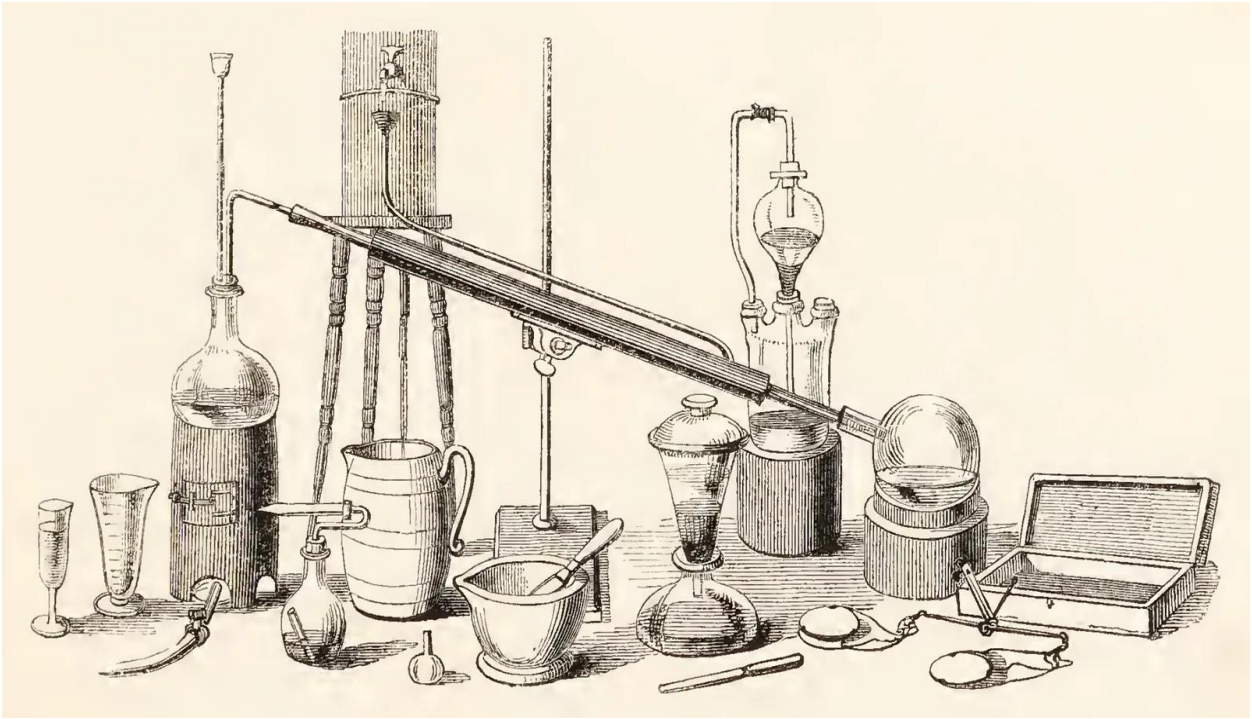
Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Лельчицкий Игорь Давыдович
Должность: и.о. проректора по образовательной деятельности
Дата подписания: 07.09.2026 12:51:48
Уникальный программный ключ:
aa5b5ee17d97a2e4d94e98e995330af94f043ce2

Министерство науки и высшего образования РФ
Федеральное государственное бюджетное
образовательное учреждение высшего образования
«Тверской государственный университет»
Химико-технологический факультет
Кафедра неорганической и аналитической химии

Н.В. Баранова

ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

ЧАСТЬ I



ТВЕРЬ 2026

УДК 54(075.8)
ББК Г1я73-5
Б24

Рецензенты:
доцент кафедры органической химии Тверского государственного университета, канд. хим. наук С.А. Темникова;
руководитель испытательного центра АО «ВНИИСВ» г. Тверь, канд. хим. наук, доцент Т.И. Самсонова

Б24 Баранова, Н.В. Лабораторный практикум по неорганической химии. Часть I / Н.В. Баранова. – Тверь: Издательство Тверского государственного университета, 2026. – 116 с.

ISBN 978-5-7609-2122-2

В пособии предложены лабораторные работы для практического изучения первой части неорганической химии студентами 1 курса направления 04.03.01 «Химия» и специальности 04.05.01 «Фундаментальная и прикладная химия». Представлена информация о технике безопасности и оказании первой медицинской помощи при проведении химического эксперимента, информация по технике эксперимента в полумикрохимическом методе, правила ведения лабораторного журнала и составление отчета по лабораторной работе.

На основании *решения учебно-методического совета* ТвГУ
присвоить *учебному изданию Барановой Н.В. «Лабораторный практикум по неорганической химии. Часть 1" гриф учебно-методического совета ТвГУ "Рекомендовано методическим советом ТвГУ (протокол заседания № 2 от 06 февраля 2026 года)».*

ISBN 978-5-7609-2122-2

© Баранова Н.В., 2026
© Тверской государственный университет, 2026

Оглавление

Пояснительная записка 4
Полумикрохимичекий метод 6
Отделение твердых веществ от жидких 8
Нагревание и сушка веществ 13
Правила ведения лабораторного журнала и составление отчета по лабораторной работе 19
Лабораторная работа № 1. Техника безопасности 20
Лабораторная работа № 2. Определение молярной массы оксида углерода (IV) 31
Лабораторная работа № 3. Скорость химических реакций 34
Лабораторная работа № 4. мещение равновесия обратимой реакции между хлоридом железа (III) и роданидом калия 39
Лабораторная работа № 5. Приготовление раствора с заданной массовой долей растворенного вещества 42
Лабораторная работа № 6. Приготовление раствора серной кислоты заданной нормальности 46
Лабораторная работа № 7. Определение растворимости дихромата калия 48
Лабораторная работа № 8. Электролитическая диссоциация 50
Лабораторная работа № 9. Кислотно-основное титрование 56
Лабораторная работа № 10. Гидролиз солей 62
Лабораторная работа № 11. Произведение растворимости 68
Лабораторная работа № 12. Окислительно-восстановительные реакции 74
Приложения 86
Список литературы 114
Сведения об авторе 115

Пояснительная записка

Дисциплина «Неорганическая химия» входит в БЛОК 1. Дисциплины обязательной части учебного плана. Содержательно она закладывает основы знаний для освоения дисциплин «Аналитическая химия», «Органическая химия», «Физическая химия». Целью освоения дисциплины является формирование и развитие у студентов базовых теоретических сведений и получение практических навыков, направленных на развитие способности решать стандартные задачи профессиональной деятельности.

Задачами освоения дисциплины являются:

– изучение теоретических основ неорганической химии;

– овладение методами и способами синтеза неорганических веществ;

– овладение навыками описания свойств веществ на основе закономерностей, вытекающих из периодического закона и Периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева;

– овладение нормами техники безопасности.

В результате освоения дисциплины обучающийся должен:

– знать: теоретические основы неорганической химии (состав, строение и химические свойства основных простых веществ и химических соединений, связь строения вещества и протекания химических процессов);

– уметь: реализовать возможности классической неорганической химии применительно к изучению неорганических веществ, в том числе путем проведения химического эксперимента и исследованием химических веществ и реакций;

– владеть: методами и способами синтеза неорганических веществ, навыками описания свойств веществ на основе закономерностей,

вытекающих из периодического закона и Периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева, нормами техники безопасности.

Данное пособие предназначено для студентов 1 курса направления 04.03.01 Химия, профиль «Экспертная и медицинская химия» и специальности 04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия, профиль «Экспертная и медицинская химия: теория и практика».

Данное учебное пособие способствует формированию у обучающихся следующих компетенций:

– систематизировать и анализировать результаты химических экспериментов, наблюдений, измерений, а также результаты расчетов свойств веществ и материалов (ОПК-1.1);

– способность работать с химическими веществами с соблюдением норм техники безопасности (ОПК-2.1);

– представлять результаты работы в виде отчета по стандартной форме на русском языке (ОПК-6.1).

Полумикрохимичекий метод

Постановка химических опытов во многом зависит от количества исследуемого вещества. Если оно сравнительно велико (несколько граммов твердого вещества, десятки кубических сантиметров раствора), то приемы химического эксперимента, принятые в таких случаях, относятся к *макрометоду.* Для исследования очень небольшого количества вещества (несколько миллиграм твердого вещества, десятые доли кубического сантиметра раствора) используется *микрометод* с применением весьма чувствительных реакций.

При работе со сравнительно небольшими количествами вещества, но большими по сравнению чем в микрометоде, приблизительно с 50 мг в твердом состоянии и 1 $см^3$ раствора применяется *полумикрометод.* Помимо большой экономии в реактивах по сравнению с макрометодом, этот метод позволяет экономить время, место на рабочем столе и, что более важно, значительно более безопасен, чем макрометод. Поэтому полумикрометод, разработанный вначале для целей аналитической химии, все чаще применяется в области неорганической химии. Для проведения эксперимента с небольшими объемами веществ требуются небольшие склянки или капельницы на 10-15 $см^3$ с пипетками, пробирки на 2-4 $см^3$ – предпочтительно конические, что позволяет лучше рассмотреть образующиеся осадки и отделять их с помощью центрифуги; штативы для небольших пробирок; небольшие химические стаканы; фарфоровые тигли; часовые и предметные стекла.

При пользовании пипетками нужно следить за тем, чтобы кончик пипетки не касался внутренних стенок пробирки. Несоблюдение этого правила приводит к быстрому загрязнению реактивов в склянках. Время от времени кончики пипеток следует промывать дистиллированной водой, особенно в тех случаях, когда пипетка касалась внутренней стенки пробирки. Нагревание небольшой пробирки с содержимым на огне не

допускается, так как жидкость при этом легко выбрасывается. Поэтому нагревание проводят в водяной бане, роль которой может выполнить любой небольшой сосуд с водой.

В маленьких пробирках перемешивание жидкостей происходит медленно, поэтому для ускорения нужно помешивать стеклянной палочкой.

Нередко в экспериментах по неорганической химии наиболее простым и целесообразным оказывается капельный метод проведения реакций. Капли реагирующих веществ вносят в пробирку, на часовое или предметное стекло, а также на бумагу в определенной последовательности. В капельном методе обычно используют фильтровальную бумагу, однако в практикуме по неорганической химии можно пользоваться и писчей бумагой.

Отделение твердых веществ от жидких

Для отделения твердых веществ от жидких используют *фильтрование*. Когда целью фильтрования является выделение твердого осадка, фильтрование проводят через гладкий фильтр. В тех же случаях, когда нужно получить чистую жидкость без механических примесей, применяют складчатый фильтр.

Гладкий фильтр готовят из квадратного куска фильтровальной бумаги, перегибая его дважды: сначала по одной, а затем по другой пунктирной линии (рис. 1, а, б).

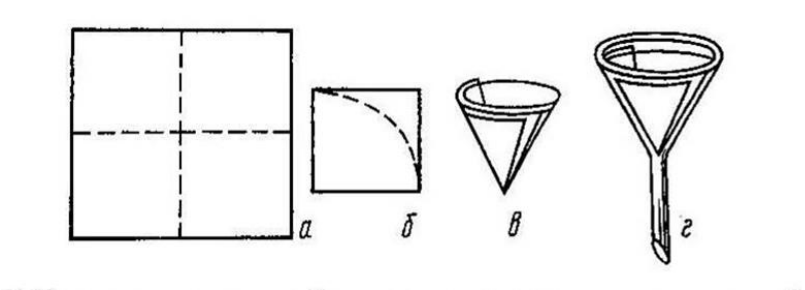


Рис. 1. Изготовление гладкого фильтра

Образовавшийся малый квадрат нужно обрезать ножницами по дуге с таким расчетом, чтобы готовый фильтр был на 3-4 мм меньше конуса воронки (рис.1, в, г). Можно использовать вместо куска фильтровальной бумаги готовый фильтр круглой формы, который также необходимо дважды сложить и обрезать таким образом, чтобы готовый фильтр был на 3-4 мм меньше конуса воронки. Приготовленный фильтр развернуть в конус, как показано на рисунке, и поместить его в воронку так, чтобы он плотно прилегал к ее стенкам.

Затем воронку помещают сразу в стакан или колбу или в кольцо штатива, подставив под нее стакан и, придерживая рукой фильтр, наливают в воронку немного дистиллированной воды и дают ей стечь.

Для изготовления складчатого фильтра гладкий фильтр складывают как на рис. 2, чтобы получилась гармоника, которую расправляют и вставляют в воронку. Когда фильтр готов, под воронку подводят пустой стакан и устанавливают воронку на такой высоте, чтобы конец ее трубки касался стенки стакана на расстоянии 15-20 мм от края.

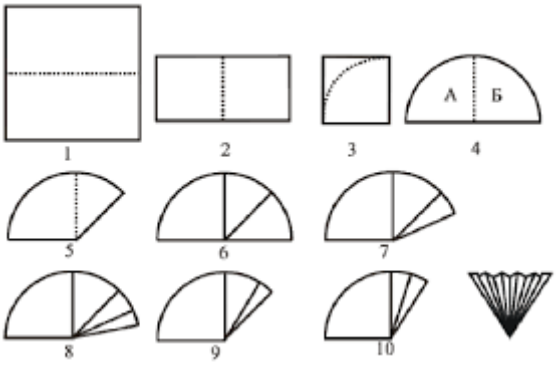


Рис. 2. Изготовление складчатого фильтра

Если в результате фильтрования нужно получить чистый осадок, осадку дают осесть на дно стакана. Затем осторожно, не взмучивая его, сливают жидкость по стеклянной палочке на фильтр (рис.3). В стакан с осадком вливают небольшое количество растворителя, перемешивают с осадком и снова осторожно сливают жидкость по палочке на фильтр. Такой метод называется *декантацией.*

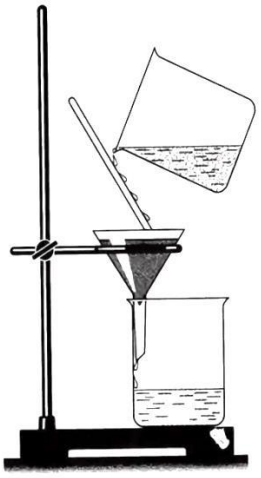


Рис. 3. Прием переливания «по палочке»

После нескольких декантаций последнюю порцию растворителя перемешивают с осадком и сливают по палочке на фильтр. Воронку следует каждый раз заполнять жидкостью так, чтобы ее уровень был на 2-3 мм ниже края фильтра. Когда вся жидкость стечет, промывают осадок на фильтре 2-3 раза, чаще растворителем, а иногда специальной промывной жидкостью. Каждую новую порцию жидкости наливают на фильтр лишь после того, как предыдущая полностью стечет. Промывание заканчивается после того, когда в фильтрате отсутствуют те примеси, от которых осадок желательно очистить. Отсутствие примесей определяют специальным реактивом. Для этого к последним каплям фильтрата добавляют несколько капель специального реактива, который даст качественную реакцию на примесь.

В тех случаях, когда целью фильтрования является освобождение жидкости от механических примесей, фильтрование производят путем сливания жидкости, взмученной вместе с осадком, по стеклянной палочке на фильтр (осадок в этом случае не промывают).

Для полного отделения мелкокристаллического осадка от жидкости производят *фильтрование с отсасыванием*. Фильтрование с отсасыванием производится на установке (рис. 4), которая состоит из толстостенной конической колбы с боковым отростком (колба Бунзена), воронки Бюхнера и электрического (или водоструйного) насоса. Насос создает разрежение в соединенной с ним конической колбе, благодаря чему фильтрование протекает с большой скоростью и жидкость почти полностью отделяется от осадка.

Фильтрование с отсасыванием производят следующим образом.

Из фильтровальной бумаги вырезают кружок, который должен полностью покрывать дырчатое дно воронки Бюхнера. Жидкость со взмученным осадком переводят по палочке в воронку так, чтобы фильтр был равномерно покрыт осадком. Затем включают насос и отсасывают

жидкость от кристаллов в течение 5-10 минут. По окончании фильтрования снимают с отростка колбы трубку и лишь после этого выключают насос.

Рис. 4. Установка для фильтрования с отсасыванием

Отделение осадков от растворов в полумикрометоде производится не фильтрованием, а *центрифугированием* при помощи *центрифуги* (рис. 5).

Рис. 5. Центрифуга

Коническую пробирку с содержимым помещают в гильзу центрифуги. Для равномерной нагрузки центрифуги в противоположную

гильзу помещают пробирку с таким же количеством раствора или воды. Центрифугу включают и через 1-2 минуты выключают. Открывают крышку центрифуги после того, когда она остановилась сама. При необходимости после центрифугирования раствор медленно вытягивают пипеткой, не затрагивая осадок. Эту операцию приходится повторять несколько раз. Для полного отделения раствора от осадка пользуются пипетками с капиллярами.

Нагревание и сушка веществ

Для нагревания в лаборатории применяются различные нагревательные приборы: газовые горелки, электрические плитки, бани, сушильные шкафы. Наиболее часто из них применяют газовые горелки Бунзена, Теклю, Мекера (Мекера-Фишера) (рис. 6).

Горелка Бунзена (рис. 6, а) состоит из: трубки с двумя круглыми отверстиями внизу, расположенными одно против другого; вращающейся муфты также с двумя отверстиями, которая надевается на трубку и служит для регулирования притока воздуха; подставки, через которую в горелку поступает газ.

Горелка Теклю (рис. 6, б) состоит из трех частей: трубки с конусообразным расширением книзу; диска, при помощи которого регулируется приток воздуха; подставки, в которой просверлен канал для подачи газа в горелку; винта, при помощи которого регулируется приток газа в горелку и таким образом увеличивают или уменьшают пламя.

Горелка Теклю, в которой можно осуществить как регулирование подачи газа, так и подачу воздуха, является более совершенной, чем горелка Бунзена. Все дело в разном строении важного составного элемента – газовой трубы. В случае горелки Теклю воздух поступает в трубу через ее нижние отверстия снизу вверх: таким образом, движения потока воздуха и потока газа оказываются сонаправлены.

В горелке Бунзена же отверстия расположены сбоку трубы, поэтому воздух поступает поперек основному потоку газа. Это обстоятельство сопровождается некоторыми затратами энергии для поворота потока воздуха на 90º, в результате чего в горелку Бунзена поступает меньше воздуха, нежели в горелку Теклю. Чем больше воздуха поступает внутрь, тем больше газовая смесь насыщается кислородом, что приводит к увеличению температуры пламени в горелке Теклю.

Недостатком горелок Бунзена и Теклю является то, что в них возможен проскок пламени.

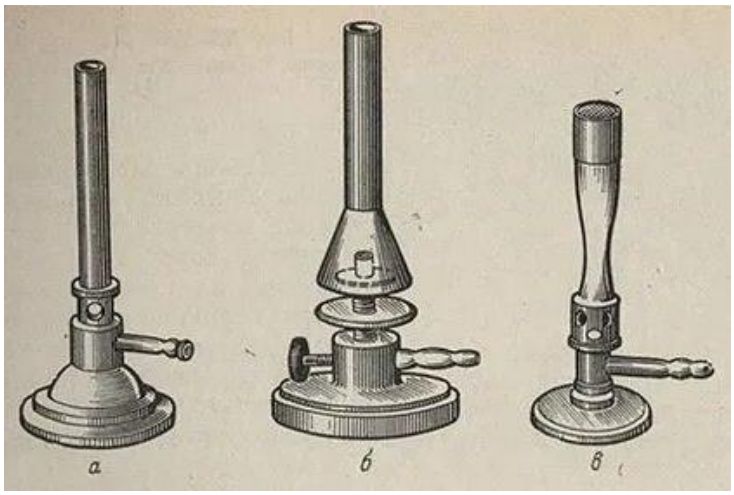


Рис. 6. Горелка Бунзена (а), горелка Теклю (б), горелка Мекера

Этот недостаток устранен в *горелке Мекера* (рис. 6, в). Отличие горелки Мекера в том, что эта горелка имеет рассекатель потока газовоздушной смеси, выполненный в виде вставки с перфорацией. Чтобы иметь возможность установить вставку с большим количеством отверстий, трубка горелки Мекера имеет расширение в своей верхней части. В пламени горелки Мекера нет внутреннего конуса. Пламя этой горелки образуется за счет множества параллельных друг другу отдельных факелов и общая температура пламени этой горелки выше на 10-15%, чем у горелок Теклю и Бунзена.

Визуально эти горелки отличить очень легко. Горелка Бунзена имеет трубку одинакового размера по всей длине горелки. Горелка Теклю имеет трубку с конусом в нижней части. Горелка Мекера имеет расширение по всей трубке к верхней части.

Следует обратить внимание и на отличия в распределение температуры по высоте пламени у этих горелок.

Пламя горелки Бунзена или Теклю имеет несколько температурных зон от 300 до 1540 оС. В нижней части пламени температура не

превышает 300-520 °С. В верхней части пламени достигается наиболее высокая температура, достигающая 1540 °С – у горелки Бунзена и 1600 °С – у горелки Теклю. Поэтому нагреваемый предмет надо размещать в верхней части пламени этих горелок.

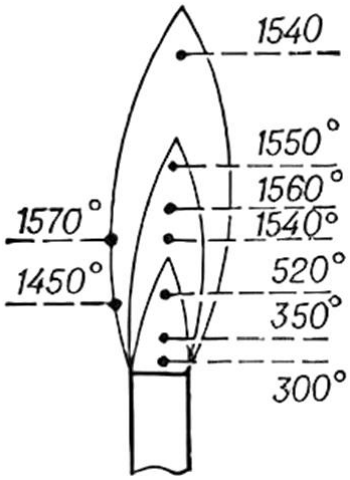


Рис. 7. Пламя горелки Бунзена

Пламя у горелки Мекера имеет совершенно другую структуру. Пламя в этой горелке практически имеет одну температурную зону. Наибольшая температура находится в нижней части пламени на расстоянии примерно 5 мм над перфорированной вставкой. Далее температура пламени монотонно уменьшается. Поэтому нагреваемый предмет в этой горелке, в отличие от горелок Бунзена и Теклю, нужно размещать в нижней части пламени.

Гасить пламя горелок нужно только прекращая приток газа в горелку, то есть закрыв газовый кран.

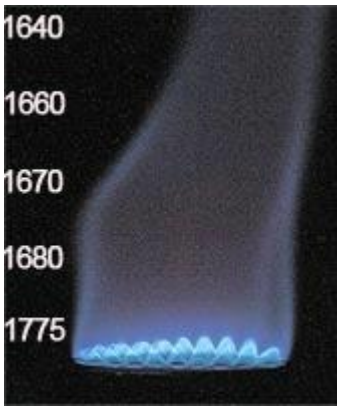


Рис. 8. Пламя горелки Мекера

В лабораторной практике в зависимости от веществ и от цели нагревания применяют различные способы нагревания.

При краткосрочном нагревании веществ в пробирках или при прокаливании их в фарфоровых или металлических тиглях пользуются непосредственно голым огнем. Тигли при этом помещают в специальный треугольник, находящийся на кольце штатива (рис. 9). Нагревание производят в верхней зоне пламени.

Рис. 9. Прокаливание в тигле

2. Жидкости в стеклянной или фарфоровой химической посуде нагревают через асбестовую сетку. Сетку помещают на кольцо штатива или треногу, на нее ставят сосуд, а под сетку – горелку.

3. Когда нагревание должно проводиться в определенном, узком интервале температур, применяют бани. Бани бывают водяные и песчаные. Для нагревания до температуры 100 ºС водяная баня наливается водой (до 2/3 объема бани). Вода доводится до кипения и все время поддерживается в таком состоянии. Нагревание осуществляется парами кипящей воды (рис.10). Для нагревания до более высокой температуры вместо воды наливают глицерин, минеральное масло или концентрированные растворы солей (в этом случае бани лучше применять эмалированные). Для длительного нагревания при температурах 200-300 ºС применяют песчаную баню, которая представляет собой сковороду (железную чашу или противень), заполненную чистым, хорошо прокаленным песком. Нагреваемый сосуд ставится прямо на песок.

Рис. 10. Нагревание на водяной бане

Способы сушки веществ также зависят от агрегатного состояния и свойств этих веществ. Негигроскопичные твердые вещества можно высушить длительным хранением на открытом воздухе в тонком слое. Из осадков после фильтрования, особенно крупнокристаллических, влагу отжимают фильтровальной бумагой. Для этого на листке фильтровальной бумаги распределяют осадок тонким слоем, покрывают сверху таким же листком бумаги и слегка сжимают. Более полное высушивание веществ, устойчивых при температурах 100-110 ºС, а также и химической посуды

проводят в сушильных шкафах (рис. 11).

Вещества, разлагающиеся при нагревании, а также гигроскопичные высушивают в эксикаторах (рис. 12) над водоотнимающими веществами: концентрированной серной кислотой, безводным (прокаленным) хлоридом кальция, фосфорным ангидридом, силикагелем и др.

Газы высушивают пропусканием их через сосуды, заполненные водоотнимающими веществами.

Рис. 11. Сушильный шкаф

Рис. 12. Эксикатор

Правила ведения лабораторного журнала и составление отчета по лабораторной работе

Выполнение лабораторных работ сопровождается записью в отдельной тетради (лабораторном журнале). В лабораторном журнале должны быть простым карандашом начерчены поля. Запись в лабораторном журнале является одновременно и отчетом о проделанной работе. Все записи должны сразу начисто производиться чернилами. Графики, рисунки, таблицы оформляются карандашом. Ни в коем случае не допускаются записи на отдельных листках.

Отчет о лабораторной работе должен содержать следующие сведения:

- дата выполнения лабораторной работы;
- номер лабораторной работы и ее название;
- номер и название опыта;
- перечень приборов и реактивов для выполнения конкретного опыта (или общий перечень приборов и реактивов для всей лабораторной работы);
- рисунок или схема прибора, если лабораторная работа выполнялась на приборе;
- план выполнения работы;
- уравнения всех протекающих реакций;
- запись количественных и качественных результатов наблюдений;
- расчеты, если лабораторная работа носит количественный характер;
- ответы на поставленные вопросы;
- расчет относительной ошибки эксперимента;
- выводы.

Лабораторная работа № 1.
Техника безопасности

1. Необходимо точно выполнять все указания преподавателя и лаборанта. Строго воспрещается проводить работы, не предусмотренные планом.

2. Не разрешается в лаборатории находиться в верхней одежде. В лаборатории необходимо быть в халате.

3. На рабочем столе должны находиться только те предметы, которые нужны в данное время для работы.

4. Никакие опыты нельзя проводить в нечистой посуде. Посуда перед началом работы должна быть чисто вымыта и смыта дистиллированной водой. Посуду можно мыть растворами кислот, щелочей, хромовой смесью. Растворы кислот применяются, если посуда загрязнена налетами оксидов металлов, расплавленных солей. Если посуда имеет следы бензина, керосина, жирные пятна, то лучше всего использовать растворы щелочей или хромовую смесь. С хромовой смесью необходимо обращаться так же, как с концентрированной серной кислотой, соблюдая правила предосторожности.

5. При пользовании реактивами необходимо соблюдать следующие правила:

Пользоваться реактивами, не имеющими этикеток, не разрешается.

Брать сосуд с реактивом нужно рукой таким образом, чтобы она закрывала этикетку.

Открывать сосуд с реактивом необходимо аккуратно. Пробку необходимо ставить на стол донышком вниз.

Реактивы в твердом виде следует брать шпателем или ложечкой.

Брать щелочь разрешается только шпателем, щипцами или пинцетом. Необходимо тщательно убирать остатки щелочи с рабочего места. Те же меры необходимо соблюдать при работе с фосфорным ангидридом.

При разбавлении концентрированных кислот, особенно серной, вливать кислоту в воду, а не наоборот.

Работу с ртутью производить на специальных подносах с высокими бортами.

Не нужно брать большое количество реактива. Излишек реактива не высыпать и не выливать обратно в сосуд.

Остатки соединений редких и ценных веществ сливать в особые банки (взять у лаборанта).

В раковину выливать только воду и растворы веществ, растворимых в воде. Отходы следует сливать в специальные склянки.

После употребления сосуд с реактивом необходимо закрыть пробкой и поставить на место. Не следует перемешивать пробки с различных сосудов.

Студентам не разрешается оставлять реактивы на своих рабочих местах.

Все опыты с ядовитыми, неприятно пахнущими веществами, а также с концентрированными кислотами и щелочами производить только в вытяжном шкафу.

Опыты с легко воспламеняющимися веществами необходимо производить вдали от огня.

При работе с натрием и другими щелочными металлами следует остерегаться воды. Обрезки щелочных металлов сдавать лаборанту и ни в коем случае не бросать в банки для мусора.

6. При нагревании раствора в пробирке, всегда следует держать ее таким образом, чтобы отверстие пробирки было направлено в сторону от работающего, и его соседей по рабочему столу. Особенно важно соблюдать это в тех случаях, когда нагреваемой жидкостью являются концентрированные кислоты или растворы щелочей. Рекомендуется эти опыты производить в вытяжном шкафу.

7. Стеклянная посуда перед нагреванием должна быть снаружи сухой.

8. Нельзя производить нагревание в толстостенной стеклянной посуде, так как она не является термостойкой. К термостойкой химической посуде относится вся фарфоровая посуда (фарфоровые чашки, тигли и т.д.), стеклянные конические пробирки и другая стеклянная посуда, на которой имеется знак, что посуда является термостойкой.

9. Сильно нагретую посуду нельзя ставить сразу на холодную поверхность металла, стекла. Необходимо в этом случае подкладывать сетку.

10. В горячие колбы, стаканы, пробирки, а также другие сосуды нельзя сразу наливать холодной воды.

11. Не наклонять лицо над нагреваемой жидкостью или сплавляемыми веществами во избежание попадания брызг на лицо.

12. Ни в коем случае нельзя только что расплавленные вещества выливать в раковину или приливать к ним воду.

13. Не следует вдыхать пахучие вещества, в том числе и выделяющиеся газы, близко наклоняясь к сосуду с этими веществами. Следует легким движением руки направить струю воздуха от отверстия сосуда к себе и осторожно вдохнуть.

14. Нельзя ничего пробовать на вкус.

15. Запрещается в лаборатории пить и употреблять пищу.

16. При уходе из лаборатории проверить: закрыт ли водопроводный кран, выключены ли электронагревательные приборы.

Оказание первой помощи в лаборатории

1. При попадании на кожу брызг кислоты или щелочи следует немедленно промывать сильной струей воды обожженное место в течение 5-10 минут. Затем обработать поверхность 2%-ным раствором гидрокарбоната натрия (при ожоге кислотой) или 1%-ным раствором уксусной кислоты (при ожоге щелочью).

2. Если кислота или щелочь попадут в глаза, то их немедленно нужно промыть водой, после чего разбавленным раствором питьевой соды (при попадании кислоты) или борной кислотой (при попадании щелочи).

3. При ожоге горячими предметами (стекло, металлы и т. п.) пораженное место следует смочить 1%-ным раствором перманганата калия.

4. При ожогах фосфором необходимо наложить на обожженное место повязку, смоченную 2%-ным раствором сульфата меди.

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

6. При отравлении соединениями мышьяка и ртути, а также цианистыми солями, немедленно обратиться к врачу.

7. Все препараты для оказания первой помощи необходимо брать в аптечке, которая находится в лаборатории.

Химическая посуда

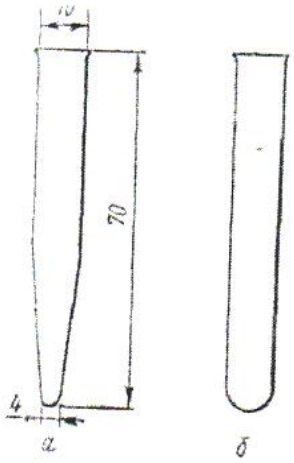


Рис. 13. Пробирки: а) коническая; б) цилиндрическая

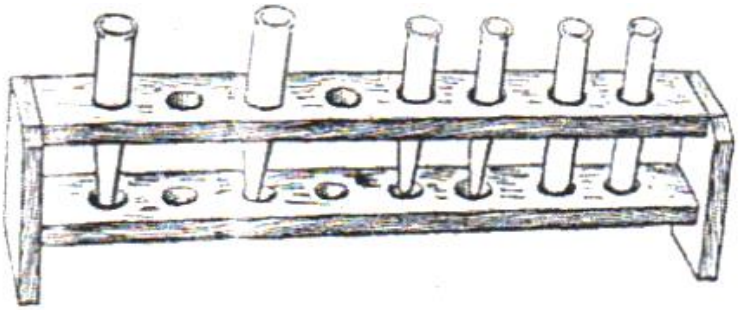


Рис. 14. Штатив для пробирок

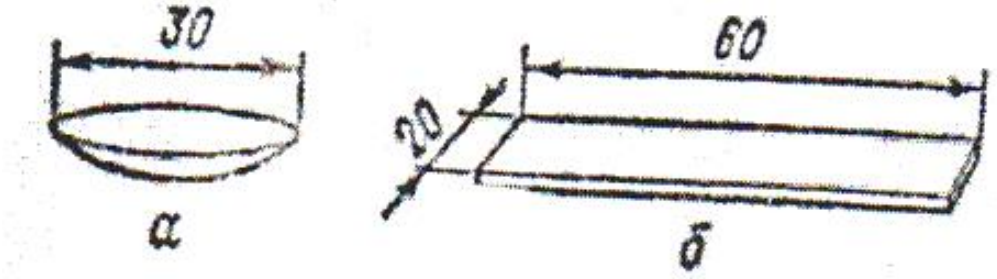


Рис. 15. Часовое (а) и предметное (б) стекла

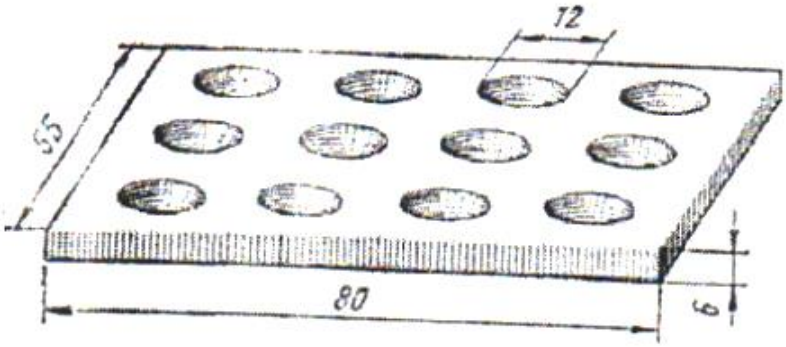


Рис. 16. Фарфоровая пластинка с углублениями

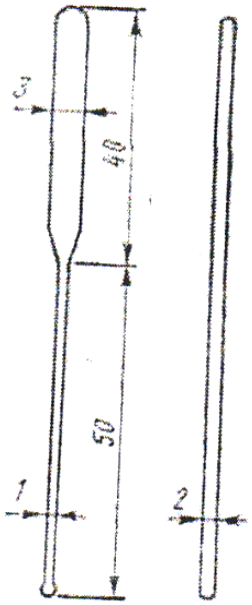


Рис. 17. Стеклянные палочки для перемешивания

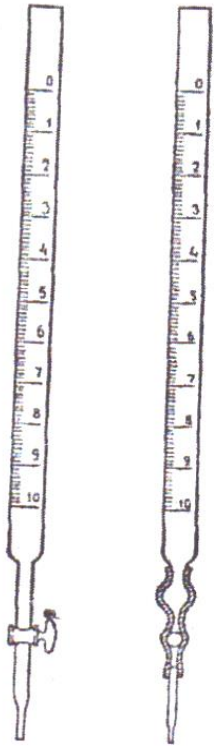


Рис. 18. Бюретки

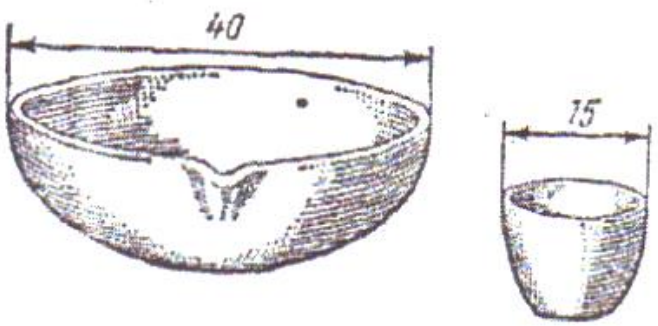


Рис. 19. Фарфоровая чашка и микротигель

Рис. 20. Ступка и пестик

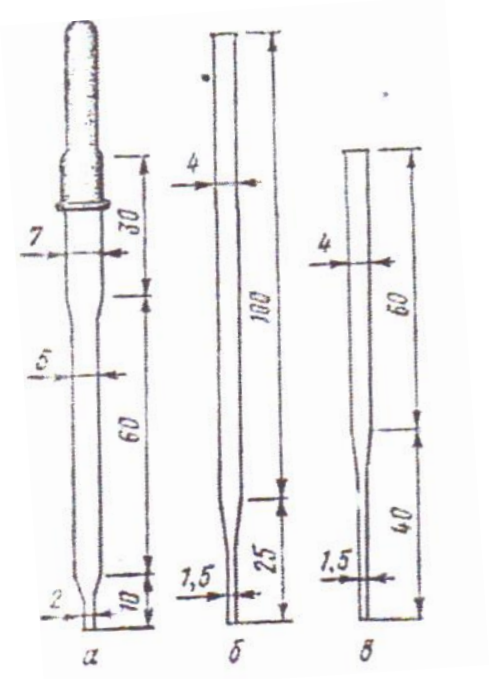


Рис. 21. Капельные (а, б) и капиллярные пипетки

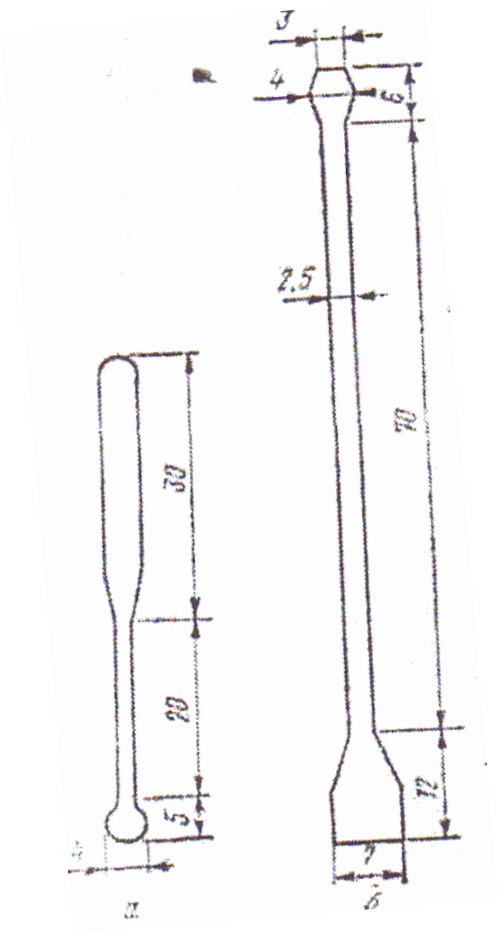


Рис. 22. Микрошпатели из стекла (а) и металла (б)

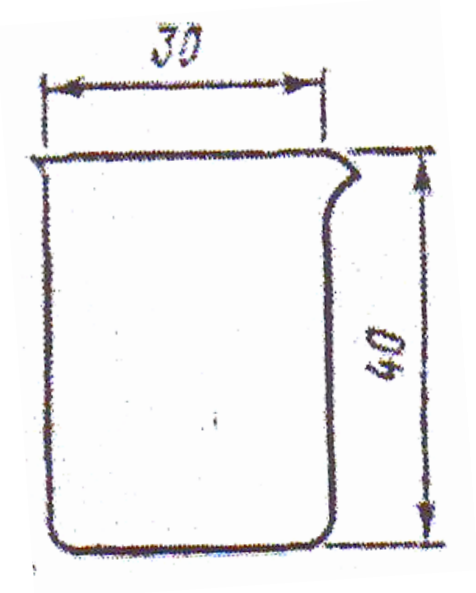


Рис. 23. Микростакан

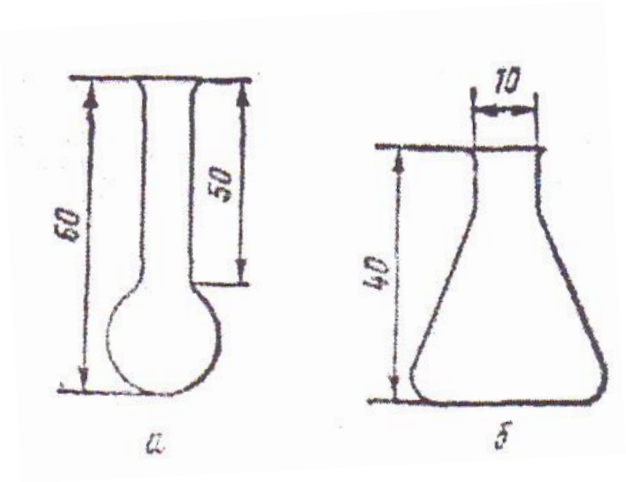


Рис. 24. Круглодонная (а) и коническая (б) колбы

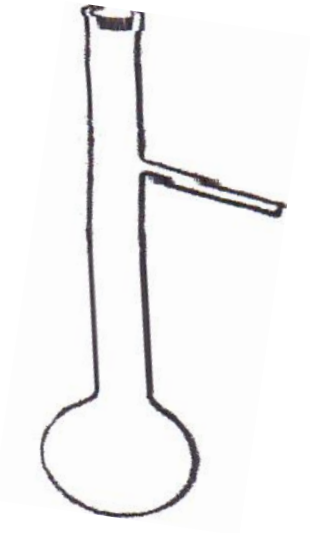


Рис. 25. Колба Вюрца

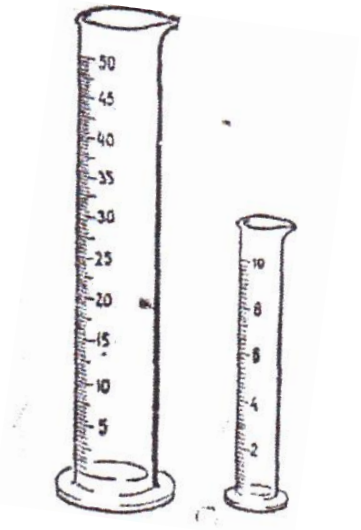


Рис. 26. Мерные цилиндры

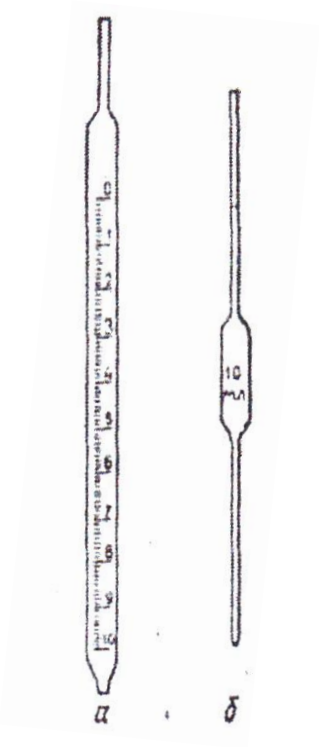


Рис. 27. Градуированная (а) и пипетка Мора (б)

Вопросы для подготовки к защите лабораторной работы

1. Как правильно приготовить раствор кислоты из концентрированной кислоты?

2. Требования к нагреванию вещества в пробирке на горелке.

3. В какой пробирке можно нагревать вещество?

4.Где хранят щелочные металлы?

5.Как правильно определяют запах вещества?

6.С помощью каких веществ моют химическую посуду?

7.Как происходит высушивание вещества?

8.Какие реактивы хранят в вытяжном шкафу?

9.Какая измерительная химическая посуда является точной?

10.Как определить, что посуда является термостойкой?

11.Для чего используется фарфоровая чашка?

12. Для чего используется тигель?

13. Какую химическую посуду нельзя сушить в сушильном шкафу?

14.Какую первую помощь следует оказать при ожоге кислотой?

15. Какую первую помощь следует оказать при ожоге щелочью?

16. Какую первую помощь следует оказать при термическом ожоге?

17. Какую первую помощь следует оказать при порезе?

18. Какие меры предосторожности необходимо выполнять при работе со щелочными металлами?

19. Какие меры предосторожности необходимо выполнять при работе со ртутью?

20. Какие меры предосторожности следует выполнять при работе с легковоспламеняющимися веществами?

Лабораторная работа № 2.
Определение молярной массы оксида углерода (IV)

Приборы и посуда: весы технохимические, мерный цилиндр на 1000 мл, прибор для получения оксида углерода (IV), плоскодонная колба вместимостью 500-1000 мл с пробкой.

Реактивы: раствор хлороводородной кислоты (ρ=1,19 г/см^3), мрамор $CaCO_3$.

Выполнение работы. В сухую колбу плотно закрыть пробкой и отметить маркером уровень, до которого пробка вошла в горло колбы.

Взвесить колбу с пробкой на технохимических весах с точностью до 0,02 г (m_1).

Собрать установку для получения диоксида углерода.

На дно двугорлой склянки поместить мрамор $CaCO_3$ и через воронку залить соляную кислоту в таком объеме, чтобы она покрыла весь мрамор. Затем отверстие плотно закрыть пробкой. Газоотводную трубку опустить в колбу-приемник. Почему в данном случае нельзя пользоваться серной кислотой?

Газ начинает поступать в колбу и постепенно, вытесняя воздух, заполняет ее. Газ следует пропускать в колбу постепенно. Через несколько минут медленно вынуть газоотводную трубку из колбы и тотчас закрыть колбу пробкой. Не нагревать колбу руками, для чего при закрывании пробкой держать колбу пальцами за горлышко на весу в вертикальном положении. Зачем необходима эта предосторожность?

Взвесить колбу с оксидом углерода (IV) на тех же весах, что и колбу с воздухом (m_1).

Провести еще два контрольных опыта. В ту же колбу дополнительно пропустить газ в течение 3-5 минут и снова взвесить колбу. Если воздух из колбы был полностью вытеснен оксидом углерода (IV), то результаты

первого, второго и третьего взвешивания не должны расходиться более чем на 0,02 г.

Измерить рабочий объем V колбы, для чего наполнить колбу дистиллированной водой до черты на горле колбы и замерить объем воды, вылив ее в мерный цилиндр.

Записать атмосферное давление и температуру, при которых проводился опыт.

Запись данных опыта и расчеты. Данные опыта записать в следующем виде:

- масса колбы с пробкой и воздухом, m_1, г;
- объем газа в колбе V, мл;
- температура t, °C; T, K;
- атмосферное давление, P.

Вычислить объем газа V_0 при нормальных условиях по уравнению объединенного газового закона:

$$P_0 \cdot V_0 / T_0 = P \cdot V / T.$$

Вычислить массу воздуха m_3 и массу водорода m_4 в объеме колбы, учитывая, что при 0 °C и давлении $1{,}013 \cdot 10^5$ Па масса 1 литра воздуха равна 1,293 г, а 1 литра водорода – 0,089 г.

Найти массу пустой колбы с пробкой: $m_5 = m_1 - m_3$.

Найти массу оксида углерода (IV) в объеме колбы: $m_6 = m_2 - m_5$.

Определить относительную плотность оксида углерода (IV) по воздуху и по водороду:

$$D_{\text{воздух}} = m_6 / m_3;$$

$$D_{\text{водород}} = m_6 / m_4.$$

Вычислить молекулярную массу оксида углерода (IV) по уравнениям:

$$M(CO_2) = 29 \cdot D_{\text{воздух}};$$

$$M(CO_2) = 2 \cdot D_{\text{водород}};$$

$$M(CO_2) = m_6 \cdot 22{,}4 / V_0;$$

$$M(CO_2) = m_6 \cdot T \cdot R / P \cdot V.$$

Определить относительную ошибку опыта в % по формуле:

% отн.ош. = $|(M(CO_2)_{\text{теоретическая}} - M(CO_2)_{\text{практическая}})| / M(CO_2)_{\text{теоретическая}} \cdot 100\%$

Вопросы и задачи для подготовки к защите лабораторной работы

1. Объемные доли газовой смеси составляют: метана – 30% и водорода – 70%. Смесь находится под давлением $1{,}07 \cdot 10^5$ Па. Найдите парциальные давления газов.

2. Смесь азота с водородом весит 6,4 г и находится при 27 ºС и Р=101,3 кПа, занимая объем 20 л. Определите $m(N_2)$ и $m(H_2)$ в смеси.

3. После взрыва 0,02 л смеси водорода и кислорода осталось 0,0032 л кислорода. Выразить в процентах по объему первоначальный состав смеси.

4. Эквивалентная масса металла равна 12 г/моль. Чему равна эквивалентная масса его оксида: а) 24 г/моль, б) нельзя определить, в) 20 г/моль.

5. Сера образует хлориды S_2Cl_2 и SCl_2, эквивалентная масса серы в SCl_2 равна 16 г/моль. Выбрать правильное значение эквивалентной массы серы в S_2Cl_2: а) 8 г/моль, б) 16 г/моль, в) 32 г/моль.

6. Как следует изменить условия, чтобы увеличение массы данного газа не привело к возрастанию его объема: а) понизить температуру, б) увеличить давление, в) нельзя подобрать условий?

Лабораторная работа № 3.
Скорость химических реакций

Приборы и посуда: секундомер, термостат (три стакана емкостью 200-250 мл) и крышка к нему с отверстиями для пробирок, термометр, стеклянная палочка, пипетки капельные, фильтровальная бумага, шпатель, лучина, щипцы тигельные, ступка с пестиком.

Реактивы: сульфит натрия (кристаллический), двуокись марганца, карбонат кальция (мел), алюминий (фольга и порошок), йод (кристаллический), раствор йодата натрия (0,02 н.), раствор тиосульфата натрия (1н.), раствор серной кислоты (2 н.), раствор соляной кислоты (конц.), раствор крахмального клейстера, раствор перекиси водорода (10%-ный).

Опыт 1. Влияние концентрации химических веществ на скорость химической реакции в гомогенной системе

Взаимодействие тиосульфата натрия с серной кислотой

Реакция тиосульфата натрия с серной кислотой протекает по уравнению:

$$Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + S + SO_2 + H_2O.$$

Выполнение работы. Предварительно проделать качественный опыт, для чего в пробирку внести 5-10 капель 1 н. раствора тиосульфата натрия и 3-5 капель 2 н. раствора серной кислоты. Наблюдать появление слабой опалесценции и дальнейшее помутнение раствора от выпавшей свободной серы.

Приготовить три раствора тиосульфата натрия различной концентрации. Для этого внутрь сухих конических пробирок внести: в первую – 4 капли 1н. раствора тиосульфата натрия и 8 капель воды, во вторую – 8 капель тиосульфата натрия и 4 капли воды, в третью – 12 капель того же раствора тиосульфата натрия. (Первую и вторую пробирки осторожно встряхнуть.) Таким образом, в одинаковых объемах полученных растворов будет содержаться различное число молей тиосульфата натрия. Если условно обозначить концентрацию тиосульфата

натрия, то в пробирке №1 – С моль, в пробирке №2 – 2С моль, в №3 – 3С моль.

Включить секундомер. В пробирку №1 добавить одну каплю серной кислоты. Зафиксировать время от момента добавления кислоты до появления в растворе заметной опалесценции. Так же добавить по одной капле 2 н. серной кислоты в пробирки №2 и №3, зафиксировать время до появления в растворе опалесценции.

Запись данных опыта. Данные опыта занести в таблицу:

№ пробирки	число капель раствора тиосульфата натрия	число капель воды	число капель серной кислоты	общий объем раствора (число капель общее)	концентрация тиосульфата натрия	время реакции t, с	скорость в условных единицах 1/t, 1/с
1	4	8	1	13	С		
2	8	4	1	13	2С		
3	12	0	1	13	3С		

Начертить график, иллюстрирующий зависимость скорости реакции от концентрации от концентрации реагирующих веществ. На оси абсцисс отложить в определенном масштабе относительные концентрации

тиосульфата натрия, на оси ординат – соответствующие им скорости (в условных единицах).

Опыт 2. Влияние температуры на скорость химической реакции в гомогенной системе

Выполнение работы. Приготовить три термостата: №1, №2, №3, для чего в три стаканчика на 200-250 мл наполнить на 2/3 водой. Стаканчик №1 оставить на столе при комнатной температуре. Температуру воды измерить термометром. Стаканчик №2 и №3 поставить на асбестированные сетки, помещенные на кольца штатива. Под каждую сетку поставить горелку. Нагреть в стакане № 3 воду на 10 ^{o}C выше температуры воды чем в стакане №2. Уменьшить пламя горелки в обоих случаях и отрегулировать пламя горелки так, чтобы температура воды была постоянной. Каждый стаканчик покрыть картонной или тонкой деревянной крышкой с тремя отверстиями. В одно из отверстий каждого термостата поместить небольшой термометр, конец которого погрузить в воду, в другое отверстие – коническую пробирку с 2 н. раствором серной кислоты и опущенной в него пипеткой, в третье отверстие – пробирку с 10 каплями 1 н. раствора тиосульфата натрия.

Через 10-15 минут включить секундомер. Не вынимая пробирку с тиосульфатом из термостата №1 добавить в нее одну каплю 2 н. серной кислоты из пробирки, находящейся в том же термостате. Измерить время от момента добавления кислоты до появления заметной опалесценции. Повторить опыт с раствором тиосульфата натрия в термостатах №2 и №3. Произвести отсчет времени течения реакции в секундах, как и в первом случае.

Запись данных опыта. Полученные данные занести в следующую таблицу:

№ пробирки	температура опыта, °С	время реакции t, с	скорость реакции в условных единицах 1/t, 1/с
1			
2			
3			

Сделать вывод о зависимости скорости химической реакции от температуры.

Опыт 3. Влияние катализатора на скорость химической реакции

Каталитическое разложение перекиси водорода

Выполнение работы. В коническую пробирку внести 3-5 капель 10%-го раствора перекиси водорода. Отметить, что в обычных условиях разложения перекиси водорода не наблюдается.

К раствору перекиси водорода добавить несколько крупинок двуокиси марганца. Что наблюдается? Поднесите тлеющую лучину к горлу пробирки. Какой газ выделяется?

Запись данных опыта. Все наблюдаемое описать, ответить на вопросы. Написать уравнение реакции разложения перекиси водорода.

Указать различие в скорости реакции разложения перекиси водорода при отсутствии двуокиси марганца и при ее добавлении. Какого значение двуокиси марганца в этой реакции.

Опыт 4. Влияние величины поверхности реагирующих веществ на скорость химической реакции в гетерогенной системе

Растворение карбоната кальция в соляной кислоте

Выполнение работы. Взять два, по возможности одинаковых кусочка мела, величиной с горошину. Один из них растереть в порошок. Полученный порошок поместить в коническую пробирку. Второй кусочек мела целиком опустить в другую пробирку. В обе пробирки одновременно добавить одинаковое количество (10-20 капель) соляной кислоты плотностью 1,19 г/см^3. Наблюдать полное растворение мела.

Запись данных опыта. Описать все наблюдения. Написать уравнение соответствующей реакции. Объяснить, почему скорость растворения мела в этих двух случаях различна.

Вопросы и задачи для подготовки к защите лабораторной работы

1. Чем объясняется повышение скорости реакции при введении в систему катализатора?

2. Какое влияние оказывает перемешивание на скорость протекания гетерогенной химической реакции: а) во всех случаях увеличивает скорость реакции, б) в некоторых случаях увеличивает скорость реакции, в) не влияет на скорость реакции?

3. При 20 ^{o}C константа скорости некоторой реакции равна 10^{-3} мин$^{-1}$, а при 50 ^{o}C – $27 \cdot 10^{-3}$ мин$^{-1}$. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции?

4. Что такое порядок реакции?

5. В каком случае порядок реакции может быть равен нулю. Приведите пример реакции.

6. Что такое молекулярность реакции? Приведите примеры реакций.

7. Что такое кинетическое уравнение реакции?

8. Какие факторы влияют на скорость химической реакции?

9. Что такое энергия активации?

10. Правило Вант-Гоффа.

Лабораторная работа № 4.
мещение равновесия обратимой реакции между хлоридом железа (III) и роданидом калия

Приборы и посуда: четыре конические пробирки, штатив для пробирок, стеклянные палочки.

Реактивы: растворы хлорида трехвалентного железа (0,0025 н.), раствор роданида калия (0,0025 н.), насыщенный раствор хлорида трехвалентного железа, насыщенный раствор роданида калия, кристаллический хлорид калия.

Выполнение работы.

В четыре конические пробирки внести по 5-7 капель 0,0025 н. растворов хлорида трехвалентного железа и роданида калия. Растворы размешать стеклянной палочкой и поставить в штатив.

Одну пробирку отложить, для сравнения результатов опыта. В остальные пробирки добавить следующие реактивы:

в первую – 1 каплю насыщенного раствора хлорида трехвалентного железа,

во вторую – 1 каплю насыщенного раствора роданида калия,

в третью – несколько кристалликов хлорида калия.

Сравнить интенсивность окраски полученных растворов с интенсивностью окраски эталона.

Запись данных опыта. Записать свои наблюдения.

Составить уравнение, соответствующее обратимой реакции и написать выражение для константы ее равновесия.

1.Какие вещества находятся в исследуемом растворе при состоянии равновесия?

2. Какое вещество придает раствору красную окраску?

3. Как изменяется интенсивность окраски раствора, и в каком направлении смещается равновесие данной равновесной системы при добавлении:

а) хлорида трехвалентного железа,

б) роданида калия,

в) хлорида калия?

4. Как изменяется при этом в каждом отдельном случае концентрации компонентов равновесной системы:

а) роданида трехвалентного железа,

б) хлорида калия,

в) хлорида трехвалентного железа,

г) роданида калия по сравнению с их концентрациями при установлении первоначального равновесия?

Вопросы и задачи для подготовки к защите лабораторной работы

1. Если объем закрытого реакционного сосуда, в котором установилось равновесие $2SO_{2\ (г)} + O_{2\ г)} \leftrightarrows 2\ SO_{3(г)}$, уменьшить в 2 раза, то:
а) скорость прямой и обратной реакции останутся одинаковыми,
б) скорость прямой реакции станет в 2 раза больше скорости обратной реакции, в) равновесие не сместится, г) равновесие сместится вправо, д) равновесие сместится влево?

2. Какие из перечисленных воздействий приведут к изменению константы равновесия химических реакций: а) изменение давления, б) изменение температуры, в) замена катализатора, г) изменение концентраций реагирующих веществ?

3. В каком направлении сместится равновесие в системе $4Fe_{(к)} + 3O_{2\ (г)} \leftrightarrows 2Fe_2O_{3(к)}$ при увеличении давления: а) в сторону прямой реакции, б) в сторону обратной реакции, в) не сместится?

4. Для некоторой реакции $\Delta G<0$. Какие из перечисленных утверждений правильны: а) константа равновесия реакции больше единицы, б) константа равновесия реакции меньше единицы, в) в равновесной смеси преобладают исходные вещества, г) в равновесной смеси преобладают продукты реакции?

5. Константа равновесия некоторой реакции при 293 К равна $5\cdot10^{-3}$, а при 1000 К составляет $2\cdot10^{-6}$. Каков знак ΔH^0 этой реакции: а) $\Delta H^0>0$, б) $\Delta H^0<0$.

6. Для некоторой самопроизвольной реакции $\Delta S^0<0$. Как будет изменяться константа равновесия с повышением температуры: а) увеличиваться, б) уменьшаться, в) по данным задачи нельзя определить?

7. Какие вещества находятся в системе в момент равновесия?

Лабораторная работа № 5. Приготовление раствора с заданной массовой долей растворенного вещества

Приборы и посуда: весы технохимические, коническая колба, мерный цилиндр, стакан, ареометр.

Реактивы: кристаллогидрат $MgSO_4 \cdot 7H_2O$, вода дистиллированная.

Выполнение работы. Вычислить, какая масса кристаллогидрата $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ требуется для приготовления указанного преподавателем объема раствора заданной концентрации, используя данные таблицы.

Рассчитать, какой объем воды необходим для растворения навески.

Отвесить рассчитанную массу вещества в предварительно взвешенном стаканчике на технохимических весах с точностью до 0,01 г.

Отмерить мерным цилиндром, рассчитанный объем воды.

Перенести соль в коническую колбу, омывая стаканчик отмеренным количеством воды из цилиндра.

Правильность приготовления раствора проверить у лаборанта путем измерения плотности раствора с помощью ареометра (рис. 28, Приложение 1).

№	Объем раствора, $см^3$	Массовая доля (%) (в расчете на безводную соль)	Плотность раствора, $г/см^3$
1	220	4	1,039
2	175	6	1,060
3	145	7	1,071
4	150	7,5	1,077
5	245	2,8	1,026
6	225	4,5	1,044
7	170	6,5	1,065
8	140	5,5	1,055

9	230	3,5	1,034
10	200	2	1,018
11	240	3	1,029
12	180	5	1,049
13	200	3,5	1,034
14	170	2	1,018
15	180	5,5	1,055

Определить относительную ошибку опыта в %.

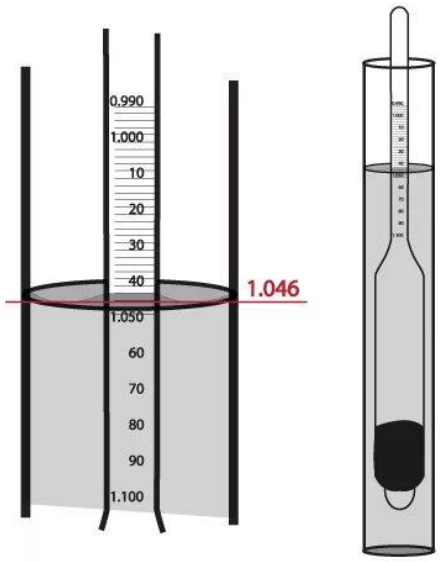


Рис. 28. Определение плотности раствора с помощью ареометра

Ареометр представляет собой стеклянный поплавок, в верхней узкой части которого имеется шкала с делениями, указывающая плотность. Чем меньше плотность раствора, тем глубже погружается в него ареометр. Каждый ареометр предназначен для жидкостей, плотность которых лежит в определенных пределах. Поэтому при выборе ареометра необходимо хотя бы ориентировочно знать плотность данного раствора. Так как между плотностью раствора и его

концентрацией существует определенная взаимосвязь, то, измерив ареометром плотность, можно по таблицам найти концентрацию раствора.

Между плотностью и массовой долей линейной зависимости, как правило, не наблюдается, однако в узком интервале зависимость плотности от концентрации можно считать линейной. Поэтому процентную концентрацию можно определить следующим образом. Допустим, при помощи ареометра установлена плотность, равная 1,247 г/см^3. В таблице же приведены значения концентрации растворов для плотностей 1,241 г/см^3 и 1,263 г/см^3 (соответственно 22% и 24%). Следовательно, изменению концентрации на 2% соответствует изменение плотности на величину 1,263-1,241=0,022. Наш раствор отличается по плотности от 1,241 на величину, равную 1,247-1,241=0,006. В узких пределах зависимость между плотностью и концентрацией можно считать линейной. Необходимо составить пропорцию, из которой можно установить разницу в изменении концентраций:

0,022 – 2%

0,006 – x%,

x = 0,3%.

Следовательно, исходный раствор имеет концентрацию (22+0,3)% = 22,3%.

Описанный метод нахождения концентраций называется интерполяцией.

Вопросы и задачи для подготовки к защите лабораторной работы

1. Какой объем 10%-ного раствора NaOH (ρ=1,093 г/мл) потребуется для полного растворения 3 г алюминия?

2. Сколько литров 96% раствора H_2SO_4 (ρ=1,84 г/мл) требуется для приготовления 20 л 0,5 М раствора серной кислоты?

3. Сколько граммов 15%-ного раствора NaCl надо прибавить к 1000 г 80%-ного раствора, чтобы получить 30%-ный раствор?

4. Сколько граммов растворенного вещества содержится в 50 г 3%-ного раствора?

5. Сколько поваренной соли нужно растворить в 10 л воды, чтобы получить 2%-ный раствор?

6. В каком количестве граммов воды следует растворить 100 г $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ для получения раствора, содержащего 5% безводной соли?

7. Сколько миллилитров 60%-ного раствора серной кислоты (ρ=1,50 г/мл) нужно взять, чтобы приготовить 5 л 12%-ног раствора (ρ=1,08 г/мл)?

Лабораторная работа № 6.
Приготовление раствора серной кислоты заданной нормальности

Приборы и посуда: мерная колба на 100 мл с пробкой, пипетка, ареометр, мерный цилиндр.

Реактивы: концентрированная серная кислота, плотность которой измерена лаборантом, вода дистиллированная.

Выполнение работы. Раствор H_2SO_4 следует приготовить из концентрированной H_2SO_4, плотность которой измерена лаборантом.

Рассчитать объем концентрированной серной кислоты, используя данные таблицы.

№	Заданная нормальность раствора, моль-экв/л	Плотность раствора, г/см^3
1	1,14	1,013
2	1,58	1,050
3	0,95	1,030
4	1,90	1,060
5	1,42	1,045
6	2,10	1,065
7	0,48	1,015
8	2,22	1,070
9	1,74	1,055
10	0,79	1,025
11	1,27	1,040
12	2,18	1,069
13	2,60	1,083
14	0,84	1,027
15	1,58	1,050

Рассчитанный объем серной кислоты отмерить пипеткой.

Помните, что концентрированная серная кислота требует большой осторожности в обращении. Если все-таки капли концентрированной серной кислоты попали на руки, их надо тотчас смыть большим количеством воды, а затем пораженное место промыть слабым раствором гидрокарбоната натрия.

Мерную колбу на 100 мл на 1/3 объема заполнить дистиллированной водой, затем пипеткой добавить рассчитанное количество концентрированной H_2SO_4, охладить до комнатной температуры, довести раствор до метки на колбе и перемешать полученный раствор.

Правильность приготовления раствора проверить у лаборанта путем измерения плотности раствора с помощью ареометра.

Определить относительную ошибку опыта в %.

Вопросы и задачи для подготовки к защите лабораторной работы

1. Сколько граммов $BaCl_2$ содержится в 25 мл 0,5 н. раствора?

2. Сколько литров 0,1 н. раствора серной кислоты можно приготовить из 70 мл 50%-ного раствора серной кислоты (ρ=1,40 г/мл)?

3. Вычислить нормальность 20%-ного раствора HCl (ρ=1,1 г/мл)?

4. Вычислите массовую долю растворенного вещества в 10 н. растворе H_2SO_4 (ρ=1,29 г/мл)?

5. Сколько граммов Na_2CO_3 может быть разложено при действии 600 мл 0,5 н. HNO_3?

6. Сколько миллилитров концентрированной соляной кислоты (ρ=1,19 г/мл), содержащей 38% (масс.) HCl, нужно взять для приготовления 1 л 2 н. раствора?

7. Плотность 40%-ного (по массе) раствора HNO_3 равна 1,25 г/мл. Рассчитать нормальность раствора.

Лабораторная работа № 7.
Определение растворимости дихромата калия

Приборы и посуда: технохимические весы, стакан на 50 мл, бюкс с крышкой, пипетка на 1 мл, пипетка на 10 мл, пробирка, штатив для пробирок, термометр, сушильный шкаф, эксикатор.

Реактивы: растертый в порошок дихромат калия, вода дистиллированная.

Выполнение работы. Отвесить на технохимических весах около 2 г растертого в порошок дихромата калия $K_2Cr_2O_7$ и пересыпать его в стакан вместимостью 50 мл. Туда же налить 10 мл дистиллированной воды.

Поставить стакан на треногу с сеткой и нагревать на газовой горелке до полного растворения соли.

Охладить полученный прозрачный раствор до комнатной температуры. Что происходит при охлаждении? Объяснить наблюдаемое явление.

Когда выпавшие кристаллы соли полностью осядут на дно стакана и раствор над ними станет совершенно прозрачным, небольшим количеством того раствора (около 2 мл) ополоснуть сухую широкую пробирку вместимостью 10 мл и слить в нее раствор, тщательно следя за тем, чтобы туда не попали кристаллы $K_2Cr_2O_7$.

Измерить температуру раствора. Можно ли считать этот раствор насыщенным при данной температуре?

Взвесить пустой бюкс с крышкой на технохимических весах.

Поместить в него 1 мл раствора $K_2Cr_2O_7$ из рабочей пробирки и закрыть крышкой.

Взвесить бюкс с крышкой и раствором.

Открыть крышку бюкса, поместить бюкс с крышкой в сушильный шкаф. Держать там бюкс при температуре 90 ^oC в течение 30 минут. После этого бюкс закрыть крышкой и охладить в эксикаторе до комнатной температуры, а затем взвесить. Повторять операцию высушивания при 150

°С в течение 10 минут, после охлаждения в эксикаторе снова взвесить бюкс с солью и так до тех пор, пока результаты двух последовательных взвешиваний будут отличаться друг от друга не более чем на 0,02 г.

Запись данных опыта и расчеты. Данные опыта записать в следующем виде:

– температура t, °С;

– объем насыщенного раствора, взятый для определения растворимости, V, мл;

– масса пустого бюкса с крышкой, m_1, г;

– масса бюкса с раствором, m_2, г;

– масса раствора дихромата калия, $m_3 = m_2 – m_1$, г;

– масса бюкса с сухой солью, m_4, г (1 взвешивание, m_4, г; 2 взвешивание, m_4, г; и т.д.);

– масса сухого дихромата калия, $m_5 = m_4 – m_1$, г.

На основании полученных данных вычислить растворимость (концентрацию насыщенного раствора) дихромата калия (в %, в г/100 г H_2O, в моль/л).

Сравнить полученные данные с данными Приложения 2.

Определить относительную ошибку опыта в %.

Вопросы и задачи для подготовки к защите лабораторной работы

1. Какой раствор называется насыщенным?

2. Какой раствор называется ненасыщенным?

3. Какой раствор называется пересыщенным?

4.Что такое коэффициент растворимости?

5.Определить массовую долю ионов Ba^{2+} в насыщенных растворах следующих солей: а) $BaSO_4$; б) $BaCO_3$; в) BaF_2.

6. Как изменяется растворимость вещества при нагревании?

7. Как изменяется растворимость вещества при охлаждении?

8. Что такое метод интерполяции?

Лабораторная работа № 8.
Электролитическая диссоциация

Приборы и посуда: прибор для сравнения электропроводности растворов, стаканы емкостью 50 мл – 8 шт., промывалка с дистиллированной водой, пробирки – 5 шт., штатив для пробирок, стеклянные палочки – 2 шт.

Реактивы: сахар (кристаллический), хлорид натрия (кристаллический), мрамор (мелкие кусочки), ацетат натрия (кристаллический), хлорид аммония (кристаллический), индикатор метиловый оранжевый, индикатор фенолфталеин;

растворы: соляная кислота (2 н.), уксусная кислота (2 н.), гидроксид натрия (0,5 н., 2 н.), раствор аммиака (2 н.), сульфат магния (0,5 н.), силикат натрия (0,5 н.), хлорид алюминия (0,5 н.), сульфат никеля (0,5 н.), сульфат цинка (0,5 н.).

Опыт 1. Сравнение электропроводности растворов некоторых электролитов

Выполнение работы. В стакан налить 20-30 мл дистиллированной воды. Угольные электроды сравнения электропроводности растворов опустить в стакан с водой. Прибор включить в электросеть. Загорается ли лампочка? Проводит ли вода электрический ток? Выключить ток.

Внести в стакан с водой 4-5 микрошпателей измельченного сахара. Включить прибор в электросеть. Является ли проводником раствор сахара? Выключить ток. Опустить электроды в стакан с дистиллированной водой и промыть их.

В стакан насыпать поваренную соль так, чтобы она покрыла дно стакана. Опустить в соль электроды. Включить прибор в электросеть. Проводит ли ток сухая соль? Выключить ток. Прилить из промывалки 20-30 мл дистиллированной воды. Включить прибор в электросеть. Что

наблюдается? Выключить ток. Промыть электроды в стакане с дистиллированной водой.

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

В четыре стакана емкостью 50 мл каждый налить по 20-30 мл 0,1 н. растворов: в первый – соляной кислоты, во второй – гидроксида натрия, в третий – уксусной кислоты, в четвертый – аммиака. Испытать электропроводность этих растворов, погружая в них электроды. После каждого испытания промывать электроды дистиллированной водой. По степени накала лампочки сделать качественный вывод о силе исследуемых кислот и оснований.

Последние два раствора (уксусной кислоты и аммиака) слить вместе и испытать электропроводность полученного раствора. Объяснить разницу в степени накала лампочки в этом случае и в случае прохождения тока через раствор уксусной кислоты и аммиака, взятые отдельно.

Запись данных опыта. Описать наблюдаемые явления и сделать вывод о свойствах исследуемых веществ (слабый электролит, сильный электролит, неэлектролит). Написать уравнения электролитической диссоциации для всех электролитов.

Опыт 2. Диссоциация гидроксидов

Выполнение работы. Пронумеровать 5 пробирок и внести по 4-5 капель 0,5 н. растворов: в первую пробирку – $MgCl_2$, во вторую – $AlCl_3$, в третью – Na_2SiO_3, в четвертую – $NiSO_4$, в пятую – $ZnSO_4$. Во все пробирки, кроме третьей, прибавить по несколько капель (до начала выпадения осадков) 0,5 н. NaOH, в третью пробирку прилить несколько капель 2 н. раствора HCl. Определить химический характер выпавших в осадок гидроксидов. Для этого половину суспензии гидроксида магния отлить в чистую пробирку и добавить к ней несколько капель 2 н. раствора HCl, к

оставшейся части в первой пробирке добавить дополнительно несколько капель 2 н. раствора NaOH. В обоих ли случаях растворился осадок? Кислотными, основными или амфотерными свойствами обладает $Mg(OH)_2$?

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

Запись данных опыта. Записать в виде таблицы данные, относящиеся к характеру диссоциации гидроксидов магния, алюминия, кремния, никеля, цинка.

Название гидроксида	Формула гидроксида	Химические свойства	Схема диссоциации
Гидроксид магния			
Гидроксид алюминия			
Гидроксид кремния			
Гидроксид никеля			
Гидроксид цинка			

При написании уравнений диссоциации амфотерных гидроксидов следует учесть, что в водных растворах они переходят в комплексные ионы.

Схема диссоциации амфотерного гидроксида цинка выглядит следующим образом:

$$[Zn(H_2O)_4]^{2+} \overset{OH^-}{\underset{H_3O^+}{\leftrightarrow}} Zn(OH)_2 \overset{OH^-}{\underset{H_3O^+}{\leftrightarrow}} [Zn(OH)_4]^{2-}.$$

Схема диссоциации амфотерного гидроксида алюминия выглядит следующим образом:

$$[Al(H_2O)_6]^{3+} \overset{OH^-}{\underset{H_3O^+}{\leftrightarrow}} Al(OH)_3 \overset{OH^-}{\underset{H_3O^+}{\leftrightarrow}} [Al(OH)_6]^{3-}.$$

Напишите уравнения реакций получения всех исследуемых гидроксидов, а также уравнения процессов растворения их в соляной кислоте и гидроксиде натрия.

Напишите электронные формулы ионов Mg^{2+}, Al^{3+}, Si^{4+}. Сколько электронов находится на внешнем электронном уровне ионов Mg^{2+}, Al^{3+}, Si^{4+}? В какой зависимости (прямой или обратной) находится усиление кислотных свойств гидроксидов от увеличения заряда иона (степени окисления атомов), гидроксиды которых рассматриваются? Какое влияние оказывает внешняя оболочка ионов на характер диссоциации гидроксидов, если известно, что $Mg(OH)_2$ более сильное основание, чем $Ni(OH)_2$?

Радиусы ионов Mg^{2+}, Al^{3+}, Si^{4+} соответственно равны (по Полингу) 0,065; 0,050 и 0,041 нм. Как влияет изменение радиусов ионов на характер химических свойств гидроксидов?

Опыт 3. Взаимодействие соляной и уксусной кислот с мрамором

Выполнение работы. В одну пробирку внести 3-4 капли 2 н. раствора уксусной кислоты, в другую – столько же 2 н. раствора соляной кислоты. Выбрать два приблизительно одинаковых по величине кусочка мрамора и опустить по одному в каждую пробирку. Наблюдать выделение газа.

Запись данных опыта. Написать молекулярные и молекулярно-ионные уравнения реакций. Какой газ выделяется? В какой пробирке процесс идет

более энергично? От каких ионов зависит скорость выделения газа? В растворе какой кислоты концентрация этих ионов больше?

Сделать вывод об относительной силе исследуемых кислот.

Опыт 4. Смещение равновесия диссоциации слабых электролитов

4.1. Влияние соли слабой кислоты на диссоциацию этой кислоты

Выполнение работы. В две пробирки внести по 5-7 капель 2 н. раствора уксусной кислоты. В каждую пробирку прибавить одну каплю метилового оранжевого. Под влиянием каких ионов метиловый оранжевый принимает розовую окраску? Одну пробирку с уксусной кислотой оставить в качестве контрольной, а в другую внести 1 микрошпатель порошка ацетата натрия и перемешать стеклянной палочкой. Сравнить окраску полученного раствора с окраской раствора в контрольной пробирке. На изменение концентрации каких ионов указывает окраска метилового оранжевого?

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

4.2. Влияние соли слабого основания на диссоциацию этого основания

Выполнение работы. В две пробирки внести по 5-7 капель 2 н. раствора аммиака. В каждую пробирку прибавить одну каплю фенолфталеина. Под влиянием каких ионов фенолфталеин принимает розовую окраску? Одну пробирку с раствором аммиака оставить в качестве контрольной, а в другую внести 1 микрошпатель порошка хлорида аммония и перемешать стеклянной палочкой. Сравнить окраску полученного раствора с окраской раствора в контрольной пробирке. На изменение концентрации каких ионов указывает окраска фенолфталеина?

Запись данных опыта. Написать схему равновесия в растворе аммиака и выражение константы его диссоциации. Объяснить, как смещается равновесие диссоциации раствора аммиака при добавлении к нему хлорида аммония. Почему при этом окраска фенолфталеина бледнеет?

Вопросы и задачи для подготовки к защите лабораторной работы

1. Во сколько раз концентрация ионов H^+ в 0,1 н. растворе HNO_2 больше, чем в 0,1 н. растворе HCN?

2. Константа диссоциации азотистой кислоты равна $5{,}1 \cdot 10^{-4}$. Вычислите степень диссоциации HNO_2 в ее 0,01 М растворе и концентрацию ионов водорода.

3. Раствор, содержащий 0,85 г хлорида цинка в 125 г воды кристаллизуется при -0,23 °С. Определите кажущуюся степень диссоциации $ZnCl_2$.

4. Определите коэффициенты активности ионов нитрата серебра в водном растворе, в котором в 1000 г воды растворено 0,01 моля $AgNO_3$.

5. Приведите примеры сильных электролитов.

6. Приведите примеры слабых электролитов.

7. Приведите примеры неэлектролитов.

8. Почему у сильного электролита возникает кажущаяся степень диссоциации?

9. Что такое изотонический коэффициент?

10. Определите ионную силу раствора, содержащего 1,62 г гидрокарбоната кальция в 250 г воды.

Лабораторная работа № 9.
Кислотно-основное титрование

Приборы и посуда: колбы конические – 3 шт., бюретка, штатив для бюретки, пипетка на 10 мл.

Реактивы: растворы соляной кислоты, серной кислоты, гидроксида натрия с заданной нормальностью, фенолфталеин.

Раствор, титр которого известен, называется титрованным.

Титр – это масса вещества в 1 мл раствора.

$T = m/V$, г/мл.

Между нормальностью, молярной массой эквивалента и титром существует следующее соотношение:

$T = C_н \cdot M_э / 1000$, г/мл.

Для определения молярной массы эквивалента кислоты используют титрованный раствор щелочи и, наоборот, для определения молярной массы эквивалента щелочи используют титрованный раствор кислоты.

$M_э = T \cdot 1000 / C_н$, моль-экв./л.

Процесс определения концентраций растворенных веществ при помощи титрованных растворов называется титрование. При титровании к раствору неизвестной концентрации (допустим, кислоты) прибавляют постепенно при помешивании по каплям титрованный раствор с помощью бюретки – в данном случае щелочи – до тех пор, пока не закончится реакция нейтрализации. Окончание реакции определяется с помощью индикаторов – веществ, которые меняют окраску при изменении pH среды.

При изменении pH раствора каждый индикатор изменяет свой цвет в определенной области значений pH, называемой областью перехода данного индикатора. До этого состояния индикатор находится в кислотной форме, а после изменения окраски переходит в щелочную форму, или наоборот.

Таблица значений pH перехода

наиболее распространённых индикаторов

Название индикатора	Цвет в кислой среде	Интервал перехода (pH)	Цвет в области перехода	Цвет в щелочной среде
Метиловый оранжевый	красный	3,1-4,4	оранжевый	желтый
Фенолфталеин	бесцветный	8,0-10,0	розовый	малиновый

Если растворы кислот и оснований имеют одинаковую нормальность, то это значит, что они содержат в одном и том же объеме равное число эквивалентов, а поскольку вещества взаимодействуют в эквивалентных количествах, то реакция между такими растворами кислоты и щелочи произойдет полностью при смешивании равных объемов.

Если же растворы кислоты и щелочи неодинаковой нормальности, то реакция между ними пройдет полностью в тот момент когда

$$C_{н\ кислоты} \cdot V_{кислоты} = C_{н\ щелочи} \cdot V_{щелочи}.$$

При различной нормальности растворов щелочи и кислоты отношение объемов обратно пропорционально нормальностям

$$V_{щелочи}/V_{кислоты} = C_{н\ кислоты}/C_{н\ щелочи}.$$

В основе метода кислотно-основного титрования лежит реакция нейтрализации, которая проводится в растворе.

Опыт 1. Приготовление раствора кислоты и щелочи

Выполнение работы. Приготовить по 100 мл 0,1 н. растворов H_2SO_4 и NaOH, используя 96%-ную серную кислоту, плотностью 1,84 г/мл и сухой NaOH.

Растворение проводить сначала в небольшом количестве воды в фарфоровой чашке, потом перелить раствор в мерную колбу на 100 мл, ополоснуть 2-3 раза дистиллированной водой фарфоровую чашку и слить использованную для ополаскивания воду в эту же мерную колбу. Заполнить колбу водой до метки и перемешать содержание колбы встряхиванием.

Опыт 2. Точное определение концентрации приготовленного раствора HCl при помощи титрования раствором NaOH

Выполнение работы. Небольшим количеством приготовленного раствора гидроксида натрия ополоснуть бюретку для удаления воды с ее стенок. Укрепить бюретку зажимом в штативе и заполнить ее через воронку раствором NaOH до нулевой отметки (по нижнему краю мениска).

Пипеткой налить по 10 мл раствора соляной кислоты в три конические колбы для титрования. В исследуемый объем кислоты добавить 2-3 капли индикатора фенолфталеина, который остается бесцветным в кислой среде и окрашивается в малиново-красный цвет в щелочной среде.

Титрование кислоты щелочью следует проводить следующим образом: под бюреткой на белый лист бумаги поставить коническую колбу для титрования так, чтобы носик бюретки находился внутри колбы над жидкостью, жидкость из бюретки следует приливать медленно правой рукой. Круговыми движениями левой рукой размешивать раствор. Капля за каплей щелочь постепенно нейтрализует кислоту. При этом происходит реакция

$NaOH + HCl = NaCl + H_2O$,

$OH^- + H^+ = H_2O$.

Количество свободной кислоты в колбе постепенно уменьшается. В момент полной нейтрализации добавление капли раствора щелочи из

бюретки вызовет появление розовой окраски раствора. Титрование считается законченным, когда розовая окраска при помешивании раствора в колбе не исчезнет в течении 30 секунд.

Запись данных опыта и расчеты. Отсчитать по шкале бюретки объем щелочи, пошедший на титрование. Результат записать. Титрование повторить еще 2-3 раза, каждый раз начиная от нулевой отметки на бюретке. Объемы щелочи, пошедшие на титрование не должны отличаться дольше чем на 0,1-0,2 мл. Из полученных результатов найти средний объем щелочи. Для расчета нормальности раствора соляной кислоты использовать тот факт, что отношение прореагировавших объемов кислоты и щелочи обратно пропорционально нормальности растворов:

$$V_{\text{щелочи.}}/V_{\text{кислоты}} = C_{\text{н кислоты}}/C_{\text{н щелочи}}.$$

Пример расчета:

Пусть на взятые для титрования 10 мл раствора HCl ($C_{\text{н кислоты}}$=0,1050 н.) пошло 11,2 мл раствора NaOH.

$$C_{\text{н щелочи}} = 0{,}1050 \cdot 10/11{,}2 = 0{,}09375 \text{ н.}$$

Молярная масса эквивалента NaOH равна 40 г-экв./моль, тогда титр раствора щелочи равен:

$$T = 0{,}09375 \cdot 40/1000 = 0{,}00375 \text{ (г/мл).}$$

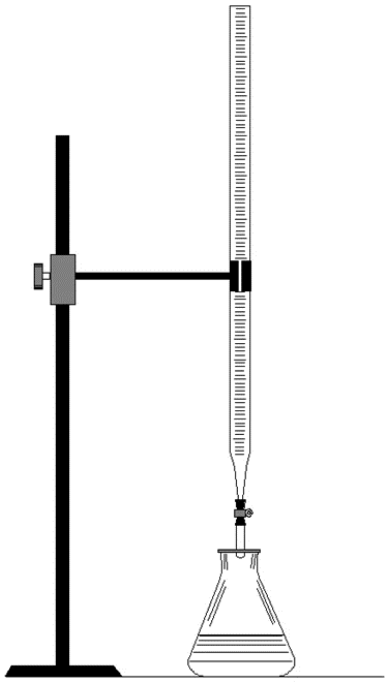


Рис. 29. Установка для титрования

Опыт 3. Точное определение концентрации приготовленного раствора серной кислоты

Выполнение работы. Зная точную концентрацию раствора щелочи, которой заполняется бюретка, определить концентрацию приготовленного раствора серной кислоты. Для этого в чисто вымытые конические колбы для титрования налить пипеткой точно измеренные объемы раствора серной кислоты. Добавить в каждую колбу 2-3 капли фенолфталеина и тировать кислоту так, как это делали в опыте 2 с растворами соляной кислоты.

Запись данных опыта и расчеты. Отсчитать по шкале бюретки объем щелочи, пошедший на титрование. Результат записать. Титрование повторить еще 2-3 раза, каждый раз начиная от нулевой отметки на бюретке. Объемы щелочи, пошедшие на титрование не должны отличаться дольше чем на 0,1-0,2 мл. Из полученных результатов найти средний объем щелочи. Для расчета нормальности раствора серной кислоты

использовать тот факт, что отношение прореагировавших объемов кислоты и щелочи обратно пропорционально нормальности растворов:

$$V_{\text{щелочи.}}/V_{\text{кислоты}} = C_{\text{н кислоты}}/C_{\text{н щелочи}}.$$

Определить нормальность и титр раствора серной кислоты (см. Опыт 2).

Вопросы и задачи для подготовки к защите лабораторной работы

1. Как рассчитать титр раствора?

2. Какие растворы называются титрованными?

3. Для нейтрализации раствора, содержащего 2,25 г кислоты, потребовалось 25 мл 2 н. раствора щелочи. Определить эквивалентную массу кислоты.

4. Для нейтрализации 20 мл 0,1 н. раствора кислоты потребовалось 8 мл раствора едкого натра. Сколько грамм едкого натра содержит 1 л этого раствора?

5. Какие индикаторы используют при кислотно-основном титровании?

6. На чем основан метод кислотно-основного титрования?

7. Из чего состоит установка для титрования?

Лабораторная работа № 10.
Гидролиз солей

Приборы и посуда: водяная баня, пробирки, стеклянные палочки, пробиркодержатель, штатив для пробирок, универсальная индикаторная бумага.

Реактивы:

кристаллические вещества: ацетат натрия, карбонат натрия, хлорид калия, сульфит натрия, ацетат аммония; хлорида олова (II); цинк металлический.

растворы: ацетата натрия (0,5 н.), карбоната натрия (0,5 н.), хлорида алюминия (0,5 н.), хлорида магния (0,5 н.), хлорида сурьмы (III) (0,5 н.), сульфида аммония (0,5 н.), хлорида аммония (0,01 М), хлорида олова (II) (0,05 н.), хлорида цинка (0,01 М), соляная кислота (2 н.); фенолфталеин.

Опыт 1. Реакция среды в растворах различных солей

Выполнение работы. В пять пробирок налить по 10 капель дистиллированной воды. В первую пробирку добавить ацетата натрия (кристаллического), во вторую – хлорида алюминия (раствор), в третью – карбоната натрия (кристаллического), в четвертую – ацетата аммония (кристаллического), в пятую – хлорида калия (кристаллического).

Растворы размешать (стеклянные палочки не переносить из одного раствора в другой).

Нанести с помощью стеклянной палочки раствор из каждой пробирки на полоску универсальной индикаторной бумаги, сравнить цвет бумаги со шкалой и сделать вывод о реакции среды в растворе каждой соли.

Запись данных опыта. Полученные результаты свести в таблицу:

№	Формула соли	Реакция среды	pH раствора

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

В случае ступенчатого гидролиза написать уравнения реакций только по первой ступени, так как практически в достаточно концентрированных растворах последующие ступени протекают очень слабо.

Сделать общие выводы о реакции среды в растворах солей, образованных:

а) сильным основанием и слабой кислотой;

б) слабым основанием и сильной кислотой;

в) слабым основанием и слабой кислотой;

г) сильным основанием и сильной кислотой.

Опыт 2. Гидролиз сульфита натрия

Выполнение работы. Налить в пробирку до 1/3 ее объема воды, внести туда 1-2 микрошпателя кристаллов сульфита натрия и размешать стеклянной палочкой. Две капли полученного раствора нанести на индикаторную бумагу и определить значение pH.

На присутствие каких ионов в растворе указывает найденное значение pH? В результате какого процесса эти ионы появились?

По отсутствию запаха сернистого газа убедиться, что сульфит натрия подвергается неполному гидролизу. Какая соль является продуктом гидролиза по первой ступени?

Запись данных опыта. Написать молекулярные и молекулярно-ионные уравнения реакций гидролиза сульфита натрия. Подтвердить результат эксперимента расчетом константы гидролиза по 1-ой и 2-ой ступеням.

При гидролизе каких солей получаются кислые соли?

Опыт 3. Случаи полного (необратимого) гидролиза солей

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

Запись данных опыта. Написать уравнение реакций, которые привели к образованию гидроксида алюминия. Почему не получилось сульфида и карбоната алюминия?

Опыт 4. Влияние различных факторов на степень гидролиза

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

Выполнение работы. В две пробирки до 1/3 их объема налить дистиллированной воды**.** В одну пробирку внести один микрошпатель кристаллов сульфита натрия, в другую – столько же кристаллов карбоната натрия. В каждую пробирку добавить по одной капле раствора фенолфталеина.

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

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

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

4.2. Влияние температуры на степень гидролиза соли

Выполнение работы. Налить в пробирку до 1/3 ее объема дистиллированной воды и внести в нее 2 микрошпателя ацетата натрия.

Написать ионное уравнение гидролиза этой соли. Какую величину pH должен иметь раствор ацетата натрия: меньше 7 или больше?

Добавить в пробирку с раствором соли одну каплю фенолфталеина. Опустить пробирку в водяную баню, нагретую до кипения. Наблюдать изменение интенсивности окраски индикатора.

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

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

4.3. Влияние разбавления раствора на гидролиз соли

Выполнение работы. В пробирку нести 2-3 капли хлорида сурьмы (III) и постепенно по каплям прибавлять воду до выпадения белого осадка хлорида оксосурьмы SbOCl. Этот осадок образуется на второй ступени гидролиза из $Sb(OH)_2Cl$ вследствие отщепления воды.

Запись данных опыта. Написать молекулярно-ионные уравнения гидролиза хлорида сурьмы (III) и общее уравнение ее гидролиза до образования SbOCl. Написать формулу для вычисления константы гидролиза хлорида сурьмы (III) для первой ступени. Показать при помощи этой константы, как влияет разбавление на степень гидролиза этой соли.

Добавлением какого реактива можно уменьшить степень гидролиза хлорида сурьмы (III)? Проверить свое заключение опытом. Сделать общий вывод о влиянии разбавления на степень гидролиза солей. Степень гидролиза каких солей не меняется при разбавлении раствора?

4.4. Влияние изменения концентрации водородных ионов на гидролиз солей

Выполнение работы. Внести в пробирку 8-10 капель дистиллированной воды и один микрошпатель хлорида олова (II). Раствор перемешать стеклянной палочкой. Образующийся белый осадок представляет собой основную соль SnOHCl. В результате какого процесса образовалась эта соль?

Запись данных опыта. Написать молекулярно-ионные уравнения гидролиза хлорида олова (II). Концентрацию каких ионов в растворе следует увеличить, чтобы подавить гидролиз? Добавьте этих ионов. Растворился ли осадок?

4.5. Растворение цинка в продукте гидролиза хлорида цинка (II)

Выполнение работы. Внести в пробирку 8-10 капель раствора хлорида цинка (II) и кусочек металлического цинка. Пробирку нагреть.

Запись данных опыта. Какой газ выделяется? Объяснить наблюдаемые процессы и написать молекулярные и молекулярно-ионные уравнения происходящих реакций.

Вопросы и задачи для подготовки к защите лабораторной работы

1.Какие из солей RbCl, $Cr_2(SO_4)_3$, $Ni(NO_3)_2$, Na_2SO_3 подвергаются гидролизу? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение pH имеют растворы этих солей?

2. К раствору $Al_2(SO_4)_3$ добавили следующие вещества: а) H_2SO_4; б) КОН, в) Na_2SO_3; г) $ZnSO_4$. В каких случаях гидролиз сульфата алюминия усиливается?

3. Найдите степень гидролиза 0,001 н. CH_3COOK и pH этого раствора.

4. При смешивании растворов $A1_2(SO_4)_3$ и Na_2CO_3 каждая из взятых солей гидролизуется необратимо до конца с образованием соответствующих основания и кислоты. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнение происходящего совместного гидролиза.

5. Какие из солей NaBr, Na_2S, K_2CO_3, $CoCl_2$ подвергаются гидролизу? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение pH имеют растворы этих солей?

6. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: NaCN или NaClO; $MgCl_2$или $ZnCl_2$? Почему? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

7. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза соли, раствор которой имеет: а) щелочную реакцию; б) кислую реакцию.

8. Какие соли подвергаются гидролизу?

9. Какие факторы влияют на гидролиз солей?

10. Что необходимо сделать чтобы исключить гидролиз соли при ее растворении в воде?

Лабораторная работа № 11.
Произведение растворимости

Приборы и посуда: пробирки, стеклянные палочки, штатив для пробирок.

Реактивы:

растворы: азотной кислоты (2 н.), соляной кислоты (2 н.), уксусной кислоты (2 н.), гидроксида натрия (0,5 н.), сульфата натрия (0,5 н.), хлорида кальция (0,5 н.), иодида калия (0,01 М), нитрата серебра (1 н.), нитрата свинца (0,5 н.), хромата калия (0,5 н.), оксалата аммония (0,5 н.), сульфата железа (II) (0,5 н.), хлорида бария (0,5 н.), сульфида аммония (насыщенный раствор), сероводородной воды (насыщенный раствор), аммиака (10%-ного).

Опыт 1. Условия выпадения осадка

Выполнение работы. В две пробирки внести по 2-3 капли раствора сульфата железа (II). В одну из них добавить такой же объем сероводородной воды, а в другую – раствор сульфида аммония. В каком случае выпадает осадок?

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

Опыт 2. Дробное осаждение

Выполнение работы. В двух пробирках получить раздельно хлорид и хромат серебра взаимодействием растворов хлорида и хромата калия с нитратом серебра (по 2-4 капли). Написать ионные уравнения реакций, отметить цвет осадка и записать величину произведения растворимости для хромата серебра. Какая соль менее растворима? Какое вещество будет выпадать в осадок в первую очередь из раствора, содержащего ионы Cl^-?

CrO_4^{2-} и Ag^+ в равных концентрациях? Проверить предложение опытом. Для этого внести в пробирку по 2-3 капли растворов хлорида и хромата калия, добавить 5-6 капель воды и перемешать раствор стеклянной палочкой. Осторожно, по каплям (1-2 капли) прибавлять в него раствор нитрата серебра. Что наблюдается? С какими ионами в первую очередь реагируют ионы серебра? Какое вещество при этом образуется? Добавить в раствор еще несколько капель нитрата серебра. Наблюдается ли образование хлорида серебра? Отметить начало его образования при дальнейшем увеличении концентрации ионов серебра.

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

Опыт 3. Сравнение полноты осаждения ионов различными осадителями

3.1. Осаждение солей бария

Выполнение работы. Получить осадок оксалата бария взаимодействием растворов хлорида бария (4 капли) и оксалата аммония (6 капель). Дать раствору отстояться или центрифугировать его. Прозрачный раствор перенести пипеткой в две чистые пробирки по 3-4 капли в каждую. В одну из них добавить 1-2 капли раствора оксалата аммония, чтобы убедиться в полноте осаждения ионов бария по отношению к ионам оксалата аммония ($C_2O_4^{2-}$). В другую пробирку добавить 3-4 капли раствора хромата калия. Какое вещество выпадает в осадок?

Запись данных опыта. Написать ионные уравнения протекающих реакций. Записать величины произведения растворимости оксалата и хромата бария. Объяснить образование осадка хромата бария после удаления из раствора ионов бария в виде оксалата бария. Каким из

примененных реактивов наиболее полно удаляются ионы бария из раствора?

3.2. Осаждение солей свинца

Выполнение работы. Получить хлорид свинца взаимодействием растворов нитрата свинца (4 капли) и хлорида натрия (6 капель). Центрифугировать раствор и отделить осадок от прозрачной фазы. Прозрачный раствор разделить на две пробирки. В одну пробирку добавить 2-3 капли раствора хлорида натрия, в другую – такой же объем раствора иодида калия. Какая соль выпадает в осадок?

Запись данных опыта. Написать уравнения реакций образования полученных солей свинца. На основании опыта сделать вывод о сравнительной величине произведения растворимости этих солей. Проверить свое заключение по справочным данным.

Опыт 4. Условия растворения осадков

4.1. Влияние величины произведения растворимости на растворение осадков

Выполнение работы. В трех пробирках раздельно получить осадки хлорида, бромида и иодида серебра взаимодействием растворов соответствующих солей с нитратом серебра (по 2-3 капли каждого реактива).

Отметить цвет осадков. К осадкам в каждую пробирку добавить по 2-3 капли раствора аммиака. Размешать содержимое пробирок стеклянной палочкой. В каком случае осадок растворяется быстрее? Осадок какого вещества практически не растворяется?

Запись данных опыта. Написать уравнения реакций растворения осадков соответствующих галогенидов серебра в водном растворе аммиака, протекающего с образованием комплексного иона $[Ag(NH_3)_2]^+$.

Написать выражения произведения растворимости для хлорида, бромида и иодида серебра и указать их числовые значения. Объяснить причину растворения галогенидов серебра в аммиаке. Почему бромид серебра растворяется в аммиаке медленнее, чем хлорид, а иодид практически нерастворим в аммиаке?

4.2. Влияние концентрации ионов растворителя на растворение осадков

Выполнение работы. В двух пробирках получить осадок оксалата кальция взаимодействием растворов соли кальция и оксалата аммония (2-3 капли). Добавить в одну пробирку несколько капель 2 н. раствора соляной кислоты до полного растворения осадка. В другую пробирку столько же 2 н. раствора уксусной кислоты. Отметить практическую нерастворимость оксалата кальция в последнем случае.

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

Опыт 5. Переосаждение малорастворимых веществ

5.1. Получение сульфида свинца из сульфата свинца

Выполнение работы. В пробирку внести 2 капли раствора нитрата свинца и прибавить туда же 3 капли раствора сульфата натрия.

Осадок какого вещества образовался? Написать ионное уравнение реакции.

Осадку дать отстояться или центрифугировать раствор и фильтровальной бумагой или пипеткой отобрать жидкую фазу. К осадку

добавить 3-4 капли сульфида аммония и перемешать осадок стеклянной палочкой.

Как изменился цвет осадка? Какое вещество образовалось.

Запись данных опыта. Описать все наблюдаемое. Ответить на поставленные вопросы. Написать выражение произведений растворимости и их числовые значения для получения малорастворимых веществ. Объяснить переход одного осадка в другой.

5.2. Получение хромата свинца из сульфата свинца

Выполнение работы. пробирку внести 2 капли раствора нитрата свинца и прибавить туда же 3 капли раствора сульфата натрия.

Осадок какого вещества образовался? Написать ионное уравнение реакции.

Осадку дать отстояться или центрифугировать раствор и фильтровальной бумагой или пипеткой отобрать жидкую фазу. К осадку добавить 3-4 капли хромата калия и перемешать осадок стеклянной палочкой.

Как изменился цвет осадка? Какое вещество образовалось.

Запись данных опыта. Описать все наблюдаемое. Ответить на поставленные вопросы. Написать выражение произведений растворимости и их числовые значения для получения малорастворимых веществ. Объяснить переход одного осадка в другой.

Вопросы и задачи для подготовки к защите лабораторной работы

1. Может ли образоваться осадок $Mg(OH)_2$ если смешать равные объемы 0,5 М раствора $MgCl_2$ и 0,1 М раствора аммиака?

2. Условия выпадения осадка.

3. Как влияет добавление одноименного иона на растворимость осадка.

4. Что такое солевой эффект?

5. Что нужно сделать для достижения более полного осаждения катиона цинка в виде ZnS?

6. Вычислить концентрацию ионов кальция в насыщенном растворе соли $CaCO_3$ в моль/л и г/л.

7. В 1 мл раствора сульфата бария содержится 0,001 мг ионов Ba^{2+}. Является ли раствор насыщенным?

8. В 6 л насыщенного раствора сульфата свинца содержится в виде ионов 0,186 г свинца. Вычислить ПР($PbSO_4$).

9. В каком случае возможно переосаждение осадка?

10. Произойдет ли образование осадка хромата кальция при смешении равных объемов 0,1 М растворов $CaCl_2$ и K_2CrO_4.

11. Что нужно сделать, чтобы растворить осадок $Fe(OH)_3$?

12. На основании значения ПР (Приложение 4) объясните, почему FeS растворяется, а CuS не растворяется в разбавленной соляной кислоте.

Лабораторная работа № 12.
Окислительно-восстановительные реакции

Приборы и посуда: Прибор для получения сероводорода, стакан, водяная баня, пробирки, стеклянные палочки, пробиркодержатель, штатив для пробирок, универсальная индикаторная бумага, часовое стекло, железная ложка, штатив, батарейка, медный электрод, цилиндр.

Реактивы:

кристаллические вещества: свинец, железо (железный гвоздь), магний, цинк, диоксид свинца, диоксид марганца, персульфат аммония или натрия, сульфит натрия, нитрит калия, сульфид железа (II), нитрат свинца, пероксид натрия, карбонат натрия, нитрата меди $Cu(NO_3)_2 \cdot H_2O$, парафин.

растворы: хлорида натрия (10%); серной кислоты (2 н.; 4 н.; плотность 1,84 г/см^3); соляной кислоты (плотность 1,19 г/см^3); азотной кислоты (0,2 н.; 2 н.); гидроксида натрия или калия (2 н.); раствор аммиака (2 н.); уксусной кислоты (2 н.); сульфата марганца (0,5 н.); сульфата меди (0,5 н.); сульфита натрия (0,5 н.); хлорида сурьмы (0,5 н.); дихромата калия (0,5 н.); арсенита натрия (0,5 н.); карбоната натрия (0,5 н.); перманганата калия (0,5 н.); роданида аммония (0,01 н.); хлорида олова (0,5 н.); нитрата ртути (II) (0,5 н.); нитрата свинца (0,5 н.); нитрата серебра (0,1 н.); формальдегида (10%-ный); пероксида водорода (3%-ный); иодида калия (0,5 н); фенолфталеин, крахмальный клейстер, спирт этиловый, сероводородная вода, бромная вода, йодная вода, хлорная вода.

Опыт 1. Атомы, молекулы простых веществ и элементарные ионы в качестве окислителей и восстановителей

а) Взаимодействие сероводорода с бромной водой

Выполнение работы. В пробирку с 5-6 каплями сероводородной воды прибавить такое же количество бромной воды. Отметить появление осадка серы.

Запись данных опыта. Написать уравнение реакции и указать переход электронов, которым она сопровождается. Какой элементарный ион является в данной реакции восстановителем?

б) Вытеснение водорода из кислоты металлами

Выполнение работы. В пробирку с 5-6 каплями 2 н. раствора серной кислоты поместить маленький кусочек свинца (магния или железа). Наблюдать выделение газа.

Запись данных опыта. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме. Какие изменения происходят в электронной структуре металла? Какой элементарный ион выполняет функцию окислителя? Пользуясь электрохимическим рядом напряжений металлов, указать, какие металлы могут являться восстановителями по отношению к иону водорода.

в) Вытеснение меди из растворов ее солей железом

Выполнение работы. В пробирку с 5-6 каплями раствора сульфата меди опустить кусочек железа или железный гвоздь. Через 2-3 минуты отметить изменение поверхности железа. Пользуясь электрохимическим рядом напряжений металлов, указать, какие металлы могут быть вытеснены из растворов их солей медью.

Запись данных опыта. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме и дать схему перехода электронов. Какое вещество в процессе окисляется, какое восстанавливается? Какой элементарный ион является окислителем?

Опыт 2. Сложные ионы в окислительно-восстановительных процессах

а) Взаимодействие сульфита натрия с бромной водой

Выполнение работы. В пробирку с 5-6 каплями раствора сульфита натрия прибавить такой же объем свежеприготовленной бромной воды. Отметить обесцвечивание раствора, обусловленное переходом брома в бромид-ион.

Запись данных опыта. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме, учитывая, что в реакции участвует вода. Какую функцию выполняет ион SO_3^{2-} в данной реакции?

б) Взаимодействие хлорида сурьмы с дихроматом калия

Выполнение работы. В пробирку с раствором дихромата калия $K_2Cr_2O_7$ (1-2 капли) внести 5-6 капель раствора хлорида сурьмы $SbCl_3$. Нагреть пробирку слабым пламенем горелки. Наблюдать изменение окраски раствора, обусловленное переходом дихромата калия в хлорид трехвалентного хрома, и выпадение осадка сурьмяной кислоты ($xSb_2O_3 \cdot yH_2O$).

Запись данных опыта. Написать уравнение реакции взаимодействия хлористой сурьмы, дихромата калия и воды, считая, что осадок имеет формулу H_3SbO_4. Какой сложный ион является окислителем в данной реакции?

Опыт 3. Значение среды в окислительно-восстановительных процессах

а) Зависимость характера восстановления перманганата калия нитритом калия от среды

Выполнение работы. В три пробирки внести по 3-4 капли раствора перманганата калия. В одну пробирку добавить 2-3 капли 2 н. раствора

серной кислоты, во вторую – столько же воды, в третью – такое же количество раствора щелочи. Во все три пробирки внести по два микрошпателя кристаллического нитрита калия и перемешать растворы до полного растворения кристаллов. Через 3-4 минуты отметить изменение окраски раствора во всех трех случаях.

Запись данных опыта. Для каждой реакции показать схему перехода электронов. Написать уравнение реакций, учитывая, что окраска соединений марганца зависит от его валентности: ион MnO_4^- имеет фиолетовую окраску, ион MnO_4^{2-} – зеленую, ион Mn^{2+}– слабо-розовую, а при малой концентрации практически бесцветен. Диоксид марганца и его гидроксид являются труднорастворимыми веществами бурого цвета.

Примечание. В кислой среде могут выделяться газообразные оксиды азота, которые являются продуктами побочно протекающей реакции взаимодействия нитрита калия с серной кислотой.

б) Влияние среды на процесс окисления арсенита натрия йодом

Выполнение работы. В пробирку внести 10 капель раствора арсенита натрия и 2-3 капли крахмального клейстера. Пробирку поставить в штатив и, считая капли, добавлять пипеткой к смеси при постоянном помешивании стеклянной палочкой раствор йода до появления устойчивой синей окраски. (При первых каплях йода синяя окраска быстро исчезает.) Во вторую пробирку также внести 10 капель арсенита натрия, 2-3 капли раствора гидрокарбоната натрия и, как в первом случае, добавлять, считая капли, раствор йода до появления устойчивой синей окраски.

Йод окисляет арсенит натрия:

$Na_3AsO_3 + I_2 + H_2O \leftrightarrow Na_3AsO_4 + 2HI$.

Или в ионном виде:

$AsO_3^{3-} + I_2 + H_2O \leftrightarrow AsO_4^{3-} + 2H^+ + 2I^-$.

Реакция обратима. Чтобы направить процесс в правую сторону, нужно уменьшить концентрацию ионов водорода, что достигается добавлением раствора гидрокарбоната натрия. Ионы H^+ связываются ионами HCO_3^-:

$HCO_3^- + H^+ \rightarrow H_2O + CO_2$.

Запись данных опыта. В каком случае потребовалось большее количество йода? Где полнее прошло окисление арсенита натрия? Как повлияет на эту реакцию прибавление соляной кислоты? Ответ мотивировать.

Опыт 4. Реакции, в которых окислитель или восстановитель одновременно являются средой

а) Окисление соляной кислоты диоксидом свинца

Выполнение работы. В цилиндрическую пробирку внести один микрошпатель порошка диоксида свинца и 3-4 капли концентрированной соляной кислоты (плотность 1,19 г/см^3). Пробирку осторожно нагреть пламенем горелки. Отметить цвет выпавшего осадка хлорида свинца. По запаху и посинению йодокрахмальной бумажки, поднесенной к отверстию пробирки, определить, какой газ выделяется.

Запись данных опыта. Написать уравнение реакции. Сколько молекул соляной кислоты в этой реакции являлось восстановителем?

б) Окисление сульфида железа азотной кислотой

Выполнение работы. В цилиндрическую пробирку поместить кусочек сульфида железа FeS (не больше булавочной головки) и 6-8 капель 2 н. раствора азотной кислоты. Пробирку нагреть маленьким пламенем горелки. Отметить выделение газа, растворение сульфида железа и помутнение раствора (выпадение мелкораздробленной серы). В результате какого процесса образуется свободная сера? Какой газ выделяется? Чтобы

выяснить, какой ион железа образовался, одну каплю полученного раствора перенести пипеткой на каплю 0,01 М раствора роданида аммония (или калия), помещенную на стеклышко. Появление красной окраски раствора указывает на присутствие в растворе ионов трехвалентного железа.

Запись данных опыта. Указать окислители и восстановители в этом процессе. Написать уравнения реакции, учитывая, что в сульфиде железа окисляются оба иона. Сколько молекул азотной кислоты выполняли роль окислителя? Каково значение остальных участвовавших в реакции молекул азотной кислоты?

Опыт 5. Проявление окислительных и восстановительных свойств элементом в зависимости от его валентности

а) Окислительно-восстановительные свойства соединений серы

Выполнение работы. В три пробирки внести по 3 капли раствора перманганата калия и 2 н. раствора уксусной кислоты (для создания в растворе кислой среды). В одну пробирку прибавить 3 капли свежеприготовленной сероводородной воды, во вторую – несколько кристалликов сульфита натрия, в третью – 3 капли концентрированной серной кислоты (плотность 1,84 г/см^3). Отметить в каких пробирках произошло обесцвечивание раствора перманганата калия. Написать уравнения реакций, учитывая, что перманганат калия переходит в кислой среде в соль двухвалентного марганца. Окислительные или восстановительные свойства проявляли соединения серы в проведенных реакциях? Почему не обесцвечивался перманганат калия в одной из пробирок?

Исследовать, взаимодействуют ли H_2S и H_2SO_4 с иодидом калия. Для этого взять в две пробирки по 3 капли иодида калия. В одну пробирку прибавить 2-3 капли концентрированной серной кислоты, в другую –

столько же сероводородной воды. Чтобы доказать, что пожелтение раствора вызвано появлением йода, прибавить к нему 2-3 капли свежеприготовленного раствора крахмального клейстера и наблюдать посинение последнего. Написать уравнение реакции. Почему не выделялся йод в одной из пробирок? Для окончательного суждения о проявлении восстановительных или окислительных свойств серы в различных валентных состояниях провести следующий опыт. Поместить в пробирку микрошпатель кристаллов сульфита натрия, прибавить 5-6 капель 2 н. раствора серной кислоты и, после полного растворения кристаллов, добавить раствор сероводородной воды (опыт проводить в вытяжном шкафу). Написать уравнения взаимодействия сернистой кислоты, образовавшейся при растворении сульфита натрия в серной кислоте, с сероводородом.

Запись данных опыта. Сделать общий вывод об изменении окислительно-восстановительных свойств серы с изменением валентности.

б) Окислительно-восстановительные свойства йода

Выполнение работы. В две пробирки внести по 2 капли йодной воды. В одну пробирку добавить 3 капли хлорной воды, в другую – 3 капли сероводородной воды. Наблюдать в обоих случаях обесцвечивание йода, а во второй пробирке одновременное выпадение серы. Написать уравнения соответствующих реакций, учитывая, что в данных условиях в результате реакции йода с хлором образуется HIO_3. Окислителем или восстановителем являлся йод в наблюдаемых реакциях? В две другие пробирки внести по 3 капли иодида калия и по 2 капли 2 н. раствора серной кислоты. В одну пробирку добавить 3 капли сероводородной воды, в другую – 3 капли хлорной воды.

Запись данных опыта. Описать наблюдаемое явление, ответив на поставленные по ходу работы вопросы. Написать уравнения реакции.

Окислительные или восстановительные свойства проявляет ион I^-? В каком случае и почему реакция не протекала? Составить электронные схемы атома йода и иона I^- и объяснить наблюдаемое различие в окислительно-восстановительных свойствах.

Опыт 6. Окислительно-восстановительные свойства двухвалентного олова в зависимости от второго компонента

Выполнение работы. В пробирку с раствором хлорида двухвалентного олова (5-6 капель) внести кусочек цинка. Наблюдать на поверхности цинка образование блестящих кристалликов олова. В другую пробирку с раствором хлорида двухвалентного олова (5-6 капель) прибавить 1-2 капли раствора нитрата диртути $Hg_2(NO_3)_2$. Наблюдать выпадение белого осадка каломели Hg_2Cl_2 и последующее потемнение его, обусловленное образованием металлической ртути.

Запись данных опыта. Написать уравнения реакций:

а) взаимодействия хлорида олова с цинком;

б) с нитратом диртути;

в) с каломелью.

Опыт 7. Внутримолекулярные окислительно-восстановительные процессы. Самоокисление-самовосстановление

а) Разложение нитрата меди

Выполнение работы. В цилиндрическую пробирку поместить несколько кристалликов нитрата меди $Cu(NO_3)_2 \cdot H_2O$. Закрепить пробирку в штативе и осторожно нагреть маленьким пламенем горелки. Наблюдать обезвоживание и изменение цвета взятой соли и выделение газов.

Запись данных опыта. Написать уравнение реакции разложения нитрата меди, учитывая, что продуктами реакции являются оксид меди,

диоксид азота и кислород. Указать окислитель и восстановитель в молекуле нитрата меди. Составить схему перехода электронов.

б) Самоокисление-самовосстановление (реакция диспропорционирования сульфита натрия)

Выполнение работы. В две цилиндрические пробирки поместить по 2-3 кристаллика сульфита натрия. Одну пробирку оставить в качестве контрольной. Вторую закрепить в штативе и нагревать в течение 5-6 минут. Дать пробирке остыть. В обе пробирки внести по 5-6 капель дистиллированной воды, размешать чистыми стеклянными палочками до растворения солей, находящихся в пробирках. Добавить в каждую пробирку по 2-3 капли раствора сульфата меди. Отметить окраску осадков в обеих пробирках.

Запись данных опыта. Как объяснить различие окраски? Черный осадок, полученный во второй пробирке, представляет собой сульфид меди. Какой продукт прокаливания сульфита натрия дал с сульфатом меди этот осадок? Написать уравнения реакции разложения сульфита натрия, учитывая, что вторым продуктом прокаливания является сульфат натрия. Привести схему перехода электронов.

Опыт 8. Окислительно-восстановительные свойства перекисных соединений

а) Взаимодействие пероксида водорода с сульфидом свинца

Выполнение работы. Внести в пробирку две капли раствора соли двухвалентного свинца, добавить 2 капли сероводородной воды и наблюдать выпадение черного осадка PbS. В ту же пробирку прибавить 3-5 капель 3%-ного раствора пероксида водорода. Что происходит с осадком?

Запись данных опыта. Написать уравнение реакции, объясняющей изменение цвета осадка, учитывая, что сульфид свинца перешел в сульфат.

Какое вещество являлось окислителем, а какое восстановителем в данной реакции? Привести схему перехода электронов.

б) Взаимодействие пероксида водорода с диоксидом свинца

Выполнение работы. Внести в пробирку по три капли 3%-ного раствора пероксида водорода и 0,2 н. раствора азотной кислоты и добавить несколько кристалликов диоксида свинца PbO_2. Наблюдать бурную реакцию растворения диоксида свинца, сопровождающуюся выделением кислорода. Образование двухвалентного свинца можно легко обнаружить. Для этого к полученному раствору в ту же пробирку следует прибавить одну каплю йодида калия. Происходит выпадение осадка PbI_2, окрашенного в характерный желтый цвет.

Запись данных опыта. Написать уравнение реакции, учитывая, что свинец переходит в двухвалентное состояние. Окислителем или восстановителем явился пероксид водорода в реакции взаимодействия с диоксидом свинца?

в) Взаимодействие пероксида натрия с перманганатом калия

Выполнение работы. В пробирку с пятью каплями раствора перманганата калия прибавить один микрошпатель пероксида натрия. Наблюдать образование коричневого осадка диоксида марганца.

Запись данных опыта. Написать уравнение реакции. Окислителем или восстановителем является пероксид натрия в реакции взаимодействия с перманганатом калия? Какой газ выделяется?

г) Взаимодействие сульфата марганца с персульфатом натрия

Выполнение работы. В микроколбу внести 4-5 капель раствора сульфата марганца, 2-3 капли 4 н. раствора серной кислоты и несколько кристалликов персульфата натрия $Na_2S_2O_8$. Нагревать раствор слабым

пламенем горелки до появления слабой фиолетово-красной окраски марганцовой кислоты $HMnO_4$.

Запись данных опыта. Написать уравнение реакции, учитывая, что в реакции принимает участие вода и в результате реакции наряду с марганцовой кислотой получается серная. Написать структурную формулу персульфата натрия и указать переход электронов.

Опыт 9. Электрохимическая гравировка

Выполнение опыта. Натрите ложку парафином и процарапайте рисунок или надпись. Затем закрепите ложку в штативе и опустите ее в стакан с 10% раствором хлорида натрия. Подключите с помощью «крокодила» к ложке положительный заряд от батарейки, отрицательный же заряд подключите с помощью «крокодила» к медному электроду и опустите в раствор хлорида натрия. Через некоторое время (10 минут) вы увидите появление заранее процарапанного рисунка.

Вопросы и задачи для подготовки к защите лабораторной работы

1.Закончить составление следующих окислительно-восстановительных уравнений:

а) $NO_2 + H_2O \rightarrow HNO_2 + HNO_3$

б) $I_2 + Ba(OH)_2 \rightarrow Ba(IO_3)_2 + \ldots$

в) $KClO_3 \rightarrow KClO_4 + KCl$

2.Закончить составление следующих окислительно-восстановительных уравнений:

а) $HClO_3 \rightarrow HClO_4 + ClO_2 + H_2O$

б) $Ca(OH)_2 + Br_2 \rightarrow Ca(BrO_3)_2 + \ldots$

в) $S + KOH \rightarrow K_2SO_3 + \ldots$

г) $P + KOH + H_2OK \rightarrow H_2PO_2 + PH_3$

3.Закончить составление следующих окислительно-восстановительных уравнений:

а) $P + H_2O \rightarrow H_3PO_3 + PH_3$

б) $KBrO \rightarrow KBrO_3 + \ldots$

в) $K_2MnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow KMnO_4 + MnO_2 + \ldots$

г) $K_2SO_3 \rightarrow K_2SO_4 + K_2S$

4.Закончить составление следующих окислительно-восстановительных уравнений:

а) $NH_4NO_2 \rightarrow N_2 + \ldots$

б) $NH_4NO_2 \rightarrow N_2O + \ldots$

в) $(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow N_2 + \ldots$

г) $NaNO_3 \rightarrow NaNO_2 + \ldots$

д) $Pb(NO_3)_2 \rightarrow PbO + NO_2 + \ldots$

е) $AgNO_3 \rightarrow Ag + NO_2 + \ldots$

ё) $KClO_4 \rightarrow KCl + \ldots$

ж) $KMnO_4 \rightarrow K_2MnO_4 + MnO_2 + \ldots$

5. В какой среде – кислой или щелочной – алюминий и цинк проявляют более сильные восстановительные свойства?

6. Вычислить константу равновесия системы:

$Zn + CdSO_4 = Cd + ZnSO_4$.

7. Какова активность ионов Cd^{2+} в системе, если при наличии в ней обеих твердых фаз активность ионов цинка составляет 1 моль/л?

8. Вычислить константу равновесия реакции:

$KMnO_4 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$

9. Вычислить константы равновесий реакций:

а) $SnCl_4 + 2TiCl_3 = SnCl_2 + 2TiCl_4$,

б) $SnCl_4 + 2CrCl_2 = SnCl_2 + 2CrCl_3$.

10. Устойчив ли перманганат калия в растворе сульфата марганца (II)?

Приложения

Приложение 1

Плотность растворов сульфата магния при 20 °С (г/см^3)

ρ	%	ρ	%
1,018	2,00	1,056	5,61
1,019	2,09	1,057	5,71
1,020	2,19	1,058	5,81
1,021	2,28	1,059	5,90
1,022	2,38	1,060	6,00
1,023	2,48	1,061	6,09
1,024	2,57	1,062	6,18
1,025	2,67	1,063	6,27
1,026	2,76	1,064	6,36
1,027	2,86	1,065	6,45
1,028	2,95	1,066	6,54
1,029	3,05	1,067	6,64
1,030	3,14	1,068	6,73
1,031	3,24	1,069	6,82
1,032	3,33	1,070	6,91
1,033	3,43	1,071	7,00
1,034	3,52	1,072	7,09
1,035	3,62	1,073	7,18
1,036	3,71	1,074	7,27
1,037	3,81	1,075	7,36
1,038	3,90	1,076	7,45

1,039	4,00	1,077	7,54
1,040	4,09	1,078	7,64
1,041	4,19	1,079	7,73
1,042	4,28	1,080	7,82
1,043	4,38	1,081	7,91
1,044	4,48	1,082	8,00
1,045	4,57	1,083	8,09
1,046	4,67	1,084	8,18
1,047	4,76	1,085	8,27
1,048	4,86	1,086	8,36
1,049	4,95	1,087	8,45
1,050	5,05	1,088	8,54
1,051	5,14	1,089	8,64
1,052	5,24	1,090	8,73
1,053	5,33	1,091	8,82
1,054	5,43	1,092	8,91
1,055	5,52	1,093	9,00

Приложение 2

Растворимость $K_2Cr_2O_7$ (в г/100 г H_2O)

Вещество	Температура, °С										
	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
$K_2Cr_2O_7$	5,0	8,5	13,1	18,2	29,2	37,0	50,5	61,5	73,0	96,2	102,0

Приложение 3

Степень гидролиза солей (в 0,1 М растворах при 25°С)

Соль	Степень гидролиза, %	Соль	Степень гидролиза, %
NH_4Cl	0,007	NaH_2PO_4	0,0004
CH_3COONH_4	0,50	Na_2CO_3	4,0
$(NH_4)_2S$	99,0	$NaHCO_3$	0,005
NH_4HS	7,0	Na_2S	99,0
$Na_2B_4O_7$	0,50	NaHS	0,10
Na_2SO_3	0,13	NaClO	0,18
$NaHSO_3$	0,0002	KCN	1,20
CH_3COONa	0,007	$Al_2(SO_4)_3$	3,50
Na_3PO_4	34	$Al(CH_3COO)_3$	40,0
Na_2HPO_4	0,13	$Fe(CH_3COO)_3$	32

Приложение 4

Произведение растворимости малорастворимых веществ при 18-25 °С

Соединение	ПР	-lg(ПР)
$Ac_2(C_2O_4)_3$	$2\cdot10^{-24}$	23.7
$Ac(OH_3)$ (свежеосажденная)	$2.1\cdot10^{-19}$	18.68
$Ac(OH_3)$ (после старения)	$1.3\cdot10^{-21}$	20.89
Ag_3AsO_3	$1\cdot10^{-17}$	17
Ag_3AsO_4	$1\cdot10^{-22}$	22
$AgBO_2$	$4\cdot10^{-3}$	2.4
AgBr	$5.3\cdot10^{-13}$	12.28
$AgBrO_3$	$5.5\cdot10^{-5}$	4.26
$AgC_2H_3O_2$	$4\cdot10^{-3}$	2.4
AgCN	$1.4\cdot10^{-16}$	15.84
Ag_2CO_3	$1.2\cdot10^{-12}$	11.09
$Ag_2C_2O_4$	$3.5\cdot10^{-11}$	10.46
AgCl	$1.78\cdot10^{-10}$	9.75
$AgClO_2$	$2\cdot10^{-4}$	3.7
$AgClO_3$	$5.0\cdot10^{-2}$	1.3
Ag_2CrO_4	$1.1\cdot10^{-12}$	11.95
$Ag_2Cr_2O_7$	$1\cdot10^{-10}$	10
$Ag_3Co(CN)_6$	$3.9\cdot10^{-26}$	25.41
$Ag_3Fe(CN)_6$	$1\cdot10^{-22}$	22

$Ag_4Fe(CN)_6$	$8.5 \cdot 10^{-45}$	44.07
Ag_2HVO_4 ($2Ag^+$, HVO_4^{2-})	$2 \cdot 10^{-14}$	13.7
AgI	$8.3 \cdot 10^{-17}$	16.08
$AgIO_3$	$3.0 \cdot 10^{-8}$	7.52
$AgMnO_4$	$1.6 \cdot 10^{-3}$	2.79
Ag_2MoO_4	$2.8 \cdot 10^{-12}$	11.55
AgN_3	$2.9 \cdot 10^{-9}$	8.54
$AgNO_2$	$6.0 \cdot 10^{-4}$	3.22
Ag_2O (Ag^+, OH^-)	$1.6 \cdot 10^{-8}$	7.80
AgOCN	$2.3 \cdot 10^{-7}$	6.64
Ag_2PO_3F ($2Ag^+$, PO_3F^{2-})	$8.9 \cdot 10^{-4}$	3.05
Ag_3PO_4	$1.3 \cdot 10^{-20}$	19.89
$AgReO_4$	$7.95 \cdot 10^{-5}$	4.10
Ag_2S	$2.0 \cdot 10^{-50}$	49.7
AgSCN	$1.1 \cdot 10^{-12}$	11.97
Ag_2SO_3	$1.5 \cdot 10^{-14}$	13.82
$AgSO_3NH_2$ (Ag^+, $SO_3NH_2^-$)	$1 \cdot 10^{-1}$	1
Ag_2SO_4	$1.6 \cdot 10^{-5}$	4.80
AgSeCN	$4.0 \cdot 10^{-16}$	15.40
Ag_2SeO_3	$9.8 \cdot 10^{-16}$	15.01
Ag_2SeO_4	$5.6 \cdot 10^{-8}$	7.25
$AgVO_3$	$5 \cdot 10^{-7}$	6.3
Ag_2WO_4	$5.5 \cdot 10^{-12}$	11.26
$AlAsO_4$	$1.6 \cdot 10^{-16}$	15.80

$Al(OH)_3$ (Al^{3+}, $3OH^-$)	$1 \cdot 10^{-32}$	32.0
$Al(OH)_3$ ($AlOH^{2+}$, $2OH^-$)	$1 \cdot 10^{-23}$	23.0
$Al(OH)_3$ (H^+, ALO_2^-)	$1.6 \cdot 10^{-13}$	12.80
$AlPO_4$	$5.75 \cdot 10^{-19}$	18.24
$Am(OH)_3$	$2.7 \cdot 10^{-20}$	19.57
$Am(OH)_4$	$1 \cdot 10^{-56}$	56
AuBr	$5.0 \cdot 10^{-17}$	16.3
$AuBr_3$	$4.0 \cdot 10^{-36}$	35.4
AuCl	$2.0 \cdot 10^{-13}$	12.7
$AuCl_3$	$3.2 \cdot 10^{-25}$	24.5
AuOH	$7.9 \cdot 10^{-20}$	19.1
$Au(OH)_3$	$5.5 \cdot 10^{-46}$	45.26
AuI	$1.6 \cdot 10^{-23}$	22.8
AuI_3	$1 \cdot 10^{-46}$	46
$Ba_3(AsO_4)_2$	$7.8 \cdot 10^{-51}$	50.11
$Ba(BrO_3)_2$	$5.5 \cdot 10^{-6}$	5.26
$BaCO_3$	$4.0 \cdot 10^{-10}$	9.40
BaC_2O_4	$1.1 \cdot 10^{-7}$	6.96
$BaCrO_4$	$1.2 \cdot 10^{-10}$	9.93
BaF_2	$1.1 \cdot 10^{-6}$	5.98
$Ba_2Fe(CN)_6$	$3 \cdot 10^{-8}$	7.5
$Ba(IO_3)_2$	$1.5 \cdot 10^{-9}$	8.82
$BaMnO_4$	$2.5 \cdot 10^{-10}$	9.60
$BaMoO_4$	$4 \cdot 10^{-8}$	7.40

$Ba(OH)_2$	$5.0 \cdot 10^{-3}$	2.3
$BaPO_3F$ (Ba^{2+}, PO_3F^-)	$4 \cdot 10^{-7}$	6.4
$Ba_3(PO_4)_2$	$6 \cdot 10^{-39}$	38.22
$Ba_2P_2O_7$	$3 \cdot 10^{-11}$	10.5
$BaPt(CN)_4$	$4 \cdot 10^{-3}$	2.4
$Ba(ReO_4)_2$	$5.25 \cdot 10^{-2}$	1.28
$BaSO_3$	$8 \cdot 10^{-7}$	6.1
$BaSO_4$	$1.1 \cdot 10^{-10}$	9.97
BaS_2O_3	$1.6 \cdot 10^{-5}$	4.79
$BaSeO_4$	$5 \cdot 10^{-8}$	7.30
$Be(OH)_2$ (Be^{2+}, $2OH^-$)	$6.3 \cdot 10^{-22}$	21.2
$Be(OH)_2$ ($BeOH^+$, OH^-)	$2 \cdot 10^{-14}$	13.7
$BiAsO_4$	$2.8 \cdot 10^{-10}$	9.36
$Bi_2(C_2O_4)_2$	$4 \cdot 10^{-36}$	35.4
BiI_3	$8.1 \cdot 10^{-19}$	18.09
BiOCl (BiO^+, Cl^-)	$7 \cdot 10^{-9}$	8.85
BiOCl ($BiOH + H_2O \Rightarrow Bi^{3+} + 2OH^- + Cl^-$)	$1.8 \cdot 10^{-31}$	30.75
BiOOH (BiO^+, OH^-)	$4 \cdot 10^{-10}$	9.4
$BiPO_4$	$1.3 \cdot 10^{-23}$	22.90
Bi_2S_3	$1 \cdot 10^{-97}$	97
$Ca_3(AsO_4)_2$	$6.8 \cdot 10^{-19}$	18.17
$CaC_4H_4O_6$ (тартрат)	$7.7 \cdot 10^{-7}$	6.11
$CaCO_3$	$3.8 \cdot 10^{-9}$	8.42
CaC_2O_4	$2.3 \cdot 10^{-9}$	8.64

$CaCrO_4$	$7.1 \cdot 10^{-4}$	3.15
CaF_2	$4.0 \cdot 10^{-11}$	10.40
$CaHPO_4$ (Ca^{2+}, HPO_4^{2-})	$2.7 \cdot 10^{-7}$	6.57
$Ca(HPO_4)_2$ (Ca^{2+}, $2HPO_4^-$)	$1 \cdot 10^{-3}$	3
$Ca(IO_3)_2$	$7.0 \cdot 10^{-7}$	6.15
$Ca(NH_4)_2Fe(CN)_6$	$4 \cdot 10^{-8}$	7.4
$Ca(OH)_2$ (Ca^{2+}, $2OH^-$)	$5.5 \cdot 10^{-6}$	5.26
$Ca(OH)_2$ ($CaOH^+$, OH^-)	$1.4 \cdot 10^{-4}$	3.86
$Ca_3(PO_4)_2$	$2.0 \cdot 10^{-29}$	28.70
$CaPO_3F$ (Ca^{2+}, PO_3F^{2-})	$4 \cdot 10^{-3}$	2.4
$Ca_5(PO_4)_3OH$	$1.6 \cdot 10^{-58}$	57.8
$CaSO_3$	$3.2 \cdot 10^{-7}$	6.5
$CaSO_4$	$2.5 \cdot 10^{-5}$	4.6
$CaSeO_3$	$4.7 \cdot 10^{-6}$	5.53
$CaSiF_6$	$8.1 \cdot 10^{-4}$	3.09
$CaWO_4$	$9.0 \cdot 10^{-9}$	8.06
$Cd_3(AsO_4)_2$	$2.2 \cdot 10^{-33}$	32.66
$Cd(BO_2)_2$	$2.3 \cdot 10^{-9}$	8.64
$Cd(CN)_2$	$1.0 \cdot 10^{-8}$	8.0
$CdCO_3$	$1.0 \cdot 10^{-12}$	12.0
CdC_2O_4	$1.5 \cdot 10^{-8}$	7.8
$Cd_2Fe(CN)_6$	$4.2 \cdot 10^{-18}$	17.38
$Cd(NH_3)_6(BF_4)_2$	$2 \cdot 10^{-6}$	5.7
$Cd(OH)_2$ (Cd^{2+}, $2OH^-$, свежеосажденная)	$2.2 \cdot 10^{-14}$	13.66

$Cd(OH)_2$ (Cd^{2+}, $2OH^-$, после старения)	$5.9 \cdot 10^{-15}$	14.23
$Cd(OH)_2$ (H^+, $HCdO_2^-$)	$2 \cdot 10^{-19}$	18.7
CdS	$1.6 \cdot 10^{-28}$	27.8
$CdSeO_3$	$5.0 \cdot 10^{-9}$	8.30
$CdWO_4$	$2 \cdot 10^{-6}$	5.7
$Ce_2(C_2O_4)_3$	$2.5 \cdot 10^{-29}$	28.60
$Ce(IO_3)_3$	$3.2 \cdot 10^{-10}$	9.50
$Ce(IO_3)_4$	$5 \cdot 10^{-17}$	16.3
$Ce(OH)_3$	$4 \cdot 10^{-25}$	24.40
CeO_2 (CeO^{2+}, $2OH^-$)	$1 \cdot 10^{-24}$	24.0
CeO_2 (Ce^{4+}, $4OH^-$)	$1.6 \cdot 10^{-55}$	54.8
$Ce_2(SeO_3)_3$	$3.75 \cdot 10^{-25}$	24.43
$Co_3(AsO_4)_2$	$7.6 \cdot 10^{-29}$	28.12
$Co(BO_2)_2$	$3.2 \cdot 10^{-9}$	8.5
$CoCO_3$	$1.05 \cdot 10^{-10}$	9.98
CoC_2O_4	$6.3 \cdot 10^{-8}$	7.2
$Co_2Fe(CN)_6$	$4.8 \cdot 10^{-38}$	37.32
$CoHg(SCN)_4$ (Co^{2+}, $Hg(SCN)_4^{2-}$)	$1.5 \cdot 10^{-6}$	5.82
$Co(IO_3)_2$	$1.0 \cdot 10^{-4}$	4.0
$Co(NH_3)_6(BF_4)_2$	$4 \cdot 10^{-6}$	5.4
$Co(NH_3)_6(ReO_4)_3$	$1.7 \cdot 10^{-12}$	11.77
$Co(OH)_2$ (голубая)	$6.3 \cdot 10^{-15}$	14.20
$Co(OH)_2$ (розовая, свежеосажденная)	$1.6 \cdot 10^{-15}$	14.80
$Co(OH)_2$ (розовая, после старения)	$2.0 \cdot 10^{-16}$	15.70

$Co(OH)_3$	$4 \cdot 10^{-45}$	44.4
CoS α	$4.0 \cdot 10^{-21}$	20.40
CoS β	$2.0 \cdot 10^{-25}$	24.70
$CoSeO_3$	$1.6 \cdot 10^{-7}$	6.8
$CrAsO_4$	$7.8 \cdot 10^{-21}$	20.11
$Cr(NH_3)_6(BF_4)_3$	$6.2 \cdot 10^{-5}$	4.21
$Cr(NH_3)_6(MnO_4)_3$	$4.0 \cdot 10^{-8}$	7.40
$Cr(NH_3)_6(ReO_4)_3$	$7.7 \cdot 10^{-12}$	11.11
$Cr(NH_3)_6(SO_3F)_3$	$4.3 \cdot 10^{-4}$	3.9
$Cr(OH)_2$	$1.0 \cdot 10^{-17}$	17.0
$Cr(OH)_3$ (Cr^{3+}, $3OH^-$)	$6.3 \cdot 10^{-31}$	30.20
$Cr(OH)_3$ ($CrOH^{2+}$, $2OH^-$)	$7.9 \cdot 10^{-21}$	20.10
$Cr(OH)_3$ (H^+, $H_2CrO_3^-$)	$4.0 \cdot 10^{-15}$	14.4
$CrPO_4$ (фиолетовый)	$1.0 \cdot 10^{-17}$	17.00
$CrPO_4$ (зеленый)	$2.4 \cdot 10^{-23}$	22.62
$CsAuCl_4$ (Cs^+, $AuCl_4^-$)	$1 \cdot 10^{-3}$	3
$CsBF_4$ (Cs^+, BF_4^-)	$2 \cdot 10^{-5}$	4.7
$CsBH_4$ (Cs^+, BH_4^-)	$2.5 \cdot 10^{-7}$	6.6
$CsBrO_3$	$2 \cdot 10^{-2}$	1.7
$CsClO_3$	$4 \cdot 10^{-2}$	1.4
$CsClO_4$	$4 \cdot 10^{-3}$	2.4
$Cs_3Co(NO_2)_6$ ($3Cs^+$, $Co(NO_2)_6^{3-}$)	$5.8 \cdot 10^{-16}$	15.24
$CsHgCl_3$ (Cs^+, $HgCl_3^-$)	$2 \cdot 10^{-3}$	2.7
$CsIO_3$	$1.0 \cdot 10^{-2}$	2.0

$CsIO_4$	$4.4 \cdot 10^{-3}$	2.36
$CsMnO_4$	$9.1 \cdot 10^{-5}$	4.08
Cs_2PtCl_6	$3 \cdot 10^{-8}$	7.5
Cs_2PtF_6	$2.4 \cdot 10^{-6}$	5.62
$CsReO_4$	$4.0 \cdot 10^{-4}$	3.40
Cs_2SiF_6	$1.3 \cdot 10^{-5}$	4.89
Cs_2SnCl_6 ($2Cs^+$, $SnCl_6^{2-}$)	$3.6 \cdot 10^{-8}$	7.44
$Cu_3(AsO_4)_2$	$7.6 \cdot 10^{-36}$	35.12
CuBr	$5.25 \cdot 10^{-9}$	8.28
CuCN	$3.2 \cdot 10^{-20}$	19.49
$CuCO_3$	$2.5 \cdot 10^{-10}$	9.6
CuC_2O_4	$3 \cdot 10^{-8}$	7.5
CuCl	$1.2 \cdot 10^{-6}$	5.92
$CuCrO_4$	$3.6 \cdot 10^{-6}$	5.44
$Cu_2Fe(CN)_6$	$1.3 \cdot 10^{-16}$	15.89
CuI	$1.1 \cdot 10^{-12}$	11.96
$Cu(IO_3)_2$	$7.4 \cdot 10^{-8}$	7.13
CuN_3	$5.0 \cdot 10^{-9}$	8.3
Cu_2O ($2Cu^+$, $2OH^-$)	$1 \cdot 10^{-14}$	14.0
$Cu(OH)_2$ (Cu^{2+}, $2OH^-$)	$2.2 \cdot 10^{-20}$	19.66
$Cu(OH)_2$ ($CuOH^+$, OH^-)	$2.2 \cdot 10^{-13}$	12.66
$Cu(OH)_2$ (H^+, $HCuO_2^-$)	$1 \cdot 10^{-19}$	19.0
$Cu_2(OH)_2CO_3$ (малахит)	$1.7 \cdot 10^{-34}$	33.76
$Cu_2(OH)_2CO_3$ (азурит)	$1.1 \cdot 10^{-46}$	45.96

$Cu_2P_2O_7$	$8.3 \cdot 10^{-16}$	15.08
CuS	$6.3 \cdot 10^{-36}$	35.20
Cu_2S	$2.5 \cdot 10^{-48}$	47.60
CuSCN	$4.8 \cdot 10^{-15}$	14.32
CuSe	$1 \cdot 10^{-49}$	49
$CuSeO_3$	$1.7 \cdot 10^{-8}$	7.78
$CuWO_4$	$1 \cdot 10^{-5}$	5
$FeAsO_4$	$5.8 \cdot 10^{-21}$	20.24
$FeCO_3$	$3.5 \cdot 10^{-11}$	10.46
FeC_2O_4	$2 \cdot 10^{-7}$	6.7
$Fe_4[Fe(CN)_6]_3$	$3.0 \cdot 10^{-41}$	40.52
$Fe(OH)_2$ (Fe^{2+}, $2OH^-$)	$8 \cdot 10^{-16}$	15.1
$Fe(OH)_2$ ($FeOH^+$, OH^-)	$3 \cdot 10^{-10}$	9.5
$Fe(OH)_2$ (H^+, $HFeO_2^-$)	$8 \cdot 10^{-20}$	19.1
$Fe(OH)_3$ (Fe^{3+}, $3OH^-$, свежеосажденная)	$6.3 \cdot 10^{-38}$	37.2
$Fe(OH)_3$(Fe^{3+}, $3OH^-$, после старения)	$6.3 \cdot 10^{-39}$	38.2
$Fe(OH)_3$ ($Fe(OH)_2^+$, OH^-)	$1 \cdot 10^{-17}$	17.0
$Fe(OH)_3$ ($FeOH^{2+}$, $2OH^-$)	$5 \cdot 10^{-27}$	26.3
$FePO_4$	$1.3 \cdot 10^{-22}$	21.89
FeS	$5 \cdot 10^{-18}$	17.3
FeS_2 (Fe^{2+}, S_2^{2+})	$6.3 \cdot 10^{-31}$	30.2
FeSe	$1 \cdot 10^{-26}$	26
$Fe_2(SeO_3)_3$	$2 \cdot 10^{-31}$	30.7
$Ga_4[Fe(CN)_6]_3$	$1.5 \cdot 10^{-34}$	33.82

$Ga(OH)_3$ (Ga^{3+}, $3OH^-$)	$1.6 \cdot 10^{-37}$	36.8
$Ga(OH)_3$ (H^+, $H_2GaO_3^-$)	$2.5 \cdot 10^{-11}$	10.6
GeO_2 (Ge^{4+}, $4OH^-$)	$1 \cdot 10^{-57}$	57
GeS	$3 \cdot 10^{-35}$	34.5
$HfO(OH)_2$ (HfO^{2+}, $2OH^-$)	$4 \cdot 10^{-26}$	25.4
Hg_2Br_2 (Hg_2^{2+}, $2Br^-$)	$5.8 \cdot 10^{-23}$	22.24
Hg_2CO_3 (Hg_2^{2+}, CO_3^{2-})	$8.9 \cdot 10^{-17}$	16.05
$Hg_2C_2O_4$ (Hg_2^{2+}, $C_2O_4^{2-}$)	$1 \cdot 10^{-13}$	13
Hg_2Cl_2 (Hg_2^{2+}, $2Cl^-$)	$1.3 \cdot 10^{-18}$	17.88
Hg_2CrO_4 (Hg_2^{2+}, CrO_4^{2-})	$5.0 \cdot 10^{-9}$	8.70
Hg_2I_2 (Hg_2^{2+}, $2I^-$)	$4.5 \cdot 10^{-29}$	28.35
$Hg_2(IO_3)_2$ (Hg_2^{2+}, $2IO_3^-$)	$2.45 \cdot 10^{-14}$	13.71
Hg_2HPO_4 (Hg_2^{2+}, HPO_4^-)	$4.0 \cdot 10^{-13}$	12.40
Hg_2O (Hg_2^{2+}, $2OH^-$)	$1.6 \cdot 10^{-23}$	22.8
HgO (Hg^{2+}, $2Br^-$)	$3.0 \cdot 10^{-26}$	25.52
HgS (черный)	$1.6 \cdot 10^{-52}$	51.8
HgS (красный)	$4.0 \cdot 10^{-53}$	52.40
Hg_2S (Hg_2^{2+}, S^{2-})	$1 \cdot 10^{-47}$	47
$Hg_2(SCN)_2$ (Hg_2^{2+}, $2SCN^-$)	$3.0 \cdot 10^{-20}$	19.52
Hg_2SO_3 (Hg_2^{2+}, SO_3^{2-})	$1 \cdot 10^{-27}$	27
Hg_2SO_4 (Hg_2^{2+}, SO_4^{2-})	$6.8 \cdot 10^{-7}$	6.17
HgSe	$1 \cdot 10^{-59}$	59
Hg_2SeO_3 (Hg_2^{2+}, SeO_3^{2-})	$6.3 \cdot 10^{-15}$	14.2
Hg_2WO_4 (Hg_2^{2+}, WO_4^{2-})	$1.1 \cdot 10^{-17}$	16.96

$In_4[Fe(CN)_6]_3$	$1.9 \cdot 10^{-44}$	43.72
$In(IO_3)_3$	$3 \cdot 10^{-3}$	2.5
$In(OH)_3$ (In^{3+}, $3OH^-$)	$5 \cdot 10^{-34}$	33.3
$In(OH)_3$ ($In(OH)_2^{2+}$, $2OH^-$)	$4 \cdot 10^{-24}$	23.4
$In(OH)_3$ (H^+, $H_2InO_3^-$)	$1 \cdot 10^{-16}$	16
In_2S_3	$5.75 \cdot 10^{-74}$	73.24
IrO_2 (Ir^{4+}, $4OH^-$)	$1.6 \cdot 10^{-72}$	71.8
Ir_2O_3 ($2Ir^{3+}$, $6OH^-$)	$2 \cdot 10^{-48}$	47.7
IrS_2	$1 \cdot 10^{-75}$	75
K_3AlF_6 ($3K^+$, AlF_6^{3-})	$1.6 \cdot 10^{-9}$	8.80
KBF_4 (K^+, BF_4^-)	$2 \cdot 10^{-3}$	2.7
KBH_4 (K^+, BH_4^-)	$1.3 \cdot 10^{-3}$	2.7
$K(C_6H_5)_4B$ (K^+, $(C_6H_5)_4B^-$)	$2.25 \cdot 10^{-8}$	7.65
$KClO_4$	$1.1 \cdot 10^{-2}$	1.97
$K_3Co(NO_2)_6$ ($3K^+$, $Co(NO_2)_6^{3-}$)	$4.3 \cdot 10^{-10}$	9.37
$K_2Cu_2Fe(CN)_6$	$2.2 \cdot 10^{-27}$	26.66
K_2GeF_6 ($2K^+$, GeF_6^{2-})	$3.0 \cdot 10^{-5}$	4.52
K_2HfF_6 ($2K^+$, HfF_6^{2-})	$2 \cdot 10^{-3}$	2.7
K_2IrCl_6 ($2K^+$, $IrCl_6^{2-}$)	$6.8 \cdot 10^{-5}$	4.17
KIO_4	$8.3 \cdot 10^{-4}$	3.08
$K_2NaCo(NO_2)_6$ ($2K^+$, Na^+, $Co(NO_2)_6^{3-}$)	$2.2 \cdot 10^{-11}$	10.66
K_2PdCl_4 ($2K^+$, $PdCl_4^{2-}$)	$1.6 \cdot 10^{-5}$	4.9
K_2PdCl_6 ($2K^+$, $PdCl_6^{2-}$)	$6.0 \cdot 10^{-6}$	5.2
K_2PtCl_4 ($2K^+$, $PtCl_4^{2-}$)	$8 \cdot 10^{-3}$	2.1

K_2PtCl_6 ($2K^+$, $PtCl_6^{2-}$)	$1.1 \cdot 10^{-5}$	4.96
K_2PtF_6 ($2K^+$, PtF_6^{2-})	$2.9 \cdot 10^{-5}$	4.54
$KReO_4$	$1.9 \cdot 10^{-3}$	2.72
K_2SiF_6	$8.7 \cdot 10^{-7}$	6.06
K_2TiF_6 ($2K^+$, TiF_6^{2-})	$5 \cdot 10^{-4}$	3.3
K_2ZrF_6 ($2K^+$, ZrF_6^{2-})	$5 \cdot 10^{-4}$	3.3
$La(BrO_3)_3$	$3 \cdot 10^{-3}$	2.5
$La_2(CO_3)_3$	$4 \cdot 10^{-34}$	33.4
$La_2(C_2O_4)_3$	$1 \cdot 10^{-25}$	25.0
$La(IO_3)_3$	$6.2 \cdot 10^{-12}$	11.21
$La_2(MoO_4)_3$	$2.2 \cdot 10^{-21}$	20.66
$La(OH)_3$ (свежеосажденная)	$6.5 \cdot 10^{-20}$	19.19
$La(OH)_3$ (после старения)	$1.3 \cdot 10^{-21}$	20.89
La_2S_3	$2.0 \cdot 10^{-13}$	12.70
$La_2(SO_4)_3$	$3 \cdot 10^{-5}$	4.5
Li_2CO_3	$4.0 \cdot 10^{-3}$	2.40
LiF	$1.7 \cdot 10^{-3}$	2.77
LiOH	$4 \cdot 10^{-2}$	1.4
Li_3PO_4	$3.2 \cdot 10^{-9}$	8.5
$Mg_3(AsO_4)_2$	$2.1 \cdot 10^{-20}$	19.68
$MgCO_3$	$2.1 \cdot 10^{-5}$	4.67
MgC_2O_4	$8.5 \cdot 10^{-5}$	4.07
MgF_2	$6.5 \cdot 10^{-9}$	8.19
$Mg(IO_3)_2$	$3 \cdot 10^{-3}$	2.5

$MgK_2Fe(CN)_6$	$5\cdot10^{-9}$	8.3
$Mg(NH_4)_2Fe(CN)_6$	$4\cdot10^{-8}$	7.4
$MgNH_4PO_4$	$2.5\cdot10^{-13}$	12.6
$Mg(OH)_2$ (свежеосажденная)	$6.0\cdot10^{-10}$	9.22
$Mg(OH)_2$ (Mg^{2+}, $2OH^-$, после старения)	$7.1\cdot10^{-12}$	11.15
$Mg(OH)_2$ ($MgOH^+$, OH^-, после старения)	$2.7\cdot10^{-9}$	8.57
$Mg_3(PO_4)_2$	$1\cdot10^{-13}$	13.0
$MgSO_3$	$3\cdot10^{-3}$	2.5
$MgSeO_3$	$4.4\cdot10^{-6}$	5.36
$Mn_3(AsO_4)_2$	$1.9\cdot10^{-29}$	28.72
$MnCO_3$	$1.8\cdot10^{-11}$	10.74
MnC_2O_4	$5\cdot10^{-6}$	5.3
$Mn_2Fe(CN)_6$	$7.9\cdot10^{-13}$	12.10
$MnNH_4PO_4$	$1\cdot10^{-12}$	12
$Mn(OH)_2$ (Mn^{2+}, $2OH^-$)	$1.9\cdot10^{-13}$	12.72
$Mn(OH)_2$ ($MnOH^+$, OH^-)	$1.5\cdot10^{-9}$	8.82
$Mn(OH)_2$ (H^+, $HMnO_2^-$)	$1\cdot10^{-19}$	19.0
$Mn(OH)_3$	$1\cdot10^{-36}$	36
$Mn(OH)_4$	$1\cdot10^{-56}$	56
MnS (телесного цвета)	$2.5\cdot10^{-10}$	9.60
MnS (зеленый)	$2.5\cdot10^{-13}$	12.60
$MnSeO_3$	$5.4\cdot10^{-8}$	7.27
$Mo(OH)_4$	$1\cdot10^{-50}$	50
$(NH_4)_3AlF_6$ ($3NH_4^+$, AlF_6^-)	$1.6\cdot10^{-3}$	2.80

$(NH_4)_3Co(NO_2)_6$ ($3NH_4^+$, $Co(NO_2)_6^{3-}$)	$7.6 \cdot 10^{-6}$	5.12
$(NH_4)_2IrCl_6$	$3 \cdot 10^{-5}$	4.5
$(NH_4)_2PtCl_6$	$9 \cdot 10^{-6}$	5.05
Na_3AlF_6	$4.1 \cdot 10^{-10}$	9.39
Na_2BeF_4	$7 \cdot 10^{-3}$	2.15
$NaIO_4$	$3 \cdot 10^{-3}$	2.5
$NaSb(OH)_6$ (Na^+, $Sb(OH)_6^-$)	$4 \cdot 10^{-8}$	7.4
Na_2SiF_6	$2.8 \cdot 10^{-4}$	3.56
$Ni_3(AsO_4)_2$	$3.1 \cdot 10^{-26}$	25.51
$Ni(BO_2)_2$	$2 \cdot 10^{-9}$	8.7
$Ni(C_4H_7O_2N_2)_2$ (диметилглиоксимат)	$2.3 \cdot 10^{-25}$	24.64
$Ni(CN)_2$	$3 \cdot 10^{-23}$	22.5
$NiCO_3$	$1.3 \cdot 10^{-7}$	6.87
NiC_2O_4	$4 \cdot 10^{-10}$	9.4
$Ni(ClO_3)_2$	$1 \cdot 10^{-4}$	4
$Ni_2Fe(CN)_6$	$1.3 \cdot 10^{-15}$	14.89
$Ni(IO_3)_2$	$1.4 \cdot 10^{-8}$	7.85
$Ni(NH_3)_6(BF_4)_2$	$1 \cdot 10^{-6}$	6
$Ni(NH_3)_6(ReO_4)_2$	$5.1 \cdot 10^{-4}$	3.29
$Ni(OH)_2$ (свежеосажденная)	$2.0 \cdot 10^{-15}$	14.89
$Ni(OH)_2$ (после старения)	$6.3 \cdot 10^{-18}$	17.20
$Ni_2P_2O_7$	$1.7 \cdot 10^{-13}$	12.77
NiS α	$3.2 \cdot 10^{-19}$	18.50
NiS β	$1 \cdot 10^{-24}$	24.0

NiS γ	$2.0 \cdot 10^{-26}$	25.70
$NiSeO_3$	$1.0 \cdot 10^{-5}$	5.0
NpO_2 (NpO_2^{2+}, $2OH^-$)	$2.5 \cdot 10^{-22}$	21.6
$Pb_3(AsO_4)_2$	$4.1 \cdot 10^{-36}$	35.39
$Pb(BO_2)_2$	$1.7 \cdot 10^{-11}$	10.78
$PbBr_2$	$9.1 \cdot 10^{-6}$	5.04
$Pb(BrO_3)_2$	$8.0 \cdot 10^{-6}$	5.10
$PbCO_3$	$7.5 \cdot 10^{-14}$	13.13
PbC_2O_4	$4.8 \cdot 10^{-10}$	9.32
$PbCl_2$	$1.6 \cdot 10^{-5}$	4.79
PbClF	$2.8 \cdot 10^{-9}$	8.55
$PbCrO_4$	$1.8 \cdot 10^{-14}$	13.75
PbF_2	$2.7 \cdot 10^{-8}$	7.57
$Pb_2Fe(CN)_6$	$9.55 \cdot 10^{-19}$	18.02
PbI_2	$1.1 \cdot 10^{-9}$	8.98
$Pb(IO_3)_2$	$2.6 \cdot 10^{-13}$	12.58
$PbMoO_4$	$4.0 \cdot 10^{-6}$	5.4
$Pb(N_3)_2$	$2.6 \cdot 10^{-9}$	8.59
PbO_2 (Pb^{4+}, $4OH^-$)	$3.0 \cdot 10^{-66}$	65.5
Pb_2O_4 ($2Pb^{2+}$, PbO_4^{4-})	$5.3 \cdot 10^{-51}$	50.28
$Pb(OH)_2$ (Pb^{2+}, $2OH^-$) (красный)	$5 \cdot 10^{-16}$	15.3
$Pb(OH)_2$ (Pb^{2+}, $2OH^-$) (желтый)	$7.9 \cdot 10^{-16}$	15.1
PbO_2 ($PbOH^+$, OH^-)	$6.3 \cdot 10^{-9}$	8.2
PbO_2 (H^+, $HPbO_2^-$)	$3.2 \cdot 10^{-16}$	15.5

PbOHBr	$2 \cdot 10^{-15}$	14.7
$Pb_2(OH)_2(CO_3)_2$	$3.5 \cdot 10^{-46}$	45.46
PbOHCl	$2 \cdot 10^{-14}$	13.7
$Pb_3(PO_4)_2$	$7.9 \cdot 10^{-43}$	42.10
$Pb_5(PO_4)_3Cl$	$7.5 \cdot 10^{-80}$	79.12
$PbPO_3F$	$1 \cdot 10^{-7}$	7.0
PbS	$2.5 \cdot 10^{-27}$	26.60
$Pb(SCN)_2$	$2.0 \cdot 10^{-5}$	4.70
$PbSO_4$	$1.6 \cdot 10^{-8}$	7.80
PbS_2O_3	$4.0 \cdot 10^{-7}$	6.40
PbSe	$1 \cdot 10^{-38}$	38
$PbSeO_3$	$3 \cdot 10^{-12}$	11.5
$PbSeO_4$	$1.45 \cdot 10^{-7}$	6.84
$PbWO_4$	$4.5 \cdot 10^{-7}$	6.35
$Pd(OH)_2$	$1 \cdot 10^{-31}$	31
$Pd(OH)_4$	$6.5 \cdot 10^{-71}$	70.2
PoS	$5 \cdot 10^{-29}$	28.3
$Po(SO_4)_2$	$2.6 \cdot 10^{-7}$	6.58
$PtBr_4$	$3 \cdot 10^{-41}$	40.5
$PtCl_4$	$8.0 \cdot 10^{-29}$	28.1
PtO_2 (Pt^{4+}, $4OH^-$)	$1.6 \cdot 10^{-72}$	71.8
$Pt(OH)_2$	$1 \cdot 10^{-35}$	35
PtS	$8 \cdot 10^{-73}$	72.1
$Pu(IO_3)_4$	$5 \cdot 10^{-13}$	12.3

PuO_2CO_3	$1.7 \cdot 10^{-13}$	12.77
$Pu(OH)_3$	$2 \cdot 10^{-20}$	19.7
$Pu(OH)_4$	$1 \cdot 10^{-52}$	52
PuO_2OH (PuO_2^+, OH^-)	$5 \cdot 10^{-10}$	9.3
$PuO_2(OH)_2$ (PuO_2^{2+}, $2OH^-$)	$3.2 \cdot 10^{-21}$	20.5
$Ra(IO_3)_2$	$8.8 \cdot 10^{-10}$	9.06
$Ra(NO_3)_2$	$6.2 \cdot 10^{-3}$	2.21
$RaSO_4$	$4.3 \cdot 10^{-11}$	10.37
$RbBF_4$	$1 \cdot 10^{-3}$	3.0
$RbBH_4$	$2.5 \cdot 10^{-4}$	3.6
$RbBrO_3$	$2 \cdot 10^{-2}$	1.7
$RbClO_4$	$2.5 \cdot 10^{-3}$	2.6
$Rb_3Co(NO_2)_6$ ($3Rb^+$, $Co(NO_2)_6^{3-}$)	$1.48 \cdot 10^{-15}$	14.83
$RbIO_4$	$5.5 \cdot 10^{-4}$	3.26
$RbMnO_4$	$2.9 \cdot 10^{-3}$	2.54
Rb_2PtCl_6 ($2Rb^+$, $PtCl_6^{2-}$)	$9 \cdot 10^{-8}$	7.2
Rb_2PtF_6 ($2Rb^+$, PtF_6^{2-})	$7.6 \cdot 10^{-7}$	6.12
$RbReO_4$	$9.6 \cdot 10^{-4}$	3.02
Rb_2SiF_6	$5 \cdot 10^{-7}$	6.3
Rb_2TiF_6	$5.5 \cdot 10^{-5}$	4.26
Rh_2O_3 (Rh^{3+}, $3OH^-$)	$2 \cdot 10^{-48}$	47.7
Ru_2O_3 (Ru^{3+}, $3OH^-$)	$1 \cdot 10^{-38}$	38
$Ru(OH)_4$	$1 \cdot 10^{-49}$	49
Sb_2O_3 (Sb^{3+}, $3OH^-$)	$4 \cdot 10^{-42}$	41.4

Sb_2O_3 (SbO^+, OH^-)	$7.9 \cdot 10^{-18}$	17.1
Sb_2O_3 (H^+, $H_2SbO_3^-$)	$1.3 \cdot 10^{-12}$	11.9
$Sc(OH)_3$	$2 \cdot 10^{-30}$	29.7
SnI_2	$8.3 \cdot 10^{-6}$	5.08
$Sn(OH)_2$ (Sn^{2+}, $2OH^-$)	$6.3 \cdot 10^{-27}$	26.20
$Sn(OH)_2$ ($SnOH^+$, OH^-)	$4.6 \cdot 10^{-15}$	14.34
$Sn(OH)_2$ (H^+, $HSnO_2^-$)	$1.3 \cdot 10^{-15}$	14.9
$Sn(OH)_4$	$1 \cdot 10^{-57}$	57
SnS	$2.5 \cdot 10^{-27}$	26.6
$Sr_3(AsO_4)_2$	$1.3 \cdot 10^{-18}$	17.1
$SrCO_3$	$1.1 \cdot 10^{-10}$	9.96
SrC_2O_4	$1.6 \cdot 10^{-7}$	6.80
$SrCrO_4$	$3.6 \cdot 10^{5}$	4.44
SrF_2	$2.5 \cdot 10^{-9}$	8.61
$Sr(IO_3)_2$	$3.3 \cdot 10^{-7}$	6.48
$SrMoO_4$	$2 \cdot 10^{-7}$	6.7
$Sr(OH)_2$	$3.2 \cdot 10^{-4}$	3.50
$Sr_3(PO_4)_2$	$1 \cdot 10^{-31}$	31
$SrPO_3F$	$3 \cdot 10^{-3}$	2.5
$SrSO_3$	$4 \cdot 10^{-8}$	7.4
$SrSO_4$	$3.2 \cdot 10^{-7}$	6.49
$SrSeO_3$	$4.4 \cdot 10^{-6}$	5.36
$SrSiF_6$	$1.5 \cdot 10^{-2}$	1.82
$SrWO_4$	$2.2 \cdot 10^{-10}$	9.77

$Te(OH)_4$	$2 \cdot 10^{-58}$	57.7
$Th(C_2O_4)_2$	$1.1 \cdot 10^{-25}$	24.96
$Th(IO_3)_4$	$2.5 \cdot 10^{-15}$	14.6
$Th(OH)_4$ (Th^{4+}, $4OH^-$)	$3.2 \cdot 10^{-45}$	44.5
$Th(OH)_4$ ($Th(OH)_3^+$, OH^-)	$3.2 \cdot 10^{-16}$	15.5
$Th_3(PO_4)_4$	$2.6 \cdot 10^{-79}$	78.59
$Th(SO_4)_2$	$4 \cdot 10^{-3}$	2.4
$Ti(OH)_4$ (Ti^{4+}, $4OH^-$)	$8 \cdot 10^{-54}$	53.10
$Ti(OH)_4$ (TiO^{2+}, $2OH^-$)	$1 \cdot 10^{-29}$	29
TlBr	$3.9 \cdot 10^{-6}$	5.41
$TlBrO_3$	$1.7 \cdot 10^{-4}$	3.78
Tl_2CO_3	$4 \cdot 10^{-3}$	2.4
$Tl_2C_2O_4$	$2 \cdot 10^{-4}$	3.7
TlCl	$1.7 \cdot 10^{-4}$	3.76
$TlClO_4$	$4 \cdot 10^{-2}$	1.4
$Tl_3Co(NO_2)_6$ ($3Tl^+$, $Co(NO_2)_6^{3-}$)	$1.0 \cdot 10^{-16}$	16.0
Tl_2CrO_4	$9.8 \cdot 10^{-13}$	12.0
$Tl_4Fe(CN)_6$	$5 \cdot 10^{-10}$	9.3
TlI	$5.75 \cdot 10^{-8}$	7.24
$TlIO_3$	$3.1 \cdot 10^{-6}$	5.51
TlN_3	$2.2 \cdot 10^{-4}$	3.66
$Tl(OH)_3$	$6.3 \cdot 10^{-46}$	45.20
Tl_3PO_4	$6.7 \cdot 10^{-8}$	7.18
Tl_2PtCl_6	$4 \cdot 10^{-12}$	11.4

$TlReO_4$	$1.2 \cdot 10^{-5}$	4.92
Tl_2S	$5.0 \cdot 10^{-21}$	20.30
TlSCN	$1.7 \cdot 10^{-4}$	3.77
Tl_2SO_3	$6.3 \cdot 10^{-4}$	3.2
Tl_2SO_4	$4 \cdot 10^{-3}$	2.4
$Tl_2S_2O_3$	$2.0 \cdot 10^{-7}$	6.70
$TlVO_3$	$5.5 \cdot 10^{-9}$	8.26
$Tl_4V_2O_7$	$2.6 \cdot 10^{-19}$	18.59
UO_2CO_3	$1.9 \cdot 10^{-12}$	11.73
$UO_2C_2O_4$	$2 \cdot 10^{-4}$	3.7
$(UO_2)_2Fe(CN)_6$	$7.1 \cdot 10^{-14}$	13.15
UO_2HAsO_4 (UO_2^{2+}, $HAsO_4^{2-}$)	$3.2 \cdot 10^{-11}$	10.50
UO_2HPO_4 (UO_2^{2+}, HPO_4^{2-})	$2.14 \cdot 10^{-11}$	10.67
$UO_2(IO_3)_2$	$3 \cdot 10^{-8}$	7.5
UO_2KAsO_4	$2.5 \cdot 10^{-23}$	22.60
UO_2KPO_4	$7.8 \cdot 10^{-24}$	23.11
$UO_2NH_4AsO_4$	$1.7 \cdot 10^{-24}$	23.77
$UO_2NH_4PO_4$	$4.4 \cdot 10^{-27}$	26.36
UO_2NaAsO_4	$1.3 \cdot 10^{-22}$	21.87
$U(OH)_3$	$1 \cdot 10^{-19}$	19.0
$U(OH)_4$	$1 \cdot 10^{-45}$	45.0
$UO_2(OH)_2$ (UO_2^{2+}, $2OH^-$)	$1 \cdot 10^{-22}$	22.0
$VO(OH)_2$	$7.4 \cdot 10^{-23}$	22.13
V_2O_5 (VO_2^+, OH^-)	$1.6 \cdot 10^{-15}$	14.8

$(VO_3)(PO_4)_2$	$8 \cdot 10^{-25}$	24.1
$W(OH)_4$	$1 \cdot 10^{-50}$	50.0
$Y(OH)_3$	$3.2 \cdot 10^{-25}$	24.5
$Zn_3(AsO_4)_3$	$1.3 \cdot 10^{-27}$	27.89
$Zn(CN)_2$	$2.6 \cdot 10^{-13}$	12.59
$ZnCO_3$	$1.45 \cdot 10^{-11}$	10.84
ZnC_2O_4	$2.75 \cdot 10^{-8}$	7.56
$Zn_2Fe(CN)_6$	$2.1 \cdot 10^{-16}$	15.68
$ZnHg(SCN)_4$ (Zn^{2+}, $Hg(SCN)_4^{2-}$)	$2.2 \cdot 10^{-7}$	6.66
$Zn(IO_3)_2$	$2.0 \cdot 10^{-8}$	7.7
$Zn(OH)_2$ (Zn^{2+}, $2OH^-$)	$1.2 \cdot 10^{-17}$	16.92
$Zn(OH)_2$ ($ZnOH^+$, OH^-)	$3.0 \cdot 10^{-13}$	12.52
$Zn_3(PO_4)_2$	$9.1 \cdot 10^{-33}$	32.04
ZnS α (сфалерит)	$1.6 \cdot 10^{-24}$	23.80
ZnS β (вюрцит)	$2.5 \cdot 10^{-22}$	21.60
ZnSe	$1 \cdot 10^{-31}$	31
$ZnSeO_3$	$1.9 \cdot 10^{-8}$	7.72
$Zr(OH)_4$ (Zr^{4+}, $4OH^-$)	$1 \cdot 10^{-52}$	52.0
$Zr(OH)_4$ ($Zr(OH)_2^{2+}$, $2OH^-$)	$3.2 \cdot 10^{-26}$	25.5
$Zr_3(PO_4)_4$	$1 \cdot 10^{-132}$	

Приложение 5

Стандартные электродные потенциалы металлов при 25^0C

Электрод	Электродная реакция	φ, В
Li/Li^+	$Li = Li^+ + \bar{e}$	-3,02
Ca/Ca^{2+}	$Ca = Ca^{2+} + 2\bar{e}$	-2,84
Mg/Mg^{2+}	$Mg = Mg^{2+} + 2\bar{e}$	-2,38
Al/Al^{3+}	$Al = Al^{3+} + 3\bar{e}$	-1,66
Mn/Mn^{2+}	$Mn = Mn^{2+} + 2\bar{e}$	-1,05
Zn/Zn^{2+}	$Zn = Zn^{2+} + 2\bar{e}$	-0,76
Cr/Cr^{3+}	$Cr = Cr^{3+} + 3\bar{e}$	-0,74
Fe/Fe^{2+}	$Fe = Fe^{2+} + 2\bar{e}$	-0,44
Cd/Cd^{2+}	$Cd = Cd^{2+} + 2\bar{e}$	-0,40
Co/Co^{2+}	$Co = Co^{2+} + 2\bar{e}$	-0,277
Ni/Ni^{2+}	$Ni = Ni^{2+} + 2\bar{e}$	-0,23
Sn/Sn^{2+}	$Sn = Sn^{2+} + 2\bar{e}$	-0,14
Pb/Pb^{2+}	$Pb = Pb^{2+} + 2\bar{e}$	-0,126
$H_2/2H^+$	**$H_2 = 2H^+ + 2\bar{e}$**	**0,000**
Sb/Sb^{3+}	$Sb = Sb^{3+} + 3\bar{e}$	+0,20
Bi/Bi^{3+}	$Bi = Bi^{3+} + 3\bar{e}$	+0,23
Cu/Cu^{2+}	$Cu = Cu^{2+} + 2\bar{e}$	+0,34
Ag/Ag^+	$Ag = Ag^+ + \bar{e}$	+0,80
Pd/Pd^{2+}	$Pd = Pd^{2+} + 2\bar{e}$	+0,83
Hg/Hg^{2+}	$Hg = Hg^{2+} + 2\bar{e}$	+0,85
Pt/Pt^{2+}	$Pt = Pt^{2+} + 2\bar{e}$	+1,20
Au/Au^+	$Au = Au^+ + \bar{e}$	+1,70

Приложение 6

Стандартные электродные потенциалы φ^0 в водных растворах при 25^0C

Элемент	Электродный процесс	φ^0, В
Ag	$[Ag(CN)_2]^- + \bar{e} = Ag + 2CN^-$	-0,29
	$Ag^+ + \bar{e} = Ag$	0,80
Al	$AlO_2^- + 2H_2O + 3\bar{e} = Al + 4OH^-$	-2,35
	$Al^{3+} + 3\bar{e} = Al$	-1,66
Au	$[Au(CN)_2]^- + \bar{e} = Au + 2CN^-$	-0,61
	$Au^{3+} + 3\bar{e} = Au$	1,50
	$Au^+ + \bar{e} = Au$	1,69
Ba	$Ba^{2+} + 2\bar{e} = Ba$	-2,90
Bi	$Bi^{3+} + 3\bar{e} = Bi$	0,21
Br	Br_2(ж.) $+ 2\bar{e} = 2Br^-$	1,07
	$HOBr + H^+ + 2\bar{e} = Br^- + H_2O$	1,34
Ca	$Ca^{2+} + 2\bar{e} = Ca$	-2,87
Cd	$Cd^{2+} + 2\bar{e} = Cd$	-0,40
Cl	$Cl_2 + 2\bar{e} = 2Cl^-$	1,36
	$HOCl + H^+ + 2\bar{e} = Cl^- + H_2O$	1,49
Co	$Co^{2+} + 2\bar{e} = Co$	-0,28
	$Co^{3+} + \bar{e} = Co^{2+}$	1,81
Cr	$Cr^{3+} + 3\bar{e} = Cr$	-0,74
	$CrO_4^{2-} + 4\ H_2O + 3\bar{e} = Cr(OH)_3 + 5OH^-$	-0,13
	$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6\bar{e} = 2\ Cr^{3+} + 7H_2O$	1,33

Cu	$[Cu(CN)_2]^- + \bar{e} = Cu + 2CN^-$	-0,43
	$Cu^{2+} + \bar{e} = Cu^+$	0,15
	$Cu^{2+} + 2\bar{e} = Cu$	0,34
	$Cu^+ + \bar{e} = Cu$	0,52
F	$F_2 + 2\bar{e} = 2F^-$	2,87
Fe	$Fe^{2+} + 2\bar{e} = Fe$	-0,44
	$Fe^{3+} + 3\bar{e} = Fe$	-0,04
	$[Fe(CN)_6]^{3-} + \bar{e} = [Fe(CN)_6]^{4-}$	0,36
	$Fe^{3+} + \bar{e} = Fe^{2+}$	0,77
H	$H_2 + 2\bar{e} = 2H^-$	-2,25
	$2H^+ + 2\bar{e} = H_2$	0,000
Hg	$Hg_2^{2+} + 2\bar{e} = 2Hg$	0,79
	$Hg^{2+} + 2\bar{e} = 2Hg$	0,85
	$2Hg^{2+} + 2\bar{e} = 2Hg_2^{2+}$	0,92
I	$I_2(к.) + 2\bar{e} = 2I^-$	0,54
	$2IO_3^- + 12\ H^+ + 10\bar{e} = I_2(к.) + 6H_2O$	1,19
	$2HOI + 2\ H^+ + 2\bar{e} = I_2(к.) + 2H_2O$	1,45
K	$K^+ + \bar{e} = K$	-2,92
Li	$Li^+ + \bar{e} = Li$	-3,04
Mg	$Mg^{2+} + 2\bar{e} = Mg$	-2,36
Mn	$MnO_4^- + \bar{e} = MnO_4^{2-}$	0,56
	$MnO_4^- + 2H_2O + 3\bar{e} = MnO_2 + 4OH^-$	0,60
	$MnO_2 + 4H^+ + 2\bar{e} = Mn^{2+} + 2H_2O$	1,23
	$MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} = Mn^{2+} + 4H_2$	1,51
Na	$Na^+ + \bar{e} = Na$	-2,71
Ni	$Ni^{2+} + 2\bar{e} = Ni$	-0,25
O	$O_2 + 2H_2O + 4\bar{e} = 4OH^-$	0,40

	$O_2 + 2H^+ + 2\bar{e} = H_2O_2$	0,68
	$O_2 + 4H^+ + 4\bar{e} = 2H_2O$	1,23
	$H_2O_2 + 2H^+ + 2\bar{e} = 2H_2O$	1,78
P	$H_3PO_4 + 2H^+ + 2\bar{e} = H_3PO_3 + H_2O$	-0,28
Pb	$Pb^{2+} + 2\bar{e} = Pb$	-0,13
	$Pb^{4+} + 2\bar{e} = Pb^2$	1,69
Pt	$Pt^{2+} + 2\bar{e} = Pt$	1,19
S	$S + 2H^+ + 2\bar{e} = H_2S$	0,17
	$S_2O_8^{2-} + 2\bar{e} = 2SO_4^{2-}$	2,01
Se	$Se + 2H^+ + 2\bar{e} = H_2Se$	-0,40
Sn	$Sn^{2+} + 2\bar{e} = Sn$	-0,14
	$Sn^{4+} + 2\bar{e} = Sn^{2+}$	0,15
Te	$Te + 2H^+ + 2\bar{e} = H_2Te$	-0,72
Zn	$ZnO_2^{2-} + 2H_2O + 2\bar{e} = Zn + 4\ OH^-$	-1,22
	$Zn^{2+} + 2\bar{e} = Zn$	-0,76

Список литературы

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия: учебник / Н. С. Ахметов. – Санкт-Петербург: Лань, 2023. – 744 с.

2. Ахметов, Н. С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии: учебное пособие / Н. С. Ахметов, М.К. Азизова, Л.И. Бадыгина. – Санкт-Петербург: Лань, 2022. – 368 с.

3. Баранова, Н. В. Окислительно-восстановительные процессы: учебно-метод. пособие / Н. В. Баранова, М. А. Феофанова. – Тверь: Твер. гос. ун-т, 2017. – 84 с.

4. Савинкин, Е. В. Практические задания и упражнения к лабораторным работам по дисциплине «Общая и неорганическая химия»: практикум / Е. В. Савинкин, М. Н. Давыдова, И. А. Караева. – М.: РТУ МИРЭА, 2023. – 141 с.

5. Лурье, Ю. Ю. Справочник по аналитической химии: справочник / Ю. Ю. Лурье. – М.: Химия, 1989. – 448 с.

Сведения об авторе

Баранова Надежда Владимировна – доцент кафедры неорганической и аналитической химии Тверского государственного университета, кандидат химических наук, доцент. С 2007 года преподает дисциплину «Неорганическая химия» для студентов 1 курса химико-технологического факультета. Является разработчиком рабочей программы дисциплины «Неорганическая химия» и рабочей программы факультативной дисциплины «Правила написания и оформления курсовой работы по дисциплине «Неорганическая химия». Автор учебно-методических материалов и учебных пособий по неорганической химии для студентов 1 курса специальности «Фундаментальная и прикладная химия» и направления «Химия».

Баранова Надежда Владимировна

Лабораторный практикум по неорганической химии

ЧАСТЬ I

Подписано к использованию: 21.04.2026. Заказ № 36.
Электронный образовательный ресурс.
Издательство Тверского государственного университета.
Адрес: 170100, г. Тверь, Студенческий пер. 12, корпус Б.
Тел. (4822) 35-60-63.