

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Оренбургский государственный университет»

Кафедра химии

Е.А. Осипова, П.А. Пономарева

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Сборник лабораторных работ по теории растворов

Методические указания

Рекомендовано к изданию редакционно-издательским советом федерального государственного бюджетного образовательного учреждения высшего образования «Оренбургский государственный университет» для обучающихся по образовательным программам высшего образования по специальности 04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия и по направлению подготовки 04.03.01 Химия

Оренбург
2019

УДК 546(076.5)
ББК 24.1я7
О 74

Рецензент – кандидат технических наук, доцент Т.Ф. Тарасова

О 74 **Осипова, Е. А.**

Неорганическая химия. Сборник лабораторных работ по теории растворов: методические указания / Е. А. Осипова, П. А. Пономарева; Оренбургский гос. ун-т. – Оренбург: ОГУ, 2019. - 53 с.

Методические указания содержат лабораторные работы по основам теории растворов. Описаны основные приёмы работы в химической лаборатории, основные правила техники безопасности и техника выполнения лабораторных работ.

Методические указания предназначены для выполнения лабораторных работ, самостоятельной работы и самоподготовки при изучении дисциплин «Неорганическая химия» и «Лабораторный практикум по химии» для обучающихся по специальности 04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия, специализация «Аналитическая химия» и направлению подготовки 04.03.01 Химия, профиль «Нефтехимия».

Данные методические указания могут быть полезны и для других нехимических специальностей при выполнении химического эксперимента и лабораторных работ.

УДК 546(076.5)
ББК 24.1я7

© Осипова Е. А.,
Пономарева П. А., 2019
© ОГУ, 2019

Содержание

1 Основные приемы работы в химической лаборатории	4
1.1 Подготовка к проведению химического эксперимента.....	4
2 Лабораторные работы	5
2.1 Лабораторная работа № 1. Растворитель. Приготовление растворов. Определение концентрации растворов. Титрование	5
2.2 Лабораторная работа № 2. Электролитическая диссоциация.....	12
2.3 Лабораторная работа № 3. Гидролиз солей	20
2.4 Лабораторная работа № 4. Производство растворимости	26
2.5 Лабораторная работа № 5. Комплексные соединения.....	30
Список использованных источников	40
Приложение А Значения некоторых величин	43
Приложение Б Соотношения между единицами некоторых физических величин..	44
Приложение В Наименования неорганических веществ	45
Приложение Г Свойства некоторых кислот и оснований.....	52

1 Основные приемы работы в химической лаборатории

1.1 Подготовка к проведению химического эксперимента

Проведение химического эксперимента связано с повышенной опасностью, поэтому работать в лаборатории можно только после основательной предварительной подготовки. Необходимо детально изучить по руководству к практическим занятиям описания опытов и синтезов, ознакомиться по учебникам и справочным пособиям со свойствами изучаемых и используемых веществ, с теоретическим материалом по данной теме, произвести необходимые расчеты и оформить рабочий журнал. Особое внимание следует уделить безопасности выполнения химического эксперимента. Только наличие оформленного рабочего журнала, твердых знаний по методикам проведения опытов и синтезов, а также по химическим и физическим свойствам получаемых и используемых веществ являются основанием для допуска студента к выполнению практической работы. Для соблюдения техники безопасности во время лабораторной работы студенты должны быть одеты в хлопчатобумажные халаты с длинными рукавами.

Опыты и синтезы проводятся в химической лаборатории, оборудованной вытяжными шкафами и лабораторными столами. Студенту отводится постоянное рабочее место (рабочий стол), которое он поддерживает в полной чистоте и порядке. На рабочем столе во время занятий могут находиться только необходимые для работы в данное время предметы.

2 Лабораторные работы

2.1 Лабораторная работа № 1. Растворитель. Приготовление растворов. Определение концентрации растворов. Титрование

Приборы и реактивы. Техничко-химические весы и разновес. Сушильный шкаф. Набор ареометров. Термометры (на 100 °С и 150 °С). Мензурки вместимостью 50, 25, 15 и 10 мл. Колбы конические вместимостью 50 мл. Колбы мерные вместимостью 50 и 100 мл. Колба плоскодонная вместимостью 200 – 250 мл. Бюкс диаметром 50 мм. Пипетка вместимостью 3 и 5 мл. Бюретка вместимостью 100 мл. Воронка диаметром 30 - 40 мм. Пробирка вместимостью 10 - 12 мл, диаметром 20 мм. Стаканы вместимостью 50 и 100 мл. Пинцет. Эксикатор. Гидроксид натрия. Дихромат калия. Растворы: серной кислоты (10 -15 %-ный), гидроксида натрия (5%-ный; 30%-ный). Пипетки вместимостью 3, 5 и 15 мл. Бюретка вместимостью 10 мл. Мензурки вместимостью 25 и 50 мл. Колбы конические вместимостью 30 - 50 мл. Стекло часовое. Йод кристаллический. Амиловый спирт. Метиловый оранжевый. Растворы: гидроксида натрия (0,1 н. титрованный), тиосульфата натрия (0,05 н. титрованный), крахмал.

Определение плотности раствора ареометром.

Между плотностью раствора ρ и концентрацией растворенного вещества существует непосредственная зависимость. Для наиболее часто применяемых кислот, растворимых оснований и солей эта зависимость установлена и приводится в справочниках в виде таблиц. Благодаря этому ориентировочное определение концентрации растворенного вещества в пределах точности $\pm 0,5 \%$ может быть проведено путем экспериментального измерения плотности раствора и последующего нахождения концентрации вещества по табличным данным.

Плотность раствора определяют чаще всего с помощью ареометров. Для этого исследуемый раствор наливают в стеклянный цилиндр. Осторожно погружая в него поочередно ареометры, подбирают такой из них, при котором уровень

жидкости находится в пределах его шкалы. При этом ареометр не должен касаться стенок цилиндра (рисунок 1). Показание шкалы ареометра на уровне поверхности жидкости отвечает плотности этой жидкости.

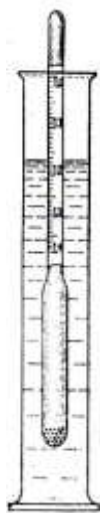


Рисунок 1 - Ареометр для определения плотности раствора

С помощью ареометров плотность жидкости определяют с точностью до третьего десятичного знака.

Более точно концентрация растворенного вещества определяется методами аналитической химии.

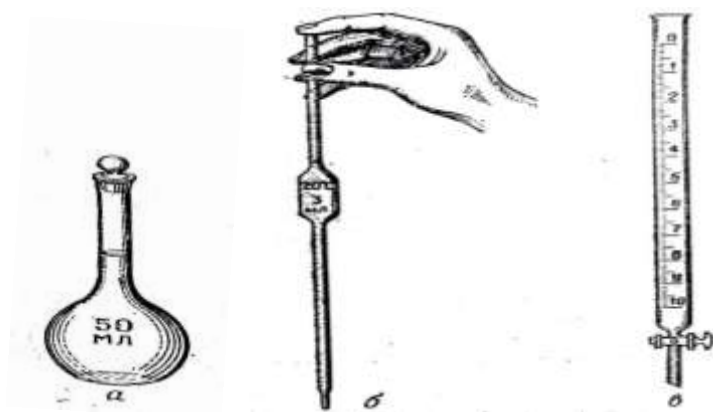
Опыт №1. Приготовление растворов различной концентрации

а) Приготовление 0,1М и 0,1 н. растворов серной кислоты.

Выполнение работы. Налить имеющуюся в лаборатории серную кислоту (10 – 15 %-ной концентрации) в стеклянный цилиндр и определить плотность ее ареометром (рисунок 1). Какому содержанию H_2SO_4 (в %) соответствует найденная плотность?

Рассчитать, какой объем кислоты нужно взять для приготовления 100 мл раствора серной кислоты заданной концентрации (0,1М или 0,1 н. по указанию преподавателя). Отмерить этот объем пипеткой вместимостью 10 - 15 мл.

В мерную колбу вместимостью 100 мл (рисунок 2, а) примерно на 1/4 ее объема налить из промывалки дистиллированную воду. Перемешивая жидкость круговым движением колбы, понемногу через воронку перелить в нее всю кислоту из пипетки. Ополоснуть воронку водой, вынуть ее и дождаться охлаждения колбы до комнатной температуры. Затем, добавляя воду, довести уровень жидкости в колбе до метки по нижнему мениску. Последние порции воды добавлять по каплям пипеткой. Плотнo закрыть колбу пробкой, перемешать несколько раз полученный раствор, перевертывая колбу дном вверх. Провести стандартизацию полученного раствора.



а — мерная колба; б — пипетка; в — бюретка.

Рисунок 2 - Мерная посуда

Опыт №2. Приготовление раствора заданной концентрации смешением растворов более высокой и более низкой концентрации

Выполнение работы. Приготовить 200 мл 10 %-ного раствора гидроксида натрия, имея в своем распоряжении 30 %-ный и 5 %-ный растворы NaOH.

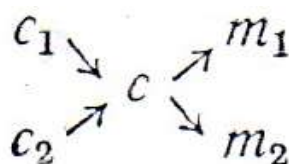
Выписать из справочника плотности приготавливаемого и исходных растворов NaOH, зная их концентрации (в %). Рассчитать объемы исходных 30 %-ного и 5 %-ного раствора двумя способами.

Первый способ расчета. Вычислить массу 200 мл подлежащего приготовлению 10 %-ного раствора и массу NaOH, содержащегося в нем.

Обозначив через X мл объем 30 %-ного и через Y мл — 5 %-ного растворов, составить расчетные формулы для вычисления масс исходных растворов и масс NaOH, содержащегося в них.

Составить два уравнения с двумя неизвестными, приравняв в первом из них сумму масс исходных растворов массе изготавливаемого раствора, во втором сумму масс NaOH в исходных растворах массе NaOH в изготавливаемом растворе. Решив систему составленных уравнений, найти значения X и Y , соответствующие объемам (в мл) 30 %-ного и 5 %-ного растворов, необходимые для приготовления 200 мл 10 %-ного раствора.

Второй способ расчета. Этот способ известен под названием «правило креста» из-за внешнего вида схематического оформления расчета:



где c — концентрация изготавливаемого раствора, %;

c_1 и c_2 — более высокая и более низкая концентрации исходных растворов (в случае чистой воды $c_2 = 0$), соответственно, %;

m_1 и m_2 — массы исходных растворов более высокой и более низкой концентрации, устанавливающие соотношения, в которых следует смешивать исходные растворы: $m_1 = c - c_2$; $m_2 = c_1 - c$.

Составить схему расчета по «правилу креста» и вычислить массы исходных 30 %-ного и 5 %-ного растворов. Пользуясь плотностями, найти объемы растворов (в мл).

Результаты расчетов, выполненных двумя способами, не должны отличаться более чем на 1 мл.

Отмерить вычисленные объемы исходных растворов, слить в колбу на 200 мл, закрыть колбу пробкой и тщательно перемешать раствор, перевернув колбу несколько раз вверх дном. Отлить часть раствора в цилиндр, измерить ареометром

плотность приготовленного раствора и по табличным данным найти его концентрацию (в процентах). Записать в журнал все расчеты, измеренную плотность приготовленного раствора и процентную концентрацию NaOH в нем, найденную по таблице. Установить расхождение практически полученной концентрации с заданной. Провести стандартизацию полученного раствора.

Опыт №3. Определение растворимости дихромата калия

Выполнение работы. Отвесить на технохимических весах около 2 г растертого в порошок дихромата калия $K_2Cr_2O_7$ и пересыпать его в стакан вместимостью 50 мл. Туда же налить 10 мл дистиллированной воды. Поставить стакан на сетку и нагревать до полного растворения соли. Охладить полученный прозрачный раствор до комнатной температуры.

Что происходит при охлаждении раствора? Объяснить наблюдаемое явление.

Когда выпавшие кристаллы соли полностью осядут на дно стакана и раствор над ними станет совершенно прозрачным, небольшим количеством этого раствора (около 2 мл) ополоснуть сухую широкую пробирку вместимостью 10 мл и слить в нее раствор, тщательно следя за тем, чтобы кристаллы туда не попали. Измерить температуру раствора.

Можно ли считать этот раствор насыщенным при данной температуре?

Взвесить бюкс на химико-технических весах. Поместить в него 3 мл раствора $K_2Cr_2O_7$ из бюретки, (рисунок 2 в). Взвесить бюкс с раствором, затем поместить его в сушильный шкаф и держать там при температуре около 90 °С до полного удаления воды. Увеличить температуру до 150 °С и сушить соль в течение 30 мин. После этого охладить бюкс с солью в эксикаторе до комнатной температуры и взвесить. Повторить операцию высушивания при 150 °С в течение 10 мин и снова взвесить бюкс с солью. Определение следует считать законченным, если результаты двух последовательных взвешиваний будут отличаться друг от друга не более чем на 0,02 г.

Запись данных опыта и расчеты. Данные опыта записать по приведенной

ниже форме:

Температура насыщенного раствора, t °С.

Объем насыщенного раствора, взятый для определения растворимости, V , мл.

Масса бюкса, m_1 г.

Масса бюкса с раствором, m_2 , г.

Масса раствора дихромата, $m_3 = m_2 - m_1$ г.

Масса бюкса с сухой солью, m_4 , г (I взвешивание, m'_4 , г; II взвешивание m''_4 , г).

Масса сухого дихромата, $m_5 = m_4 - m_1$, г

На основании полученных данных вычислить растворимость (концентрацию насыщенного раствора) дихромата калия (в % и в г/100 г H_2O). Сравнить полученную величину с данными в справочнике.

Опыт №4. Определение концентрации кислоты

Если точно измерить объемы растворов химических веществ, вступивших в реакцию, и знать концентрацию одного раствора, то легко вычислить концентрацию другого. Процесс постепенного прибавления раствора с известной концентрацией вещества, так называемого титрованного раствора, к точно измеренному объему анализируемого раствора (или анализируемого к титрованному) называется *титрованием*.

Выполнение работы. В данной работе надлежит определить концентрацию серной кислоты в растворе. Получить у преподавателя раствор серной кислоты, концентрацию которой следует определить. Получить у лаборанта 0,1 н. раствор щелочи, концентрация которого точно установлена, т. е. титрованный раствор, и индикатор метиловый оранжевый.

Налить в одну пробирку на 1/3 объема 2 н. раствора серной кислоты, в другую — такой же объем 2 н. раствора щелочи. В обе пробирки внести по одной капле метилового оранжевого и отметить цвет раствора в кислой и щелочной

среде.

Бюретку вместимостью 10 мл (рисунок 2 в) промыть небольшим объемом полученной кислоты, после чего вылить ее через нижний конец бюретки, снабженный зажимом или краном. Укрепить бюретку в штативе и через воронку налить в нее кислоту несколько выше нулевого деления. Кончик бюретки также должен быть заполнен раствором. Довести уровень жидкости в бюретке до нуля, выпуская раствор по каплям через нижний конец бюретки. Отсчет вести по нижнему уровню мениска.

В коническую колбочку вместимостью 30—50 мл сухой пипеткой (рисунок 2б) внести 3 мл титрованного раствора гидроксида натрия и прибавить из промывалки немного воды, доведя объем раствора до 8 - 10 мл. Внести в раствор одну каплю метилового оранжевого. Провести ориентировочный опыт. Для этого небольшими порциями (по 0,5 мл) приливать кислоту из бюретки в колбу со щелочью до изменения окраски метилового оранжевого. Раствор в колбочке во время опыта следует все время перемешивать легким круговым движением колбочки. Как только метиловый оранжевый изменит свою окраску, добавление кислоты прекратить и произвести отсчет объема израсходованной кислоты с точностью до десятых долей миллилитра.

Повторить титрование еще три раза, но более точно. Для этого последние порции кислоты (0,5 - 0,7 мл) следует прибавлять по каплям. Резкое изменение окраски метилового оранжевого от одной капли кислоты является показателем конца реакции. Определить объем израсходованной кислоты с точностью до сотых долей миллилитра.

Перед каждым титрованием колбочку для щелочи необходимо вымыть и ополоснуть дистиллированной водой, а уровень кислоты в бюретке довести до нуля.

Запись данных опыта и расчеты. Написать уравнение реакции в молекулярном и ионном виде. Данные опыта записать в лабораторный журнал по форме, представленной в таблице 1.

Из данных трех последних титрований (которые не должны расходиться

между собой более чем на 0,05 мл) взять среднее значение израсходованного объема кислоты.

Таблица 1 – Результаты титрования

№, п/п	Объём 0,1н. раствора щёлочи, мл	Индикатор метиловый оранжевый, число капель	Объём израсходованного раствора кислоты, мл.
1			
2			
3			
Среднее значение:			

Так как число эквивалентов вступившей в реакцию кислоты должно быть равно числу эквивалентов взятой щелочи, рассчитать нормальность кислоты по уравнению:

$$V_K N_K = V_{Щ} N_{Щ}.$$

Вычислите также молярность и титр (т. е. число граммов в 1 мл раствора) кислоты.

2.2 Лабораторная работа № 2. Электролитическая диссоциация

Приборы и реактивы.

Техно-химические весы и разновес; прибор для сравнения электропроводности растворов; химические стаканы вместимостью 50 мл; химические стаканы на 100 мл высокие - 2 шт., на 500 мл - низкие 2 шт.; мерный цилиндр вместимостью 100 мл; криоскоп; термометр, со шкалой от минус 10°; пипетки вместимостью 10 мл; система для измерения сопротивления растворов;

мешалка электрическая; снег (лед); сахар (порошок); мрамор (мелкие кусочки); ацетат натрия; хлорид натрия (кристаллический); хлорид калия (кристаллический, 0,02 моль/л); иодид калия (кристаллический); нитрат калия (кристаллический); нитрат натрия (кристаллический); хлорид аммония; цинк; индикаторы: лакмусовая бумага, метиловый оранжевый, фенолфталеин.

Растворы.

Хлороводородной кислоты (2 моль/л; 0,1 моль/л; 0,5 моль/л); уксусной кислоты (2 моль/л; 0,1 моль/л; 1 моль/л); гидроксида натрия (2 моль/л; 0,1 моль/л; 0,5 моль/л); аммиака (2 моль/л; 0,1 моль/л); сульфата магния (0,5 моль/л); силиката натрия (0,5 моль/л); хлорида алюминия (0,5 моль/л); сульфата никеля (0,5 моль/л); сульфата цинка (0,5 моль/л).

Опыт №1. Сравнение электропроводности растворов некоторых электролитов

Угольные электроды, укрепленные на деревянной дощечке, опустить в стакан вместимостью 50 мл и включить их в цепь последовательно с электрической лампочкой (рисунок 3). Вставить вилку в розетку.

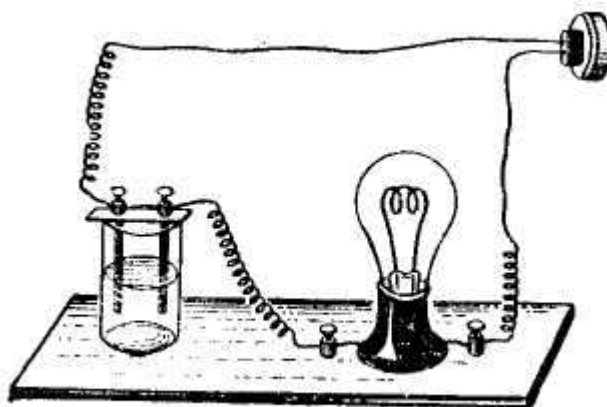


Рисунок 3 – Прибор для определения электропроводности раствора

В стакан с электродами налить от 20 до 30 мл дистиллированной воды.

Загорается ли лампочка? Проводит ли вода электрический ток?

Внести в стакан с водой 4 - 5 микрошпателей измельченного сахара. Является ли проводником раствор сахара? Перенести электроды в стакан с дистиллированной водой и промыть их.

В сухой стакан насыпать поваренную соль так, чтобы она покрыла дно стакана. Опустить в соль электроды. Проводит ли ток сухая соль? Прилить из промывалки 20 - 30 мл дистиллированной воды. Что наблюдается? Промыть электроды в стакане с дистиллированной водой.

Объяснить, почему раствор соли является проводником тока, хотя чистая вода и сухая соль, взятые в отдельности, тока не проводят.

В четыре стакана вместимостью 50 мл каждый налить по 20 - 30 мл 0,1 моль/л растворов: в первый - хлороводородной кислоты, во второй - гидроксид натрия, в третий - уксусной кислоты, в четвертый - раствора аммиака. Испытать электропроводность этих растворов, погружая в них электроды. После каждого испытания промывать электроды в стакане с дистиллированной водой. Во время опыта следить за накалом лампочки и по степени ее накала сделать качественный вывод о силе исследуемых кислот и оснований.

Последние два раствора (уксусной кислоты и аммиака) слить вместе и испытать электропроводность полученного раствора.

Объяснить разницу в степени накала лампочки в этом случае и в случае прохождения тока через уксусную кислоту и раствор аммиака, взятые отдельно. Описать наблюдаемые явления и объяснить их.

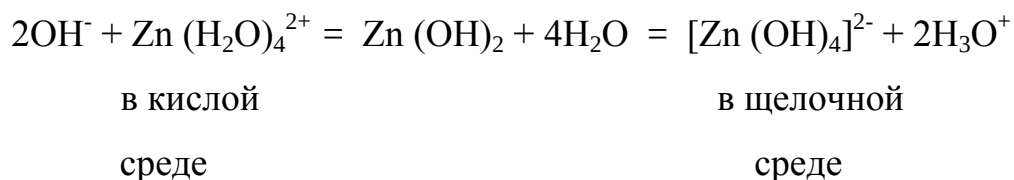
Опыт № 2. Характер диссоциации гидроксидов

Пронумеровать 5 пробирок и внести по 4 - 5 капель 0,5 моль/л растворов: в первую пробирку $MgCl_2$, во вторую - $AlCl_3$ в третью - Na_2SiO_3 , в четвертую - $NiSO_4$, в пятую - $ZnSO_4$. Прибавить в пробирки 1, 2, 4, 5 по несколько капель (до начала выпадения осадков гидроксидов) 0,5 моль/л раствора щелочи, в пробирку 3 - 2 моль/л раствора HCl . Определить химический характер выпавших гидроксидов.

Для этого половину суспензии гидроксида магния отлить в чистую пробирку и прибавить к ней 4 - 5. капель 0,5 моль/л раствора HCl, к оставшейся части в первой пробирке добавить дополнительно 6 - 8 капель 0,5 моль/л раствора щелочи. В обоих ли случаях растворился осадок? Кислотными, основными или амфотерными свойствами обладает $Mg(OH)_2$?

Аналогичным образом исследовать свойства гидроксидов алюминия, кремния, никеля (II) и цинка. В чем они растворяются? Каковы их химические свойства?

Сделать общий вывод о влиянии радиуса, заряда и внешней электронной оболочки ионов на характер диссоциации гидроксидов. При написании схем диссоциации амфотерных гидроксидов учесть, что в щелочных водных растворах они переходят в комплексные гидроксоионы. Например, схема диссоциации амфотерного гидроксида цинка записывается следующим образом:



Написать уравнения растворения $Zn(OH)_2$ и $Al(OH)_3$ в кислоте и щелочи.

Опыт № 3. Сравнение химической активности кислот

а) Взаимодействие хлороводородной и уксусной кислот с мрамором

В одну пробирку внести 3 - 4 капли 2 моль/л раствора уксусной кислоты, в другую - столько же 2 моль/л раствора хлороводородной кислоты. Выбрать два приблизительно одинаковых по величине кусочка мрамора и бросить по одному в каждую пробирку. Какой газ выделяется?

В какой пробирке процесс идет более энергично? Написать молекулярные и ионные уравнения реакций. От концентрации каких ионов зависит скорость выделения газа? В растворе какой кислоты концентрация водородных ионов

больше? Сделать вывод об относительной силе исследованных кислот.

б) Взаимодействие хлороводородной и уксусной кислот с цинком

В одну пробирку до 1/3 ее объема налить 2 моль/л раствор хлороводородной кислоты, в другую — столько же 2 моль/л раствора уксусной кислоты. Выбрать два одинаковых по величине кусочка цинка. В каждую пробирку бросить по одному кусочку. В каком случае водород выделяется более энергично? Написать ионные уравнения реакций. Объяснить наблюдаемое различие в скоростях реакций.

Опыт № 4. Смещение равновесия диссоциации слабых электролитов

а) Влияние соли слабой кислоты на диссоциацию этой кислоты

В две пробирки внести по 5 - 7 капель 0,1 моль/л раствора уксусной кислоты. В каждую пробирку прибавить одну каплю метилового оранжевого. Под влиянием каких ионов метиловый оранжевый принимает розовую окраску? Одну пробирку с уксусной кислотой оставить в качестве контрольной, а в другую внести 3 - 4 микрошпателя ацетата натрия и перемешать раствор стеклянной палочкой. Сравнить окраску полученного раствора с окраской раствора в контрольной пробирке. На изменение концентрации каких ионов указывает изменение окраски метилового оранжевого?

Написать уравнение диссоциации уксусной кислоты и выражение константы ее диссоциации. Объяснить, как смещается равновесие диссоциации кислоты при добавлении к ней ацетата натрия. Как меняются при этом степень диссоциации уксусной кислоты и концентрация ионов H^+ ?

б) Влияние соли слабого основания на диссоциацию этого основания

В две пробирки внести по 5 - 7 капель 0,1 моль/л раствора аммиака. В каждую пробирку прибавить одну каплю раствора фенолфталеина. Под влиянием каких ионов фенолфталеин принимает малиновую окраску?

Одну пробирку с раствором аммиака оставить в качестве контрольной, а в другую добавить 3 - 4 микрошпателя хлорида аммония и перемешать раствор стеклянной палочкой. Сравнить окраску полученного раствора с окраской раствора

в контрольной пробирке.

Написать схему равновесия в растворе аммиака. Как смещается равновесие в этом растворе при добавлении к нему хлорида аммония? Почему при этом окраска фенолфталеина бледнеет?

Опыт № 5. Определение кажущейся степени диссоциации сильных электролитов методом криоскопии

Степень диссоциации электролита можно определить по отклонению понижения температуры кристаллизации в растворе электролита от понижения температуры кристаллизации неэлектролита той же моляльной концентрации.

Опыт проводится на приборе, изображенном на рисунке 4. Наружный стакан вместимостью 500 мл заполнен охлаждающей смесью из льда или снега с поваренной солью. Во внутренний стакан вместимостью 100 мл вставлены термометр с ценой деления $0,1\text{ }^{\circ}\text{C}$ со шкалой до минус $3\text{ }^{\circ}\text{C}$ (на какую положительную температуру он рассчитан, не имеет значения) и проволочная мешалка. Прибор можно использовать для различных хорошо растворимых солей: NaCl , KCl , KI , KNO_3 , NaNO_3 .

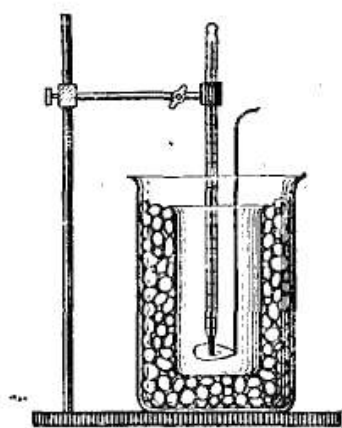


Рисунок 4 - Криоскоп

Получить у преподавателя соль, степень диссоциации которой надо

определить. Заполнить наружный стакан почти до верха охлаждающей смесью (снег и поваренная соль). Во внутренний стакан налить 100 мл дистиллированной воды и собрать прибор. Определить температуру кристаллизации (замерзания) чистой воды (она может несколько отклоняться от 0 °С по термометру из-за неточности изготовления последнего). Записывать показания термометра в течение 4 мин через каждые 20 с при периодическом перемешивании. По полученным данным построить график температура - время (удобнее по оси ординат откладывать температуру). Отметить на графике температуру, при которой наблюдается появление первых кристаллов льда, - это и есть температура кристаллизации воды. Иногда вода переохлаждается, и при появлении льда ее температура несколько повышается, а затем снова начинает падать. В этом случае точкой кристаллизации является температура после повышения, но до последнего спуска (смотреть по построенному графику). Записать полученную таким образом точку кристаллизации чистой воды.

Второй (сухой) стакан на 100 мл взвесить на техно-химических весах и затем взвесить в нем количество полученной у преподавателя соли, отвечающее 0,2 моль ее. Прилить 100 мл дистиллированной воды. Размешать соль до полного растворения раствора и описанным выше способом определить температуру кристаллизации раствора по появлению кристаллов, учитывая, что в этом случае также возможно переохлаждение.

Все наблюдения записать в журнал. Результаты измерений записать по следующей форме:

Масса стакана, m_1 г.

Масса стакана с солью, m_2 , г.

Масса соли, $m = m_2 - m_1$ г.

Масса воды, $m(\text{H}_2\text{O})$, г (равна ее объему, мл).

Температура кристаллизации воды, $T_{\text{кр}}$, °С.

Температура кристаллизации раствора, $T'_{\text{кр}}$, °С.

Рассчитать моляльную концентрацию раствора $\tilde{m}$:

$$\tilde{m} = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_{H_2O}}, \text{ моль /кг}$$

где М — молекулярная масса соли.

Вычислить понижение температуры кристаллизации раствора неэлектролита по следствию из закона Рауля:

$$\Delta T_{\text{неэл}} = K_{H_2O} \cdot \tilde{m},$$

где K_{H_2O} — криоскопическая постоянная воды, равная $1,86^\circ$.

Определить понижение температуры кристаллизации взятого раствора электролита $\Delta T_{\text{эл}}$ по экспериментальным данным:

$$\Delta T_{\text{эл}} = T_{\text{кр}} - T'_{\text{кр}}.$$

Чем объясняется отличие этой величины от рассчитанной для раствора неэлектролита?

Найти изотонический коэффициент:

$$i = \frac{\Delta T_{\text{эл}}}{\Delta T_{\text{неэл}}}.$$

Соотношение между изотоническим коэффициентом и степенью диссоциации α выражается формулой:

$$\alpha = \frac{i-1}{n-1},$$

где n - число ионов, на которые распадается электролит.

Зная, что все взятые соли - бинарные электролиты, рассчитать кажущуюся степень диссоциации по формуле:

$$\alpha = i - 1.$$

Почему найденная таким образом степень диссоциации является «кажущейся»? Как она зависит от концентрации соли?

Ответ на последний вопрос можно проверить опытным путем, определив температуру замерзания децимоляльного раствора соли. Для этого описанным выше путем рассчитать и приготовить в стакане децимоляльный раствор той же соли и вновь определить его температуру замерзания.

2.3 Лабораторная работа № 3. Гидролиз солей

Приборы.

Водяная баня; 15 пробирок; штатив; пипетка 10мл; колба (1л или 100мл); стеклянная палочка; микрошпатель.

Реактивы (кристаллические).

Ацетат натрия; карбонат натрия; карбонат аммония; хлорид калия; сульфит натрия; ацетат аммония; сульфат алюминия.

Индикаторы.

Универсальная индикаторная бумага; раствор лакмуса; фенолфталеин.

Растворы.

Ацетата натрия (0,5 моль/л); карбоната натрия (0,5 моль/л); сульфата алюминия (0,5 моль/л); хлорида сурьмы (III) (0,5 моль/л); сульфида натрия (0,5 моль/л); хлорида аммония (0,1 моль/л); хлороводородной кислоты (2 моль/л).

Опыт № 1. Реакция среды в растворах различных солей.

В семь пробирок до 1/3 их объема налить дистиллированной воды и добавить по одному микрошпателью кристаллов следующих солей: в первую - ацетата натрия; во вторую - сульфат алюминия; в третью - карбоната натрия; в четвертую - карбоната аммония; в пятую - хлорида калия; в шестую - ацетата аммония. Растворы размешать (стеклянные палочки не переносить из одного раствора в другой). В каждую пробирку добавить по 2 - 3 капли спиртового раствора универсального индикатора.

По изменению окраски индикатора сделать вывод о реакции среды в растворе каждой соли и его pH.

Какие из исследованных солей подвергаются гидролизу? Написать ионные и молекулярные уравнения реакций их гидролиза и указать вид гидролиза каждой соли (простой или ступенчатый).

В случае ступенчатого гидролиза написать уравнение реакции только для первой ступени, так как практически в достаточно концентрированных растворах последующие ступени протекают очень слабо. Сделать общие выводы о реакции среды в растворах солей, образованных:

- а) сильным основанием и слабой кислотой;
- б) слабым основанием и сильной кислотой;
- в) слабым основанием и слабой кислотой;
- г) сильным основанием и сильной кислотой.

Опыт №2. Образование основных и кислых солей при гидролизе.

а) Гидролиз ацетата алюминия

В пробирку внести 7-8 капель раствора сульфата алюминия и такой же объем раствора ацетата натрия. Укрепить пробирку в штативе и опустить в водяную баню, нагретую до кипения. Отметить образование осадка основной соли алюминия $\text{Al}(\text{OH})_2\text{CH}_3\text{COO}$.

Написать молекулярное уравнение реакции образования ацетата алюминия и ионное уравнение его гидролиза. Продуктом какой степени гидролиза является образовавшийся осадок основной соли? При гидролизе каких солей могут получаться основные соли?

б) Гидролиз сульфита натрия

Налить в пробирку до $\frac{1}{3}$ ее объема воды, внести туда 1 - 2 микрошпателя кристаллов сульфита натрия и размешать стеклянной палочкой. Две капли полученного раствора нанести на индикаторную бумагу и определить pH.

На присутствие каких ионов в растворе указывает найденное значение pH? В результате какого процесса эти ионы появились? По отсутствию запаха сернистого газа убедиться в том, что сульфит натрия подвергается неполному гидролизу. Какая соль является продуктом гидролиза по первой степени? Написать молекулярное и ионное уравнения гидролиза сульфита натрия. При гидролизе каких солей получают кислые соли?

Опыт № 3. Случаи полного (необратимого) гидролиза солей.

В две пробирки внести по 6 - 8 капель раствора сульфата алюминия. В одну пробирку добавить такой же объем сульфида натрия, в другую – раствора карбоната натрия. Отметить выделение сероводорода в первой пробирке (по запаху) и пузырьков диоксида углерода во второй. В обоих случаях в осадок выпадает гидроксид алюминия.

Написать уравнения реакции, которые привели к образованию гидроксида алюминия. Почему не получилось сульфида и карбоната алюминия?

Опыт № 4. Факторы, влияющие на степень гидролиза солей.

а) Влияние силы кислоты и основания, образующих соль, на степень ее гидролиза.

В две пробирки до $\frac{2}{3}$ их объема налить дистиллированной воды. В одну

пробирку внести один микрошпатель кристаллов сульфита натрия, в другую – столько же кристаллов карбоната натрия. В каждую пробирку добавить по одной капле фенолфталеина.

Написать ионные уравнения гидролиза сульфита натрия и карбоната натрия (по первой ступени). В растворе какой соли окраска фенолфталеина более интенсивна? В каком растворе концентрация ионов OH^- более высокая? Степень гидролиза какой соли больше? Почему?

Степень гидролиза какой соли при одинаковых концентрациях и температуре должна быть больше: AlCl_3 или MgCl_2 ? В растворе какой соли концентрация ионов H^+ выше? Проверить свой ответ опытом, определив ориентировочно при помощи индикаторной бумаги pH растворов этих солей.

Сделать общий вывод о влиянии силы кислоты и основания, образующих соль, на степень ее гидролиза.

б) Влияние температуры на степень гидролиза соли

Налить в пробирку $1\frac{1}{2}$ ее объема дистиллированной воды и внести в нее 2 - 3 микрошпателя ацетата натрия.

Написать ионное уравнение гидролиза этой соли. Какое значение должен иметь pH раствора ацетата натрия: меньше 7 или больше?

Добавить в пробирку с раствором соли одну каплю фенолфталеина. Опустить пробирку в водяную баню, нагретую до кипения.

Какой вывод об изменении концентрации ионов OH^- в растворе можно сделать на основании изменения окраски фенолфталеина при нагревании? В каком направлении смещается равновесие гидролиза? Охладить пробирку в холодной воде. Происходит ли снова смещение равновесия гидролиза?

Сделать вывод о влиянии температуры на степень гидролиза соли. Указать причины этого влияния.

в) Влияние разбавления раствора на степень гидролиза соли

В пробирку внести 2 - 3 капли раствора хлорида сурьмы (III) и постепенно по каплям прибавлять воду до белого осадка хлорида оксосурьмы SbOCl . Этот осадок образуется на второй ступени гидролиза из $\text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl}$ вследствие отщепления

воды. Добавить к выпавшему осадку концентрированную соляную кислоту. Что наблюдается?

Написать ионные уравнения первой и второй ступени гидролиза хлорида сурьмы (III) и общее уравнение ее гидролиза до образования $\text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl}$. Написать формулу для вычисления константы гидролиза хлорида сурьмы (III) для первой ступени. Показать при помощи этой константы, как влияет разбавление на степень гидролиза этой соли. Добавлением какого реактива можно уменьшить степень гидролиза хлорида сурьмы? Проверить свое заключение опытом. Сделать общий вывод о влиянии разведения на степень гидролиза солей. Степень гидролиза каких солей не меняется при разбавлении раствора?

Опыт № 5. Определение константы и степени гидролиза солей измерением pH раствора.

Определить константу и степень гидролиза хлорида аммония в 0,1 моль/л и 0,001 моль/л растворах и на основании полученных данных сделать вывод об их зависимости от концентрации (вместо хлорида аммония можно взять любую соль, подвергающуюся гидролизу).

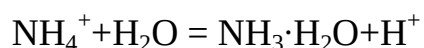
Получить у лаборанта 0,1 моль/л раствор NH_4Cl и определить в нем pH одним из методов, по указанию преподавателя.

Затем приготовить 0,001 моль/л раствор NH_4Cl . Для этого пипетку на 10 мл ополоснуть полученным у лаборанта 0,1 моль/л раствором, после чего отмерить ею 10 мл этого раствора и внести в колбу вместимостью 1л. Довести объем раствора до метки на колбе дистиллированной водой, закрыть колбу пробкой и тщательно перемешать раствор, переворачивая колбу несколько раз вверх дном (при отсутствии мерной колбы на 1л можно приготовить 0,001 моль/л раствор двойным разбавлением: сначала отмеренные 10 мл полученного 0,1 моль/л раствора разбавить в 10 раз в мерной колбе вместимостью 100 мл; затем пипетку на 10 мл сполоснуть вновь полученным раствором, отмерить ею 10 мл и вновь разбавить в другой колбе вместимостью 100 мл). Определить pH приготовленного 0,001 моль/л

раствора хлорида аммония тем же методом, каким было сделано первое определение.

Записать значения рН, экспериментально найденные в 0,1 моль/л и 0,001 моль/л растворах хлорида аммония.

Вычислить константы гидролиза соли $K_{\text{гидр}}$ по найденным значениям рН, исходя из следующих соображений. В соответствии с уравнением гидролиза NH_4Cl :



константа гидролиза равна

$$K_{\text{гидр}} = \frac{[\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}] [\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

Из уравнения гидролиза видно, что $[\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+]$. Вследствие практически полной диссоциации солей в растворе при небольших значениях степени гидролиза равновесная концентрация NH_4^+ - иона мало отличается от начальной, то есть можно принять, что $[\text{NH}_4^+]_{\text{равн}} = C_{\text{соли}}$. Тогда получаем расчетную формулу:

$$K_{\text{гидр}} = [\text{H}^+]^2 / C_{\text{соли}}.$$

$C_{\text{соли}}$ в растворах известна (0,1 моль/л и 0,001 моль/л), а концентрацию H^+ ионов вычислить для каждого случая по найденным экспериментальным значениям рН.

Степень гидролиза h связана с константой гидролиза соли следующим уравнением:

$$K_{\text{гидр}} = C_{\text{соли}} h^2,$$

откуда

$$h = \sqrt{\frac{K_{\text{гидр}}}{C_{\text{соли}}}}.$$

Вычислить по этой формуле степень гидролиза NH_4Cl в обоих исследованных растворах. Сравнить экспериментальные значения $K_{\text{гидр}}$ и h в 0,1 моль/л и 0,001 моль/л растворах NH_4Cl с вычисленными. Сделать вывод о влиянии концентрации соли (разбавления раствора) на константу и степень гидролиза солей при неизменной температуре. Будет ли изменяться $K_{\text{гидр}}$ при повышении температуры? Почему?

2.4 Лабораторная работа № 4. Произведение растворимости

Приборы и оборудование.

Конические пробирки.

Реактивы (растворы).

Азотной кислоты (2 моль/л); хлороводородной кислоты (2 моль/л); уксусной кислоты (2 моль/л); гидроксида натрия (2 моль/л); хлорида натрия (0,5 моль/л); сульфата натрия (0,6 моль/л); хлорида кальция (0,5 моль/л); иодида калия (0,5 моль/л); нитрата серебра (1,0 моль/л); нитрата свинца (0,5 моль/л); хромата калия (0,5 моль/л); оксалата аммония (0,5 моль/л); сульфида аммония; аммиака (10%-ного), сероводородной воды.

Опыт № 1. Условия выпадения осадка

В две пробирки внести по (0,5 - 1мл) раствора сульфата железа (II). В одну из

них добавить такой же объем сероводородной воды, а в другую — раствор сульфида аммония. В каком случае выпадает осадок?

Написать ионное уравнение реакции. При каких условиях выпадает осадок? Пользуясь правилом произведения растворимости, объяснить выпадение осадка сульфида железа в одном случае и его отсутствие в другом.

Опыт № 2. Дробное осаждение

В двух пробирках получить отдельно хлорид и хромат серебра взаимодействием растворов хлорида и хромата калия с нитратом серебра (0,5 - 1мл). Написать ионные уравнения реакций, отметить цвета осадков и записать величину произведения растворимости для хлорида и хромата серебра. Какая соль менее растворима? Какое вещество будет выпадать в осадок в первую очередь из раствора, содержащего ионы: Cl^- , CrO_4^{2-} и Ag^+ в равных концентрациях? Проверить предположение опытом. Для этого внести в одну пробирку (0,5 - 1мл) растворов хлорида и хромата калия, добавить (0,5 - 1мл) воды и перемешать раствор стеклянной палочкой. Осторожно, по каплям (0,5 - 1мл) прибавлять в него раствор нитрата серебра. Что наблюдается? С какими ионами в первую очередь реагируют ионы серебра? Какое вещество при этом образуется? Добавить в раствор еще несколько капель нитрата серебра. Наблюдается ли образование хлорида серебра? Отметить начало его образования при дальнейшем увеличении концентрации иона серебра.

Описать наблюдаемые явления. Написать уравнения протекающих реакций. Объяснить последовательность образования осадков в данном опыте, учитывая величины произведений растворимости хлорида и хромата серебра. Ответить на все вопросы.

Опыт № 3. Сравнение полноты осаждения ионов различными осадителями

а) Осаждение солей бария

Получить осадок оксалата бария взаимодействием растворов хлорида бария (0,5мл) и оксалата аммония (1мл). Дать раствору отстояться или отделить осадок с помощью центрифуги. Прозрачный фильтрат внести пипеткой в две чистые пробирки (0,5 - 1мл) в каждую. В одну из них добавить (0,5 - 1мл) раствора оксалата аммония, чтобы убедиться в полноте осаждения иона бария по отношению к ионам оксалата аммония ($C_2O_4^{2-}$). В другую пробирку добавить (0,5 - 1мл) раствор хромата калия. Какое вещество выпадает в осадок?

Написать ионные уравнения протекающих реакций. Записать величины произведений растворимости оксалата и хромата бария и объяснить образование осадка $BaCrO_4$ после удаления из раствора ионов Ba^{2+} в виде BaC_2O_4 . Каким из примененных реактивов наиболее полно удаляются ионы бария из раствора?

б) Осаждение солей свинца

Получить хлорид свинца взаимодействием растворов нитрата свинца (0,5мл) и хлорида натрия (1мл). Профильтровать раствор в две пробирки по (0,5 - 1мл) в каждую. В одну из пробирок добавить (0,5 - 1мл) раствор хлорида натрия, а в другую – такой же объем раствора иодида калия. Какая соль выпадает в осадок?

Написать ионные уравнения реакций образования полученных солей свинца. На основании опыта сделать вывод о сравнительной величине произведений растворимости этих солей. Проверить свое заключение по табличным данным.

Опыт № 4. Условия растворения осадков

а) Влияние величины произведения растворимости на растворение осадков

В трех пробирках отдельно получить осадки хлорида, бромида и иодида серебра взаимодействием растворов соответствующих солей с нитратом серебра

(по 0,5 - 1мл каждого реактива).

Отметить цвет осадков. К осадкам в каждую пробирку добавить по 0,5 - 1мл раствора аммиака. Размешать содержимое пробирок стеклянной палочкой. В каком случае осадок растворяется быстро? Осадок какого вещества практически не растворяется?

Написать уравнения реакций растворения осадков соответствующих галогенидов серебра в водном растворе аммиака, протекающего с образованием комплексного иона $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$. Написать выражения произведений растворимости для хлорида, бромид и иодида серебра и указать их числовые значения. Объяснить причину растворения галогенидов серебра в аммиаке. Почему бромид серебра растворяется в аммиаке медленнее, чем хлорид, а иодид серебра практически нерастворим в аммиаке?

б) Влияние концентрации ионов растворителя на растворение осадков

В двух пробирках получить осадок оксалата кальция взаимодействием растворов соли кальция и оксалата аммония (0,5 - 1мл). Добавить в одну пробирку несколько капель 2 моль/л раствора хлороводородной кислоты до полного растворения осадка. В другую пробирку столько же 2 моль/л раствора уксусной кислоты. Отметить практическую нерастворимость оксалата кальция в последнем случае.

Написать ионные уравнения протекающих реакций и выражение произведения растворимости. Объяснить, почему осадок оксалата кальция растворяется в хлороводородной кислоте и практически нерастворим в уксусной. Концентрация какого иона влияет на растворение оксалата кальция в кислотах?

Опыт № 5. Переосаждение малорастворимых веществ

а) Получение сульфида свинца из сульфата свинца.

В пробирку внести 1 мл раствора нитрата свинца и прибавить туда же 0,5 мл капли раствора сульфата натрия. Осадок какого вещества образовался? Написать ионное уравнение реакции. Осадку дать отстояться и кусочком фильтровальной

бумаги или пипеткой отобрать жидкую фазу. К осадку добавить (0,5 - 1мл) сульфида аммония и перемешать осадок стеклянной палочкой. Как изменится цвет осадка? Какое вещество образовалось?

Описать все наблюдения. Ответить на поставленные вопросы. Написать выражение произведений растворимости и их числовые значения для полученных малорастворимых веществ. Объясните переход одного осадка в другой.

б) Получение хромата свинца из сульфата свинца.

Проделать опыт аналогично опыту 5а. Получить сульфат свинца и перенести его в хромат свинца. Как изменится цвет осадка?

Написать уравнения протекающих реакций. Записать величины произведений растворимости полученных малорастворимых веществ и объяснить переход сульфата свинца в хромат свинца.

2.5 Лабораторная работа № 5. Комплексные соединения

Приборы, оборудование и реактивы.

Водяная баня; капельная пипетка; хлорид кобальта (шестиводный); хлорид хрома (шестиводный); соль Мора; лакмусовая бумага красная; амиловый спирт; олово гранулированное; цинк гранулированный.

Реактивы (растворы).

Хлороводородной кислоты (2 моль/л); серной кислоты (2 моль/л); щавелевой кислоты (1моль/лмоль/л); лимонной кислоты (1 моль/л); гидроксида натрия (2 моль/л); аммиака (25%-ный); иодида калия (0,5 моль/л); нитрата висмута (0,5 моль/л); нитрата ртути (II) (0,5 моль/л); нитрата серебра (0,1 моль/л); сульфата никеля (0,5 моль/л); сульфата меди (1 н.; 0,5 моль/л); сульфата кадмия (0,5 моль/л); хлорида хрома (0,5 моль/л); сульфата алюминия (0,5 моль/л.); сульфата цинка (0,5 моль/л); хлорида железа (III) (0,5 моль/л); роданида аммония (насыщенный); гексацианоферрата (II) калия (0,5 моль/л); гексацианоферрата (III) калия

(0,5 моль/л); перманганата калия (0,5 моль/л); хлорида бария (0,5 моль/л); оксалата аммония (0,5 моль/л); сульфида аммония.

Опыт № 1. Получение и исследование комплексного соединения сульфата тетраамминмеди (II)

Поместить в две пробирки по 10 капель 1 моль/л раствора сульфата меди и добавить в одну из них 2 капли хлорида бария. На присутствие какого иона указывает выпавший осадок? Во вторую пробирку внести кусочек гранулированного олова и наблюдать выделение на его поверхности красноватого налета меди.

Получить комплексное соединение меди, для чего поместить в пробирку 15 капель раствора сульфата меди и по каплям добавлять раствор аммиака. Наблюдать растворение выпавшего вначале осадка основного сульфата меди и изменение цвета раствора при образовании комплексного сульфата тетра- амминмеди (II). Полученный раствор разделить в две пробирки и провести те же два опыта, которые были проделаны с раствором медного купороса. Выпадает ли осадок при добавлении хлорида бария? Выделяется ли медь на грануле олова?

Написать уравнения всех проведенных реакций. Есть ли различие в поведении сульфата меди и комплексной соли по отношению к каждому добавленному реактиву? Учитывая, что данные по мольной электропроводности раствора комплексного соединения, указывают на диссоциацию его на два иона, написать его координационную формулу и уравнение электролитической диссоциации.

Опыт №2. Получение анионных комплексов

а) тетраиодовисмутат (III) калия

В пробирку к 3 – 4 каплям раствора нитрата висмута прибавлять по каплям раствор иодида калия до выпадения темно-бурого осадка иодида висмута.

Растворить этот осадок в избытке раствора иодида калия.

Каков цвет полученного раствора? Может ли эта окраска обуславливаться присутствием ионов K^+ , I^- , Bi^{3+} ? Какой из этих ионов может быть комплексообразователем? С какими лигандами он мог образовать в данном растворе сложный? Ответ мотивировать.

Зная, что состав полученного соединения выражается эмпирической формулой $KI \cdot BiI_3$, написать его координационную формулу. Написать уравнения реакций: образования иодида висмута, взаимодействия иодида висмута с избытком иодида калия. Написать уравнение электролитической диссоциации полученного комплексного соединения.

б) тетраиодомеркурат калия

В две пробирки внести по 2 – 3 капли раствора нитрата ртути (II). Одну пробирку оставить в качестве контрольной, в другую добавить раствор иодида калия до полного растворения, образующегося вначале оранжевого осадка иодида ртути (II). Испытать растворы в обеих пробирках на присутствие ионов, добавив в каждую пробирку по 2 капли раствора гидроксида натрия.

Из какого раствора выпадает желтый осадок оксида ртути (II). Почему во второй пробирке при действии щелочи осадок не выпадает?

Написать уравнения проведенных реакций: образования иодида ртути (II), взаимодействия иодида ртути с избытком иодида калия (координационное число иона Hg^{2+} равно четырем).

Написать уравнения электролитической диссоциации нитрата ртути (II) и полученной комплексной соли — тетраиодомеркурата калия $K_2[HgI_4]$.

в) гидроксокомплексы

В три пробирки поместить отдельно растворы солей цинка, хрома (III) и алюминия и в каждую из них добавлять по каплям раствор щелочи. Наблюдать вначале вы падение осадков, а затем их растворение в избытке щелочи.

Написать уравнения проделанных реакций, учитывая, что образуются растворимые гидроксокомплексы, содержащие ионы $[Zn(OH)_4]^{2-}$, $[Cr(OH)_6]^{3-}$, $[Al(OH)_6]^{3-}$. Зная, что гидроксиды цинка, хрома и алюминия растворяются также, в

кислотах, указать, к какому типу они относятся.

Опыт № 3. Катионные комплексы

а) комплексное основание никеля

Получить осадок гидроксида никеля (II), внося в пробирку 3 – 4 капли раствора сульфата никеля и такой же объем раствора гидроксида натрия. Смесь центрифугируют, центрифугат декантируют.

К осадку добавить 5 – 6 капель 25 %-го раствора аммиака. Что происходит? Сравнить окраску ионов Ni^{2+} в растворе сульфата никеля с окраской полученного раствора.

Присутствием, каких ионов обусловлена окраска раствора?

Написать уравнения реакций: образования гидроксида никеля (II), взаимодействия гидроксида никеля с аммиаком и уравнение электролитической диссоциации, образовавшегося комплексного основания (координационное число никеля принять равным шести). Какое основание является более сильным: простое или комплексное? Ответ обосновать.

б) комплексное основание кадмия

Получить в пробирке осадок гидроксида кадмия, добавляя к раствору его соли равный объем раствора гидроксида натрия. На полученный гидроксид подействовать 25%-ным раствором аммиака до полного растворения осадка.

Написать уравнения реакций, получения гидроксида тетраамминкадмия и его электролитической диссоциации. Какое основание является более сильным электролитом: гидроксид кадмия или его комплексное основание? Ответ обосновать.

Опыт № 4. Внутрикислотные соединения

В 3 пробирки внести по 3 капли раствора хлорида железа (III). Одну оставить в качестве контрольной. В две другие добавить по 3 капли раствора щелочи. К

образовавшемуся осадку в одну из них добавить 12 – 15 капель 2 моль/л щавелевой кислоты $\text{COOH}-\text{COOH}$, в другую — столько же 2 моль/л лимонной кислоты $\text{CH}_2(\text{COOH})-\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}$. В обе пробирки и в контрольную внести 1 – 2 капли 0,01 моль/л раствора роданида калия или аммония, который образует с ионами Fe^{3+} окрашенный роданид железа $\text{Fe}(\text{SCN})_3$. Во всех ли пробирках наблюдается окрашивание?

При растворении гидроксида железа (III), в щавелевой и лимонной кислотах образуются внутрикомплексные соединения, в которых карбоксильные группы кислот присоединяются к комплексообразователю.

Моно- или полидентантными лигандами является остаток щавелевой кислоты? Написать аналогично формулу лимоннокислого (цитратного) комплекса. Обратить внимание на особую прочность внутри комплексных соединений.

Опыт № 5. Комплексные соединения в реакциях обмена

а) взаимодействие тетрароданомеркурата аммония с солью кобальта

Приготовить раствор тетрароданомеркурата аммония. Для этого в пробирку внести 3 – 4 капли раствора нитрата ртути (II) и добавить насыщенный раствор роданида аммония до полного растворения выпадающего вначале осадка роданида ртути.

В другую пробирку внести 4 – 5 капель раствора нитрата кобальта и добавить такой же объем полученного раствора тетрароданомеркурата аммония. Для ускорения образования осадка слегка встряхивать пробирку. Отметить цвет образующегося осадка тетрароданомеркурата кобальта.

Написать уравнения реакций:

а) образования роданида ртути;

б) взаимодействия роданида ртути с избытком роданида аммония, учитывая, что при этом получается комплексная соль, в которой координационное число ртути равно 4;

в) молекулярное и ионное уравнения реакции образования

тетрароданомеркурата кобальта.

б) взаимодействие гексацианоферрата (II) калия с сульфатом меди

В пробирку к 4 – 5 каплям сульфата меди добавить такой же объем раствора комплексной соли $K_4[Fe(CN)_6]$.

Отметить цвет образовавшегося осадка гексацианоферрата меди. Написать молекулярное в ионное уравнения реакции.

Опыт № 6. Комплексные соединения в окислительно-восстановительных реакциях

а) восстановление серебра из его комплексного соединения

Добавить в пробирку к 5 – 6 каплям раствора нитрата серебра раствор хлорида натрия. Полученный осадок растворить в 25%-ном растворе аммиака. Опустить в раствор кусочек гранулированного цинка. Что наблюдается?

Написать уравнения: получения осадка хлорида серебра, его растворения в аммиаке с образованием комплекса серебра и взаимодействия полученного комплексного соединения с цинком. Какой ион является окислителем в последней реакции? Написать уравнение электролитической диссоциации комплексного иона и ионное уравнение окислительно-восстановительной реакции.

б) восстановление гексацианоферрата (III) калия

В Пробирку внести 8 – 10 капель 0,1 моль/л раствора иодида калия 6 – 8 капель 2 моль/л раствора хлороводородной кислоты и 5 – 6 капель бензола. Отметить, что бензол остается бесцветным. Добавить один микрошпатель кристаллов комплексной соли железа (III) $K_3[Fe(CN)_6]$ и перемешать раствор стеклянной палочкой. По изменению окраски бензола убедиться в выделении свободного иода.

Написать уравнение реакции взаимодействия гексацианоферрата (III) калия с иодидом калия, учитывая, что $K_3[Fe(CN)_6]$ переходит при этом в $K_4[Fe(CN)_6]$ (кислоту в уравнение реакции не вводить). Указать окислитель и восстановитель.

в) окисление гексацианоферрата (II) калия

Поместить в пробирку 4 - 5 капель раствора перманганата калия, подкислить 2 моль/л серной кислотой и добавлять по каплям раствор гексацианоферрата (II) калия до обесцвечивания раствора.

Написать уравнение реакции, учитывая, что комплекс железа (II) переходит в комплекс железа (III) с тем же координационным числом, а перманганат калия в кислой среде восстанавливается до сульфата марганца (II).

Опыт № 7. Прочность комплексных ионов. Разрушение комплексов

а) разрушение комплекса при разбавлении раствора

Внести в пробирку 2 капли раствора нитрата серебра и добавлять 0,1 моль/л раствор иодида калия по каплям, встряхивая пробирку после каждого добавления.

Почему растворяется выпавший вначале осадок иодида серебра? К получившемуся раствору добавить 4 – 5 капель воды. Что наблюдается?

Описать наблюдаемые процессы. Написать уравнения реакций: образования иодида серебра, его перехода в комплексное соединение, диссоциации комплексного иона, выражение константы нестойкости. Какое влияние оказывает разбавление раствора на диссоциацию комплексного иона?

б) сравнительная устойчивость роданидного комплекса кобальта в воде и в спирте

Получить в пробирке тетрароданокобальтат (II) аммония $(\text{NH}_4)_2[\text{Co}(\text{SCN})_4]$, добавляя к 2 - 3 каплям насыщенного раствора хлорида кобальта (II) 8 - 10 капель насыщенного раствора роданида аммония. Наблюдать появление лиловой окраски комплексного соединения. Разделить раствор на две пробирки; в одну из них добавить амиловый спирт, в другую - 10 капель воды. Как изменяется окраска в каждой пробирке?

Написать уравнения реакций: образования комплексного соединения, его диссоциации и диссоциации комплексного иона. В воде или в спирте диссоциация комплексного иона протекает полнее? Чем это объясняется?

в) разрушение комплекса при осаждении комплексообразователя

В две пробирки с раствором сульфата меди добавить: в одну раствор оксалата аммония в другую - сульфида аммония. Написать уравнения реакций и отметить цвета выпавших осадков. В двух других пробирках получить комплексное соединение меди, добавив к 4-5 каплям 1 моль/л раствора CuSO_4 раствор аммиака до растворения выпадающего вначале осадка основной соли меди. Отметить цвет полученного комплексного соединения. Написать уравнение реакции взаимодействия сульфата меди с аммиаком, учитывая, что координационное число меди равно четырем.

Испытать действие растворов оксалата аммония и сульфида аммония на полученный раствор комплексной соли меди. От действия какого реактива выпадает осадок? На присутствие каких ионов в растворе комплексной соли указывает появление этого осадка? Добавить в пробирку, где выпал осадок, еще 6 - 7 капель того же реактива и для ускорения коагуляции поместить пробирку в водяную баню, нагретую до кипения. Сохранилась ли в растворе окраска комплекса меди?

Описать наблюдаемые явления. Ответить на поставленные по ходу работы вопросы. Написать уравнения проделанных реакций, уравнение электролитической диссоциации комплексной соли меди и ее комплексного нона. Как влияет добавление $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ на диссоциацию комплексного нона? Сравнить произведение растворимости соответствующих солей меди и объяснить, почему одна из них не выпадает в осадок из комплексного соединения.

Опыт №8. Двойные соли

В трех пробирках приготовить раствор двойной соли $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (соли Мора), внося в каждую по 6 - 8 капель воды и по одному микрошпателью соли. В одну пробирку к раствору соли Мора добавить 5 – 6 капель раствора сульфида аммония, в другую - столько же раствора хлорида бария. Выпавший черный осадок представляет собой сульфид железа (II). Отметить цвет осадков и

написать ионные уравнения реакций их образования. На присутствие каких ионов в растворе двойной соли указывают эти реакции?

В третью пробирку добавить 7 - 8 капель 2 моль/л раствора гидроксида натрия и, укрепив в штативе опустить ее в водяную баню, нагретую почти до кипения. Подержать над пробиркой красную лакмусовую бумагу, смоченную водой, По изменению окраски лакмуса и по запаху определить какой газ выделяется из пробирки. Написать ионное уравнение протекающей реакции его образования. На присутствие каких ионов в растворе двойной соли указывает эта реакция?

Учитывая результаты опыта, написать уравнение электролитической диссоциации соли Мора.

Проверить действием раствора сульфида аммония обнаруживаются ли ионы Fe^{2+} в растворе $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Наблюдается ли выпадение черного осадка FeS ? Почему?

Описать наблюдаемые явления. Ответить на вопросы, поставленные по ходу работы, и написать уравнения соответствующих реакций. Написать уравнение электролитической диссоциации $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Чем отличается электролитическая диссоциация двойной соли от диссоциации соли, содержащей устойчивый комплексный ион?

Опыт № 9. Гидратная изомерия аквакомплексов хрома (III)

Хлорид хрома $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ образует изомеры различного цвета:

$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ – сине-фиолетовый;

$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5]\text{Cl}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – темно-зеленый;

$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3]\text{Cl}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ – светло-зеленый.

В растворах все три изомера находятся в равновесии, состояние которого зависит от различных факторов, в частности, сильно зависит от температуры.

В две пробирки поместить по несколько кристалликов хлорида хрома $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ и по 10 капель воды. Одну пробирку оставить в качестве контрольной,

вторую — нагреть на кипящей бане и наблюдать изменение окраски.

Какой изомер аквакомплекса хрома (III) преимущественно устойчив при комнатной температуре? При высокой температуре? Дать рациональные названия всех трех приведенных изомеров.

Список использованных источников

1 Практикум по неорганической химии [Текст] : учеб. пособие для вузов / [В. А. Алешин и др.]; под ред. Ю. Д. Третьякова. - М. : Академия, 2004. - 384 с. - (Высшее профессиональное образование). - Авт. указаны на обороте тит. л. - Библиогр.: с. 378. - ISBN 5-7695-1568-6.

2 Техника лабораторных работ по учебной практике: лабораторный практикум [Электронный ресурс] / Л.Б. Кашеварова, Н.Р.Стрельцова, Т.П. Павлова, В.А. Моско – Казань: КГТУ, 2009.

3 Рачинский, Ф. Ю. Техника лабораторных работ [Текст] / Ф. Ю. Рачинский, М. Ф. Рачинская; под ред. Д. П. Добычина. - Л. : Химия, 1982. - 432 с. - Библиогр.: с. 416-418. - Предм. указ.: с. 419-431.

4 Неорганическая химия [Текст] : в 3 т.: учебник / под ред. Ю. Д. Третьякова . - 2-е изд., испр. - М. : Академия, 2008. - (Высшее профессиональное образование), Т. 1 : Физико-химические основы неорганической химии. - , 2008. - 235 с. : ил - ISBN 978-5-7695-5240-3.

5 Неорганическая химия [Текст] : в 3 т.: учебник / под ред. Ю. Д. Третьякова . - М. : Академия, 2004. - (Высшее профессиональное образование), Т. 2 : Химия непереходных элементов. - , 2004. - 367 с. : ил - ISBN 5-7695-1436-1.

6 Леснова, Е. В. Практикум по неорганическому синтезу. [Текст] : учеб. пособие для хим. и хим.-технол. техникумов / Е. В. Леснова.- 2-е изд., перераб. и доп. - М. : Высш. шк., 1977. - 168 с. : ил.

7 Неорганическая химия [Текст] : учебник: в 3 т. / под ред. Ю. Д. Третьякова . - М. : Академия, 2007. - (Высшее профессиональное образование), Т. 3, кн. 1 : Химия переходных элементов. - , 2007. - 350 с. : ил - ISBN 5-7695-2532-0.

8 Неорганическая химия [Текст] : учебник: в 3 т. / под ред. Ю. Д. Третьякова . - М. : Академия, 2007. - (Высшее профессиональное

образование), Т. 3, кн. 2 : Химия переходных элементов. - , 2007. - 400 с. : ил. - ISBN 5-7695-2533-9.

9 Коровин, Н. В. Лабораторные работы по химии [Текст] : учеб. пособие для вузов / Н. В. Коровин, Э. И. Мингулина, Н. Г. Рыжова ; под ред. Н. В. Коровина.- 2-е изд., перераб. и доп. - М. : Высш. шк., 1998. - 256 с. : ил.. - Библиогр.: с. 236. - Прил.: с. 237-254.

10 Неорганическая химия. Химия элементов [Текст] : в 2 кн.: учеб. для вузов / Ю. Д. Третьяков [и др.] . - М. : Химия, 2001, Кн. 1 : . - 472 с. : ил. - Библиогр.: с. 472. - ISBN 5-7245-1213-0.

11 Воскресенский, П. И. Техника лабораторных работ [Текст] / П. И. Воскресенский.- 10-е изд., стер. - М. : Химия, 1973. - 288 с. : ил.

12 Неорганическая химия. Химия элементов [Текст] : в 2 кн.: учеб. для вузов / Ю. Д. Третьяков [и др.] . - М. : Химия, 2001. Кн. 2 : . - Библиогр.: с. 1055. - ISBN 5-7245-1214-9.

13 Архипов, Б.Н. Лабораторные работы по неорганической, органической химии и техническому анализу [Текст] / Б.Н. Архипов .- 2-е изд., испр. и доп. - М. : Высш. шк., 1967. - 264 с. : ил.

14 Берлин, А. Я. Техника лабораторной работы в органической химии [Текст] / А. Я. Берлин.- 3-е изд., испр. и доп. - М. : Химия, 1973. - 368 с. : ил. - Предм. указ.: с. 355-368.

15 Руководство к лабораторным работам по общей химии [Текст] : учеб. пособие для студентов нехим. специальностей вузов / А. Ф. Богоявленский . - М. : Высш. шк., 1972. - 192 с. : ил.. - Прил.: с. 169-187.

16 Герчук, М. П. Руководство к практическим занятиям по неорганической химии [Текст] : учеб. пособие для кооп. ин-тов / М. П. Герчук. - М. : Изд-во Центросоюза, 1962. - 196 с. : ил.

17 Лабораторный практикум по общей химии [Текст] : полумикрометод: учеб. пособие для нехим. и хим.-технол. специальностей вузов / [З. Г. Васильева и др.].- 4-е стер. изд. - М. : Химия, 1971. - 309 с. : ил. - Прил.: с. 297-308.

18 Справочник по химии [Текст] : пособие для учащихся / П. И.

Воскресенский [и др.] .- 3-е изд., перераб. и доп. - М. : Просвещение, 1974. – 288 с.
- Прил.: с. 266-279. - Предм. указ.: с. 280-287.

19 Руководство к практическим занятиям по технологии неорганических веществ [Текст] : учеб. пособие для хим.-технол. специальностей вузов / М. Е. Позин [и др.]; под общ. ред. М. Е. Позина.- 2-е изд., перераб. и доп. - Л. : Госхимиздат, 1963. - 376 с. : ил. - Прил.: с. 370-376.

20 Методические указания к выполнению лабораторных работ по неорганической химии [Электронный ресурс] / Издательство МГТУ им. Н.Э. Баумана, 2009.

21 Сборник контрольных вопросов и задач для защиты лабораторных работ по курсу химии: методические указания [Электронный ресурс] / Издательство МГТУ им. Н.Э. Баумана, 2009.

22 Карякин, Ю. В. Чистые химические вещества [Текст] : рук. по приготовлению неорганических реактивов и препаратов в лаб. условиях / Ю. В. Карякин, И. И. Ангелов.- 4-е изд., перераб. и доп. - М. : Химия, 1974. - 408 с. : ил.

23 Практикум по общей и неорганической химии [Текст] : учеб. пособие для вузов / Л. Ю. Аликберова [и др.]. - М. : Владос, 2004. - 320 с. - (Практикум для вузов). - Прил.: с. 293-310. - Библиогр.: с. 311. - ISBN 5-691-01143-X.

24 Коттон, Ф. Современная неорганическая химия [Текст] / Ф. Коттон, Дж. Уилкинсон. - М. : Мир, 1969 Т. 1 : Общая теория / пер. с англ. С. С. Чуранова ; под ред. К. В. Астахова. - 1969. - 224 с.: ил. - Библиогр.: с. 221-223. Т. 2 : Химия непереходных элементов : пер. с англ. Е. К. Ивановой, Г. В. Прохоровой, С. С. Чуранова; под ред. К. В. Астахова. - 1969. - 494 с.: ил. - Библиогр.: с. 487. Т.3 : Химия переходных элементов : пер. с англ. М.Н. Варгафтика; под ред. М.Е. Дяткиной. - 1969. - 592 с.: ил. - Предм. указ.: с. 577-588.

25 Вредные химические вещества. Неорганические соединения элементов I-IV групп [Текст] : справочник / под ред. В. А. Филова . - Л. : Химия, 1988. - 512 с. - Прил.: с. 456-499. - Библиогр.: с. 500-501.

Приложение А

(справочное)

Значения некоторых величин

$$1 \text{ кал.} = 2,613 \cdot 10^{19} \text{ эВ}$$

$$1 \text{ эВ} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ Дж} = 96,484 \text{ Дж/моль} = 3,287 \cdot 10^{-20} \text{ кал.}$$

$$1 \text{ Д (Дебай)} = 3,33 \cdot 10^{-30} \text{ Кл}\cdot\text{м}$$

$$0 \text{ К (Абсолютный ноль)} = - 273,15^{\circ}\text{C}$$

$$\text{Постоянная Фарадея} = 96484,56 \text{ Кл/моль} = 26,8 \text{ А}\cdot\text{ч/моль}$$

$$\text{Постоянная Авогадро (N)} = 6,022045 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$$

$$\text{Газовая постоянная (R)} = 8,3144 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}$$

$$\text{Постоянная Планка (h)} = 6,62618 \cdot 10^{-34} \text{ Дж}\cdot\text{с}$$

$$\text{Заряд электрона (e)} = 1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ Кл}$$

Таблица А.1- Соотношения между некоторыми внесистемными единицами и единицами СИ

Внесистемные единицы	Единицы СИ
Микрон (мк)	$10^{-6} \text{ м} = 10^{-4} \text{ см}$
Ангстрем (Å)	$10^{-10} \text{ м} = 10^{-8} \text{ см}$
Литр (л)	$1 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3 = 1000 \text{ см}^3$
Миллилитр (мл)	1 см^3
1 г/см^3	1000 кг/м^3
Атмосфера физическая (атм) = 760 мм.рт.ст.	$101325 \text{ Н/м}^2 \text{ (Па)}$ $1,01 \cdot 10^5 \text{ Н/м}^2 \text{ (Па)}$
Миллиметр ртутного столба (мм.рт.ст)	$133,32 \text{ Н/м}^2 \text{ (Па)}$
Литр-атмосфера (дм ³ -атм)	$101,326 \text{ Дж}$

Приложение Б

(справочное)

Соотношения между единицами некоторых физических величин

Единицы силы:

$$1 \text{ Н} = 10^5 \text{ дин} = 0,102 \text{ кгс}$$

Единицы работы, энергии и количества теплоты:

$$1 \text{ Дж} [\text{Н} \cdot \text{м}] = 10^7 \text{ эрг} = 0,239 \text{ кал} = 2,78 \cdot 10^{-7} \text{ Вт} \cdot \text{ч} = 0,102 \text{ кгс} \cdot \text{м} = 6,24 \cdot 10^{18} \text{ эВ}$$

Единицы мощности:

$$1 \text{ Вт} [\text{Дж/с}] = 10^7 \text{ эрг/с} = 0,239 \text{ кал/с}$$

Единицы давления и механического напряжения:

$$1 \text{ Па} [\text{Н/м}^2] = 10^{-5} \text{ бар} = 1,02 \cdot 10^{-5} \text{ кгс/м}^2 = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ мм рт. ст.} = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ торр}$$

Единицы температуры:

$$T, \text{ К (градусы Кельвина)} = 273,15 + T \text{ } ^\circ\text{С (градусы Цельсия)} = 255,37 + T \text{ } ^\circ\text{F (градусы Фаренгейта)}$$

Единицы удельной теплоемкости:

$$1 \text{ Дж/(кг} \cdot \text{К)} = 10^7 \text{ эрг/(г} \cdot \text{} ^\circ\text{С)} = 2,39 \cdot 10^{-4} \text{ ккал/(кг} \cdot \text{} ^\circ\text{С)}$$

Единицы теплопроводности:

$$1 \text{ Вт/(м} \cdot \text{К)} = 10^5 \text{ эрг/(с} \cdot \text{см} \cdot \text{} ^\circ\text{С)} = 0,860 \text{ ккал/(ч} \cdot \text{м} \cdot \text{} ^\circ\text{С)}$$

Единицы количества электричества:

$$1 \text{ Кл} [\text{А} \cdot \text{с}] = 2,78 \cdot 10^{-4} \text{ А} \cdot \text{ч}$$

Приложение В

(обязательное)

Наименования неорганических веществ

Таблица В.1 – Систематические и традиционные названия некоторых неорганических кислот и солей

Формула	Кислоты		Соли
	Систематическое название	Традиционное название	Традиционное название
B(OH)_3 (H_3BO_3)	Тригидроксид бора	Борная (ортоборная)	Бораты (ортобораты)
H_2CO_3^*	Триоксокарбонат водорода (VI)	Угольная	Карбонаты
H_2SiO_3^*	Триоксосиликат водорода (VI)	Метакремниевая	Метасиликаты
H_4SiO_4^*	Тетраоксосиликат водорода (VI)	Ортокремниевая	Ортосиликаты
HNO_2	Диоксонитрат водорода (III)	Азотистая	Нитриты
HNO_3	Триоксонитрат водорода (V)	Азотная	Нитраты
HPO_3	Триоксофосфат водорода (V)	Метафосфорная	Метафосфаты
H_3PO_4	Тетраоксофосфат водорода (V)	Ортофосфорная	Ортофосфаты
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	Гептаоксодифосфат водорода (V)	Пирофосфорная	Дифосфаты
H_3AsO_4^*	Тетраоксоарсенат водорода (V)	Мышьяковая	Арсенаты
H_2O_2	Диоксид диводорода	Пероксид водорода	Пероксиды

Продолжение таблицы В.1

Формула	Кислоты		Соли
	Систематическое название	Традиционное название	Традиционное название
H_2S	Сульфид водорода	Сероводородная	Сульфиды
$H_2SO_3^*$	Триоксосульфат (IV) водорода	Сернистая	Сульфиты
H_2SO_4	Тетраоксосульфат (VI) водорода	Серная	Сульфаты
H_2SO_3S	Триоксодисульфат (II) водорода	Тиосерная	Тиосульфаты
HF	Фторид водорода	Фтороводородная	Фториды
HCl	Хлорид водорода	Хлороводородная	Хлориды
$HClO^*$	Оксохлорат (I) водорода	Хлорноватистая	Гипохлориты
$HClO_2^*$	Диоксохлорат (III) водорода	Хлористая	Хлориты
$HClO_3^*$	Триоксохлорат (V) водорода	Хлорноватая	Хлораты
$HClO_4$	Тетраоксохлорат (VII) водорода	Хлорная	Перхлораты
HBr	Бромид водорода	Бромоводородная	Бромиды
$HBrO^*$	Оксобромат (I) водорода	Бромноватистая	Гипобромиты
$HBrO_3^*$	Триоксобромат (V) водорода	Бромноватая	Броматы
$HBrO_4^*$	Тетраоксобромат (VII) водорода	Бромная	Перброматы
HI	Иодид водорода	Иодоводородная	Иодиды
HIO^*	Оксоиодат (I) водорода	Иодноватистая	Гипоиодиды
HIO_3	Триоксоиодат (V) водорода	Иодноватая	Иодаты

Продолжение таблицы В.1

Формула	Кислоты		Соли
	Систематическое название	Традиционное название	Традиционное название
H_5IO_6	Гексаоксоиодат (VII) водорода	Ортопериодная	Ортопериодаты
H_2CrO_4^*	Тетраоксохромат (VI) водорода	Хромовая	Хроматы
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7^*$	Гептаоксодихромат (VI) водорода	Дихромовая	Дихроматы
HMnO_4^*	Тетраоксоманганат (VII) водорода	Марганцовая	Перманганаты

Примечание - * В свободном виде не выделена

Таблица В.2 – Тривиальные названия и формулы некоторых неорганических веществ

Тривиальное название	Формула
Аммонийная селитра	NH_4NO_3
Алюмокалиевые квасцы	$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$
Английская соль	$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
Баритовые белила	Ba SO_4
Белая сажа	$\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$
Белый графит	$\text{BN}_{(\text{гекс})}$
Берлинская лазурь	$\text{KFe(III)[Fe(CN)}_6]$
Бертолетова соль	KClO_3
Болотный (рудничный) газ	CH_4
Боразон	$\text{BN}_{(\text{куб})}$
Бура ювелирная	$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
Веселящий газ	N_2O

Продолжение таблицы В.2

Тривиальное название	Формула
Гашеная (едкая) известь, пушонка	Ca(OH)_2
Гипс (другие формы: алебастр, мариенглас)	$\text{Ca SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
Глауберова соль	$\text{Na}_2 \text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
Глинозем (другие формы: корунд, алунд)	Al_2O_3
Двойной суперфосфат	$\text{Ca(H}_2\text{PO}_4)_2$
Едкий барит	Ba(OH)_2
Едкий натр	NaOH
Едкое кали, калиевый щелок	KOH
Железный купорос	$\text{Fe SO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
Железокалиевые квасцы	$\text{KFe(SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$
Желтая кровяная соль	$\text{K}_4[\text{Fe(CN)}_6] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$
Жженая (негашеная) известь, известковая земля, кипелка	CaO
Жженая магнезия	MgO
Жженный (строительный) гипс	$2\text{Ca SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$
Известковая (норвежская) селитра	$\text{Ca(NO}_3)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$
Индийская (калийная) селитра	KNO_3
Каломель	Hg_2Cl_2
Кальцинированная сода	Na_2CO_3
Каменная (поваренная) соль	NaCl
Карборунд	SiC
Каустик, каустическая сода	NaOH
Киноварь	HgS
Красная кровяная соль	$\text{K}_3[\text{Fe(CN)}_6]$
Красный сурик	Pb_3O_4
Кремнезем	SiO_2
Кристаллическая сода	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
Медный купорос	$\text{Cu SO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

Продолжение таблицы В.2

Тривиальное название	Формула
Медная лазурь	$\text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot 2\text{CuCO}_3$
Мел (другие формы: мрамор, известняк)	CaCO_3
Натронная (чилийская) селитра	NaNO_3
Нашатырный спирт	NH_4OH
Нашатырь	NH_4Cl
Питьевая сода	NaHCO_3
Поташ	K_2CO_3
Пруссеновская лазурь	$\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$
Свинцовые белила	$\text{Pb}(\text{OH})_2 \cdot 2\text{PbCO}_3$
Свинцовый купорос	PbSO_4
Сернистый газ	SO_2
Силикагель	$\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O} (n \leq 6)$
Сулема	HgCl_2
Сурик	Pb_3O_4
Сусальное золото	SnS_2 (тонкие пластины)
Сухой лед	CO_2
Турнбулева синь	$\text{KFe}(\text{II})[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
Угарный газ	CO
Углекислый газ	CO_2
Фреон – 12	CF_2Cl_2
Фосген	COCl_2
Хлорное железо	$\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
Хромовый купорос	$\text{CrSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
Хромокалиевые квасцы	$\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$
Хромпик	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
Цементит	Fe_3C
Цинковый купорос	$\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

Таблица В.3 – Технические названия некоторых дисперсных систем (смесей, растворов)

Техническое название	Состав
Аммиачная вода	Водный раствор NH_3
Баритовая вода	Насыщенный водный раствор $\text{Ba}(\text{OH})_2$
Белильная (хлорная) известь	Смесь $\text{Ca}(\text{OCl})_2$, CaCl_2 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$
Бордосская жидкость	Раствор CuSO_4 в известковом молоке
Бромная вода	Водный раствор Br_2 (содержит HBrO и HBr)
Водяной газ	Смесь CO и H_2
Генераторный газ	Смесь CO (25% об.), N_2 (70% об.) и CO_2 (4% об.)
Гидравлический гипс	Смесь CaSO_4 и CaO
Гипсовая вода	Насыщенный раствор CaSO_4
Гремучий газ	Смесь H_2 (2/3 объема) и O_2 (1/3 объема)
Жидкое стекло	Щелочной водный раствор Na_2SiO_3 и K_2SiO_3
Известка	Смесь $\text{Ca}(\text{OH})_2$, песка и воды
Известковая вода	Насыщенный водный раствор $\text{Ca}(\text{OH})_2$
Известковое молоко	Суспензия $\text{Ca}(\text{OH})_2$ в известковой воде
Известь венская	Смесь CaO и MgO
Иодная настойка	Раствор, содержащий 5 г I_2 , 2 г KI , 50 мл 96%-ного раствора этилового спирта на каждые 50 мл воды
Купоросное масло	Концентрированный раствор H_2SO_4
Ляпис	Смесь AgNO_3 и KNO_3
Олеум	Раствор SO_3 в H_2SO_4 (содержит $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$)
Пергидроль	30%-ный водный раствор H_2O_2
Плавиковая кислота	Концентрированный водный раствор HF
Свинцовый уксус	Водный раствор $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$
Серая известь	Неочищенный $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$
Сероводородная вода	Насыщенный водный раствор H_2S

Продолжение таблицы В.3

Техническое название	Состав
Синильная кислота	Водный раствор HCN
Соляная кислота	35 – 36%-ный водный раствор HCl
Термит	Смесь порошкообразных Al и Fe ₃ O ₄
Уксус	3 – 7%-ный водный раствор уксусной кислоты
Уксусная эссенция	80%-ный водный раствор CH ₃ COOH
Формалин	37%-ный водный раствор формальдегида HCHO
Хлорная вода	Водный раствор Cl ₂ (содержит HClO и HCl)
Хромовая смесь	Смесь концентрированной H ₂ SO ₄ (1/2 объема) и насыщенного водного раствора K ₂ Cr ₂ O ₇ (1/2 объема)
Царская водка	Смесь концентрированной HNO ₃ (1/4 объема) и соляной кислоты (3/4 объема)

Приложение Г

(обязательное)

Свойства некоторых кислот и оснований

Таблица Г.1 - Константы диссоциации (K_d) кислот и оснований

Кислота	K_d	Основание	K_d
CH ₃ COOH	$1,75 \cdot 10^{-5}$	NH ₄ OH	$1,77 \cdot 10^{-5}$
H ₂ CO ₃	K_1	Cu(OH) ₂	$3,4 \cdot 10^{-7}$
	K_2	Zn(OH) ₂	$1,5 \cdot 10^{-9}$
H ₂ S	K_1	Al(OH) ₃	$1,4 \cdot 10^{-9}$
	K_2	Ni(OH) ₂	$2,5 \cdot 10^{-5}$
H ₂ SiO ₃	K_1	Fe(OH) ₃	$1,4 \cdot 10^{-12}$
	K_2	Fe(OH) ₂	$1,3 \cdot 10^{-4}$
HCN	$5,0 \cdot 10^{-10}$	Ba(OH) ₂	$2,3 \cdot 10^{-1}$
H ₃ BO ₃	K_1	Cd(OH) ₂	$5,0 \cdot 10^{-3}$
H ₃ PO ₄	K_1	Co(OH) ₂	$4,0 \cdot 10^{-5}$
	K_2	Mg(OH) ₂	$2,5 \cdot 10^{-3}$
	K_3	Mn(OH) ₂	$5,0 \cdot 10^{-4}$
HNO ₂	$4,0 \cdot 10^{-4}$	Pb(OH) ₂	$3,0 \cdot 10^{-8}$
H ₂ SO ₃	K_1	AgOH	$5,0 \cdot 10^{-3}$
	K_2	Be(OH) ₂	$5 \cdot 10^{-11}$
H ₂ C ₂ O ₄	K_1	Sr(OH) ₂	$1,5 \cdot 10^{-1}$
	K_2	Ca(OH) ₂	$4,0 \cdot 10^{-2}$
H ₃ AsO ₄	K_1	LiOH	$6,8 \cdot 10^{-1}$
HClO	$2,9 \cdot 10^{-8}$		
HClO ₂	$1,1 \cdot 10^{-2}$		
HJO ₃	$2,3 \cdot 10^{-11}$		

Приложение Д

(обязательное)

Свойства комплексных соединений

Таблица Д.1 - Константы нестойкости некоторых комплексных ионов в водных растворах

Комплексный ион	$K_{\text{нест}}$
$[\text{AlF}_6]^{3-}$	$2 \cdot 10^{-21}$
$[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$	$1 \cdot 10^{-33}$
$[\text{AlI}_2]^-$	$2 \cdot 10^{-12}$
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$9,3 \cdot 10^{-8}$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$8 \cdot 10^{-22}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,4 \cdot 10^{-19}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_2]^{2+}$	$7,3 \cdot 10^{-6}$
$[\text{CdBr}_4]^{2-}$	$2 \cdot 10^{-4}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$7,5 \cdot 10^{-6}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	$3,1 \cdot 10^{-33}$
$[\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-}$	$0,8 \cdot 10^{-19}$
$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$	$5 \cdot 10^{-32}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2,14 \cdot 10^{-13}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1 \cdot 10^{-42}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1 \cdot 10^{-35}$
$[\text{FeF}_6]^{3-}$	$8 \cdot 10^{-17}$
$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$	$4 \cdot 10^{-42}$
$[\text{HgCl}_4]^{2-}$	$1,2 \cdot 10^{-15}$
$[\text{HgI}_4]^{2-}$	$1,5 \cdot 10^{-30}$
$[\text{HgBr}_4]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-21}$
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$1,86 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,3 \cdot 10^{-17}$
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$3,5 \cdot 10^{-10}$
$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,3 \cdot 10^{-17}$
$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	$2,2 \cdot 10^{-15}$