

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«КАЛИНИНГРАДСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Е. В. Кочановская

ХИМИЯ

Учебно-методическое пособие по выполнению лабораторных работ
для студентов, обучающихся в бакалавриате по направлению подготовки
35.03.09 Промышленное рыболовство

Калининград
Издательство ФГБОУ ВО «КГТУ»
2022

УДК 54(076)

Рецензент

кандидат технических наук, доцент, доцент кафедры теории механизмов и машин и деталей машин ФГБОУ ВО «Калининградский государственный технический университет» Н. А. Серeda

Кочановская, Е. В.

Химия: учебно-методическое пособие по выполнению лабораторных работ для студ., обучающихся в бакалавриате по направлению подготовки 35.03.09 Промышленное рыболовство / Е. В. Кочановская. – Калининград: Изд-во ФГБОУ ВО «КГТУ», 2022. – 59 с.

В учебно-методическом пособии по выполнению лабораторных работ для дисциплины «Химия» представлены организационно-методические указания, вопросы техники безопасности, методики лабораторных работ по их выполнению для направления подготовки 05.03.06 Экология и природопользование, форма обучения очная.

Табл. 9, рис. 3, список лит. – 5 наименований

Учебное пособие рассмотрено и рекомендовано к изданию в качестве локального электронного методического материала кафедрой химии 15 июня 2022 г., протокол № 9

Учебно-методическое пособие по изучению дисциплины рекомендовано к изданию в качестве локального электронного методического материала методической комиссией института агроинженерии и пищевых систем ФГБОУ ВО «Калининградский государственный технический университет» 30 июня 2022 г., протокол № 8

Учебно-методическое пособие по изучению дисциплины рекомендовано к изданию в качестве локального электронного методического материала методической комиссией института рыболовства и аквакультуры ФГБОУ ВО «Калининградский государственный технический университет» 7 октября 2022 г., протокол № 6

УДК 54(076)

© Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования «Калининградский государственный технический университет», 2022 г.

© Кочановская Е. В., 2022 г.

ОГЛАВЛЕНИЕ

1. ВВЕДЕНИЕ	4
2. ОБЩИЕ ОРГАНИЗАЦИОННО-МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ	5
3. ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ И ОКАЗАНИЕ ПЕРВОЙ ПОМОЩИ	7
4. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ПОДГОТОВКЕ К ВЫПОЛНЕНИЮ И ЗАЩИТЕ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ	12
Лабораторная работа № 1. Получение и исследование свойств комплексных соединений	12
Лабораторная работа № 2. Определение теплового эффекта (ΔH) растворе- ния соли	18
Лабораторная работа № 3. Приготовление и определение концентрации растворов	22
Лабораторная работа № 4. Проведение необратимых и обратимых ионооб- менных реакций в водных растворах. Изучение влияния условий взаимо- действия на состояние равновесия в ионообменных реакциях	27
Лабораторная работа № 5. Исследование процесса гидролиза солей и уста- новление факторов, влияющих на гидролиз солей	32
Лабораторная работа № 6. Усвоение закономерностей протекания окисли- тельно-восстановительных реакций	37
Лабораторная работа № 7. Исследование процессов электрохимической коррозии металлов в различных средах. Изучение влияния активаторов на процесс коррозии	44
Лабораторная работа № 8. Определение суммарной жесткости водопровод- ной воды методом комплексонометрического титрования	48
БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК	55
ПРИЛОЖЕНИЯ	56
Приложение 1	56
Приложение 2	58

1. ВВЕДЕНИЕ

Учебно-методическое пособие к лабораторным работам по дисциплине «Химия» предназначено для студентов очной формы обучения в бакалавриате по направлению подготовки 35.03.09 Промышленное рыболовство.

Дисциплина «Химия» относится к общепрофессиональному модулю обязательной части блока 1 ОПОП ВО по направлению 35.03.09 Промышленное рыболовство.

Целью освоения дисциплины «Химия» является формирование знаний теоретических основ химии и свойств химических элементов, соединений и материалов на их основе, приобретение навыков постановки и проведения лабораторных исследований; и умения использовать их в своей профессиональной деятельности.

Задачами изучения дисциплины является:

- освоение строения веществ и их свойств, используемых в профессиональной деятельности;
- изучение факторов, определяющих протекание химических реакций, в процессе эксплуатации оборудования и технических средств в рыбодобывающей отрасли.

Непременным условием успешного усвоения дисциплины «Химия» является выполнение лабораторного практикума.

В результате освоения дисциплины обучающийся должен:

- знать: химические элементы и их соединения; методы и средства химического исследования веществ и их превращений;
- уметь: использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности;
- владеть методами и средствами измерения физико-химических величин; методами отбора проб; современными методами количественной обработки информации.

2. ОБЩИЕ ОРГАНИЗАЦИОННО-МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

Таблица 1– Тематический план лабораторных работ (ЛР)

№ п/п	Тема дисциплины	Наименование ЛР
1	2. Строение вещества	Лабораторная работа № 1. Получение и исследование свойств комплексных соединений
2	3. Основные закономерности химических процессов	Лабораторная работа № 2. Определение теплового эффекта (ΔH) растворения соли
3	4. Растворы и электрохимические процессы	Лабораторная работа № 3. Приготовление и определение концентрации растворов
4	4. Растворы и электрохимические процессы	Лабораторная работа № 4. Проведение необратимых и обратимых ионообменных реакций в водных растворах. Изучение влияния условий взаимодействия на состояние равновесия в ионообменных реакциях
5	4. Растворы и электрохимические процессы	Лабораторная работа № 5. Исследование процесса гидролиза солей и установление факторов, влияющих на гидролиз солей
6	4. Растворы и электрохимические процессы	Лабораторная работа № 6. Усвоение закономерностей протекания окислительно-восстановительных реакций
7	4. Растворы и электрохимические процессы	Лабораторная работа № 7. Освоение одного из способов защиты металлов от коррозии. Получение электрохимическим методом металлических покрытий
8	5. Избранные вопросы химии	Лабораторная работа № 8. Определение суммарной жесткости водопроводной воды методом комплексометрического титрования
Итого		

Лабораторные работы проводятся параллельно с изучением теоретического материала.

Обучающийся допускается к выполнению лабораторных работ при наличии у него лабораторного журнала (тетради) с оформленным проектом отчета по лабораторной работе. Перед его оформлением студенту следует самостоятельно изучить теоретический материал по теме лабораторной работы, используя конспект лекций и рекомендуемую учебную литературу, описание лабораторной работы.

Проект отчета по лабораторной работе должен включать:

- название темы лабораторной работы;
- название лабораторной работы;
- необходимые теоретические сведения по теме данной лабораторной работы;
- цель лабораторной работы и для каждого опыта;
- описание хода работы, уравнения соответствующих реакций, расчетные формулы;
- свободное место в тетради для наблюдений, расчетов и выводов.

Наблюдения и выводы по каждому опыту формируются и записываются только после выполнения каждого опыта в лаборатории химии. В лабораторном журнале следует предусмотреть поля.

Записи в лабораторном журнале выполняются ручкой, аккуратно и разборчиво. Нельзя стирать записи и пользоваться корректором. В случае ошибки слова и цифры зачеркивают и пишут правильные рядом один раз. На титульном листе лабораторного журнала следует привести его название с указанием названия дисциплины, фамилии и инициалов, а также учебной группы студента.

Перед выполнением лабораторной работы преподаватель проверяет у каждого студента наличие оформленного проекта отчета по лабораторной работе, знание им теоретического материала по теме лабораторной работы, хода проведения работы и соответствующих ей уравнений реакций. Преподаватель также обращает внимание студентов на необходимость соблюдения техники безопасности при выполнении лабораторных работ.

Лабораторные работы выполняются студентами индивидуально, что позволяет им тщательно наблюдать ход проведения опытов и на его основе

самостоятельно делать выводы, увязывая теоретические знания электронного строения, физических и химических свойств исследуемых соединений с практическими наблюдениями. Лабораторные работы включают значительное число опытов, которые включают физико-химические явления, необходимые при изучении химических свойств различных классов соединений. Это будет способствовать более глубокому усвоению студентами закономерностей общей химии, строения и свойств соединений разных классов.

Лабораторные работы включают опыты, проводимые капельным методом, не требующем специальной подготовки. Работа с малыми количествами веществ позволяет правильнее установить оптимальные количественные соотношения между реагентами для проведения соответствующих реакций, при этом расход реактивов значительно сокращается и повышается. При выполнении лабораторных работ студенту необходимо соблюдать требования по технике безопасности.

В ходе выполнения лабораторных работ студенты записывают в лабораторный журнал наблюдения и формируют выводы по каждому опыту.

Преподаватель контролирует правильность выполнения опытов каждым студентом и оформления им отчета по лабораторной работе.

Студент, выполнивший лабораторную работу, оформивший по ней отчет, допускается к защите лабораторной работы (собеседование). Защита лабораторной работы проводится по мере их выполнения в часы занятий, отведенные на выполнения работы. Опрос студента преподавателем проводится в рамках темы лабораторной работы. Студент, не защитивший лабораторную работу, допускается к следующей лабораторной работы.

Формами и методами контроля и оценки результатов выполнения лабораторной работы являются: фронтальный опрос; индивидуальный опрос; оценка освоенных умений при выполнении эксперимента; оценка освоения умений в ходе выполнения заданий; анализ полноты, качества, достоверности, логичности изложения информации при подведении итогов; тестирование. Оценка за выполнение лабораторной работе выставляется по дихотомической шкале: зачтено, не зачтено. В фонде оценочных средств лабораторной работы являются средством контроля текущей успеваемости.

Контрольные вопросы (задания) по результатам выполнения лабораторной работы должны быть сформулированы в виде, способствующем самоконтролю обучающегося подготовленности к проведению лабораторной работы, а после ее завершения и оформления отчета – к защите. Для оценки проработанности ключевых структурно-логических единиц лабораторной работы наиболее эффективны вопросы и задания в тестовой форме, для защиты необходимо выполнить от 40 до 60 % предложенных тестовых заданий (примеры тестовых заданий к защите некоторых лабораторных работ представлены в приложении 1).

3. ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ И ОКАЗАНИЕ ПЕРВОЙ ПОМОЩИ

Студенты допускаются к работам в лаборатории только после прохождения ИНСТРУКТАЖА ПО ТЕХНИКЕ БЕЗОПАСНОСТИ, ознакомления с правилами техники безопасности и оказания первой помощи, о чем расписываются в контрольном листе. При проведении опытов необходимо обезопасить себя от случайного попадания химических веществ. К индивидуальным средствам защиты относятся: химический халат, перчатки, защитные очки, респираторы. Волосы должны быть собраны во избежание воспламенения. Необходимо также иметь чистое сухое полотенце или платок (для быстрого удаления попавших на кожу твердых и жидких реагентов).

В химической лаборатории нельзя принимать пищу, по окончании работы обязательно вымыть руки, поскольку на них могут остаться вредные вещества

от соприкосновения с посудой или реактивами. Опыты выполняются у своего рабочего места или под тягой, при этом нельзя отвлекаться, оставлять приборы без присмотра, покидать лабораторию даже на непродолжительное время. Реакции проводят с таким количеством веществ и в такой посуде, какие указаны в методическом руководстве. На лабораторном столе выполняются все опыты, не представляющие опасности. Опыты с ядовитыми, неприятно пахнущими веществами, концентрированными кислотами и щелочами выполняются строго в вытяжном шкафу. Эти вещества хранятся там же и переносить их на лабораторные столы категорически запрещается. После работы с такими веществами все содержимое колб и пробирок выливают строго в слив вытяжного шкафа. Остатки особо ядовитых или ценных веществ (соли ртути, мышьяка, серебра и т. п.) выливают в специальные сосуды для соответствующих остатков в вытяжном шкафу. При работах с особо опасными веществами (твердые щелочи, фосфорный ангидрид, фтороводород и т. п.) необходимо надеть защитные очки или маску и резиновые перчатки. При работах с легко воспламеняющимися веществами следить, чтобы в лаборатории не было открытого огня. Отбирать необходимые количества концентрированных кислот для проведения опытов и разбавлять их водой разрешается строго в вытяжном шкафу в стеклянных или фарфоровых термостойких стаканах при перемешивании, причем кислота должна вливаться в воду небольшими порциями во избежание сильного разогрева раствора и разбрызгивания концентрированной кислоты. Химическая посуда, в которой проводилось неправильное разбавление кислоты водой, может треснуть. Особенно осторожно необходимо разбавлять серную кислоту и готовить концентрированный раствор щелочи. При работе с электроприборами (электроплитками, сушильными шкафами, выпрямителями тока, муфельными печами и др.) необходимо следить, чтобы изоляция проводов, и вилки приборов были исправны, иначе ими нельзя пользоваться.

Нельзя исследовать запах газа непосредственно из реакционного сосуда, а следует осторожным движением руки направить к себе воздух с примесью этого газа. Сухие вещества из банок брать шпателем или ложечкой, которые после употребления вымыть, вытереть, и только после этого брать другой реактив. Если в руководстве количество сухого вещества не указано, то брать его очень немного (примерно в объеме 1–2 спичечных головок). Если сухого вещества взято слишком много, то избыток его высыпать обратно в банку запрещается, за исключением того случая когда вещество отвешивается на весах. Раствора в пробирку наливать не более $1/6$ объема пробирки, если не указано иначе. Если же в руководстве говорится, что нужно взять 2–3 мл раствора, то налить около $1/10$ объема пробирки. Излишки раствора из пробирки нельзя выливать обратно в склянку, его отливают в раковину. Если раствор в пробирку наливается пипеткой, то последнюю нельзя глубоко опускать в пробирку или касаться ею стенок пробирки. Все склянки с растворами и банки с твердыми

веществами необходимо сразу ставить на те же места, откуда их брали. Для нагревания в лаборатории чаще всего используют газовые горелки или спиртовки. Горелка присоединена к крану резиновой трубкой, которая должна быть исправна. В случае, если на трубке есть трещина, открывать кран и зажигать горелку нельзя. Если при открывании общего газового крана в лаборатории чувствуется запах газа, немедленно закрыть кран, не зажигать огня, проверить, закрыты ли краны у всех горелок, а комнату проветрить. При пользовании горелкой возможны отрыв или проскок пламени. В первом случае горение начинается выше верхнего края горелки и легко может погаснуть, во втором случае горение происходит внутри горелки, которая при этом шумит и сильно нагревается, а снаружи пламя узкое и появляется неприятный запах продуктов неполного сгорания газа. Горелку немедленно погасить, если она горячая – дать остыть, шайбой уменьшить приток воздуха в нее, после чего снова зажечь. Пламя горелки имеет разную температуру: в верхней части оно наиболее горячее (до 900°C), а в нижней температура не выше 400°C . Если нужно нагревать раствор в пробирке, то последнюю закрепляют в держателе у верхнего края и нагревают только ту часть, где налит раствор, наклонив при этом пробирку отверстием от себя и слегка стряхивая для перемешивания жидкости. Для нагревания жидкости в стакане или колбе следует насухо вытереть внешние стенки сосуда, поставить сосуд на асбестовую сетку и не наклоняться над сосудом, чтобы брызги не попали в лицо. Жидкость перемешивать стеклянной палочкой, не касаясь стенок стакана, чтобы не разбить его. Можно на конец стеклянной палочки надеть кусочек резиновой трубки. Нагревать раствор с осадком в пробирке нужно очень осторожно, так как из-за неравномерного нагрева вещество может выбросить из пробирки. Нагревание раствора с осадком в стакане возможно только при непрерывном перемешивании осадка стеклянной палочкой с надетым на ее конец кусочком резиновой трубки. Однако в этом случае лучше нагревать стакан на водяной бане, т. е. опустить в другой сосуд с кипящей водой, причем не ставить стакан на дно этого сосуда.

При небрежной работе и несоблюдении правил техники безопасности возможны различные поражения: легкие отравления от вдыхания вредных газов (хлора, брома, сероводорода, оксида углерода (II) и др.), порезы стеклом, ожоги от горячих предметов, концентрированных растворов кислот, щелочей и др. При всех несчастных случаях немедленно обратиться к преподавателю или лаборанту. Чем раньше будут применены имеющиеся в лаборатории средства первой помощи, тем меньше последствий останется у пострадавшего. Попавшую на руки или лицо кислоту следует сразу же смыть сильной струей воды. Если на кожу попало много концентрированной серной кислоты, то сначала нужно удалить ее чем-нибудь сухим (ватой, бумагой), а затем вымыть проточной водой. На пораженное кислотой место наложить ватный тампон, смоченный разбавленным раствором гидрокарбоната натрия из аптечки, имеющийся в

лаборатории. Попавшую на руки или лицо щелочь надо смыть сильной струей воды, пока кожа не перестанет быть скользкой, и при необходимости нейтрализовать разбавленным раствором уксусной кислоты из аптечки, при необходимости наложить тампон, смоченный этим раствором.

В случае попадания на кожу белого фосфора или ожогов горящим фосфором обработать поврежденное место 2%-ным раствором сульфата меди (II), наложить на некоторое время тампоны с этим же раствором. В случае термических ожогов обожженную горячими предметами кожу смазать крепким раствором перманганата калия, если ожог не очень сильный, а при сильном ожоге (если сразу образовались пузыри) применить мазь от ожогов. При отравлении от вдыхания газов нужно вывести пострадавшего на свежий воздух. При значительном вдыхании паров брома, хлора полезно немного подышать парами сильно разбавленного раствора аммиака (не из склянки, а от слегка смоченной ватки, осторожно). При попадании растворов реагентов в глаза нужно промыть их проточной водой, осторожно раздвинув веки пальцами. При повреждении раствором кислоты глаза следует промыть разбавленным раствором гидрокарбоната натрия (с помощью стеклянной глазной ванночки из аптечки или набрав раствор в ладонь, наклониться, приложив ладонь с раствором к глазу и поморгать). При поражении глаза щелочью промывать его следует раствором борной кислоты из аптечки. При порезах стеклом сначала удалить осколки из раны, потом промыть водой во избежание попадания в кровь реактивов, а далее при небольших порезах остановить кровь разбавленным раствором пероксида водорода и наложить стерильную повязку. При серьезных порезах надо обратиться к врачу. При сильном кровотечении наложить жгут, обязательно прикрепив рядом бумажку с указанием времени наложения жгута, поскольку последний нельзя оставлять непрерывно в течение более 20 мин, и вызвать скорую помощь (тел. 112).

Рассмотрим подробнее некоторые конкретные примеры оказания первой помощи при работе с химическими веществами.

При попадании на кожу (рук, лица) концентрированных кислот (серной, азотной) следует немедленно промыть обожжённое место сильной струей водопроводной воды в течение 3–5 мин, после чего наложить повязку из марли и ваты, смоченной 3%-ным раствором перманганата калия. При сильных ожогах после оказания первой помощи следует немедленно обратиться к врачу).

При ожогах кожи растворами щелочей следует промывать обожжённый участок кожи водой до тех пор, пока она не перестанет быть скользкой на ощупь, после чего следует наложить повязку из 3%-ного раствора перманганата калия.

При попадании брызг кислот и щёлочи в глаза немедленно промыть повреждённый глаз большим количеством воды комнатной температуры, после чего немедленно обратиться к врачу.

При ожогах кожи горячими предметами (стекло, тигель, металлы) наложить сначала повязку из перманганата калия, а затем повязку с мазью от ожогов.

При ожогах фосфором необходимо наложить на обожжённое место повязку, смоченную 2%-ным раствором сульфата меди(II).

При отравлении хлором, бромом, сероводородом, окисью углерода необходимо вывести пострадавшего на воздух, а затем немедленно обратиться к врачу.

В химической лаборатории используются жидкие, твёрдые и газообразные реактивы. Жидкие – азотная кислота HNO_3 , серная кислота H_2SO_4 , соляная кислота HCl , аммиак NH_3 , бромная вода Br_2 , хлорная вода Cl_2 , сероводородная вода H_2S ; твёрдые – металлы (Zn , Cu , Fe , Na , Ca) различные соли (KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KI); газообразные – CO_2 , Cl_2 , H_2S , SO_2 , H_2 , HCl . Для безопасной работы при выполнении лабораторного эксперимента необходимо знать свойства используемых реактивов, а также свойства химических веществ – продуктов химических реакций (ядовитость, окислительная способность, взрыво- и огнеопасность). Полезно также знать нахождение реактивов в лаборатории. Следует помнить, что:

1) концентрированные кислоты, щёлочи, а также ядовитые, вредные и неприятно пахнущие вещества (конц. H_2SO_4 , конц. HNO_3 , конц. HCl , конц. NH_3 , H_2S , хлорная вода, бромная вода) помещаются в вытяжном шкафу, откуда их не следует выносить даже при выполнении эксперимента. Все работы с использованием этих веществ выполняются строго в вытяжном шкафу, содержимое пробирок и колб после окончания опыта выливается только в специальный слив, который также находится в вытяжном шкафу;

2) разбавленные растворы кислот (2 н. H_2SO_4 , 2 н. HNO_3 , 2 н. HCl) и щелочей (2 н. NaOH , 2 н. NH_4OH) находятся на полках у каждого лабораторного стола;

3) наборы реактивов, необходимые для выполнения определённой лабораторной работы, выставляются на все лабораторные столы. Не рекомендуется переносить реактивы с одного рабочего места на другое! Реактивы общего пользования, например, твёрдые неорганические соли, концентрированный раствор роданида калия, раствор крахмала, иодная вода и т. п., находятся на общем лабораторном столе, который, для удобства, расположен как правило, по середине лаборатории, откуда их также запрещается уносить;

4) сухие реактивы берут сухим чистым шпателем или ложечкой. После работы с реактивами шпатель и ложечку моют и протирают фильтровальной бумагой. Жидкие реактивы можно отобрать пипеткой или осторожно отлить из склянки, взяв этикетку с надписью в руку, чтобы не портить ее. Нельзя при выполнении лабораторной работы путать пипетки и крышечки от склянок; в противном случае пипетку и крышечку надо тщательно вымыть. Крышки и пробки

от реактивных банок и склянок следует класть на стол устойчивой поверхностью, не соприкасающейся с реактивом. После отбора реактива склянку сразу же закрыть пробкой (не путать пробки!) и поставить на место;

5) если в работе не указано количество реактива для какого-либо опыта, то его количество должно быть, как можно меньше (сухого реактива на кончике шпателя раствора не более 1/6 объема пробирки). Если в руководстве указано, что необходимо взять 3 мл раствора или что полученный осадок нужно разделить на три части, то это делается приблизительно;

6) необходимо беречь реактивы! Однако, если реактив просыпали или взяли лишнее количество, то нельзя его сыпать или сливать обратно в склянку с чистым реактивом. Излишки реактива можно слить в раковину, или сдать лаборанту;

7) остатки солей сульфидов металлов, серебра, ртути, других дорогостоящих или ядовитых веществ ни в коем случае не выливать в канализацию. Их следует собирать в специальные склянки с надписью «Ag – остатки», «Hg – остатки» и т. п.

4. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ПОДГОТОВКЕ К ВЫПОЛНЕНИЮ И ЗАЩИТЕ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

Описание каждой лабораторной работы включает теоретический материал, необходимый для выполнения ЛР, касающийся электронного строения и реакционной способности соответствующих химических соединений, подробное описание лабораторной работы (перечень необходимых реактивов и ход выполнения опытов), работы для самостоятельной работы и библиографический список, приложение.

Лабораторная работа № 1

Получение и исследование свойств комплексных соединений

Цель лабораторной работы: формирование экспериментальных умений у студентов в процессе получения анионных и катионных комплексов, навыков в составлении окислительно-восстановительных и ионных уравнений в реакциях обмена при исследовании химических свойств комплексных соединений. Формирование навыков определения устойчивости комплексных соединений, умений делать выводы по проделанной работе.

План проведения занятия:

- организационная часть;
- теоретическая часть (что такое комплексные соединения, теория Вернера, особенности образования и диссоциации комплексных соединений, устойчивость комплексных соединений);
- экспериментальная часть;
- обсуждение экспериментальных данных;
- тематическое тестирование по теме;

– итог лабораторной работы.

Приборы и реактивы: едкий натр. (2н.), аммиак (25% р-р), нитрат висмута (0,5н), сульфат никеля (0,5н), сульфат меди (1н), соль Мора, универсальная индикаторная бумажка, хлорид бария (II), гексацианоферрат калия (III).

Теоретическое введение.

Комплексные соединения – это соединения высшего порядка, образованные из соединений первого порядка без образования новых электронных пар, а за счет проявления хотя бы одной донорно-акцепторной связи.

В 1893 г. швейцарский химик А. Вернер предложил координационную теорию, которую дополнили Л. А. Чугаев, И. Л. Черняев, А. А. Гринберг. Основные положения этой теории следующие:

1. В комплексных соединениях один из ионов или атомов считается центральным, его называют комплексообразователем.

2. Вокруг центрального иона (атома) – комплексообразователя – располагаются (координируют) определенное число противоположно заряженных ионов или полярных молекул, называемых лигандами.

3. Центральный ион (атом с лигандами) образует внутреннюю сферу, которую заключают в квадратные скобки.

4. В большинстве случаев число лигандов, непосредственно связанных с центральным ионом (атомом), называется координационным числом, которое чаще всего принимает значения 2, 4, 6, 8.

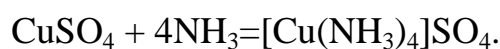
5. Ионы, которые располагаются на наиболее далеком расстоянии от центрального иона (атома), образуют внешнюю координационную сферу.

В большинстве комплексных соединений различают внутреннюю и внешнюю сферы $K_4[Fe(CN)_6]$, где $[Fe(CN)_6]^{4-}$ – внутренняя сфера, $4K^+$ – внешняя сфера, комплексный ион заключен в квадратные скобки. Он, в свою очередь, состоит из комплексообразователя (центрального иона и лигандов), Fe^{2+} – комплексный ион, комплексообразователь.

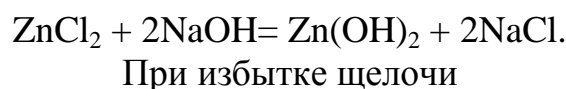
Координационное число – число лигандов (координируемых вокруг центрального иона). Заряд комплексного иона равен сумме зарядов комплексообразователя и лигандов -4 .

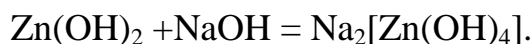
Заряд внешней сферы равен заряду внутренней сферы: $4K^+$ – заряд внешней сферы $+4$, заряд внутренней сферы -4 .

Комплексные соединения образуются при сочетании электронейтральных (насыщенных с точки зрения классического понятия «валентность»), простых и сложных веществ:



Комплексные соединения в большинстве случаев образуются в две стадии:





Следует считать, что комплексообразование происходит во всех случаях, когда из менее сложных систем образуются более сложные системы.

Теория валентных связей объясняет строение комплекса возникновением донорно-акцепторной связи между комплексообразователем и лигандами.

Каждая из четырех молекул аммиака дает по неподеленной паре электронов, которые занимают четыре гибридные sp^3 – орбитали цинка (+2). Комплекс имеет тетраэдрическое строение.

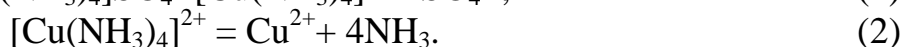
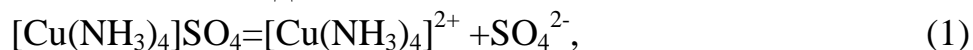
Теория валентных связей объясняет строение комплекса хрома, железа и никеля в нормальном и возбужденном состояниях.

Возбужденное состояние атома возможно не только за счет распаривания, но и за счет спаривания электронов. После спаривания 3d – электронов внутри каждого из этих атомов у хрома имеются шесть (два 3d, одна 4s и три 4p), у железа пять (одна 3d, одна 4s и три 4p) и у никеля – четыре (одна 4s и три 4p) свободных вакансий, значит, хром может быть акцептором шести, железо – пяти, никель – четырех электронных пар: Cr(CO)_6 -октаэдр d^2sp^2 –гибридизация,

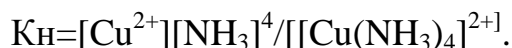
Fe(CO)_5 – тригональная бипирамида dsp^3 – гибридизация,

Ni(CO)_4 -тетраэдр sp^3 –гибридизация.

Диссоциация комплексных соединений



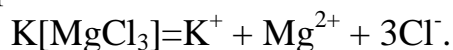
Равновесие (2) характеризуется константой распада или нестойкости комплексного иона*.



Чем выше константа нестойкости, тем более устойчив данный комплексный ион.

Константа нестойкости, как и любая константа равновесия, зависит от природы веществ и от температуры и не зависит от концентрации.

Двойные соли – комплексные соединения с очень большой константой нестойкости, т. е. нацело разлагаются на ионы:



В настоящее время общепринята рациональная номенклатура, основанная на рекомендациях Международного союза по чистой и прикладной химии. При составлении названия комплексного соединения надо пользоваться следующими правилами:

1. Первым в именительном падеже называют анион, а потом в родительном – катион, независимо от того, который из них является комплексным.

2. При составлении названия комплексного соединения сначала перечисляют в порядке увеличения их сложности лиганды – анионы, затем лиганды – молекулы и, наконец, лиганды-катионы, а затем указывают центральный атом. Если центральный атом входит в состав комплексного катиона, то используется

русское название элемента, а в скобках римскими цифрами указывается степень окисления. Если же центральный атом входит в состав комплексного аниона, то употребляют латинское название этого элемента, перед ним римской цифрой обозначают степень окисления, а в конце прибавляют суффикс -ат.

3. К названию лигандов-анионов прибавляют окончание -о:

(Cl⁻ – хлоро, CN⁻ – циано). Названия нейтральных лигандов окончание -о не имеют (NH₃-аммиак).

4. Число лигандов, присоединенных к комплексообразователю, указывают приставками: моно- (эта приставка обычно опускается), ди-, три-, тетра- и т. д.:

K₄[Fe(CN)₆] – гексациано II феррат калия;

Na[Co(NH₃)₂(NO₂)₄] – тетранитроаммин-II кобальтат натрия.

Классификация комплексных соединений по электрическому заряду комплексного иона:

1. Катионные комплексные соединения. Ионы образуются в результате координации полярных молекул вокруг положительного иона – комплексообразователя. Комплексные соединения, в которых лигандами является молекула воды-аквасоединения, молекулы аммиака – аммиакаты. [Ni(H₂O)₆](NO₃) – нитрат гексаакваникеля (II).

2. Анионные комплексные ионы образуются в результате координации вокруг положительного иона-комплексообразователя отрицательных лигандов. К комплексным соединениям, содержащим комплексный анион, относятся гидроксоединения (лигандами являются OH⁻), ацидокомплексные соединения (лигандами –кислотные остатки), например:

Na₂[Pt(CN)₄Cl₂] – дихлоротетрациано IV платинат натрия.

3. Среди комплексных соединений есть и такие, которые содержат и комплексный катион, и комплексный анион:

[Co(NH₃)₆][Co(NH₃)₂(NO₂)₄]₃ – тетранитродиааммин-(III) кобальтат гексаамин кобальта (II).

Следует отметить, что между комплексными и простыми соединениями нет какой-либо строго установленной границы. *Нередко одно и то же соединение или ион, например, SO₄²⁻, относят то к числу комплексных, то простых.

Так, кристаллогидраты и двойные соли типа CaCl₂·6H₂O или KAl(SO₄)₂·12H₂O можно считать отличающимися от типично комплексных соединений, но с таким же основанием их можно считать комплексными солями, отличающимися лишь тем, что константа нестойкости образуемых ими комплексных ионов весьма высока.

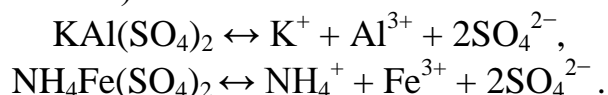
Прочность комплексных ионов характеризуется величиной константы нестойкости K_{нест} которая в свою очередь есть ничто иное, как константа равновесия процесса диссоциации комплексного иона на ион-комплексообразователь и лиганды.

Константа нестойкости равна произведению равновесных концентраций иона-комплексобразователя и лигандов, деленному на концентрацию комплексного иона.

$$K_{\text{нест}} = [\text{Fe}^{2+}] \cdot [\text{CN}^-]^6 / [[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}] = 1 \cdot 10^{-37}.$$

Константа нестойкости, как любая константа равновесия, зависит от природы вещества, от температуры и не зависит от концентрации.

Двойные соли – комплексные соединения с очень большой константой нестойкости. Двойные соли распадаются в одну ступень на катионы обоих металлов (или катион аммония) и анионы кислотного остатка:



Алгоритм проведения эксперимента:

Опыт № 1. Анионные комплексы. Тетрайодовисмутат (III) калия.

В пробирку к одной капле раствора нитрата висмута (III) $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ прибавлять по каплям раствор иодида калия KI до выпадения темно-бурого осадка йодида висмута (III) BiI_3 . Растворить этот осадок в избытке раствора иодида калия.

Опыт № 2. Катионные комплексы. Комплексное основание никеля.

Получить осадок гидроксида никеля (II), внося в пробирку 4 капли раствора сульфата никеля (II) NiSO_4 и такой же объём раствора щелочи NaOH . К осадку добавить 6 капель 25%-ного раствора аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Сравнить окраску ионов Ni^{2+} в растворе сульфата никеля (II) с окраской полученного раствора

Опыт № 3. Комплексные соединения в реакциях обмена.

Взаимодействие гексацианоферрата (II) калия с сульфатом меди (II). В пробирку с 5 каплями раствора сульфата меди CuSO_4 добавить такой же объём комплексной соли $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Отметить цвет образовавшегося осадка гексацианоферрата (II) меди (II). Написать уравнение реакции.

Опыт № 4. Комплексные соединения в окислительно-восстановительных реакциях. Окисление гексацианоферрата (II) калия.

В пробирку внести 5 капель раствора перманганата калия KMnO_4 , подкислить 2н серной кислотой и добавить по каплям раствор гексацианоферрата (II) калия. Наблюдать обесцвечивание раствора вследствие восстановления перманганат – иона в ион двухвалентного марганца.

Опыт № 5. Двойные соли.

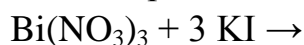
В трех пробирках приготовить раствор двойной соли $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (соль Мора), внося в каждую пробирку по несколько кристалликов соли и по 4 капли дистиллированной воды. Затем в 1-ю пробирку к раствору соли Мора добавить 2 капли 0,5н раствора сульфида аммония $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, во 2-ю пробирку 2 капли 0,5н раствора хлорида бария BaCl_2 . Отметить

цвет осадков и написать ионные уравнения реакций их образования. На присутствие, каких ионов в растворе двойной соли указывают эти реакции? В 3-ю пробирку добавить 3 капли 2н раствора едкого натра NaOH и подогреть на водяной бане. Подержать над пробиркой полоску универсальной индикаторной бумаги, предварительно смоченную дистиллированной водой. По изменению окраски индикаторной бумаги и по запаху, определить какой газ выделяется из пробирки. На присутствие, каких ионов в растворе двойной соли указывают эта реакция.

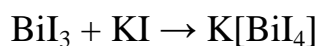
Алгоритм обработки экспериментальных данных:

Опыт 1: Каков цвет полученного раствора? Уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах с названием комплексных соединений согласно IUPAC. Записать выражение константы нестойкости полученного комплексного иона.

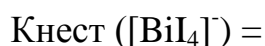
Получение тетраиодовисмутата(III) калия.



Ионной вид:



Ионный вид:

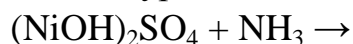


Опыт 2: Назовите соединения. Запишите уравнения в ионном виде. Приведите выражение общей константы нестойкости (Кнест) комплексных ионов. Отметьте свои наблюдения.

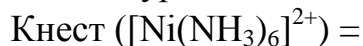
Получение сульфата гексаамминникеля(II)



Ионное уравнение:



Ионное уравнение:



Опыт №3. Отметить цвет образовавшегося осадка гексацианоферрата меди. Написать молекулярное и ионное уравнение реакций.

Опыт №4. Напишите уравнения окислительно-восстановительной реакции, указать окислитель и восстановитель, отметить цвет образовавшегося раствора.

Опыт №5. Написать ионные уравнения реакции. На присутствие каких ионов в растворе двойной соли указывает эта реакция? Учитывая результаты опыта, написать уравнение электролитической диссоциации соли Мора. Проверить действие раствора сульфида аммония обнаруживаются ли ионы Fe^{2+} в растворе $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ Наблюдается ли выпадение черного осадка FeS ?

Сравнительный анализ результатов эксперимента.

Из таблицы 10 «Константы нестойкости некоторых комплексных ионов (приложение 2) дайте сравнительную характеристику двойных солей и комплексных соединений.

Вывод: в данной лабораторной работе рассмотрены методы получения комплексных соединений и их свойствами. Различные комплексные соединения обладают характерными свойствами: придают особый цвет растворам, выпадают в осадок, либо растворяются. Свойства комплексных соединений зависят от качественного и количественного состава внутренней и внешней сферы.

Требования к технике безопасности при выполнении лабораторной работы. К работе необходимо приступать только после разрешения преподавателя. Эксперимент следует проводить на рабочем месте, строго выполняя алгоритм эксперимента в чистой посуде, не загромождать свое рабочее место письменными принадлежностями. Опыты с концентрированными растворами следует выполнять в вытяжном шкафу. Студентам необходимо помнить о токсичности многих солей (особенно солей «тяжелых» металлов – меди, цинка, кадмия, ртути, свинца, олова). При попадании на руки растворов солей и в конце работы необходимо тщательно вымыть руки.

Вопросы и задачи для подготовки к защите лабораторной работы:

1. Дать название следующим комплексным соединениям: $[\text{CoCl}(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_3$, $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$.

2. Написать константу нестойкости для комплексного иона. Как связана константа нестойкости с прочностью комплекса $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$?

3. Чему равно координационное число в комплексных соединениях ($[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$), что оно означает?

4. Какие комплексные соединения называются аммиакаты, приведите примеры.

Учебная литература: [1, с. 599–620]; [3, с. 214–237].

Лабораторная работа № 2

Определение теплового эффекта (ΔH) растворения соли

Цель лабораторной работы: закрепление теоретического материала по теме «Термохимия», что позволит сформировать экспериментальные умения у студентов в процессе определения теплового эффекта калориметрическим методом, развить навыки экспериментального и теоретического подтверждения экзо- или эндотермических реакций, умения делать выводы по проделанной работе, умения оценивать погрешность эксперимента.

План проведения занятия:

- организационная часть;
- теоретическая часть (экзо- и эндотермические реакции, тепловой эффект химических реакций, характеристические функции, закон Гесса, следствие из закона, количественные расчеты характеристических функций);

- экспериментальная часть;
- обсуждение экспериментальных данных;
- тематическое тестирование по теме;
- итог лабораторной работы.

Приборы и реактивы: калориметрическая установка, хлорид аммония (1 г), аналитические весы, мерный цилиндр (25 мл), термометр.

Теоретическое введение.

К важнейшим функциям, характеризующим химические системы, относятся внутренняя энергия U ; энтальпия H ; энтропия S и энергия Гиббса (изобарно-изотермический потенциал G).

Если химическая реакция протекает при постоянном объеме ($\Delta V = 0$, изохорный процесс), то работа расширения системы ($A = P\Delta V$) равна нулю.

Химическая реакция чаще всего осуществляется при постоянном давлении ($\Delta P = 0$, изобарный процесс). В подобном случае для характеристики процесса удобнее пользоваться не внутренней энергией U , а энтальпией H , которая определяется соотношением: $H = U + P\Delta V$.

Энтальпия имеет ту же размерность, что и внутренняя энергия, и поэтому обычно выражается в Дж или кДж. При постоянном давлении: $\Delta H = \Delta U + P\Delta V$.

Реакции, протекающие с выделением теплоты, называются экзотермическими, с поглощением – эндотермическими.

Иногда тепловой эффект химической реакции выражают количеством выделившейся или поглощенной теплоты и обозначают буквой Q . Для экзотермических реакций $Q > 0$, а для эндотермических – $Q < 0$.

Если реакция экзотермическая – $\Delta H < 0$; $Q > 0$,

Если реакция эндотермическая – $\Delta H > 0$; $Q < 0$

Отсюда вытекает связь между Q и ΔH : $+Q = -\Delta H$.

Химические уравнения, в которых указаны изменения энтальпии, называются термохимическими уравнениями.

Основным законом термохимии является **закон Г. И. Гесса**, согласно которому изменение энтальпии (тепловой эффект) химической реакции определяется только начальным и конечным состоянием системы не зависит от пути перехода от пути перехода системы из одного состояния в другое.

Первым следствием из закона Гесса является соотношение:

$$\Delta H = \sum_i n_i \Delta H_{\text{обр}\cdot i} (\text{продуктов}) - \sum_g n_g \Delta H_{\text{обр}\cdot g} (\text{исх.в} - \text{в}),$$

где ΔH – энтальпия химической реакции.

Первый член в правой части уравнения – сумма энтальпий образования продуктов реакции, взятых с учетом стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции. Второй член – аналогичная сумма для исходных веществ.

Алгоритм проведения эксперимента:

Простейший калориметр состоит из 2-х сосудов: наружного (4) и внутреннего калориметрического (3). Во избежание потерь теплоты через стенки калориметрического сосуда он помещается на подставку из пенопласта (материал с малой теплопроводностью). Калориметр закрывается крышкой (5) с тремя отверстиями: для воронки (2), мешалки (6) и термометра (7).

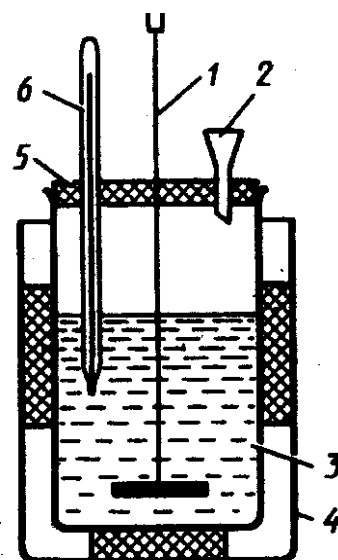


Рисунок 1 - Калориметрическая установка

Определение теплового эффекта растворения безводной соли (хлорида аммония) проводят в упрощенном калориметре: два сосуда, помещенные один в другой. Внутренний сосуд закрывается пробкой с термометром. Воздушная прослойка между двумя сосудами лишь в некоторой степени обеспечивает теплоизоляцию внутреннего сосуда от окружающей среды.

Во внутренний сосуд налейте дистиллированную воду ($V_{H_2O} = 25$ мл), отмеренную цилиндром. Опустив в воду термометр (не касаясь стенок и дна сосуда), измерьте температуру воды ($t_{нач.}$) в калориметре с точностью до 0,1 °С. Взвесьте на теххимических весах 1 г хлорида аммония и быстро высыпав во внутренний сосуд калориметра, перемешайте до полного растворения соли и запишите показания термометра. Отметьте резкое понижение температуры. Далее следите за плавным повышением температуры в растворе хлорида аммония. Результаты измерений температуры занесите в таблицу 2.

Таблица 2 – Результаты измерения температуры

Время от начала опыта, мин	0	1	2	3	4	5	6
Температура, °С							

Алгоритм обработки экспериментальных данных:

По результатам опыта рассчитайте изменение энтальпии ΔH (тепловой эффект) растворения хлорида аммония. Постройте график зависимости температуры от времени, отложив на оси ординат температуру, а на оси абсцисс – время (мин.)

Постройте график изменения температуры по времени, отложив на оси ординат температуру, а на оси абсцисс время (мин). По графику определите ко-

нечную температуру ($t_{\text{кон.}}$). Затем вычислите энтальпию растворения хлорида аммония в воде по формуле:

$$\Delta H_{\text{NH}_4\text{Cl}}(\text{ЭКСПЕР}) = - (m_{\text{СОЛИ}} + m_{\text{ВОДЫ}}) \cdot \Delta t \cdot 4,184 \cdot M_{\text{СОЛИ}} / 1000 \cdot m_{\text{СОЛИ}} [\text{кДж/моль}],$$
где, $\Delta t = t_{\text{кон.}} - t_{\text{нач.}}$, °С; $m_{\text{СОЛИ}}$ – масса соли, г; $m_{\text{ВОДЫ}}$ – масса воды, г; $M_{\text{СОЛИ}}$ – молекулярная масса соли, г/моль; 4,184 – удельная теплоемкость раствора, равная теплоемкости воды, кДж/кг·К; 1000 – переводной коэффициент, Дж в кДж.

Сравнительный анализ результатов эксперимента:

$$\Delta H_{\text{NH}_4\text{Cl}}(\text{ТЕОР}) = 16,5 \text{ кДж/моль.}$$

Рассчитайте погрешности опыта: абсолютную и относительную ошибки по формулам:

$$\text{Абсолютная ошибка } \Delta = H_{\text{ТЕОР.}} - H_{\text{ЭКСПЕР.}} [\text{кДж/моль}],$$

$$\text{Относительная ошибка } \Delta\% = (\text{абсолютная ошибка} / H_{\text{ТЕОР.}}) \cdot 100.$$

Вывод: реакции, протекающие с выделением теплоты, называются экзотермическими, с поглощением – эндотермическими. Иногда тепловой эффект химической реакции выражают количеством выделившейся или поглощенной теплоты и обозначают буквой Q. Для экзотермических реакций $Q > 0$, а для эндотермических – $Q < 0$.

Если реакция экзотермическая – $\Delta H < 0$; $Q > 0$,

Если реакция эндотермическая – $\Delta H > 0$; $Q < 0$.

Требования к технике безопасности при выполнении лабораторной работы. Перед выполнением работы следует ознакомиться с методикой проведения эксперимента, понять цель исследования. К работе необходимо приступать только после разрешения преподавателя. При проведении эксперимента необходимо осторожно перемешивать соль во внутреннем стеклянном цилиндре калориметра, данная работа проводится с ртутным термометром, который требует осторожного обращения.

Вопросы и задачи для подготовки к защите лабораторной работы:

1. Сформулируйте закон Гесса, следствие из закона Гесса.
2. Дайте определение экзо- и эндотермических реакций?
3. Какой знак имеют значения энтальпий экзо- и эндотермических реакций?
4. Экспериментально установлено, что при взаимодействии 2,3 г натрия с водой выделяется 14,0 кДж теплоты. Вычислите энтальпию реакции.

Учебная литература: [1, с. 169–173]; [2, с. 175–208]; [3, с. 40–58].

Лабораторная работа № 3

Приготовление и определение концентрации растворов

Цель лабораторной работы: приобрести навыки приготовления растворов различной концентрации из сухой соли и умения измерять плотность полу-

ченных растворов ареометром, умения использовать теоретические знания, полученные на лекции при решении практических задач; сравнивать экспериментальные знания с теоретическими величинами, анализировать, делать выводы.

План проведения занятия:

- организационная часть;
- теоретическая часть (растворы, способы выражения концентрации растворов, примеры решения задач с различной концентрацией);
- экспериментальная часть;
- обсуждение экспериментальных данных;
- тематическое тестирование по теме;
- итог лабораторной работы.

Приборы и реактивы: аналитические весы, набор ареометров, мензурки (950, 25, 15, 10), колба коническая 50 мл, 100 мл, колба плоскодонная вместимостью 200–250 мл, воронки 30–40 мл, часовое стекло, стаканы 50–100 мл, хлорид натрия, едкий натр (кристаллические).

Теоретическое введение.

Растворы относятся к дисперсным системам. Системы, полученные в результате распределения одного вещества в виде мелких частиц в другом, называются дисперсными. Вещество, которое распределяется, называется дисперсной фазой, а вещество, в котором распределяется дисперсная фаза, называется дисперсионной средой или растворителем.

Дисперсные системы делятся на три группы: грубодисперсные (взвеси), коллоидные и истинные растворы. Истинными растворами называются однородные (однородные) системы, состоящие из двух и более компонентов и продуктов их взаимодействия.

Содержание растворенного вещества в растворе может быть выражено либо безразмерными единицами – долями или процентами, либо величинами размерными – концентрациями.

Ниже приведены наиболее часто употребляемые в химии способы выражения содержания растворенного вещества в растворе.

Массовая доля (w) – это процентное отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора; выражается в процентах:

$$\omega = (m_{\text{В-ВА}} / m_{\text{Р-РА}}) \cdot 100 [\%], \text{ отсюда } m_{\text{В-ВА}} = \omega \cdot m_{\text{Р-РА}} / 100 [\text{г}].$$

Мольная доля – это отношение количества растворенного вещества к сумме количества всех веществ, находящихся в растворе.

$$N_1 = n_1 / (n_1 + n_2);$$

$$N_2 = n_2 / (n_1 + n_2), \text{ а } n_{\text{В-ВА}} = m_{\text{В-ВА}} / M_{\text{В-ВА}} [\text{моль}],$$

где n_1 – количество растворителя, моль; n_2 – количество растворенного вещества, моль.

Молярная концентрация или молярность (C_М или М) – это отношение количества растворенного вещества к объёму раствора; выражается в моль/л:

$$C_M = n_{B-BA} / V_{P-PA}; C_M = m_{B-BA} / M_{B-BA} \cdot V_{P-PA};$$

где V – объём раствора, л; $V = m_{P-PA} / \rho$; ρ – плотность раствора, г/мл.

Моляльная концентрация или моляльность (C_m или m) – это отношение количества растворенного вещества к массе растворителя; выражается в моль/кг:

$$C_m = n_{B-BA} / m_{P-ЛЯ}; C_m = m_{B-BA} \cdot 1000 / M_{B-BA} \cdot m_{P-ЛЯ} (H_2O).$$

Молярная концентрация эквивалентов или нормальность (C_H или N) – это отношение числа эквивалентов растворенного вещества к объёму раствора; выражается в моль · экв /л или н.:

$$C_H = n_{Э B-BA} / V_{P-PA} [\text{моль} \cdot \text{экв} / \text{л}]; C_H = m_{B-BA} / M_{Экв. B-BA} \cdot V [н].$$

Титр (массовая концентрация) – масса в граммах растворенного вещества содержащегося в 1 мл раствора; выражается в г /мл:

$$T = m_{B-BA} / V_{P-PA}; T = C_H \cdot M_{Экв.} / 1000 [\text{г/мл}]; T = C_M \cdot M / 1000 [\text{г/мл}].$$

Для приготовления растворов определенной концентрации, для точного измерения объемов применяют мерную посуду: мерные колбы, пипетки и бюретки.

Мерные колбы – тонкостенные плоскодонные сосуды с длинным узким горлом, на котором нанесена круговая (кольцевая) метка. На каждой колбе имеется клеймо, на котором указана емкость и температура, при которой колба откалибрована. Колба должна плотно закрываться пробкой (рисунок 2).

Пипетки используют для отбора определенного объема раствора.

Пипетки Мора представляют собой стеклянные трубки с расширением посередине. Нижний конец оттянут в капилляр, а на верхний нанесена кольцевая метка, по которой устанавливают точный объем. На пипетке указан номинальный объём и температура, при которой проводили калибровку мерной пипетки (нанесение кольцевой метки). Широко применяют также градуированные пипетки различной вместимости, на наружной стенке которых нанесены деления (градуировка). Для заполнения пипетки нижний конец ее опускают в жидкость и втягивают последнюю при помощи груши или специального приспособления. Жидкость набирают так, чтобы она поднялась на 1–2 см выше метки, затем быстро закрывают верхнее отверстие, указательным пальцем правой руки, придерживая в то же время пипетку большим и средним пальцами. Затем ослабляют нажим указательного пальца, в результате чего жидкость будет медленно вытекать из пипетки. В тот момент, когда нижний край мениска (уровень) жидкости окажется на одном уровне с меткой, палец снова прижимают. Введя пипетку в сосуд, убирают указательный палец и дают жидкости стечь по стенке сосуда. После того, как жидкость вытечет полностью, пипетку еще 5 сек, прислонив капилляр к стенке сосуда, слегка поворачивают вокруг оси. Нельзя выдувать раствор из пипетки, так как при этом нарушается точность измерения объема.

Бюретки применяют для измерения точных объемов при титровании и т. д.

Объемные бюретки – это стеклянные трубки с несколько оттянутым нижним концом или снабженным краном. На наружной стенке по всей длине бюретки нанесена градуировка, цена большого деления равна 1 мл или 1 см^3 , а цена самого маленького деления – 0,1 мл. К оттянутому концу бескрановой пипетки с помощью резиновой трубки, в которую закладывают стеклянную бусинку, присоединяют пипетку. Бюретку заполняют жидкостью через воронку. Затем открывают кран или зажим, чтобы заполнить раствором пипетку. При этом уровень жидкости в бюретке устанавливают несколько выше нулевого деления шкалы бюретки, и осторожно приоткрывая зажим, устанавливают уровень жидкости (нижний край мениска) на нулевое деление. Каждое титрование следует начинать только после установления уровня раствора в бюретке на нулевое деление (на нуле).

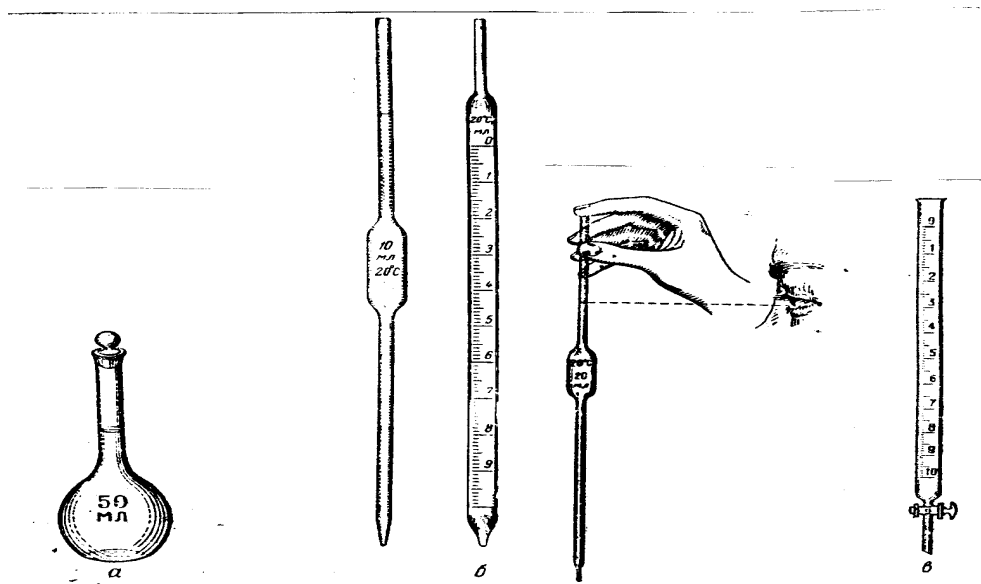


Рисунок 2 – Мерная посуда (а – мерная колба; б – пипетки; в – бюретка)

Для менее точного измерения объемов жидкости используют цилиндры и мензурки (рисунок 3).

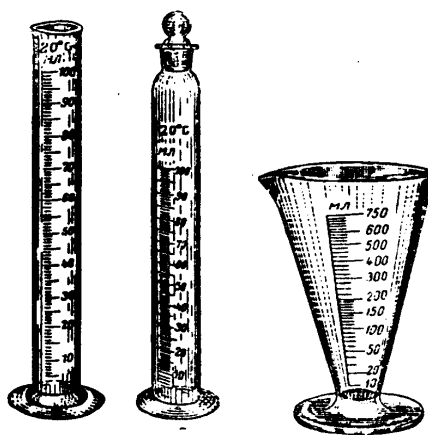


Рисунок 3 – Мерные цилиндры и мензурка

Алгоритм проведения эксперимента:

Опыт № 1. Приготовление раствора хлорида натрия.

Получите задание у преподавателя: приготовить раствор хлорида натрия заданной концентрации: необходимо рассчитать массу соли ($m_{\text{В-ВА}}$) и массу воды ($m_{\text{Р-ЛЯ}}$) для приготовления данной массы раствора хлорида натрия NaCl с заданной массовой долей вещества, определить с помощью ареометра плотность раствора хлорида натрия и массовую долю в нем растворенного вещества, плотность воды равна 1 г/мл, то по абсолютной величине масса и объем воды равны.

Опыт № 2. Измерение плотности раствора.

Принцип действия ареометра основан на применении закона Архимеда. Согласно закону, сила тяжести, приводящая к погружению ареометра в раствор, уравновешивается выталкивающей силой равной массе раствора вытесненного ареометром. Ареометр (рисунок 4) представляет собой стеклянную трубку, расширенная (нижняя) часть которой заполнена балластом – чистой и сухой металлической дробью, залитой слоем смолы с температурой плавления не ниже 80 °С. На узкую (верхнюю) часть нанесена шкала, отградуированная в единицах плотности. Отсчет плотности с помощью ареометра проводят по показанию шкалы, которое находится на одном уровне с нижним краем вогнутой поверхности (мениска). Значение плотности исследуемых растворов с точностью до 0,001 г/мл или г/см³ необходимо занести в лабораторный журнал.

Плотность водных растворов хлорида натрия приведена в таблице 3.

Таблица 3 – Плотность и процентное содержание растворов хлорида натрия

Концентрация, %	Плотность * 10 ⁻³ , кг/м ³ , при температуре		Концентрация, %	Плотность * 10 ⁻³ , кг/м ³ , при температуре	
	10 °С	20 °С		10 °С	20 °С
1	1,0071	1,0053	14	1,1049	1,1008
2	1,0144	1,0125	15	1,1127	1,1065
3	1,0218	1,0196	16	1,1206	1,1162
4	1,0292	1,0268	17	1,1285	1,1241
5	1,0366	1,0340	18	1,1364	1,1319
6	1,0441	1,0413	19	1,1445	1,1398
7	1,0516	1,0486	20	1,1525	1,1478
8	1,0591	1,0559	21	1,1607	1,1559
9	1,0666	1,0633	22	1,1689	1,1639
10	1,0742	1,0707	23	1,1772	1,1722
11	1,0819	1,0782	24	1,1856	1,1804
12	1,0895	1,0857	25	1,1940	1,1888
13	1,0972	1,0933	26	1,2025	1,1972

Алгоритм обработки экспериментальных данных:

Используя теоретическую плотность необходимо сделать расчет молярной, моляльной, нормальной концентрации и титра.

Сравнительный анализ результатов эксперимента:

Абсолютной погрешностью Δ называется абсолютная величина разности между табличное значение плотности – x и его значением, которое измерено ареометром – a :

$$\Delta = |x - a|.$$

Определение относительной ε погрешности: отношение абсолютной погрешности к табличному значению плотности:

$$\varepsilon = \Delta / x.$$

Вывод: в данной работе научились ареометром определять плотность приготовленного раствора, а также продолжили развивать навыки математической обработки экспериментах данных, при расчете различных концентраций.

Требования к технике безопасности при выполнении лабораторной работы. Перед выполнением работы следует ознакомиться с методикой проведения эксперимента, понять цель исследования. К работе необходимо присту-

пать только после разрешения преподавателя. Работать необходимо аккуратно, правильно осуществлять взвешивание на аналитических весах, ареометр необходимо погружать в раствор осторожно, по стеночке цилиндра.

Вопросы и задачи для подготовки к защите лабораторной работы:

1. Что такое раствор? Приведите примеры жидкого, газообразного и твердого раствора.

2. Как измеряют плотность раствора?

3. Какие способы выражения концентрации растворов Вы знаете?

4. Вычислите титр, нормальность и молярность растворов серной кислоты следующих концентраций: а) 34 %; б) 70 %; в) 96 %.

5. На титрование 10 мл 0,122н раствора каустика пошло 12,2 мл раствора соляной кислоты. Определите нормальную концентрацию кислоты.

Учебная литература: [1, с. 217–233]; [2, с. 417–428]; [3, с. 64–70].

Лабораторная работа № 4

Проведение необратимых и обратимых ионообменных реакций в водных растворах. Изучение влияния условий взаимодействия на состояние равновесия в ионообменных реакциях

Цель лабораторной работы: приобрести навыки составления молекулярных и ионных уравнений в растворах электролитов, умения определять направление смещения химического равновесия, умения распознавать реакции нейтрализации.

План проведения занятия:

- организационная часть;
- теоретическая часть (электролиты сильные и слабые, электролитическая диссоциация, определения и количественные характеристики слабых электролитов, влияние одноименных ионов на сдвиг химического равновесия);
- экспериментальная часть;
- обсуждение экспериментальных данных;
- тематическое тестирование по теме;
- итог лабораторной работы.

Приборы и реактивы: штатив с пробирками, набор индикаторов, соляная кислота (2н, 0,1н, 0,5н), уксусная кислота (2н, 0,1н), раствор аммиака (0,1н), силиката натрия (0,5н), хлорида аммония (0,5н), карбонат натрия (2н), сульфид аммония (2н), кристаллические ацетат натрия, хлорид аммония, хлорид, хлорид магния (0,5н), нитрат алюминия (0,5н), силикат натрия (0,5н), сульфат никеля (0,5н), сульфат цинка (0,5н).

Теоретическое введение.

По способности проводить электрический ток в водном растворе или расплаве вещества делятся на электролиты и не электролиты. Электролитами

называют вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток.

Процесс распада молекул электролитов на ионы в растворе или расплаве называется **электролитической диссоциацией**.

Ионы – это атомы или группы атомов, несущие положительный или отрицательный заряд.

Диссоциация процесс обратимый и равновесный. Это значит, что одновременно идут два противоположных процесса: распад молекул на ионы – диссоциация и объединение ионов в молекулы – ассоциация. В растворе сильных электролитов преобладает процесс диссоциации и равновесие сильно смещено вправо, а в растворе слабых электролитов равновесие смещено влево, так как преобладает процесс ассоциации:



В водных растворах одни электролиты полностью распадаются на ионы, другие – частично, т. е. часть молекул электролита остается в растворе в недиссоциированном виде.

Число (α), показывающее, какая часть молекул растворенного вещества распалась на ионы, называется степенью электролитической диссоциации.

$$A = (n/N) \cdot 100 [\%],$$

где n – число молекул электролита, распавшихся на ионы; N – общее число молекул электролита в растворе.

В зависимости от значения степени диссоциации электролиты делятся на сильные, слабые и электролиты средней силы.

Сильные электролиты – это электролиты, степень диссоциации которых в 0,1 М водном растворе больше 30 %.

Слабые электролиты – это электролиты, степень диссоциации которых в 0,1 М водном растворе меньше 3 %.

Электролиты, степень диссоциации которых лежит в пределах 3–30 % являются электролитами средней силы.

Для характеристики слабых электролитов применяют величину, называемую константой диссоциации.

В растворах слабых электролитов устанавливается динамическое равновесие между недиссоциированными молекулами и ионами, например:



Применив закон действия масс для этого химического равновесия, получим:

$$K_a = [\text{H}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-] / [\text{CH}_3\text{COOH}].$$

Константу равновесия (K) в этом случае называют константой диссоциации. Константа диссоциации характеризует способность электролита распалась на ионы. Чем больше значение константы диссоциации, тем сильнее

электролит, тем легче электролит распадается на ионы, и тем больше ионов в его растворе.

Закон разбавления Оствальда осуществляет связь между степенью и константой диссоциации:

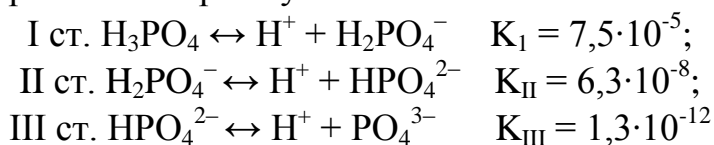
$$K = \alpha^2 C_M / (1 - \alpha),$$

где C_M – молярная концентрация электролита, моль/л.

Если степень диссоциации значительно меньше единицы, то при приближенных вычислениях можно принять, что $1 - \alpha \sim 1$. Тогда выражение закона разбавления упрощается:

$$K = \alpha^2 C_M, \text{ откуда } \alpha = \sqrt{K/C_M}.$$

В растворах многоосновных кислот, а также оснований, содержащих несколько гидроксильных групп, устанавливаются ступенчатые равновесия, отвечающие последовательным стадиям диссоциации. Так, диссоциация ортофосфорной кислоты протекает в три ступени:



каждая, из которых отвечает определенное значение константы диссоциации. Поскольку $K_1 \gg K_2 \gg K_3$, то в наибольшей степени протекает диссоциация по первой ступени, а при переходе к каждой последующей ступени степень диссоциации резко уменьшается. Это объясняется тем, что энергия, которая необходима для отрыва иона H^+ или OH^- от нейтральной молекулы кислоты или основания, минимальна. При диссоциации по следующей ступени энергия увеличивается, так как отрыв ионов происходит от противоположно заряженных частиц.

Реакции в растворах электролитов, при которых не происходит изменение заряда ионов, называются ионообменными реакциями. Обменные реакции в растворах электролитов протекают в направлении связывания ионов, приводящего к образованию малорастворимых или летучих веществ, молекул слабых электролитов. Сущность протекающих процессов наиболее полно выражается при записи их в форме ионно-молекулярных уравнений. В таких уравнениях сильные электролиты записываются в виде ионов, а слабые электролиты, малорастворимые вещества и соединения в газообразном состоянии записываются в молекулярной форме.

Например,





Алгоритм проведения эксперимента:

Опыт № 1. Смещение равновесия диссоциации слабых электролитов.

А. Влияние соли слабой кислоты на диссоциацию этой кислоты.

В две пробирки внесите по 5 капель раствора уксусной кислоты CH_3COOH и по одной капле индикатора метилового оранжевого. Одну пробирку с уксусной кислотой оставьте в качестве контроля, а в другую внесите микрошпатель ацетата натрия CH_3COONa .

Б. Влияние соли слабого основания на диссоциацию этого основания.

В две пробирки внесите по 5 капель раствора аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ и по одной капли фенолфталеина (индикатор). Одну пробирку с раствором аммиака оставьте в качестве контроля, а в другую внесите микрошпатель хлорида аммония NH_4Cl .

Опыт № 2. Направление обменных процессов в растворах электролитов.

А. Образование малорастворимых веществ.

В три пробирки внесите по 5 капель следующих растворов: в первую хлорид железа (III) (FeCl_3) и едкий натрий NaOH , во вторую – силикат натрия Na_2SiO_3 и соляную кислоту (HCl), в третью – серную кислоту H_2SO_4 и хлорид бария BaCl_2 . Наблюдайте выпадение осадков соответственно гидроксида железа (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$, метакремниевой кислоты H_2SiO_3 и сульфата бария BaSO_4 .

Б. Реакции нейтрализации.

В две пробирки с 7 каплями раствора щелочи NaOH и 1 каплей индикатора фенолфталеина добавьте в первую – 7 капель соляной кислоты $\text{HCl}(2\text{n})$, во вторую – 7 капель уксусной кислоты $\text{CH}_3\text{COOH}(2\text{n})$ до полного обесцвечивания раствора. В какой пробирке обесцвечивание наступает быстрее?

В. Образование летучих продуктов реакции.

В первую пробирку с раствором соды Na_2CO_3 (6 капель) добавьте 5 капель серной кислоты. Наблюдайте выделение углекислого газа CO_2 .

Во вторую пробирку с сульфидом аммония $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ (6 капель) добавьте 5 капель соляной кислоты. Здесь ощущается запах сероводорода H_2S .

Опыт № 3. Характер диссоциации гидроксидов.

Поставьте в два ряда 10 пробирок. Затем в две пробирки № 1 внесите по 2 капли 0,5н раствора хлорида магния MgCl_2 , № 2 – нитрата алюминия $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, № 3 – силиката натрия Na_2SiO_3 , № 4 – сульфата никеля NiSO_4 , № 5 – сульфата цинка ZnSO_4 . В две пробирки №№ 1, 2, 4, 5 по каплям добавляйте 2н раствор гидроксида натрия NaOH до выпадения осадков гидроксидов магния, алюминия, никеля и цинка. В две пробирки №3 добавляйте до выпадения осадка гидроксида кремния (кремниевая кислота H_2SiO_3) 2н раствор хлороводородной кислоты HCl . Напишите уравнения, протекающих реакций. Отметьте цвет выпавших осадков.

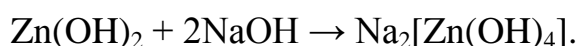
Определите химический характер гидроксидов. Для чего в левый ряд пробирок с осадками добавьте по 4 капли раствора гидроксида натрия, а в правый – по 4 капли раствора хлороводородной кислоты.

Алгоритм обработки экспериментальных данных.

Опыт 1. Визуально опишите эксперимент. Напишите в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения реакций. В растворах слабых электролитов устанавливается динамическое равновесие между недиссоциированными молекулами и образовавшимися в результате диссоциации ионами. Это динамическое равновесие можно сместить одним из следующих способов: 1) разбавление раствора способствует диссоциации, равновесие смещается в сторону образования дополнительного количества ионов; 2) увеличение концентрации одноименных ионов будет подавлять диссоциацию, равновесие сместится в сторону образования недиссоциированных молекул.

Опыт 2. Напишите в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения реакций. Указать, какое из условий протекания реакций ионного обмена выполняется в каждом конкретном случае. Выписать константы диссоциации уксусной, соляной кислот и воды. Визуально опишите эксперимент.

Опыт 3. Запишите распределение электронов у элементов, определите степени окисления, запишите химические свойства гидроксидов в молекулярной и ионно-молекулярной форме. В каких случаях осадки растворились только в щелочи или только в кислоте, и какие осадки растворились как в щелочи так в кислоте? Напишите уравнения соответствующих реакций. При этом следует учесть, что при растворении амфотерных гидроксидов в водных растворах щелочей образуются гидроксокомплексы. Например, при растворении гидроксида цинка в избытке растворе гидроксида натрия образуется тетрагидроксоцинкат натрия:



Укажите кислотными, основными или амфотерными свойствами обладают гидроксиды магния, алюминия, кремния, никеля и цинка? Составьте уравнения диссоциации (суммарные), полученных гидроксидов, без учета процессов гидратации.

Сравнительный анализ результатов эксперимента:

Опыт 1. Сравнивая с контрольной пробиркой, по изменению цвета индикатора, определить в какую сторону смещается химическое равновесие.

Опыт 2. Сравнить константы диссоциации воды и уксусной кислоты: почему равновесие смещается в сторону образования воды при участии в реакции нейтрализации слабо диссоциированных молекул уксусной кислоты.

Опыт 3. Сравнить химические свойства гидроксидов, находящихся в одном периоде (по степеням окисления и радиусам атомов) таблицы Д. И. Менделеева.

Вывод: в данной работе показано влияние одноименных ионов на сдвиг химического равновесия, протекания реакций нейтрализации сильного и слабого электролита, реакций, идущих до конца, зависимость химических свойств гидроксидов одного периода от радиуса атома и степени окисления элементов.

Требования к технике безопасности при выполнении лабораторной работы. Необходимо соблюдать особую осторожность при работе с растворами кислот и щелочей, не допускать их попадания на кожу и одежду. Если в процессе эксперимента выделяется токсичный газообразный продукт, то необходимо обязательно проводить опыт в вытяжном шкафу при работающей вентиляции. Необходимо соблюдать осторожность при работе с токсичными солями и их растворами (соли бария, никеля, меди и др.).

Вопросы и задачи для подготовки к защите лабораторной работы:

1. Приведите два примера реакций с образованием практически нерастворимых и малорастворимых солей. Напишите их уравнения в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

2. Приведите по одному примера реакций с образованием практически нерастворимых и малорастворимых кислот и оснований. Напишите их уравнения в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

3. Приведите два примера реакций с образованием газообразных малорастворимых в воде веществ. Напишите их уравнения в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

4. Приведите три примера реакций с образованием слабых электролитов. Напишите их уравнения в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

5. Приведите по одному примеру реакций перевода кислой и основной соли в нормальные (средние) соли. Напишите их уравнения в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

6. Напишите в молекулярном и ионно-молекулярном виде уравнения реакций амфотерного гидроксида хрома с серной кислотой и с раствором гидроксида калия.

7. Объясните и подтвердите расчетом, почему сульфид цинка взаимодействует с соляной кислотой (напишите уравнения в молекулярном и ионно-молекулярном виде), а сульфид кадмия не взаимодействует.

Учебная литература: [1, с. 237–260]; [2, с. 435–444]; [3, с. 84–106].

Лабораторная работа № 5

Исследование процесса гидролиза солей и установление факторов, влияющих на гидролиз солей

Цель лабораторной работы: приобрести навыки составления молекулярных и ионных уравнений гидролиза солей, умения определять направление смещения химического равновесия, устанавливать взаимосвязь между составом соли и ее способностью подвергаться гидролизу.

План проведения занятия:

- организационная часть;
- теоретическая часть (что понимает под гидролизом, как определить тип, среду гидролиза солей, необратимый гидролиз);
- экспериментальная часть;
- обсуждение экспериментальных данных;
- тематическое тестирование по теме;
- итог лабораторной работы.

Приборы и реактивы.

Реактивы: соли (растворы или кристаллы) (0,5н, 0,1н): NaCl, NaNO₃, Na₂SO₄, Na₂CO₃, Na₂SiO₃, Na₂B₄O₇, NaHCO₃, CH₃COONa, Na₂S, Na₃PO₄, KCl, KNO₃, K₂SO₄, NH₄Cl, NH₄NO₃, NH₄CH₃COO, ZnSO₄, Al₂(SO₄)₃, Cr₂(SO₄)₃, AlCl₃, FeCl₃, BaCl₂, CaCl₂, MgCl₂.

Растворы индикаторов: фенолфталеин, метиловый оранжевый, лакмус, индикаторная бумага.

Посуда: штатив с пробирками.

Теоретическое введение.

Химическое обменное взаимодействие ионов растворенной соли с водой (растворителем), приводящее к образованию продуктов слабых электролитов (молекул слабых кислот или оснований, анионов кислых солей или катионов основных солей) и сопровождающееся изменением реакции среды (рН), называется **гидролизом**.

Сущность гидролиза сводится к химическому взаимодействию катионов или анионов соли с гидроксид – ионами OH⁻ или ионами водорода H⁺ из молекул воды. В результате этого взаимодействия образуется слабо диссоциирующее соединение (слабый электролит). Химическое равновесие процесса диссоциации воды смещается вправо: H₂O ↔ H⁺ + OH⁻. Поэтому в водном растворе соли появляется избыток свободных ионов H⁺ или OH⁻, и раствор соли показывает кислую или щелочную среду.

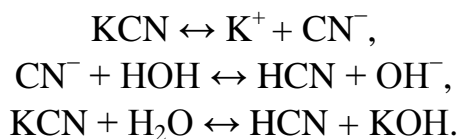
Гидролизу подвергаются соли образованные:

- слабой кислотой и сильным основанием,
- сильной кислотой и слабым основанием,
- слабой кислотой и слабым основанием

Гидролизу не подвергаются соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, потому что катионы и анионы этих солей не связываются с ионами H⁺ или OH⁻ воды, т. е. не образуют с ними молекул слабых электролитов. Равновесие диссоциации воды не смещается. Среда растворов этих солей – нейтральная (рН = 7), так как концентрация ионов H⁺ и OH⁻ в их растворах, как и в чистой воде, одинаковая.

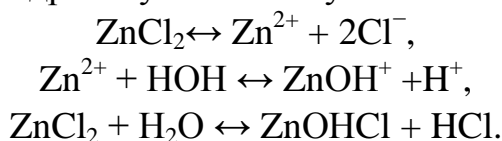
Типичные случаи гидролиза солей:

1. Соли образованные слабой циановодородной (синильной) кислотой HCN и сильным основанием гидроксидом калия KOH, подвергаются гидролизу по аниону:



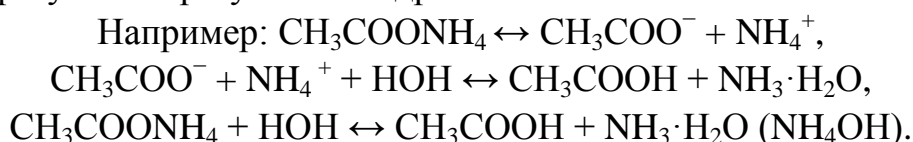
Гидролизу подвергаются анионы соли, в результате чего в растворе увеличивается концентрация свободных гидроксид – ионов OH^- . Поэтому раствор соли KCN имеет щелочную среду ($\text{pH} > 7$).

2. Соли образованные сильной кислотой HCl и слабым основанием $\text{Zn}(\text{OH})_2$, подвергаются гидролизу по катиону:



Гидролизу подвергаются катионы соли, в результате в растворе появляется избыток ионов H^+ . Среда в растворе ZnCl_2 – кислая ($\text{pH} < 7$).

3. Соли образованные слабой кислотой и слабым основанием, гидролизуются одновременно и по катиону, и по аниону. Эти соли образованы катионом слабого основания, который связывает ионы OH^- из молекулы воды и образует слабое основание и анионом слабой кислоты, который связывает ионы H^+ из молекулы воды и образует слабую кислоту. Реакция растворов этих солей может быть нейтральной, слабокислой или слабощелочной. Это зависит от констант диссоциации слабой кислоты CH_3COOH и слабого основания $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, которые образуются в результате гидролиза.



Реакция раствора соли $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ – нейтральная ($\text{pH} = 7$), потому что константы диссоциации кислоты и основания имеют одинаковые значения $K_{(\text{CH}_3\text{COOH})} = K_{(\text{NH}_4\text{OH})} = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Гидролиз соли, образованный слабой кислотой (HCN) и сильным основанием KOH, характеризуется константой гидролиза (K_{Γ}):

$$K_{\Gamma} = [\text{OH}^-] [\text{HCN}] / [\text{CN}^-] = K_{\text{H}_2\text{O}} / K_a,$$

где $K_{\text{H}_2\text{O}}$ – ионное произведение воды; K_a – константа диссоциации кислоты.

Аналогично для соли слабого основания ($\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$) и сильной кислоты HCl:

$$K_{\Gamma} = [\text{H}^+] \cdot [\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}] / [\text{NH}_4^+] = K_{\text{H}_2\text{O}} / K_b,$$

где K_b – константа диссоциации основания.

Степень гидролиза h называется доля электролита, подвергшаяся гидролизу. Она связана с константой гидролиза K_{Γ} уравнением, аналогичным выражению закона разбавления Оствальда для диссоциации слабого электролита:

$$K_{\Gamma} = h^2 C_M / (1 - h).$$

Чаще всего гидролизованная часть соли очень мала, а концентрация продуктов гидролиза незначительна. Тогда связь между K_{Γ} и h выражается более простым соотношением:

$$K_{\Gamma} = h^2 C_M \text{ или } h = \sqrt{K_{\Gamma} / C_M}.$$

Из последнего уравнения следует, что степень гидролиза данной соли тем больше, чем меньше её концентрация; иначе говоря, при разбавлении раствора соли степень её гидролиза возрастает.

Алгоритм проведения эксперимента:

Опыт № 1. Реакция среды в растворах различных солей.

В семь пробирок внесите по 1 капле лакмуса. В первую пробирку внесите 5 капель дистиллированной воды и оставьте в качестве контрольной, а в остальные внесите по 5 капель растворов солей: во вторую – ацетата натрия (CH_3COONa), в третью – хлорида алюминия (AlCl_3), в четвертую – карбоната натрия (Na_2CO_3), в пятую – карбоната аммония ($(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$), в шестую – хлорида калия (KCl), в седьмую – ацетат аммония ($\text{CH}_3\text{COONH}_4$).

Опыт № 2. Влияние разбавления раствора на степень гидролиза соли.

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

Опыт № 3. Случай полного (необратимого) гидролиза соли.

В две пробирки внесите по 7 капель раствора хлорида алюминия AlCl_3 . В одну пробирку добавьте 7 капель раствора сульфида аммония, в другую – карбоната натрия. Отметьте выделение сероводорода (H_2S) в первой пробирке (по запаху) и пузырьков диоксида углерода CO_2 во второй пробирке. В обоих случаях в осадок выпадает гидроксид алюминия.

Опыт 4. Факторы, влияющие на степень гидролиза солей.

Подготовьте две пробирки, затем в одну пробирку внесите несколько кристалликов сульфита натрия Na_2SO_3 , в другую – столько же кристалликов карбоната натрия Na_2CO_3 . В каждую пробирку добавьте по 4 капли дистиллированной воды и по 1 капле фенолфталеина.

Алгоритм обработки экспериментальных данных:

Опыт 1. Полученные результаты свести в таблицу 4.

Таблица 4 – Результаты опыта 1

№ пробирки	Формула соли	Цвет лакмуса	Реакция среды	pH раствора pH > 7 pH < 7 pH = 7
1				

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 степени.

Опыт 2. Написать ионные и молекулярные уравнения гидролиза хлорида сурьмы (III) и общее уравнение гидролиза до образования $Sb(OH)_2Cl$. Напишите выражение для константы гидролиза хлорида сурьмы (III) по первой степени. Покажите, как влияет разбавление на степень гидролиза этой соли.

Опыт 3. Напишите молекулярные и ионные уравнения необратимого гидролиза.

Опыт 4. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей. С помощью индикатора определите характер среды в растворах солей. Как изменилась окраска индикатора? В какой из солей окраска индикатора более интенсивная?

Сравнительный анализ результатов эксперимента:

Опыт 1. Сравните цвет лакмуса в шести пробирках с цветом лакмуса в контрольной пробирке. Укажите pH среды в каждой из пробирок.

Опыт 2. Степень гидролиза каких солей не меняется при разбавлении раствора.

Опыт 3. Если растворы этих солей находятся в одном сосуде, то идет взаимное усиление гидролиза каждой из них, ибо ионы H^+ и OH^- образуют молекулу слабого электролита H_2O . При этом гидролитическое равновесие сдвигается вправо и гидролиз каждой из взятых солей идет до конца с образованием $Al(OH)_3$ и $CO_2 (H_2CO_3)$.

Опыт 4. В растворе какой соли появляется более интенсивное окрашивание? Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: Na_2CO_3 или Na_2SO_3 ? Почему?

Вывод: Химическое обменное взаимодействие ионов растворенной соли с водой, приводящее к образованию слабодиссоциирующих продуктов (молекул слабых кислот или оснований, анионов кислых или катионов основных солей) и сопровождающееся изменением pH среды, называется **гидролизом**.

Требования к технике безопасности при выполнении лабораторной работы.

1. Перед выполнением работы следует ознакомиться с методикой проведения эксперимента, понять цель исследования.

2. К работе необходимо приступать только после разрешения преподавателя.

3. Нужно помнить о токсичности многих солей (особенно солей «тяжелых» металлов – меди, цинка, кадмия, ртути, свинца, олова). При попадании на руки растворов солей и в конце работы необходимо тщательно вымыть руки.

4. Пролитые реактивы необходимо сразу же удалить влажной тряпкой, не допуская их контакта с незащищенной кожей рук.

5. Опыты, в которых выделяются ядовитые газы, следует проводить в вытяжном шкафу при включенной вентиляции.

6. Растворы солей и индикаторов нужно использовать в количествах, указанных в описании эксперимента. Не следует использовать растворы, в названиях которых не уверены.

Вопросы и задачи для подготовки к защите лабораторной работы:

1. Приведите примеры растворимых в воде солей, среда растворов которых нейтральная, кислая, щелочная. Напишите уравнения их гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

2. Приведите примеры солей, гидролиз которых идет только по катиону, только по аниону, и по катиону и по аниону одновременно. Напишите уравнения их гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

3. Приведите примеры солей, гидролиз которых возможен по одной, двум и трем ступеням. Напишите уравнения их гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

4. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения совместного гидролиза: а) сульфата хрома (III) и карбоната натрия и б) нитрата алюминия и сульфида калия.

5. Как влияет добавление растворов KOH, $ZnCl_2$, Na_2S , соляной кислоты и твердого NaCl на гидролиз карбоната калия (гидролиз усиливает, ослабляется, влияния не наблюдается).

6. Как влияет добавление растворов NaOH, Na_2CO_3 , $Al_2(SO_4)_3$, серной кислоты и твердого K_2SO_4 на гидролиз хлорида цинка (гидролиз усиливает, ослабляется, влияния не наблюдается).

7. Напишите в молекулярном и ионном виде, уравнения трех ступеней гидролиза хлорида железа (III). Объясните, почему при комнатной температуре гидролиз идет только по первой ступени, а при кипячении раствора – по всем трем.

Учебная литература: [2, с. 447].

Лабораторная работа № 6

Усвоение закономерностей протекания окислительно-восстановительных реакций

Цель лабораторной работы: проверка, корректировка и углубление знаний студентов по теме «Окислительно-восстановительные реакции» через эксперимент и составление методом электронного баланса уравнений химических реакций. Формирование навыков техники выполнения эксперимента, умения работать в группе, развитие творческих способностей, логического мышления, внимания, памяти.

План проведения занятия:

- организационная часть;
- теоретическая часть (степень окисления, правило определения степеней окисления, важнейшие окислители и восстановители, типы окислительно-восстановительных реакций, типы окислительно-восстановительных реакций);
- экспериментальная часть;
- обсуждение экспериментальных данных;
- тематическое тестирование по теме;
- итог лабораторной работы.

Приборы и реактивы.

Реактивы: соли (растворы, кристаллы) перманганата калия (2н), кристаллические сульфит калия и дихромат аммония, серная кислота, дистиллированная вода, едкий натр.

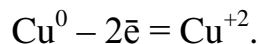
Посуда: штатив с пробирками, фарфоровая чашка, спиртовка.

Теоретическое введение.

Химические реакции, которые протекают с изменением степеней окисления атомов в молекулах реагирующих веществ, называются окислительно-восстановительными.

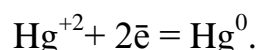
Для характеристики состояния элементов в соединениях введено понятие степени окисления. Число электронов, смещенных от атома или к атому данного элемента в соединении, называется степенью окисления.

Процесс отдачи электронов называется окислением. Например:



При окислении степень окисления элемента повышается.

Процесс присоединения электронов называется восстановлением. Например:

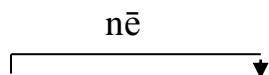


При восстановлении степень окисления элемента понижается.

Восстановителями называются атомы, молекулы или ионы, которые отдают электроны в процессе окисления.

Окислителями называются атомы, молекулы или ионы, которые присоединяют электроны в процессе восстановления.

Общая схема ОВР может быть записана так:



Восстановитель + Окислитель = Продукты реакции.

По окислительно-восстановительным свойствам все вещества делятся на три группы:

1. Вещества, которые могут быть **только окислителями**. В молекулах таких веществ элементы, изменяющие степень окисления, находятся в **высшей** степени окисления. Атомы с высшими степенями окисления не могут отдавать электроны, а могут только присоединять их.

Таблица 5 – Важнейшие окислители

Элемент	Высшая степень окисления	Вещества – окислители
N	+5	HNO ₃
Mn	+7	KMnO ₄ , HMnO ₄
Cr	+6	K ₂ Cr ₂ O ₇ , CrO ₃
Pb	+4	PbO ₂
F	0	F ₂

2. Вещества, которые могут быть **только восстановителями**. В молекулах таких веществ элементы, изменяющие степень окисления, находятся в **низшей** степени окисления. Атомы с низшими степенями окисления не могут присоединять электроны, а могут только отдавать их.

Таблица 6 – Важнейшие восстановители

Элемент	Низшая степень окисления	Вещества – восстановители
N	-3	NH ₃
S	-2	H ₂ S
Cl, Br, I	-1	HCl, HBr, HI
H	-1	Гидриды металлов (NaH)
Все металлы	0	Na, Fe, Al, Zn...

3. Вещества, которые могут быть **как восстановителями, так и окислителями** (в зависимости от второго участника реакции). Молекулы таких веществ содержат элементы в **промежуточной** степени окисления.

Атомы с промежуточными степенями окисления могут и присоединять, и отдавать электроны.

Таблица 7 – Вещества, проявляющие окислительно-восстановительную двойственность

Элемент	Промежуточные степени окисления	Вещества
N	0	N ₂
	+3	NaNO ₂
S	0	S
	+4	SO ₂ ; K ₂ SO ₃
Fe	+2	FeSO ₄ ; FeCl ₂
Sn	+2	SnCl ₂

На границе инертного электрода (платины, графита) в растворе электролита, в котором происходит окислительно-восстановительная реакция, возникает скачок потенциала φ .

Абсолютное значение φ не определяется, но измеряется относительно значение к водородному электроду сравнения, φ зависит от природы вещества, от концентрации, от температуры.

Каждая окислительно-восстановительная реакция состоит из двух полуреакций. т.е. из двух электрохимических систем с электродвижущей силой:

$$\text{ЭДС} = \Delta\varphi^0 = \varphi_{\text{ок-ля}}^0 - \varphi_{\text{восст-ля}}^0,$$

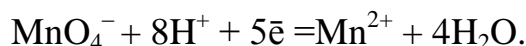
где φ^0 – стандартный электродный потенциал, значения которого приводятся в справочных таблицах.

Окислительно-восстановительные реакции протекают в данном направлении при условии положительного значения э.д.с (электродвижущая сила системы).

Вещество в разных реакциях может отдавать или присоединять разное число электронов, поэтому его эквивалентная масса может иметь различное значение.

В соответствии с этим, эквивалентная масса окислителя (восстановителя) равна его молярной массе, деленной на число электронов, которые присоединяет один моль окислителя или высвобождает один моль восстановителя в данной реакции: $M_{\text{э}} = M/z$ [г/моль], где z -число эквивалентности, $z = n\bar{e}$ (число электронов).

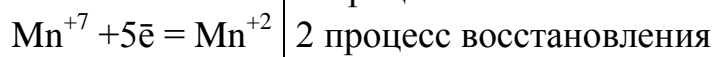
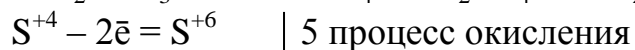
Например, KMnO₄ (M= 158,0 г/моль) в зависимости от кислотности среды восстанавливается по-разному. В кислой среде восстановление протекает по уравнению:



Здесь $n\bar{e} = 5$, $z = 5$, эквивалентная масса $M_{\text{э}}$ (KMnO₄) = 158,0/5 = 31,6 г/моль.

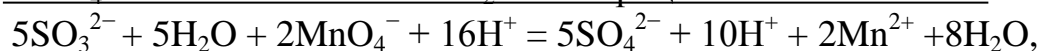
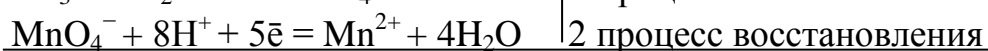
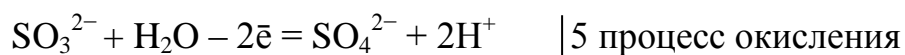
Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций используют два метода: метод электронного баланса и ионно-электронный метод (метод полуреакций).

1. Метод электронного баланса:

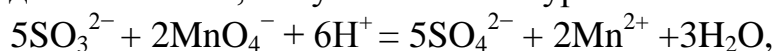


2. Ионно-электронный метод:

Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водных растворах, удобно использовать ионно-электронный метод (метод полуреакций). Этот метод основан на составлении уравнений полуреакций восстановления иона (молекулы) – окислителя и окисления иона (молекулы) – восстановителя с последующим суммированием этих полуреакций.



сложив подобные члены, получают ионное уравнение:



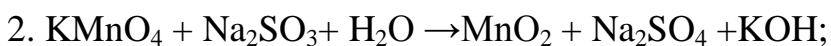
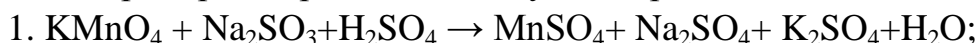
по которому составляют молекулярное уравнение реакции (для этого к каждому аниону приписывают соответствующий катион, а к каждому катиону – соответствующий анион с учетом подобранных коэффициентов):



Алгоритм проведения эксперимента:

Опыт 1. Влияние среды на характер восстановления перманганата калия.

В три пробирки внесите по 4 капли раствора перманганата калия (KMnO_4). В 1-ю пробирку добавьте 2 капли 2н раствора серной кислоты H_2SO_4 , во 2-ю пробирку – 2 капли дистиллированной воды, в 3-ю 2 капли 2н раствора щелочи NaOH . В каждую пробирку внесите на кончике микрошпателя по несколько кристалликов сульфита натрия Na_2SO_3 и тщательно перемешайте растворы до полного растворения соли. Отметьте изменение окраски растворов во всех пробирках. В пробирках протекают следующие реакции:



Опыт 2. Окислительные и восстановительные свойства атомов р-элементов в промежуточных степенях окисления.

В 1-ю пробирку с раствором дихромата калия ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), во 2-ю с раствором сульфида натрия (Na_2S) внесите по 1 капле 2н раствора серной кислоты и на кончике шпателя несколько кристалликов сульфита натрия Na_2SO_3

Опыт 3. Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции.

В предварительно нагретую на электрической плитке фарфоровую чашку поместите горкой несколько микрошпателей кристаллического дихромата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Через несколько секунд наблюдайте бурное разложение соли «вулканчик»:



Зеленые окатыши представляют собой Cr_2O_3 – оксид хрома (III).

Опыт 4. взаимодействие хлорида олова(II) с металлическим цинком.

В другую пробирку внесите кусочек цинка и 5 капель раствора хлорида олова (II), наблюдайте на поверхности цинка образование блестящих кристалликов олова.

Опыт 5. Органические вещества в окислительно-восстановительных реакциях.

В пробирку с раствором дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (6 капель) внесите 2 капли концентрированной серной кислоты плотностью $1,84 \text{ г/м}^3$ и 5 капель этилового спирта $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$. Отметьте изменение цвета раствора и появление специфического «яблочного» запаха, присущего уксусному альдегиду (ацетальдегид) CH_3CHO . Напишите уравнение реакции, учитывая, что хром (VI) перешел в хром (III).

Опыт 6. Окислительные и восстановительные свойства простых веществ.

Внесите в две пробирки по 4 капли йодной воды ($\text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$). В первую пробирку добавьте несколько капель хлорной воды ($\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$), во вторую сероводородной воды ($\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$).

Алгоритм обработки экспериментальных данных:

Опыт 1. В опыте 1 напишите уравнения реакций восстановления перманганата калия, сульфитом натрия в кислой, нейтральной и щелочной средах. Коэффициенты подберите методом электронно-ионного баланса.

Опыт 2. Окислителем или восстановителем может являться в химических реакциях $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$? Na_2S ? Подберите коэффициенты, укажите окислитель и восстановитель

Опыт 3. Атомы, какого элемента являлись окислителями? Восстановителями? Как изменилась степень их окисления?

Опыт 4. Напишите уравнение реакции взаимодействия хлорида олова (II) с цинком, коэффициенты необходимо подобрать методом электронного баланса. Окислителем или восстановителем является ион Sn^{2+} в этой реакции?

Опыт 5. Отметьте изменение цвета раствора и появление специфического «яблочного» запаха, присущего уксусному альдегиду (ацетальдегид) CH_3CHO . Напишите уравнение реакции, учитывая, что хром (VI) перешел в хром (III).

Опыт 6. Напишите уравнения протекающих реакций, учитывая, что в первом случае образуются хлороводородная HCl и иодноватая HIO₃ кислоты; во втором случае помутнение раствора вызвано выделением коллоидной серы, являющейся одним из продуктов реакции.

Сравнительный анализ результатов эксперимента:

Опыт 1. Перманганат калия, KMnO₄, является сильным окислителем. Наиболее сильные окислительные свойства KMnO₄ проявляет в кислой среде. Поэтому в присутствии восстановителей в кислой среде фиолетовая окраска, присущая MnO_4^- , исчезает, так как в продуктах образуется бесцветный ион. В нейтральной среде KMnO₄, являясь более слабым окислителем, превращается в диоксид марганца (MnO₂), образование которого можно установить по бурому осадку (хлопьям). В щелочной среде KMnO₄ проявляет еще более слабые окислительные свойства, восстанавливаясь до манганата калия K₂MnO₄, поэтому фиолетовая окраска, присущая иону MnO_4^{2-} , переходит в зеленую.

Опыт 2. Как изменилась окраска раствора в 1-й пробирке? Почему помутнел раствор во 2-й пробирке? Окислительные или восстановительные свойства проявляет Na₂SO₃?

Опыт 3. Дайте определение внутримолекулярных окислительно-восстановительных реакций. Чем они отличаются от другого типа окислительно-восстановительных реакций.

Опыт 4. Сравнить активность металлов по ряду активности: более активный металл вытесняет менее активный из ее солей.

Опыт 5. Степени окисления в органических соединениях определяют по сдвигу электронной плотности к более электроотрицательному элементу.

Опыт 6. Окислителем или восстановителем являются в этих реакциях йод и хлор?

Вывод: Окислительно-восстановительные реакции – это реакции, протекающие с изменением степени окисления у элементов в соединениях. В зависимости от того в какой степени окисления находится элемент он может быть и окислителем и восстановителем, и одновременно и окислителем и восстановителем. Рассмотрено влияние среды раствора на протекания окислительно-восстановительных реакций, участие простых веществ в окислительно-восстановительных процессах.

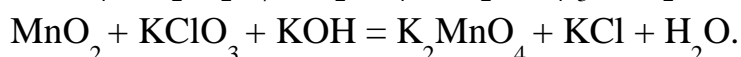
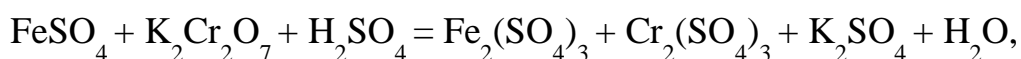
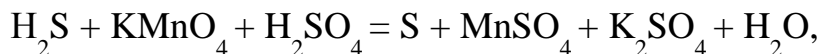
Требования к технике безопасности при выполнении лабораторной работы. К работе приступать только после разрешения преподавателя. Работать нужно аккуратно и в конце работы вымыть руки. Пролитые реактивы необходимо сразу же удалить влажной тряпкой, не допуская их контакта с незащищенной кожей рук. Опыты, в которых выделяются ядовитые газы, следует проводить в вытяжном шкафу при включенной вентиляции. Растворы химических реактивов и индикаторов нужно использовать в количествах, указан-

ных в описании эксперимента. Опыты с нагреванием и концентрированными растворами следует проводить только в вытяжном шкафу.

Вопросы и задачи для подготовки к защите лабораторной работы:

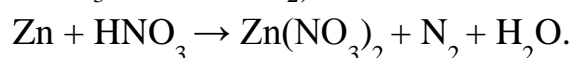
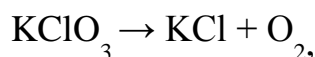
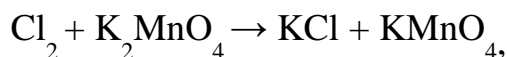
1. Среди веществ – хлорид железа (II), хлорид железа (III), металлическое железо сероводород, сульфит натрия, серная кислота – укажите восстановитель, окислитель и вещество с окислительно-восстановительной двойственностью.

2. Подберите стехиометрические коэффициенты в уравнения реакций:



Укажите в них окислитель, восстановитель и реакцию среды (pH).

3. Укажите уравнения реакций: межмолекулярной, внутримолекулярной и диспропорционирования (самоокисления самовосстановления); в уравнение реакции диспропорционирования подберите стехиометрические коэффициенты:



Учебная литература: [1, с. 271–278]; [3, с. 194–211].

Лабораторная работа № 7

Исследование процессов электрохимической коррозии металлов в различных средах. Изучение влияния активаторов на процесс коррозии

Цель лабораторной работы: закрепить знания об окислительно-восстановительных реакциях, экспериментально исследовать сущность коррозии металлов и способы защиты от коррозии; развить умения наблюдать, сравнивать, обобщать, делать самостоятельные выводы.

План проведения занятия:

- организационная часть;
- актуализация основных теоретических вопросов (коррозия, ее виды и типы, причины электрохимической коррозии, что такое микрогальваническую пара, способы защиты металлов от коррозии);
- экспериментальная часть;
- обсуждение экспериментальных данных;
- тематическое тестирование по теме;
- итог лабораторной работы.

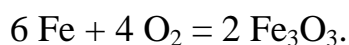
Приборы и реактивы: гранулы цинка, олова, алюминия, наждачная бумага, медная проволока, серная кислота (2н), растворы хлорида меди и сульфата меди (0,5н), красная кровяная соль (0,5н), штатив с пробирками.

Теоретическое введение.

Коррозия – это разрушение металла в результате его физико-химического воздействия с окружающей средой. При этом металлы окисляются и образуют продукты, состав которых зависит от условий коррозии.

По механизму протекания различают химическую и электрохимическую коррозию.

Химическая коррозия наблюдается в среде сухих газов и не проводящих электрический ток жидкостях. Примером такой коррозии может служить образование железной окалины, имеющее место при отжиге стальных изделий, при закалке и в других процессах, протекающих при высоких температурах в воздушной среде:

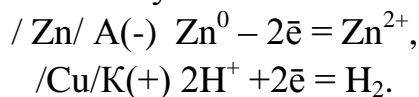


В случае химической коррозии часто бывает так, что образующееся соединение покрывает металл тонким, но плотно прилегающим слоем, который защищает металл от дальнейшего воздействия на него других веществ. Такие пленки на поверхности металлических изделий часто создают специально с целью предохранения их от коррозии; это такие процессы, как например, окисление, анодирование и др.

Электрохимическая коррозия характерна для сред, имеющих ионную проводимость. На поверхности металла, вследствие различных включений в металл, может быть много микроучастков, имеющих разный электродный потенциал. Таким образом, если металл соприкасается с раствором электролита, создаются условия для возникновения микрогальванических коррозионных элементов. Электроны от мест с более отрицательным электродным потенциалом (анодных участков) перемещаются к местам, имеющим менее отрицательный (или положительный) потенциал (катодным участкам). Металл, на анодных участках будет окисляться, и переходить в соединения с компонентами среды. На катодных участках будут восстанавливаться окислители, содержащиеся в среде.

Однако если металлическая поверхность во всех точках имеет одинаковый потенциал, микрогальванический элемент возникать не будет. Например, если химически чистый цинк поместить в разбавленную кислоту, выделение кислорода почти отсутствует. Это объясняется тем, что на поверхности металла возникает однородный двойной электрический слой и ионы цинка, образующие один слой и находящиеся у поверхности металла, препятствуют ионам водорода подходить к поверхности металла и получать с неё электроны. Однако, если прикоснуться к поверхности цинка каким-либо менее активным металлом, например, медной проволокой, начинается усиленное растворение цинка и

энергичное выделение водорода на поверхности медной проволоки. Причиной этого служит образование гальванического элемента, в котором цинк является анодом и передает свои электроны катоду – меди. С поверхности меди ионы водорода легко отдают пришедшие от цинка электроны, превращаясь в нейтральные атомы, а затем в молекулы:



Во всех случаях контакта более активного металла с менее активным металлом в присутствии электролита возникает гальваническая пара и идет усиление коррозии активного металла.

Для защиты от коррозии, а также с декоративными целями поверхность одного металла часто покрывают другим металлом. Различают анодные и катодные металлические покрытия.

Анодные покрытия – металл покрывается более активным металлом, например, цинк по железу; олово по меди. Это надежная защита, поскольку даже в случае механического повреждения покрытия и образование гальванической пары, покрывающий металл является анодом, т. е. он принимает на себя коррозию и хорошо защищает основной металл. Таким образом, он играет роль протектора.

Катодное покрытие – металл покрывается менее активным металлом, например, олово по железу; никель по железу. Это не надежное покрытие. В случае механического повреждения покрытия и образования гальванической пары роль анода выполняет защищаемый металл (железо). В этом случае покрытие не защищает железо, а наоборот, ускоряет его коррозию.

В настоящее время имеется большое количество средств для борьбы с коррозией.

Алгоритм проведения эксперимента:

Опыт № 1. Взаимодействие цинка с серной кислотой в отсутствие и в присутствии меди.

В пробирку внести 5 капель раствора серной кислоты и кусочек цинка. Наблюдается ли вытеснение водорода из серной кислоты? Коснуться медной проволокой кусочка цинка в пробирке. Как изменяется интенсивность выделения водорода, и на каком из металлов он выделяется? Отнять медную проволоку от цинка и убедиться, что интенсивность выделения водорода снова изменяется.

Опыт № 2. Электрохимическая коррозия луженого и оцинкованного железа.

В две чистые пробирки внести по 3 капли раствора серной кислоты и гексацианоферрата (III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Две железные проволоки зачистить наждачной бумагой. Эти проволоки опустить в пробирки с приготовленными растворами и прикоснуться одной

проволокой к кусочку цинка, а другой – к кусочку олова. Через несколько минут наблюдайте появление синего окрашивания раствора, в который погружена железная проволока в контакте с оловом.

Опыт № 3. Влияние хлор – иона на коррозию металла.

Ион хлора является сильным активатором коррозии. Его присутствие в растворе способствует разрушению защитной пленки оксида алюминия, вследствие чего коррозия усиливается.

В две пробирки поместить по кусочку алюминия и добавить в одну из них 5–6 капель раствора сульфата меди, а в другую – столько же раствора хлорида меди.

Алгоритм обработки экспериментальных данных:

Опыт 1: Указать направление перехода электронов в паре цинк – медь. Какой металл будет иметь отрицательный заряд, и являться катодом для ионов водорода, имеющихся в растворе? Составить микрогальваническую пару, написать процесс на аноде и на катоде в кислой среде.

Опыт 2: Объясните образование ионов Fe^{2+} в этом растворе, учитывая, что железо и олово образуют гальваническую пару. На поверхности какого металла выделяется в этом случае водород?

Почему не появилась синяя окраска в растворе, в который была опущена железная проволока в контакте с цинком?

Составьте схему электрохимической коррозии луженого и оцинкованного железа, с образованием гальванических пар.

Опыт 3: Отметить различный результат в обоих случаях: в то время как в первой пробирке алюминий остается почти без изменения, во второй он быстро покрывается налетом меди. Написать уравнение реакции.

Сравнительный анализ результатов эксперимента:

Опыты 1, 2: Процессы на аноде зависят от активности металлов: на аноде разрушается всегда более активный металл, стандартный электродный потенциал которого имеет меньшее значение, активность металлов легла в основу выбора металлического покрытия (таблица 8).

Таблица 8 – Стандартные электродные потенциалы (E°) некоторых металлов (ряд напряжений)

ЭЛЕКТРОД	E° , В	ЭЛЕКТРОД	E° , В
Li^+/Li	-3,045	Cd^{2+}/Cd	-0,403
Rb^+/Rb	-2,925	Co^{2+}/Co	-0,277
K^+/K	-2,924	Ni^{2+}/Ni	-0,25
Cs^+/Cs	-2,923	Sn^{2+}/Sn	-0,136
Ba^{2+}/Ba	-2,90	Pb^{2+}/Pb	-0,127
Ca^{2+}/Ca	-2,87	Fe^{3+}/Fe	-0,037
Na^+/Na	-2,714	$2H^+/H_2$	-0,000

ЭЛЕКТРОД	E° , В	ЭЛЕКТРОД	E° , В
Mg^{2+}/Mg	-2,37	Sb^{3+}/Sb	+0,20
Al^{3+}/Al	-1,70	Bi^{3+}/Bi	+0,215
Ti^{2+}/Ti	-1,603	Cu^{2+}/Cu	+0,34
Zr^{4+}/Zr	-1,58	Cu^+/Cu	+0,52
Mn^{2+}/Mn	-1,18	$Hg^{2+}_2/2Hg$	+0,79
V^{2+}/V	-1,18	Ag^+/Ag	+0,80
Cr^{2+}/Cr	-0,913	Hg^{2+}/Hg	+0,85
Zn^{2+}/Zn	-0,763	Pt^{2+}/Pt	+1,19
Cr^{3+}/Cr	-0,74	Au^{3+}/Au	+1,50
Fe^{2+}/Fe	-0,44	Au^+/Au	+1,70

Опыт 3: Активаторы – ускоряют процесс коррозии. Ингибиторы замедляют.

Выводы: на основе теоретического и экспериментального изучения процессов химической и электрохимической коррозии, методов защиты металлов сформировали умение определять условия коррозионной совместимости деталей из различных материалов, выбирать оптимальные.

Требования к технике безопасности при выполнении лабораторной работы: прежде чем приступить к выполнению лабораторной работы, необходимо изучить методику ее проведения, получить разрешение преподавателя на выполнение работы. В конце работы необходимо тщательно вымыть руки. Пролитые реактивы необходимо сразу же удалить влажной тряпкой, не допуская их контакта с незащищенной кожей рук. Растворы химических реактивов следует использовать в количествах, указанных в описании эксперимента. Не следует использовать растворы, в названиях которых не уверены. После опыта остатки металла необходимо собрать в отдельную посуду.

Вопросы и задачи для подготовки к защите лабораторной работы:

1. Что такое коррозия металлов? Каковы причины возникновения электрохимической коррозии?
2. Что такое ингибиторы? В чем заключается сущность их действия?
3. Как происходит коррозия цинка, находящегося в контакте с кадмием в нейтральном и кислом растворах. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов. Каков состав продуктов коррозии?
4. Почему химически чистое железо более стойко против коррозии, чем техническое железо?
5. Железное изделие покрыли свинцом. Какое это покрытие – анодное или катодное? Почему?

Учебная литература: [1, с. 568]; [2, с. 593–638].

Лабораторная работа № 8

Определение суммарной жесткости водопроводной воды методом комплексометрического титрования

Цель лабораторной работы: проверка, корректировка и углубление знаний студентов по теме «Жесткость воды» через эксперимент и решение задач. Формирование навыков техники выполнения комплексометрического титрования, умения решать расчетные задачи. Воспитание самостоятельности, организованности, формирование умения работать в группе, развитие творческих способностей, логического мышления, внимания, памяти.

План проведения занятия:

- организационная часть;
- актуализация основных теоретических вопросов (жесткость, единицы жесткости, виды, способы умягчения воды);
- экспериментальная часть;
- обсуждение экспериментальных данных;
- тематическое тестирование по теме;
- итог лабораторной работы.

Приборы и реактивы: 3 колбы на 250 мл, бюретка, мерные цилиндры, пипетки, вода, темно синий хромовый индикатор, трилон Б (0,05н), аммиачно-буферная смесь.

Теоретическое введение.

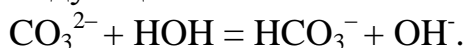
Воду с растворенными в ней солями называют **жесткой**, а совокупность свойств такой воды – **жесткостью**. Жёсткость воды – свойство воды, связанное с содержанием растворимых в ней соединений кальция и магния. Этот параметр показывает содержание катионов кальция, магния в воде. Жесткая вода образует накипь на стенках паровых котлов, отопительных приборов и бытовой металлической посуды. Она не пригодна для производства бумаги и крашения тканей, для приготовления пищи и напитков. В жесткой воде плохо развариваются овощи и мясо, не пенится мыло. Мыла – это натриевые и калиевые соли органических кислот ($C_{17}H_{35}COONa$, $C_{17}H_{35}COOK$). С катионами кальция и магния анионы кислотных остатков образуют нерастворимые соли, и мыло расходуется при этом бесполезно

Жесткость воды обусловлена наличием в ней растворимых солей кальция, магния. Жесткостью называется количество мг-экв ионов Ca^{2+} , Mg^{2+} , содержащихся в 1 л воды. 1 мг-экв (русский градус жесткости) соответствует $40,08/2=20,04$ мг/л Ca^{2+} или $24,3/2=12,15$ мг/л Mg^{2+} .

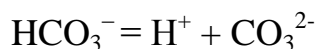
Различают общую, карбонатную, временную и постоянную и некарбонатную жесткость.

Временная жесткость обусловлена наличием в воде бикарбонатов кальция $Ca(HCO_3)_2$ и магния $Mg(HCO_3)_2$.

При гидролизе соли, образованной слабой двухосновной кислотой H_2CO_3 , процесс реакции идет по следующей схеме:



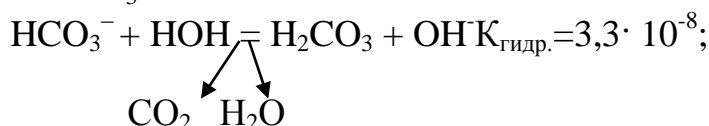
Диссоциация бикарбоната иона:



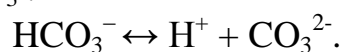
настолько мала $K_{\text{дис.}} = 4,7 \cdot 10^{-11}$, что произведение растворимости CaCO_3 не достигается и осадок не выпадает ($\text{ПР}_{\text{CaCO}_3} = 5 \cdot 10^{-9}$; $\text{ПР}_{\text{MgCO}_3} = 1 \cdot 10^{-5}$).

При кипячении значительно ускоряются два противоположных процесса:

а) Гидролиз иона HCO_3^- :



б) Диссоциация иона HCO_3^- :



Процесс диссоциации иона HCO_3^- делает возможным превышение величин произведения растворимости CaCO_3 и MgCO_3 и выпадает осадок. Суммарный процесс выражается уравнением:



Равновесие этой реакции при кипячении сильно сдвигается вправо вследствие образования летучего (CO_2) и трудно растворимых продуктов.

Поскольку бикарбонатная жесткость устраняется кипячением, она называется временной.

Постоянная жесткость обуславливает наличие в воде сульфатов, хлоридов и других солей кальция и магния, которые не разлагаются при кипячении воды.

Сумма временной и постоянной жесткости составляет общую жесткость воды. Общую жесткость можно определить двумя способами:

- а) по сумме катионов Ca^{2+} и Mg^{2+} ;
- б) по сумме анионов HCO_3^- ; SO_4^{2-} ; Cl^- и др.

Общая жесткость воды оценивается суммой ммоль – эквивалентов ионов кальция и магния, содержащихся в 1 литре. Один ммоль – эквивалентов жесткости отвечает содержанию 20,04 мг/л ионов кальция или 12,16 мг/л ионов магния.

Жесткость природных вод колеблется в очень широких пределах – от 0,1–0,2 мэкв/л в водах рек и озер, расположенных в зонах тайги и тундры, до 80–100 мэкв/л в некоторых подземных водах и водах морей и океанов. Повышенная жесткость в водах природных источников обусловлена контактом воды с горными породами, содержащими карбонаты и сульфаты.

По жесткости воду разделяют на: очень мягкую (0–1,5 мг-экв/л солей), мягкую (1,5–3), средней жесткости (6–10) и очень жесткую (свыше 10).

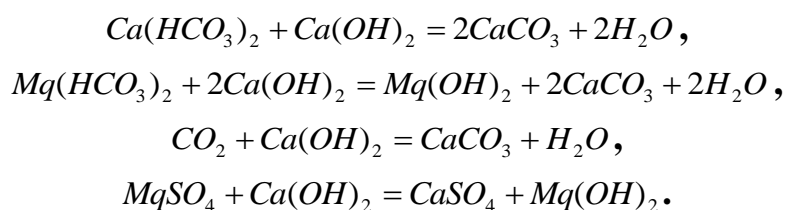
По ГОСТ 1974-82 допустимая жесткость воды для хозяйственно-питьевого водоснабжения должна составлять не более 7 мг-экв/л.

Применение жесткой воды недопустимо в некоторых отраслях промышленности, например в теплоэнергетике, так как в котлах и отопительных приборах образуется накипь, что ухудшает теплообмен. Поэтому жесткость является одним из показателей качества воды, который необходимо контролировать.

При необходимости использования водоисточника с высокой жесткостью воды применяют специальные методы умягчения воды. Умягчение может быть осуществлено переводом солей жесткости в труднорастворимые или комплексные соединения, перегонкой воды, методом ионного обмена.

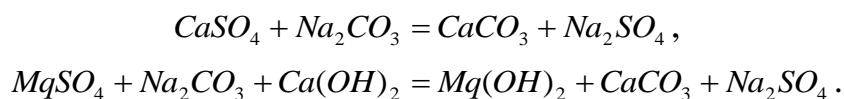
При умягчении воды методом осаждения соли жесткости переводят в следующие труднорастворимые соединения: карбонат кальция, гидроксид магния, трехзамещенные фосфаты. В зависимости от применяемого осадителя способы обработки называют известкованием, содоизвесткованием, фосфатированием.

Процессы, протекающие при известковании (обработка известью $(Ca(OH)_2)$), описываются уравнениями:



Постоянная жесткость известью не удаляется – изменяется ее состав: магниевая жесткость переходит в эквивалентное количество кальциевой.

Обработка воды содой (Na_2CO_3) и известью (содоизвесткование) может быть описана теми же уравнениями (кроме последнего) и в дополнение к ним следующими:



Комплексометрическое титрование.

В основе методов комплексометрического титрования лежат реакции образования прочных внутрикомплексных соединений. Широкое применение комплексометрии получила с введением в практику аналитической химии аминокислот и их солей, называемых *комплексонами*. Наибольшее распространение получила динатриевая соль этилендиаминтетрауксусной кислоты (ЭДТА), этилендиаминтетраацетат натрия, называемая, комплексоном III или трилоном Б. Комплексоном III образует растворимые внутрикомплексные соединения с различными металлами строго определенного состава, а именно отношение катионов металла к лиганду равно 1:1.

В качестве индикаторов в комплексонометрии используют металлоиндикаторы.

Это органические красители, образующие с металлами окрашенные комплексы, менее прочные, чем комплексы катиона этого металла с комплексоном.

Рабочий раствор – 0,05 н $\text{Na}_2\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2\text{O}_8 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. (комплексон III, трилон Б, динатриевая соль этилендиаминтетрауксусной кислоты).

Индикаторы – эриохром черный Т, мурексид, хром темно-синий кислотный

Определение жесткости воды основано на способности комплексона III (трилона Б) образовывать с ионами кальция и магния бесцветные хорошо растворимые в воде внутримолекулярные соединения.

Титрование проводят в присутствии индикатора (кислотного хром темно-синего), который в щелочной среде ($\text{pH} = 10$) при наличии свободных ионов кальция и магния, окрашивает пробу в розовый цвет за счет образования слабых комплексов.

Необходимая щелочная среда пробы создается смесью, состоящей из хлористого аммония NH_4Cl и аммиака NH_3 . Такая смесь создает устойчивую щелочную среду ($\text{pH} = 10$). При титровании трилоном Б ионы кальция и магния образуют с ним более прочные комплексы, чем с индикатором. Когда все имеющиеся ионы кальция и магния свяжутся с трилоном Б (нейтральная точка), индикатор изменяет окраску – становится сине-фиолетовым (перетитрованный раствор – синий).

Расчет общей жесткости воды по данным титрования основан на использовании закона эквивалентов: вещества реагируют в эквивалентных количествах. Применительно к жидким реагирующим системам закон эквивалентов удобен в следующей математической форме:

$$V_1N_1 = V_2N_2,$$

где V_1 и V_2 – объёмы растворов реагирующих веществ; N_1 и N_2 – нормальности этих растворов.

Алгоритм проведения эксперимента:

Опыт № 1. Определение суммарной жесткости водопроводной воды.

В коническую колбу вместимостью 200–250 мл налить 100 мл водопроводной воды; добавить 3 мл аммиачной буферной смеси и 7 капель индикатора хром-темно-синего кислотного. Раствор тщательно перемешать. Обратит внимание на окраску раствора, которая должна стать розовой.

Бюретку промыть дистиллированной водой, затем ополоснув рабочим раствором трилона Б, установить уровень рабочего раствора в бюретке на нуле. Титруют раствор в колбе до появления сине-фиолетового окрашивания, тщательно перемешивая содержимое колбы. Раствор трилона Б приливать медленно по каплям, и при приближении к точке конца титрования перемешивать особенно тщательно.

Изменение окраски раствора означает, что трилон Б полностью связал ионы Ca^{2+} и Mg^{2+} . Записать объем трилона Б, пошедшего на титрование. Титрование проводят до трех сходящихся результатов.

Опыт № 2. Определение жесткости умягченной воды.

Получить три сходящихся результата, взяв для определения прокипяченную воду. Подготовку кипяченой воды к титрованию и титрование её проводят аналогично водопроводной воде.

Алгоритм обработки экспериментальных данных:

Результаты определений записывают в таблицу 9.

Таблица 9 – Результаты измерений опытов № 1 и № 2

Водопроводная вода				
Титрование	Объем воды, мл	Объем трилона Б, мл	V_{CP} (трилон Б), мл	Жесткость воды, мэкв/л
1	100,00			
2	100,00			
3	100,00			
4	100,00			
Кипяченая (умягченная) вода				
Титрование	Объем воды, мл	Объем трилона Б, мл	V_{CP} (трилон Б), мл	Жесткость воды, мэкв/л
1	100,00			
2	100,00			
3	100,00			
4	100,00			

Вычисляют общую, постоянную и временную жесткость воды по формуле:

$$Ж = V_1 \cdot N_1 \cdot K \cdot 1000 / V_{\text{ВОДЫ}} [\text{мэкв/л}],$$

где N_1 – нормальность трилона Б (0,05 н); V_1 – средний объем трилона Б, пошедшего на титрование, мл; K – поправочный коэффициент нормальности раствора трилона Б ($K=1$), $V_{\text{ВОДЫ}}$ – объем воды, мл, $N_1 \cdot K$ – истинная нормальность раствора трилона Б.

Сравнительный анализ результатов эксперимента.

Жесткость природных вод колеблется в очень широких пределах – от 0,1–0,2 мэкв/л в водах рек и озер, расположенных в зонах тайги и тундры, до 80–100 мэкв/л в некоторых подземных водах и водах морей и океанов. Повышенная жесткость в водах природных источников обусловлена контактом воды с горными породами, содержащими карбонаты и сульфаты.

По жесткости воду разделяют на: очень мягкую (0–1,5 мг-экв/л солей), мягкую (1,5–3), средней жесткости (6–10) и очень жесткую (свыше 10).

По ГОСТ 1974-82 допустимая жесткость воды для хозяйственно-питьевого водоснабжения должна составлять не более 7 мг-экв/л.

Вывод: комплексометрическим титрованием определили общую, временную, постоянную жесткость водопроводной воды.

Требования к технике безопасности при выполнении лабораторной работы. Перед выполнением работы следует ознакомиться с методикой проведения эксперимента, понять цель исследования. К работе необходимо приступать только после разрешения преподавателя. Выполняя опыты, нужно пользоваться растворами только указанной концентрации и соблюдать рекомендуемую дозировку. Следует аккуратно работать с реактивами: внимательно читать этикетки, не уносить реактивы общего пользования на свои рабочие столы, во избежание загрязнения реактивов держать склянки с растворами и сухими веществами закрытыми, не путать пробки, не высыпать и не выливать обратно в склянки неиспользованные или частично использованные реактивы.

Вопросы и задачи для подготовки к защите лабораторной работы:

1. Что называется жесткостью? Укажите единицы измерения жесткости. Перечислите классы жесткости, виды жесткости.

2. Каким образом количественно определяют жесткость воды? Охарактеризуйте эти методы, запишите уравнения реакций.

3. Охарактеризуйте способы умягчения воды. Запишите уравнения реакций.

4. Что такое ионообменные смолы: катиониты, аниониты?

5. Какую массу фосфата натрия надо прибавить к 500 л воды, чтобы устранить ее карбонатную жесткость, равную 5 мг-экв/л.

Учебная литература: [1, с. 632]; [2, с. 461–469].

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Глинка, Н. Л. Общая химия: учеб. пособие / Н. Л. Глинка. – Изд. стер.- Москва: КНОРУС, 2013. – 52 с.
2. Гуров, А. А. Химия. / А. А. Гуров, Ф. З. Бадаев, Л. П. Овчаренко. – Москва: Изд-во МГТУ им. Н.Э. Баумана, 2007. – 784 с.
3. Князев, Д. А. Неорганическая химия: учебник для вузов / Д. А. Князев. – 3-е изд., испр. – Москва: Дрофа, 2005. – 591 с.
4. Коровин, В. Н. Общая химия. / В. Н. Коровин. – Москва: Высшая школа, 2002. – 558 с.
5. Васильева, З. Г. Лабораторные работы по общей и неорганической химии / З. Г. Васильева, А. А. Грановская, А. А. Таперова; под ред. З. Г. Васильевой, А. А. Грановской – Ленинград: Химия, 1986. – 286 с.

ПРИЛОЖЕНИЯ

Приложение 1

Тестовые задания по некоторым темам для защиты лабораторной работы

Лабораторная работа № 1 (2 ч)

Определение молярной массы эквивалента металла

ВАРИАНТ 1

1. Молекула диоксида азота состоит ... (выбрать правильное продолжение):

- 1) ...из атома азота и молекулы кислорода
- 2) ...из атома азота и двух атомов кислорода
- 3) ...из молекулы азота и молекулы кислорода.

2. По формулам данных соединений определить, в каком ответе один из элементов имеет переменную валентность?

- | | | | |
|-----------------------------|-----------------------------|-----------------|---------------------------|
| 1) $\text{Mn}(\text{OH})_4$ | 2) $\text{Al}(\text{OH})_3$ | 3) ZnO | 4) B_2O_3 |
| HMnO_4 | AlCl_3 | ZnSO_4 | H_3BO_3 |

3. В каком количестве азота содержится $1,2 \cdot 10^{23}$ молекул? Какой массе соответствует вычисленное количество молекулярного азота?

- 1) 1 моль; 28 г 2) 0,2 моль; 5,6 г 3) 2 моль; 56 г 4) 0,1 моль; 2,8 г.

4. Чему равна масса калия, содержащегося в 37,25 г KCl ?

- 1) 1,95 г 2) 0,195 г 3) 0,0195 г 4) 19,5 г.

5. Бертолетова соль при нагревании разлагается с образованием хлорида калия и кислорода. Какой объём кислорода (при н.у.) можно получить из одного моль KClO_3 ?

- 1) 44,8 л 2) 33,6 л 3) 22,4 л 4) 11,2 л.

6. Один грамм металла вытесняет из кислоты 560 мл водорода (н.у.). Вычислить атомную массу металла, если его стехиометрическая валентность равна двум и определить, какой это металл?

- 1) Fe 2) Mg 3) Ca 4) Cr.

7. Найти формулу вещества, если в его состав входит 71,7 % хлора, 24,3 % углерода и 4,0 % водорода, а плотность его по водороду равна 49,5.

- 1) CH_3Cl 2) $\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$ 3) CHCl_3 4) $\text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_2$.

8. Один м³ газообразного вещества имеет температуру 273 °К (0 °С). При какой температуре объем газа удвоится, если давление останется неизменным?
1) 298 К 2) 275 К 3) 136,5 К 4) 546 К.

9. В каком соединении эквивалент азота составляет $\frac{1}{5}$ его атома?
1) KNO₃ 2) NO 3) HNO₂ 4) NO₂.

10. Соединение элемента с водородом содержит 25 % водорода. Чему равна молярная масса эквивалента этого элемента?
1) 4 г/моль 2) 3 3) 3 г/моль 4) 4.

Лабораторная работа № 6 (2ч)

Приготовление и определение концентрации растворов

ВАРИАНТ 1

1. Массу (г) и объем раствора (л) обозначают символами m и V , массу растворенного вещества $m(B)$ и растворителя (воды) $m(H_2O)$, молярную массу растворенного вещества M , а молярную массу его эквивалента $M_{эк}$. Пользуясь этими символами, укажите выражение, которое определяет молярную концентрацию раствора?

1) $\frac{100m(B)}{m}$ 2) $\frac{m(B)}{M V}$ 3) $\frac{m(B)}{M_{эк} V}$ 4) $\frac{m(B)}{Mm(H_2O)}$.

2. Сколько граммов лантана содержит кремний для зажигалок массой 2,5 г, если его массовая доля в сплаве составляет 40 %?

1) 1 г 2) 100 г 3) 0,625 г 4) 6,25 г.

3. Из 600 г 10 % раствора выпарили 300 г воды. Какова концентрация полученного раствора?

1) 23,7 % 2) 20 % 3) 41 % 4) 4 %.

4. Смешали 500 мл 1М раствора и 1 л 3М раствора? Пренебрегая изменением объема при смешивании, вычислите молярную концентрацию полученного раствора.

1) 6,25 моль/л 2) 2,33 моль/л 3) 1,25 моль/л 4) 13 моль/л.

5. 6 г мочевины растворили в 500 г воды. Рассчитать молярную концентрацию полученного раствора?

1) 0,2 моль/кг 2) 0,155 моль/кг 3) 15,5 моль/кг 4) 0,0526 моль/кг.

6. На нейтрализацию 31 см³ 0,16н. раствора щелочи требуется 217 см³ раствора H₂SO₄. Чему равны нормальность H₂SO₄?

- 1) 0,023н. 2) 0,046н. 3) 0,92н. 4) 0,0125н.

7. Сколько граммов Na₂CO₃·10H₂O нужно взять для приготовления 100 мл 0,1М раствора карбоната натрия?

- 1) 1 г 2) 2,86 г 3) 0,625 г 4) 16,25 г.

8. Из 700 г 60%-ной серной кислоты выпариванием удалили 200 г воды. Чему равна процентная концентрация оставшегося раствора?

- 1) 84 %, 2) 168 %, 3) 42 %, 4) 21 %.

9. Смешали 10 см³ 10%-ного раствора HNO₃ (пл. 1,056 г/см³) и 100 см³ 30%-ного раствора HNO₃ (пл. 1,184 г/см³). Вычислите процентную концентрацию полученного раствора.

- 1) 28,38 %, 2) 56,76 %, 3) 14,19 %, 4) 112 %.

10. Вычислите мольную долю хлорида натрия в системе, которая состоит из 0,2 моль NaCl и 8 моль воды?

- 1) 28,38 %, 2) 6,76 %, 3) 4,19 %, 4) 2,4 %.

Приложение 2

Таблица 10 – Константы нестойкости некоторых комплексных ионов

Комплексный ион	T, °C	K _{нест}	Комплексный ион	T, °C	K _{нест}
[AgCl ₂] ⁻	25	1,76·10 ⁻⁵	[Fe(CN) ₆] ³⁻	25	1,0·10 ⁻³¹
[Ag(NH ₃) ₂] ⁺	30	9,3·10 ⁻⁸	[Fe(CN) ₆] ⁴⁻	25	1,0·10 ⁻²⁴
[Ag(S ₂ O ₃) ₂] ³⁻	20	2,5·10 ⁻¹⁴	[HgI ₄] ²⁻	25	1,46·10 ⁻³⁰
[Cd(CN) ₄] ²⁻	25	1,4·10 ⁻¹⁹	[MgЭДТА] ²⁻	20	2,4·10 ⁻⁹
[Cd(NH ₃) ₄] ²⁺	25	2,8·10 ⁻⁶	[Ni(NH ₃) ₄] ²⁺	25	1,13·10 ⁻³
[Zn(NH ₃) ₄] ²⁺	25	4·10 ⁻¹⁰	[Ni(NH ₃) ₆] ²⁺	25	2·10 ⁻⁹
[Cu(NH ₃) ₄] ²⁺	30	2,14·10 ⁻¹³	[Ni(CN) ₄] ²⁻	25	1,8·10 ⁻¹⁴
[Cu(CN) ₄] ²⁻	25	9,6·10 ⁻²⁹	[CaЭДТА] ²⁻	20	2,58·10 ⁻¹¹

Локальный электронный методический материал

Елена Васильевна Кочановская

ХИМИЯ

Редактор С. Кондрашова

Уч.-изд. 4,6. Печ.л. 3,7.

Издательство федерального государственного бюджетного
образовательного учреждения высшего образования
«Калининградский государственный технический университет».
236022, Калининград, Советский проспект, 1