:



Расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом полуреакций.

Наблюдения: _____

Выводы: _____

В выводе отметьте, в чем заключается роль серной кислоты в данной реакции?

Лабораторная работа № 10. Комплексные соединения

Цель – экспериментальное ознакомление с методами получения комплексных соединений, а также изучение их свойств.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Получение соединения с комплексным катионом

Методика выполнения работы

Налейте в пробирку 3-4 капли раствора сульфата меди, прибавьте 2-3 капли раствора гидроксида аммония (25%) – выпадает светло-голубой осадок основной соли меди $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$.

Прибавьте по каплям избыток раствора гидроксида аммония.

Сохраните раствор для следующего опыта.

Построение гипотезы: _____

Возможные реакции:

Напишите:

уравнения реакций, приводящих к образованию осадка гидроксида меди (II)



уравнения реакций, приводящих к образованию комплексного соединения с координационным числом комплексообразователя, равным 4



уравнение электролитической диссоциации всего соединения и комплексного иона;

выражение для константы нестойкости комплекса.

Наблюдения: _____

Выводы: _____

Опыт 2. Получение двойного комплексного соединения

Двойными называются такие комплексные соединения, в которых комплексами являются и катион, и анион.

**Методика
выполнения
работы**

В пробирку внести 3-5 капель раствора желтой кровяной соли – раствора гексацианоферрата (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$ и 5-6 капель раствора сульфата никеля (II).

К полученному осадку гексацианоферрата (II) никеля (II) $Ni_2[Fe(CN)_6]$ добавить 25%-й раствор аммиака до полного растворения осадка. Одновременно наблюдается образование бледно-лиловых кристаллов комплексной соли $[Ni(NH_3)_6]_2[Fe(CN)_6]$.

Построение гипотезы: _____

Возможные реакции:

Напишите:

уравнение реакции образования гексацианоферрата (II) никеля (II) взаимодействие гексацианоферрата (II) никеля (II) с аммиаком и название полученной комплексной соли.

Определите заряды комплексных ионов и комплексообразователя.

Наблюдения: _____

Выводы: _____

Опыт 3. Ионообменные реакции с участием комплексных соединений

**Методика
выполнения
работы**

В одну пробирку внесите 4-5 капель раствора сульфата меди (II), в другую – столько же капель хлорида железа (III). В обе пробирки внесите по 2-3 капли раствора $K_4[Fe(CN)_6]$. В результате ионообменных реакций в обеих пробирках образуются новые комплексные соединения: в первой $Cu_2[Fe(CN)_6]$; во второй – малорастворимый $KFe[Fe(CN)_6]$. Второе соединение называют берлинской лазурью.

Построение гипотезы: _____

Возможные реакции:

Напишите уравнения реакций и номенклатурные названия полученных соединений.

Наблюдения: _____

Выводы: _____

Опыт 4. Окислительно-восстановительная реакция с участием комплексного соединения

**Методика
выполнения
работы**

К 4-5 каплям раствора перманганата калия добавьте для создания кислой среды 5-6 капель серной кислоты, а затем прибавляйте по каплям раствор желтой кровяной соли $K_4[Fe(CN)_6]$, обладающей восстановительными свойствами. Наблюдается обесцвечивание раствора.

Построение гипотезы: _____

Возможные реакции:

Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции, в которой марганец (+7) в составе перманганата калия восстанавливается до марганца (+2), а железо (+2) в составе комплексного соединения окисляется до железа (+3) с образованием нового (какого?) комплексного соединения.

Наблюдения: _____

Выводы: _____

Опыт 5. Качественные реакции на катионы свинца

1. Иодид калия образует с ионами Pb^{2+} осадок йодида свинца (II) желтого цвета.

**Методика
выполнения
работы**

К 1-2 мл раствора нитрата свинца прибавьте несколько капель раствора иодида калия до выпадения осадка. К полученному осадку прибавьте 4-5 капель воды и столько же капель 2 н уксусной кислоты и нагрейте. При этом осадок растворяется, но при охлаждении (погружении пробирки в холодную воду) йодид свинца (II) снова появляется в виде блестящих золотистых кристаллов.

Построение гипотезы: _____

Возможные реакции:

Напишите уравнение реакции образования иодида свинца (II) и его растворения в уксусной кислоте в молекулярной и ионной форме.

Наблюдения: _____

Выводы: _____

2. Хромат и дихромат калия образуют с катионами Pb^{2+} один и тот же осадок – хромат свинца (II) желтого цвета.

**Методика
выполнения
работы**

Для получения этого осадка в одну пробирку к 1-2 мл раствора нитрата свинца прибавьте несколько капель хромата калия. В другую пробирку к 1-2 мл раствора нитрата свинца прибавьте несколько капель дихромата калия. Полученный осадок разделите по трем пробирками испытайте растворимость осадка в растворах щелочей, в растворе аммиака и в уксусной кислоте.

Построение гипотезы: _____

Возможные реакции:

Напишите уравнения реакций получения хромата свинца (II) при взаимодействии нитрата свинца (II) с хроматом и дихроматом калия, а также растворения осадка в растворе гидроксида натрия, в растворе аммиака и в растворе уксусной кислоты.

Наблюдения: _____

Выводы: _____

3. Серная кислота и растворимые сульфаты осаждают ион Pb^{2+} в виде белого осадка сульфата свинца (II):

**Методика
выполнения
работы**

Для получения осадка в пробирку к 1-2 мл раствора нитрата свинца добавьте несколько капель сульфата натрия. К полученному осадку добавьте несколько капель раствора гидроксида натрия. Что при этом наблюдается?

Построение гипотезы: _____

Возможные реакции:

Напишите уравнения реакций образования сульфата свинца (II) в молекулярной и ионной формах, а также реакцию взаимодействия сульфата свинца (II) с гидроксидом натрия с образованием тетрагидроксоплюмбата (II).

Наблюдения: _____

Выводы: _____

Опыт 6. Качественные реакции на катионы железа

Железо в виде катионов Fe^{2+} и Fe^{3+} постоянно присутствует в грунтовых водах. Для обнаружения этих катионов используется несколько высокочувствительных реакций.

а) Обнаружение ионов Fe^{2+}

1. Щёлочи NaOH и KOH, а также гидроксид аммония NH_4OH образуют с ионами Fe^{2+} зеленый осадок гидроксида железа (II). Осадок растворим только в кислотах, так как $Fe(OH)_2$ обладает преимущественно основными свойствами. При перемешивании стеклянной палочкой зеленый осадок становится бурым вследствие окисления кислородом воздуха до $Fe(OH)_3$.

**Методика
выполнения
работы**

Несколько микрокристалликов сульфата железа (II) или соли Мора $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2 \cdot 6H_2O$ растворите в 20 каплях воды и разделите раствор на две примерно равные части, отлив половину во вторую пробирку для проведения следующего опыта. В первую пробирку добавьте 2-3 капли раствора щелочи или гидроксида аммония. Образуется нерастворимый гидроксид железа (II) светло-зеленого цвета. Перемешайте раствор стеклянной палочкой. Что происходит с осадком?

Построение гипотезы: _____

Возможные реакции:

Напишите уравнения реакций образования гидроксида железа (II) и его окисления кислородом при участии воды.

Наблюдения: _____

Выводы: _____

2. Гексацианоферрат (III) калия образует с ионом Fe^{2+} синий осадок комплексного соединения – «турнбулевой сини»:



Эта реакция – наиболее чувствительная на ионы железа (II).

**Методика
выполнения
работы**

Она проводится во второй пробирке с раствором сульфата железа (II) добавлением (по каплям) гексацианоферрата (III) калия. Осадок обычно образуется уже после добавления первой капли этого реактива.

Построение гипотезы: _____

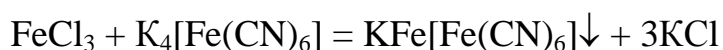
Возможные реакции:

Наблюдения: _____

Выводы: _____

б) Обнаружение ионов Fe^{3+}

1. Гексацианоферрат (II) калия образует с ионом Fe^{3+} темно-синий осадок комплексного соединения – «берлинской лазури»:



**Методика
выполнения
работы**

Поместите в пробирку одну каплю раствора FeCl_3 , разбавьте его водой (6-8 капель) и внесите 1-2 капли раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Построение гипотезы: _____

Возможные реакции:

Наблюдения: _____

Выводы: _____

В выводе объясните, чем отличается берлинская лазурь от турнбулевой сини.

2. Роданид аммония NH_4SCN или калия KSCN образует с ионами Fe^{3+} роданид железа $\text{Fe}(\text{SCN})_3$, окрашивающий раствор в кроваво-красный цвет:



Эта реакция наиболее чувствительная на ионы Fe^{3+} , однако, она не всегда надежна, так как ряд веществ, образующих комплексы с ионом Fe^{3+} , мешают появлению окраски. К таким веществам относятся фториды, фосфорная кислота, соли щавелевой кислоты.

**Методика
выполнения
работы**

Проведите опыт, добавляя в разбавленный раствор хлорида железа (III) роданид аммония; убедитесь в появлении кроваво-красной окраски раствора.

Построение гипотезы: _____

Возможные реакции:

Напишите уравнение реакции в молекулярном виде.

Наблюдения: _____

Выводы: _____

Опыт 7. Качественные реакции на катионы меди

1. Щелочи NaOH и KOH образуют с ионами Cu^{2+} голубой осадок $\text{Cu}(\text{OH})_2$, чернеющий при нагревании вследствие превращения в оксид:

**Методика
выполнения
работы**

В пробирку добавьте 1-2 мл сульфата меди и по каплям добавляйте раствор щелочи до образования осадка. Пробирку нагрейте в пламени спиртовки.

Построение гипотезы: _____

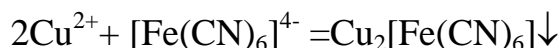
Возможные реакции:

Напишите уравнения реакций, описывающих данные превращения в молекулярной и ионной форме.

Наблюдения: _____

Выводы: _____

2. Гексацианоферрат (II) калия в нейтральной или слабокислой среде образует с ионом Cu^{2+} осадок гексацианоферрата (II) меди красно-бурого цвета:



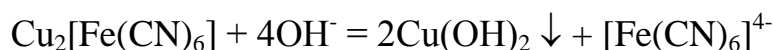
Методика выполнения работы:

Методика выполнения работы

В пробирку с 1-2 мл раствора сульфата меди по каплям добавляйте раствор гексацианоферрата (II) калия до образования осадка.

К полученному осадку по каплям добавляйте раствор щелочи до его полного растворения.

Осадок нерастворим в разбавленных кислотах, но разлагается при действии щелочей:



Построение гипотезы: _____

Возможные реакции:

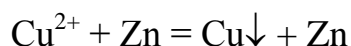
Напишите уравнение реакции получения данного комплекса в молекулярной форме.

Напишите уравнение реакции растворения осадка в молекулярной форме.

Наблюдения: _____

Выводы: _____

3. Металлический алюминий, цинк и железо восстанавливают ионы Cu^{2+} до металла, выпадающего в осадок в виде красной губчатой массы:



Металл-восстановитель может быть в любом виде, но лучше всего реакция наблюдается при их использовании в виде порошка.

Методика выполнения работы

В три пробирки налейте по 1-2 мл раствора соли сульфата меди. В первую пробирку добавьте металлический цинк, во вторую пробирку – металлический алюминий, в третью пробирку – металлическое железо.

Проведите все реакции и сравните их наглядность и чувствительность.

Построение гипотезы: _____

Возможные реакции:

Напишите уравнение реакции в молекулярной форме.

Наблюдения: _____

Выводы: _____

Опыт 8. Качественные реакции на хром

Хром в растворах может находиться как в виде катионов Cr^{3+} , так и в виде анионов CrO_4^{2-} и $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

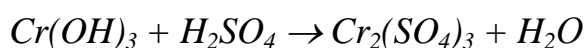
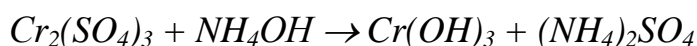
а) Обнаружение катиона Cr^{3+}

Гидроксид аммония образует с катионами Cr^{3+} осадок $\text{Cr}(\text{OH})_3$ серо-фиолетового или серо-зеленого цвета, обладающего амфотерными свойствами.

**Методика
выполнения
работы**

К 5 каплям раствора сульфата хрома (III) прибавьте столько же капель раствора NH_4OH . Полученный осадок разделите в две пробирки. В одной растворите осадок добавлением раствора серной кислоты, а в другой – гидроксида натрия.

Схемы реакций:



Пробирку с ярко-зеленым раствором тетрагидроксохромата (III) натрия нагрейте на пламени спиртовки; при этом комплекс разлагается с выпадением в осадок $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

Построение гипотезы: _____

Возможные реакции:

Напишите все уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

Наблюдения: _____

Выводы: _____

Лабораторная работа № 11. s-Элементы и их соединения

Цель – изучение свойств некоторых s-элементов и их соединений.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Получение водорода из воды

А. С помощью цинка.

**Методика
выполнения
работы**

В пробирку налейте 1 мл воды, добавьте 3 капли фенолфталеина. Поместите кусочек очищенного (с помощью наждачной бумаги) цинка. Нагрейте пробирку.

Наблюдения: _____

Уравнения реакций: _____

Б. С помощью кальция.

**Методика
выполнения
работы**

Соберите установку (рис. 1), заполните кристаллизатор и пробирку водой.

Заверните кусочек металлического кальция (размером с полспички) в марлю и с помощью щипцов быстро подведите к отверстию пробирки.

После полного вытеснения воды из пробирки закройте (не переворачивая!) ее отверстие пальцем и собранный газ перелейте в другую пробирку, перевернутую вверх дном (переливать в течение примерно 40 с).

Поднося по очереди обе пробирки к огню, выясните, перелит ли газ.

Подвергните анализу жидкость в кристаллизаторе. Для чего отберите в пробирку 1 мл ее и добавьте 2 капли фенолфталеина.

Рис. 1. Получение водорода из воды

Наблюдения:

Что обнаруживается при разворачивании марли, в которой был кальций?

Что наблюдается после добавления фенолфталеина? Почему?

Уравнения реакций:

В. С помощью натрия.

**Методика
выполнения
работы**

В стакан на 100 мл налейте 30 мл воды, добавьте 6 капель фенолфталеина и перемешайте.

Затем осторожно прилейте 20 мл бензина или керосина и опустите в стакан кусочек очищенного натрия (величиной с горошину).

Наблюдения:

Как меняется цвет воды в ходе эксперимента? Почему?

Уравнения реакций:

Выводы:

Сделайте общий вывод по всем трем опытам, сравните интенсивность окраски фенолфталеина в растворах после опытов А, Б, В и объясните различия.

Опыт 2. Реакция ионов Na^+ с гексагидроксостибатом (V) калия $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$

**Методика
выполнения
работы**

Поместите в пробирку 2–3 капли концентрированного раствора какой-либо соли натрия. Прибавьте столько же раствора $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$. Потрите стеклянной палочкой о стенки пробирки. Выпадает белый кристаллический осадок гексагидроксостибата (V) натрия.

Наблюдения:

Уравнения реакций:

Выводы:

Опыт 3. Реакция ионов K^+ с гексанитрокобальтатом (III) натрия $Na_3[Co(NO_3)_3]$

**Методика
выполнения
работы**

К 1-2 каплям слегка подкисленного соляной кислотой раствора какой-либо соли калия прибавьте 2 капли раствора гексанитрокобальтата (III) натрия.

Потрите стеклянной палочкой о стенки пробирки. При этом выпадает желтый кристаллический осадок двойной соли гексанитрокобальтата (III) калия натрия.

Построение гипотезы: _____

Возможные реакции:

Наблюдения: _____

Выводы: _____

Опыт 4. Реакция ионов K^+ в составе тартрата $K_2C_4H_4O_6$ и гидротартрата $KHC_4H_4O_6$

**Методика
выполнения
работы**

К 2–3 каплям 10% раствора винной кислоты прибавьте 2-3 капли 5% раствора гидроксида калия. Пробирку энергично встряхните до появления белого кристаллического осадка гидротартрата калия.

Содержимое пробирки разделите на две части.

В первую пробирку добавьте 4 капли 5% раствора гидроксида калия, во вторую – 4 капли 10% раствора гидроксида натрия. В обеих пробирках осадок постепенно растворяется с образованием в первой пробирке тартрата калия, во вто-

рой – двойной соли калия и натрия, известной под названием сегнетовой соли.

Изучите отношение гидротартрата калия к действию минеральных кислот (HCl) и щелочей (KOH).

Построение гипотезы: _____

Возможные реакции:

Наблюдения: _____

Выводы: _____

Опыт 5. Реакция ионов Mg^{2+} с растворимыми карбонатами

**Методика
выполнения
работы**

В пробирку поместите 2–3 капли раствора $MgCl_2$, прибавьте 2 капли раствора Na_2CO_3 . Выпадает белый осадок $(MgOH)_2CO_3$.

Проверьте действие на осадок $(MgOH)_2CO_3$ уксусной кислоты (CH_3COOH) и хлорида аммония (NH_4Cl).

Построение гипотезы: _____

Возможные реакции:

Наблюдения: _____

Выводы: _____

Опыт 6. Реакция ионов Mg^{2+} с гидроксидом аммония NH_4OH

**Методика
выполнения
работы**

Поместите в пробирку 2–3 капли раствора $MgCl_2$, прибавьте 2 капли раствора NH_4OH . Выпадает белый аморфный осадок $Mg(OH)_2$.

Изучите растворимость $Mg(OH)_2$ в уксусной и соляной кислотах.

Проверьте действие на осадок $Mg(OH)_2$ хлорида аммония.

Построение гипотезы: _____

Возможные реакции:

Наблюдения: _____

Выводы: _____

Опыт 7. Реакция ионов Ca^{2+} с растворимыми карбонатами

**Методика
выполнения
работы**

Поместите в пробирку 2–3 капли раствора CaCl_2 , прибавьте 2 капли раствора Na_2CO_3 или K_2CO_3 . Выпадает белый осадок карбоната кальция CaCO_3 .

Изучите растворимость CaCO_3 в уксусной и соляной кислотах.

Построение гипотезы: _____

Возможные реакции:

Наблюдения: _____

Выводы: _____

Опыт 8. Реакция ионов Ca^{2+} с оксалатом аммония $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$

**Методика
выполнения
работы**

Поместите в пробирку 1–2 капли раствора CaCl_2 и добавьте несколько капель раствора $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$. При этом из концентрированного раствора сразу, а из разбавленного постепенно выпадает белый мелкокристаллический осадок оксалата кальция.

Изучите действие на осадок CaC_2O_4 уксусной и соляной кислот.

Построение гипотезы: _____

Возможные реакции:

Наблюдения: _____

Выводы: _____

Опыт 9. Реакция ионов Ba^{2+} с растворимыми в воде сульфатами

**Методика
выполнения
работы**

В пробирку налейте 2–3 капли раствора $BaCl_2$.

Прибавьте 2–3 капли раствора Na_2SO_4 . Выпадает белый кристаллический осадок $BaSO_4$.

Изучите действие на осадок $BaSO_4$ уксусной и соляной кислот.

Построение гипотезы: _____

Возможные реакции:

Наблюдения: _____

Выводы: _____

Опыт 10. Реакция ионов Ba^{2+} с хроматом или дихроматом калия

**Методика
выполнения
работы**

Поместите в пробирку 1–2 капли раствора $BaCl_2$, прибавьте 2–3 капли раствора $K_2Cr_2O_7$ и 2–3 капли раствора ацетата натрия CH_3COONa (при необходимости нагрейте на водяной бане.)

Для того чтобы достигнуть полного осаждения $BaCrO_4$, необходимо уменьшить концентрацию ионов водорода. Для этого добавьте избыток раствора ацетата натрия. Находящиеся в растворе ацетат-ионы связывают ионы водорода и образуют молекулы слабого электролита – уксусной кислоты, смещая этим равновесие вправо.

Изучите действие на осадок $BaCrO_4$ уксусной и соляной кислот.

Построение гипотезы: _____

Возможные реакции:

Наблюдения: _____

Выводы: _____

Лабораторная работа № 12. d-Элементы и их соединения

Цель – экспериментальное ознакомление с d-элементами и их соединениями, а также изучение их свойств.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Изучение химических свойств соединений хрома

А. Окислительные свойства соединений хрома (VI)

**Методика
выполнения
работы**

К подкисленному серной кислотой раствору дихромата калия $K_2Cr_2O_7$ (4–5 капель) добавьте 3–4 капли раствора иодида калия KI. Отметьте изменение окраски.

Докажите с помощью раствора крахмала выделение свободного йода, для чего в пробирку с 5–6 каплями крахмала внесите одну каплю полученного в опыте раствора.

Наблюдения:

Уравнение реакции:

Составьте уравнение реакции методом электронно-ионного баланса:



Б. Переход хромата калия в дихромат

**Методика
выполнения
работы**

К раствору хромата калия K_2CrO_4 (3–4 капли) прибавьте по каплям 2 н. раствор серной кислоты.

Наблюдения:

Отметьте окраску взятого и полученного растворов и укажите, какими ионами эти окраски обуславливаются.

Уравнение реакции:

Составьте уравнение реакции методом электронно-ионного баланса:



В. Переход дихромата калия в хромат

**Методика
выполнения
работы**

К раствору дихромата калия $K_2Cr_2O_7$ (3–4 капли) прибавьте по каплям раствор щелочи $NaOH$ до изменения окраски.

Наблюдения:

Уравнение реакции:



Запишите уравнение реакции.

Разберите смещение равновесия: $2CrO_4^{2-} + 2H^+ \rightleftharpoons Cr_2O_7^{2-} + H_2O$ при добавлении: а) кислоты; б) щелочи.

Выводы:

Какой ион CrO_4^{2-} или $Cr_2O_7^{2-}$ существует в растворах при $pH < 7$, $pH > 7$?

Опыт 2. Изучение химических свойств соединений марганца

А. Получение и свойства гидроксида марганца (II)

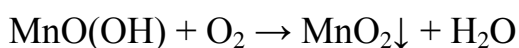
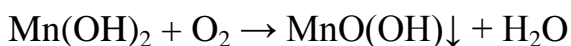
**Методика
выполнения
работы**

В пробирку внесите раствор соли марганца (II) и добавьте раствор гидроксида натрия. Выпадает слабо-розовый или почти бесцветный осадок.

Полученный осадок перенесите в две пробирки.

В одну пробирку добавьте раствор соляной кислоты, в другую – раствор гидроксида натрия.

Уравнения реакций:



Наблюдения: _____

При добавлении щелочи и энергичном помешивании стеклянной палочкой гидроксид марганца (II) неустойчив и быстро окисляется кислородом воздуха. Отметить изменения цвета осадка. С чем это связано?

Выводы:

Б. Окислительные свойства оксида марганца (IV)

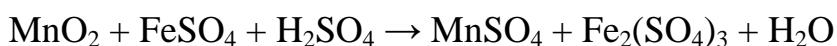
**Методика
выполнения
работы**

В пробирку поместите 2 микрошпателя оксида марганца MnO_2 (IV), прилейте растворы серной кислоты и сульфата железа (II) $FeSO_4$ (можно взять раствор соли Мора).

Наблюдения: _____

Отметьте окраску раствора после реакции.

Уравнение реакции:



Выводы:

В. Гидролиз солей марганца (II)

**Методика
выполнения
работы**

Внесите несколько кристаллов солей хлорида или сульфата марганца в пробирку с дистиллированной водой.

Уравнение реакции:

Составьте уравнение реакции гидролиза соли в молекулярном и ионном виде.

Наблюдения: _____

Отметьте изменение окраски универсальной индикаторной бумажки, опущенной в раствор.

Выводы:

Опыт 3. Железо, кобальт, никель и их соединения

А. Образование гидроксидов железа (II) и железа (III)

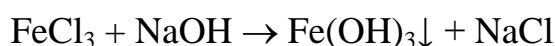
**Методика
выполнения
работы**

К раствору соли железа (II) добавьте по каплям раствор NaOH или KOH до образования белого осадка $Fe(OH)_2$. Окраска осадка с течением времени изменяется до зеленой, а затем образуется красно-бурый осадок $Fe(OH)_3$.

К раствору соли железа (III) добавьте раствор NaOH или KOH по каплям до образования красно-бурого осадка, который представляет собой метагидроксид состава $FeO(OH)$. Гидроксид железа $Fe(OH)_3$ неизвестен, хотя для простоты изложения материала формула $Fe(OH)_3$ широко используется в элементарном курсе химии.

Наблюдения: _____

Уравнение реакции:



или



Выводы:

Б. Восстановительные свойства соединений железа (II).

**Методика
выполнения
работы**

В раствор перманганата калия, подкисленного разбавленной серной кислотой, прилейте свежеприготовленный раствор соли Мора $(NH_4)_2SO_4 \cdot FeSO_4 \cdot 6H_2O$. Для приготовления этого раствора поместите в пробирку 2 микрошпателя порошка соли Мора и растворите ее в 4–5 каплях воды.

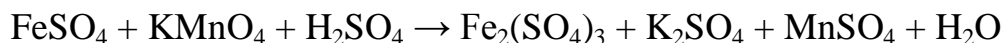
К раствору соли Мора, подкисленного серной кислотой, прилейте раствор пероксида водорода.

Уравнения реакций:

Расставьте коэффициенты в уравнении реакции, протекающей по схеме:



Расставьте коэффициенты в уравнении реакции, протекающей по схеме:



Наблюдения: _____

Выводы:

В. Окислительные свойства соединений железа (III)

**Методика
выполнения
работы**

К 3–4 каплям раствора FeCl_3 добавить 1–2 капли йодида калия KI .

Уравнение реакции:

Расставить коэффициенты в схеме реакции:



Наблюдения: _____

Выводы:

Г. Образование гидроксидов кобальта (II) и кобальта (III)

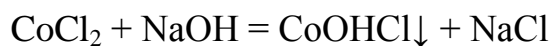
**Методика
выполнения
работы**

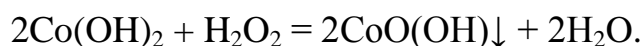
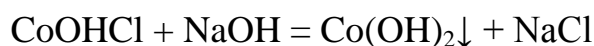
К раствору соли кобальта (II) добавьте раствор гидроксида калия или натрия и наблюдайте выпадение синего осадка основной соли CoOHCl или $(\text{CoOH})_2\text{SO}_4$.

При добавлении избытка щелочи синий осадок переходит в осадок гидроксида кобальта (II) розового цвета.

К полученному розовому осадку добавьте несколько капель пероксида водорода и наблюдайте образование коричнево-бурого осадка метагидроксида кобальта (III) $\text{CoO}(\text{OH})$.

Уравнения реакций:





Наблюдения: _____

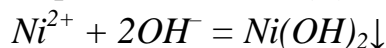
Выводы:

Д. Образование гидроксидов никеля (II) и никеля (III)

**Методика
выполнения
работы**

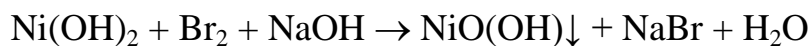
Опыт проводят в вытяжном шкафу!

К раствору соли никеля (II) добавьте по каплям раствор гидроксида калия или натрия. Наблюдайте выпадение осадка гидроксида никеля (II) зеленого цвета.



В пробирку с осадком добавьте 3–5 капель бромной воды или одну каплю брома. Наблюдайте появление осадка черного цвета.

Уравнение реакции:



Наблюдения: _____

Выводы: _____

Опыт 4. Изучение химических свойств соединений меди

А. Получение гидроксида меди (II) и разложение его при нагревании.

**Методика
выполнения
работы**

Внесите в пробирку 3–4 капли раствора сульфата меди (II) и 2 н раствора щелочи.

Отметьте цвет выпавшего осадка гидроксида меди (II).

Осторожно нагрейте пробирку с полученным осадком. Как изменяется цвет осадка при превращении гидроксида меди (II) в оксид?

Наблюдения: _____

Уравнения реакций:

Запишите уравнения реакций образования гидроксида меди (II) и его разложения.

Выводы: _____

Б. Отношение гидроксида меди (II) к кислотам и щелочам

**Методика
выполнения
работы**

Получите в двух пробирках гидроксид меди (II).

К полученным осадкам прибавьте в одну пробирку 5–6 капель 2 н раствора серной кислоты, в другую – столько же 2 н раствора щелочи.

В каком случае происходит растворение осадка? Какой вывод можно сделать из этого опыта о свойствах гидроксида меди (II)?

Уравнения реакций:

Наблюдения: _____

Выводы: _____

В. Получение иодида меди (I)

**Методика
выполнения
работы**

Внесите в пробирку по 3 капли растворов сульфата меди (II) и иодида калия (0,5 н). Отметьте образование осадка и окрашивание содержимого пробирки в желтый цвет.

Докажите с помощью раствора крахмала, что желто-коричневая окраска обусловлена выделением свободного йода.

Для определения цвета выпавшего осадка иодида меди (I) свободный йод, маскирующий своей окраской цвет осадка, надо перевести в бесцветный ион. С этой целью прибавьте в пробирку по каплям раствор сульфита натрия (0,5 н.) до исчезновения желтой окраски. Осадок сохраните для следующего опыта.

Каков цвет иодида меди (I)?

Уравнения реакции:

– взаимодействия сульфата меди (II) с иодидом калия:



– взаимодействия йода с сульфитом натрия в присутствии воды:



Наблюдения: _____

Выводы:

Г. Получение комплексного тиосульфата меди (I)

**Методика
выполнения
работы**

В пробирку с осадком иодида меди (I), полученным в предыдущем опыте, прибавьте несколько капель раствора тиосульфата натрия.

Наблюдения: _____

Уравнение реакции:

Запишите уравнение протекающей реакции, учитывая, что ионы $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ являются монодентатными лигандами, а координационное число Cu^+ -иона равно 2.



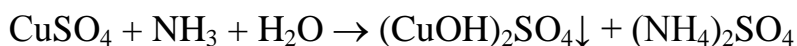
Д. Получение амминокомплекса меди (II)

**Методика
выполнения
работы**

В пробирку с раствором сульфата меди (II) (2–3 капли) прибавьте по каплям 2 н раствор аммиака до полного растворения осадка основной соли $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$, выпавшего при добавлении первых капель раствора аммиака.

Уравнения реакций:

– взаимодействия сульфата меди (II) с раствором аммиака с образованием основного сульфата меди (II):



– растворения основного сульфата меди (II) в избытке аммиака с одновременным образованием комплексной соли и комплексного основания меди (II), учитывая, что координационное число Cu^{2+} равно 4:



Наблюдения:

Отметьте окраску исходного раствора сульфата меди и раствора, получившегося после растворения осадка.

Выводы:

Какие ионы обуславливают окраску раствора, содержащего аммино-комплексы меди?

Какое основание сильнее: гидроксид меди (II) или гидроксид тетраамминмеди (II)?

Приложения

Приложение 1

Важнейшие индикаторы и их характеристики

Индикатор	Интервал перехода	Окраска индикатора	
		Кислая среда	Щелочная среда
Метилоранж	pH = 3,1 – 4,4	Красный pH < 3,1	Желтый pH > 4,4
Фенолфталеин	pH = 8,2 – 10,0	Бесцветный pH < 8	Малиновый pH > 9,8
Лакмус	pH = 5,0 – 8,0	Красный pH < 5	Синий pH > 8

Приложение 2

Константы электролитической диссоциации некоторых кислот и оснований в водных растворах

Название	Формула	Температура	K
Сернистая кислота	H ₂ SO ₃	25	(I) 1,58 · 10 ⁻² (II) 6,31 · 10 ⁻⁸
Сероводородная кислота	H ₂ S	25	(I) 6,0 · 10 ⁻⁸ (II) 1,0 · 10 ⁻¹⁴
Фосфорная (орто) кислота	H ₃ PO ₄	25	(I) 7,5 · 10 ⁻³ (II) 6,30 · 10 ⁻⁸ (III) 1,26 · 10 ⁻¹²
Угольная кислота	H ₂ CO ₃	25	(I) 4,45 · 10 ⁻⁷ (II) 4,69 · 10 ⁻¹¹
Хлороводородная кислота	HCl	25	1 · 10 ⁷
Уксусная кислота	CH ₃ COOH	25	1,75 · 10 ⁻⁵
Алюминий, гидроксид	Al(OH) ₃	25	(III) 1,38 · 10 ⁻⁹
Аммоний, гидроксид	NH ₄ OH	25	1,79 · 10 ⁻⁵
Железо (II), гидроксид	Fe(OH) ₂	25	(II) 1,3 · 10 ⁻⁴
Железо (III), гидроксид	Fe(OH) ₃	25	(II) 1,82 · 10 ⁻¹¹
Кальций, гидроксид	Ca(OH) ₂	25	(II) 4,3 · 10 ⁻²
Магний, гидроксид	Mg(OH) ₂	25	(II) 2,5 · 10 ⁻³
Марганец, гидроксид	Mn(OH) ₂	30	(II) 5,0 · 10 ⁻⁴
Медь, гидроксид	Cu(OH) ₂	25	(II) 3,4 · 10 ⁻⁷
Натрий, гидроксид	NaOH	25	5,9
Никель, гидроксид	Ni(OH) ₂	30	(II) 2,5 · 10 ⁻⁵
Свинец, гидроксид	Pb(OH) ₂	25	(I) 9,6 · 10 ⁻⁴
Хром, гидроксид	Cr(OH) ₃	25	(III) 1,02 · 10 ⁻¹⁰
Цинк, гидроксид	Zn(OH) ₂	25	(II) 4,0 · 10 ⁻⁵

**Произведения растворимости малорастворимых в воде веществ
при 18-24 °С**

Вещество	ПР	Вещество	ПР
AgCl	$1,78 \cdot 10^{-10}$	Fe(OH) ₂	$8 \cdot 10^{-16}$
AgJ	$8,3 \cdot 10^{-17}$	Fe(OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-38}$
AgOH	$1,9 \cdot 10^{-8}$	FeS	$3,7 \cdot 10^{-19}$
Ag ₂ S	$2,0 \cdot 10^{-50}$	MgCO ₃	$1,0 \cdot 10^{-5}$
Al(OH) ₃	$1 \cdot 10^{-33}$	Mg(OH) ₂	$1,9 \cdot 10^{-12}$
BaCrO ₄	$1,6 \cdot 10^{-12}$	Mg ₃ (PO ₄) ₂	$1,0 \cdot 10^{-13}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	MgS	$2,0 \cdot 10^{-15}$
CaCO ₃	$3,8 \cdot 10^{-9}$	Ni(OH) ₂	$2 \cdot 10^{-15}$
Ca(OH) ₂	$3,1 \cdot 10^{-5}$	PbCl ₂	$1,6 \cdot 10^{-5}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$1,0 \cdot 10^{-25}$	PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-18}$
CaSO ₄	$9,1 \cdot 10^{-6}$	Pb(OH) ₂	$5 \cdot 10^{-16}$
CdS	$1,2 \cdot 10^{-28}$	PbI ₂	$1,1 \cdot 10^{-9}$
Cu(OH) ₂	$2,2 \cdot 10^{-20}$	PbSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$
AgCl	$1,78 \cdot 10^{-10}$	Fe(OH) ₂	$8 \cdot 10^{-16}$
AgJ	$8,3 \cdot 10^{-17}$	Fe(OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-38}$
AgOH	$1,9 \cdot 10^{-8}$	FeS	$3,7 \cdot 10^{-19}$
CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$	PbS	$3,6 \cdot 10^{-29}$
Cr(OH) ₃	$6,7 \cdot 10^{-31}$	Zn(OH) ₂	$1,3 \cdot 10^{-17}$