

ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНТСТВО ПО ОБРАЗОВАНИЮ
Государственное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Ивановская государственная текстильная академия»
(ИГТА)

Кафедра химии

ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ
ПО ОБЩЕЙ ХИМИИ

Методические указания для студентов
всех специальностей

Иваново 2007

Методические указания предназначены для студентов ИГТА, изучающих химию. Студенты всех специальностей могут использовать различные разделы издания в зависимости от программы обучения.

Большинство работ многовариантно, что способствует развитию навыков самостоятельного мышления и творческих способностей студентов.

Составители: канд. хим. наук, проф. В.В. Васильев,
доц. Н.И. Зуева,
канд. техн. наук, доц. А.В. Кольчугин,
канд. техн. наук, доц. В.Р. Ополовников,
канд. техн. наук, проф. Г.М. Прияткин,
доц. И.Н. Уткина

Научный редактор канд. хим. наук, проф. Л.А. Гарцева

ПРАВИЛА РАБОТЫ В ЛАБОРАТОРИИ

ОРГАНИЗАЦИЯ РАБОЧЕГО МЕСТА

Лабораторные работы являются обязательным элементом изучения химии. Самостоятельная работа студентов в лаборатории помогает более глубокому усвоению теоретических основ химии, позволяет полнее изучить свойства веществ и их превращения, получить более ясное представление о характере протекания различных реакций. С другой стороны, работа в химической лаборатории только тогда продуктивна, когда она выполняется сознательно, с пониманием теоретического ее содержания. Поэтому перед каждой работой необходимо обязательно изучить относящийся к ней теоретический материал и отчитаться по нему преподавателю. Неподготовленные студенты к выполнению работы не допускаются.

Выполнение лабораторных работ по химии полумикрометодом требует от студентов тщательности и аккуратности, потому что им приходится иметь дело с малым количеством реактивов и пользоваться хрупкими приборами.

Проводить опыты следует только после внимательного прочтения их описания.

Работы выполняются каждым студентом индивидуально или группой из двух-трех человек в соответствии с заданием преподавателя. При выполнении опытов необходимо записать все наблюдаемые изменения в лабораторный журнал. После выполнения работы следует оформить отчет, содержащий следующие разделы:

1. Номер и название лабораторной работы.
2. Цель работы.
3. Описание опыта:
 - а) номер опыта, его название;
 - б) краткое описание опыта;
 - в) уравнение реакции;
 - г) наблюдения;
 - д) таблица экспериментальных данных, график;
 - е) вывод.

В отдельных работах при описании опытов могут быть представлены рисунки установок, а некоторые разделы пункта 3 – исключены.

При проведении эксперимента необходимо соблюдать следующие правила:

- 1) опыт проводится всегда в чистой посуде;
- 2) нельзя выливать избыток реактива из пробирки обратно в реактивную склянку;
- 3) сухие соли набирают чистым шпателем или ложечкой, причем избыток реактива нельзя высыпать обратно в склянку;
- 4) не следует путать пробки от различных склянок. Чтобы внутренняя сторона пробки оставалась чистой, пробки кладут на стол внешней поверхностью;
- 5) нельзя уносить реактивы общего пользования на свое рабочее место;
- 6) после опытов остатки металлов в раковину не выбрасываются, а собираются обратно в банку;
- 7) дорогостоящие реактивы (например, остатки солей серебра) собирают в специально отведенную посуду.

В процессе работы следует строго соблюдать все меры и правила техники безопасности, с которыми студенты знакомятся на первом занятии.

ОБЩИЕ ТРЕБОВАНИЯ БЕЗОПАСНОСТИ

1. К работе в лаборатории химии студенты допускаются только после инструктажа по технике безопасности и оформления инструктажа в специальном журнале.

2. Рабочим местом студента является то, на котором он в момент занятий выполняет работу. Оно принимается и сдается после выполнения работы в полном порядке.

3. На рабочем месте запрещается проводить работы, связанные с использованием ядовитых, неприятно пахнущих или дымящих веществ. Эти работы следует выполнять в вытяжном шкафу.

4. На каждое лабораторное занятие староста группы назначает ответственного за порядок в лаборатории.

ВРЕДНЫЕ И ОПАСНЫЕ ФАКТОРЫ

1. К числу опасных факторов относятся вещества, вызывающие химические ожоги кожи и слизистых оболочек. Это в первую оче-

редь концентрированные растворы кислот и щелочей, которыми надо пользоваться только под тягой и с большой осторожностью.

2. Опасными факторами являются также спиртовые горелки и те приборы, которые могут вызвать термический ожог или поражение электрическим током. Спиртовые горелки зажигаются спичкой, а тушатся колпачком.

3. Вредными факторами при работе в лаборатории могут явиться токсически действующие пары некоторых веществ, например хлора, брома, сероводорода. Работать с такими веществами надо только в вытяжном шкафу.

ТРЕБОВАНИЯ БЕЗОПАСНОСТИ ПЕРЕД НАЧАЛОМ РАБОТЫ

1. Приступая к работе, следует проверить порядок на рабочем месте и около него.

2. Перед началом работы следует установить наличие необходимого оборудования, реактивов и материалов, исправность спиртовой горелки и приборов.

3. Готовясь к работе, необходимо установить наличие и расположение средств пожарной безопасности (песок, кошма, огнетушитель), а также медицинской аптечки.

4. В случае необходимости (если предстоящая работа связана с вредными и опасными факторами) следует взять на рабочее место средства индивидуальной защиты (защитные очки, перчатки, специальный фартук), а также учесть все правила техники безопасности и методические указания по выполнению работы.

ТРЕБОВАНИЯ БЕЗОПАСНОСТИ ВО ВРЕМЯ РАБОТЫ

1. Работа должна выполняться в строгом соответствии с методическими указаниями.

2. Категорически запрещается пробовать на вкус или без разрешения исследовать на запах какие-либо вещества, а также пить воду из химической посуды, так как большая часть веществ, применяемых в химических лабораториях, ядовита.

3. Работы с вредными веществами следует проводить под вытяжным шкафом при включенной тяге, обеспечивающей отсос вредных газообразных веществ.

4. Дверца вытяжного шкафа в целях наиболее эффективного действия вентиляции во время работы должна закрываться на 1/3 – 1/4 часть ее подъема. По окончании работы вытяжной шкаф полностью закрывается.

5. При работе с твердыми веществами (например, с фенолом) запрещается брать их голыми руками. С этой целью используют шпатель. Нельзя распылять химические вещества.

6. При взвешивании на чашках весов следует соблюдать чистоту и порядок. Взвешиваемые вещества нельзя помещать непосредственно на чашку весов. С этой целью можно использовать, например, бумажный совочек.

7. При нагревании пробирок или колб с жидкостями количество жидкостей не должно превышать 1/3 или 1/4 часть их объема во избежание выбрасывания жидкости при нагреве.

8. Нельзя вести нагревание в закупоренной колбе или пробирке.

9. При реакциях, сопровождающихся бурным вскипанием или взрывом, необходимо надевать защитные очки.

10. Для предупреждения выброса закипающей жидкости из пробирки нагревание следует проводить равномерно, постепенно перемещая пробирку в пламени горелки.

11. Категорически запрещается направлять открытый конец пробирки с кипящей жидкостью на себя или на товарища с учетом возможности ее выбрасывания.

12. На открытом пламени спиртовой горелки можно нагревать только пробирки и фарфоровые тигли. Другая фарфоровая или стеклянная посуда ставится на асбестовую сетку. Необходимо следить, чтобы наружная поверхность сосуда была сухой, иначе он может лопнуть.

13. Если студент встретился с затруднениями при проведении химических опытов, он должен проконсультироваться у преподавателя, но не делать непродуманных операций.

ТРЕБОВАНИЯ БЕЗОПАСНОСТИ В АВАРИЙНЫХ СИТУАЦИЯХ

1. Основной причиной несчастных случаев является несоблюдение работающими правил по технике безопасности.

2. При обнаружении в процессе проведения опыта неисправности аппаратуры студент должен сначала выключить нагревательный прибор, а затем сообщить о неисправности преподавателю.

3. При воспламенении жидкостей или других веществ необходимо выключить нагревательный прибор и быстро удалить посторонние предметы. Огонь следует прикрыть одеялом или засыпать песком. Если этих мер недостаточно, необходимо воспользоваться имеющимся в лаборатории огнетушителем.

4. Если загорится одежда – **не бегите**. Гасить одежду следует путем обертывания специальным одеялом.

5. В каждой лаборатории имеется аптечка, которая может понадобиться при аварийных ситуациях.

Концентрированные растворы кислот и щелочей при попадании на кожу и слизистые оболочки могут вызывать химические ожоги. Особенно опасно попадание брызг кислот и щелочей в глаза.

6. При попадании в глаза кислоты необходимо очень быстро промыть глаза большим количеством воды, лучше всего – подставив глаза под струю водопроводной воды. Затем нужно обработать глаза 0,5%-ным раствором гидрокарбоната натрия.

В случае попадания в глаза щелочи необходимо срочно промыть их большим количеством воды, а затем 2%-ным раствором борной кислоты.

7. При попадании кислот и щелочей на кожу или на одежду необходимо принять аналогичные меры, только вместо раствора борной кислоты используется 3%-ный раствор уксусной кислоты.

8. После принятия мер первой помощи необходимо помочь пострадавшему обратиться к врачу.

9. Обо всех несчастных случаях необходимо сообщать преподавателю или лаборанту.

ТРЕБОВАНИЯ ПОЖАРНОЙ БЕЗОПАСНОСТИ

1. В лаборатории, как и на всей территории кафедры, категорически запрещается курить и бросать спички в неположенном месте.

2. При работе со спиртовыми горелками необходимо соблюдать следующие правила:

а) спиртовые горелки можно зажигать только спичкой. Запрещается зажигать одну спиртовую горелку от другой, так как это может вызвать воспламенение паров спирта;

б) гасить спиртовую горелку можно только колпачком, чтобы пламя гасло от недостатка воздуха. Запрещается дуть на пламя горелки;

в) запрещается переносить горящую спиртовую горелку с одного места на другое.

3. Все электрические приборы необходимо отключить от сети, как только работа с ними заканчивается.

ТРЕБОВАНИЯ ПО ОКОНЧАНИИ РАБОТЫ

1. Выключить все приборы.
2. Погасить спиртовые горелки.
3. Привести в порядок склянки с реактивами и рабочее место.
4. Тщательно вымыть руки.
5. Сдать рабочее место дежурному студенту или лаборанту.

ЛАБОРАТОРНОЕ ОБОРУДОВАНИЕ

МЕРНАЯ ХИМИЧЕСКАЯ ПОСУДА

Мерной посудой называют посуду, применяемую для измерения объемов жидкости. К ней относятся пипетки, цилиндры, бюретки и мерные колбы.

При измерении объемов необходимо, чтобы глаз наблюдателя находился на одной горизонтальной линии с нижним мениском жидкости, а нижний мениск жидкости – на одном уровне с меткой (рис. 1).

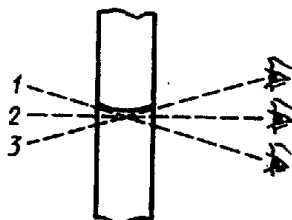


Рис. 1. Измерение объема при разных положениях глаза:
1, 3 – неправильное; 2 – правильное

Цилиндры (рис. 2,а) применяют в тех случаях, когда измерение объема жидкости не требует большой точности. Мерные цилиндры – стеклянные сосуды с нанесенными на наружной стенке делениями, указывающими объем в миллилитрах. В системе СИ объем выражают в кубических метрах или его кратных долях (см^3 , дм^3). Мерная посуда градуирована в миллилитрах (мл) или литрах (л). 1 мл соответствует 1 см^3 ; 1 л – 1 дм^3 .

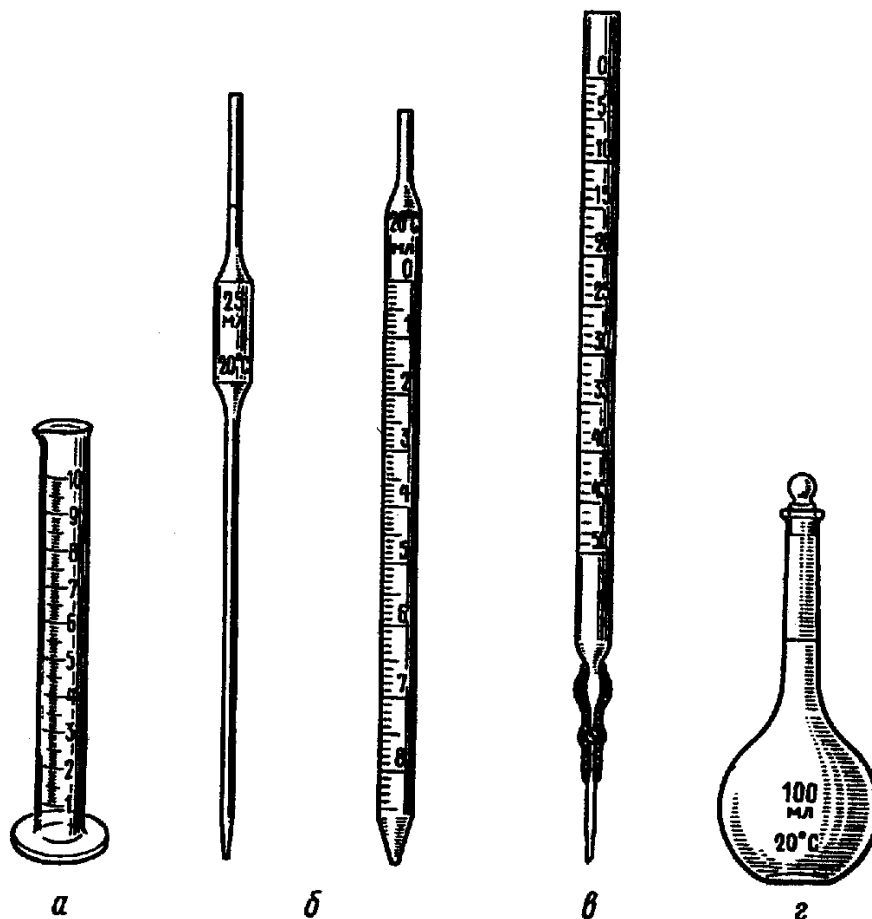


Рис. 2. Мерная химическая посуда

Вместимость цилиндров бывает от 5-10 мл до 1 л и больше. Чтобы измерить наружный объем жидкости, ее наливают в мерный цилиндр до тех пор, пока нижний мениск не достигнет уровня нужного деления.

Пипетки (рис. 2,б) служат для отмеривания и переноса определенного объема жидкости. Они представляют собой стеклянные трубки небольшого диаметра с расширением посередине и слегка оттянутым нижним концом диаметром около 1 мм. Пипетки бывают вместимостью от 0,1 до 100 мл. В верхней части их имеется метка,

до которой набирается жидкость. Широко применяют также градуированные пипетки с делениями.

Для наполнения нижний конец пипетки опускают в жидкость до дна сосуда и с помощью груши набирают ее.

Жидкость набирают так, чтобы она поднялась на 2-3 см выше метки, затем быстро закрывают верхнее отверстие указательным пальцем, придерживая в то же время пипетку большим и средним пальцами. Затем ослабляют нажим, в результате чего жидкость медленно вытекает, и, как только нижний мениск опустится до метки, палец снова прижимают. Если на конце пипетки останется капля, ее следует осторожно удалить. Введя пипетку в сосуд, в который нужно перенести жидкость, отнимают указательный палец и дают жидкости стечь по стенке сосуда (рис. 3).

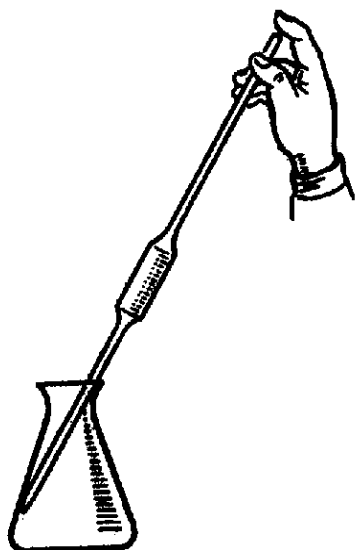


Рис. 3. Выливание раствора из пипетки

После того как жидкость стечет, пипетку держат еще несколько секунд прислоненной к стенке сосуда, слегка поворачивая ее. Выдувать жидкость из пипетки не следует, так как пипетка отградуирована с учетом оставшейся в ней капли.

Бюретки позволяют точно отмерить любой объем жидкости в пределах ее вместимости.

Объемные бюретки (см. рис. 2,в) представляют собой стеклянные градуированные трубки, снабженные притертым краном или стеклянным капилляром, присоединенным к бюретке с помощью резиновой трубки. Внутри резиновой трубки закладывают стеклянную бусину, закрывающую выход жидкости из бюретки. Для вытекания жидкости резиновую трубку оттягивают от бусины. Бюретку заполняют жидкостью через стеклянную воронку, при этом должен быть заполнен и стеклянный капилляр. Если в капилляре остается пузырек воздуха, резиновую трубку изгибают так, чтобы кончик капилляра был направлен вверх, и вытесняют жидкостью весь воздух (рис. 4).

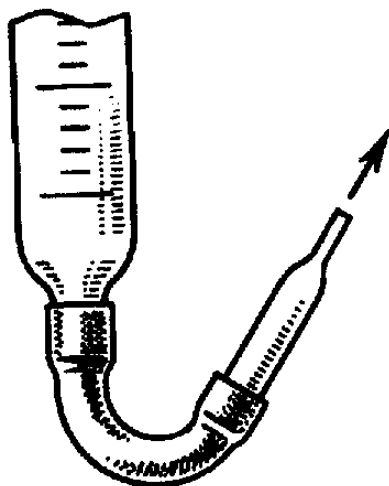


Рис. 4. Удаление воздуха из капилляра бюретки

Перед началом работы уровень жидкости в бюретке должен быть на нулевом делении. Для этого наливают жидкость в бюретку на 2-3 см выше нулевого деления, затем снимают воронку и сливают избыток жидкости.

Уровень прозрачных растворов устанавливают по нижнему краю мениска, непрозрачных – по верхнему.

При отсчете по бюретке глаз наблюдателя должен находиться в одной плоскости с уровнем жидкости (см. рис.1).

Мерные колбы применяют для приготовления заданного объема раствора. Они представляют собой плоскодонные сосуды различной вместимости (см. рис. 2,г). На горлышке колбы имеется метка, а на самой колбе указана ее вместимость в миллилитрах при определенной температуре.

Для приготовления раствора в колбу наливают немного воды, вносят вещество и растворяют его в этой воде. Потом наливают ее на 0,5-1,0 см ниже метки, после чего доводят до метки, добавляя воду по каплям из пипетки. Затем плотно закрывают колбу пробкой и тщательно перемешивают раствор, переворачивая колбу несколько раз.

Промывалка. Промывалкой может быть обычная плоскодонная колба емкостью до 0,5 л с резиновой пробкой, в которую вставлены две трубки. Одна трубка согнута под острым углом и имеет оттянутый конец, второй ее конец опущен в колбу почти до дна. Другая трубка изогнута под тупым углом и входит в колбу на 2-3 см. Через короткую трубку ртом вдвывается воздух, и вода под давлением вытекает через длинную трубку

Штатив с набором реактивов. При работе полумикрометодом реактивы ставятся на рабочий стол в деревянном штативе в небольших склянках, которые закрыты пробками. В пробки входят пипетки для отбора из склянок нескольких капель необходимого реактива. На склянках наклеены этикетки с названием реактива и номером, указывающим место склянки в штативе. Для сухих реакти-

вов применяются склянки с пробками, в которые вставлены микрошпатели для отбирания сухого реактива. К штативу с реактивами прилагается штатив с десятью коническими пробирками для выполнения опытов.

Мытье посуды. Перед началом работы конические пробирки должны быть хорошо вымыты и ополоснуты дистиллированной водой из промывалки. Механические загрязнения удаляются с помощью ершика или стеклянной палочки с резиновым наконечником. Сильно загрязненные пробирки моются раствором кислоты или хромовой смесью. Если пробирки должны быть сухими, то чисто вымытые пробирки высушивают в сушильном шкафу.

ТЕХНИКА ВЫПОЛНЕНИЯ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

ВЗВЕШИВАНИЕ

Взвешиванием называют сравнение массы данного тела с массой гирь. Для выполнения лабораторных работ по общей и неорганической химии обычно бывает достаточно взвешивания на химических весах, которые дают точность 0,02 г. Если же по ходу работы требуется точность 0,0002 г, то пользуются аналитическими весами, которые размещаются в отдельной комнате. На аналитических весах студентам разрешается работать только под наблюдением преподавателя или лаборанта.

ФИЛЬТРОВАНИЕ

Фильтрация – процесс механического разделения твердых и жидких компонентов смеси.

В процессе фильтрации жидкость с находившимися в ней частицами твердого вещества пропускают через фильтр, задерживающий твердую фазу.

Наиболее распространенными являются бумажные фильтры. Когда целью фильтрации является выделение твердого осадка, фильтрацию проводят через простой (гладкий) фильтр.

Простой фильтр готовят из квадратного куса фильтровальной бумаги, перегибая его дважды: сначала по одной, а затем по другой пунктирной линии (рис.5, а).

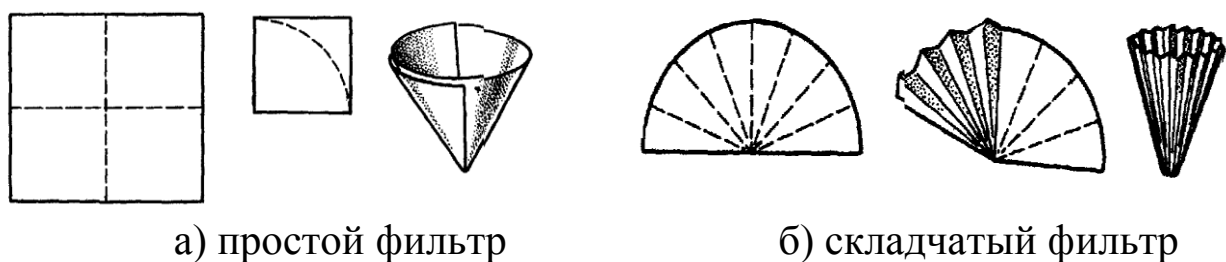


Рис. 5. Бумажные фильтры

Образовавшийся малый квадрат обрезают ножницами по дуге с таким расчетом, чтобы готовый фильтр был на 3-4 мм меньше воронки. Приготовленный фильтр разворачивают в конус и помещают его в воронку так, чтобы он плотно прилегал к стенкам воронки. Затем воронку помещают в кольцо штатива, подставляют под него стакан, наливают в воронку немного дистиллированной воды и дают стечь.

При фильтровании, не взмучивая осадка, сливают жидкость по стеклянной палочке на фильтр. В стакан с осадком наливают небольшое количество чистого растворителя, перемешивают с осадком и снова осторожно сливают жидкость по палочке на фильтр. Такая операция называется декантацией. После нескольких декантаций последнюю порцию растворителя перемешивают с осадком и сливают по палочке на фильтр. Когда жидкость стечет, промывают осадок на фильтре 2-3 раза чистым растворителем.

Если целью фильтрования является получение жидкости, освобожденной от механических примесей, то применяют складчатый фильтр. Для его изготовления простой фильтр складывают, как указано на рис. 5,б, и складывают радиус то в одну, то в другую сторону так, чтобы получилась гармоника, которую расправляют и вставляют в воронку.

При фильтровании сливают взмученную жидкость вместе с осадком по стеклянной палочке на фильтр.

ТИТРОВАНИЕ

Титрование – один из методов определения концентрации, основанный на измерении объемов растворов, вступающих в реакцию веществ.

Зная концентрацию одного из растворов и их объем, по закону эквивалентов рассчитывают концентрацию другого раствора.

Для титрования в бюретку наливают раствор известной концентрации и устанавливают бюретку в рабочее положение. Пипеткой отбирают точный объем раствора, концентрацию которого надо определить, и переносят его в коническую колбу. Если конец титрования определяют по индикатору, в колбу добавляют 2-3 капли индикатора. Титрование проводят на фоне белого листа бумаги.

При титровании по каплям приливают раствор известной концентрации из бюретки в колбу с анализируемым раствором, который непрерывно перемешивают. Конец титрования устанавливают по изменению цвета индикатора. Результат титрования (объем раствора, пошедшего на титрование) записывают. Если результаты двух титрований отличаются друг от друга более чем на 0,1 мл, титрование повторяют.

НАГРЕВАНИЕ

Часто по ходу лабораторной работы требуется нагревание. Нагревание вещества можно вести голым пламенем, на асбестовой сетке, на водяной или песочной бане.

При нагревании голым пламенем жидкое или твердое вещество помещают в пробирку или закрепляют в штативе (либо пользуются держателями). Пробирку сначала обогревают всю, а потом нагревают сильнее доньшко пробирки. Отверстие пробирки направляют в сторону от себя и от работающего рядом товарища, чтобы в случае выброса из пробирки не произошло несчастного случая.

ОХЛАЖДЕНИЕ

Для сохранения охлаждаемого вещества от поглощения влаги из воздуха пользуются *эксикатором* (рис.6). В нижней части эксикатора помещается водопоглощающее вещество (прокаленный хлористый кальций и др.). Охлаждаемое вещество металлическими тигельными щипцами помещается в эксикатор. Края эксикатора и крышки шлифованы и смазаны вазелином, чтобы они плотно прилегали друг к другу. Эксикатор закрывают крышкой, надевая ее

скользящими движениями на края эксикатора. Открывают эксикатор так же, сдвигая крышку в сторону.

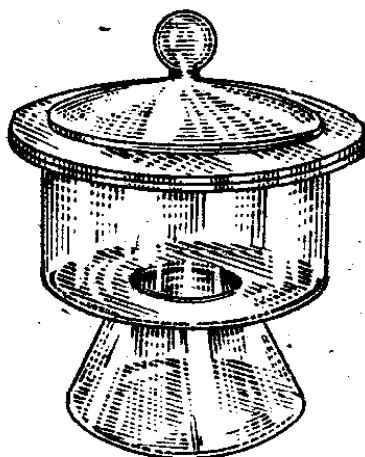


Рис.6. Эксикатор

Лабораторная работа №1

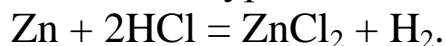
ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТА МЕТАЛЛА

Цель работы: знакомство с экспериментальным и расчетным методами определения эквивалента цинка.

Приборы и реактивы, применяемые в работе:

- 1) прибор для определения эквивалента цинка (рис. 7);
- 2) предварительно взвешенные кусочки цинка;
- 3) соляная кислота (1:3);
- 4) барометр, термометр, фильтровальная бумага.

Определение эквивалента цинка основано на взаимодействии его с раствором соляной кислоты по уравнению:



Подготовка прибора к опыту. Снять с пробки двурогую пробирку 1. Уравнительный сосуд 3, соединенный с измерительной бюреткой 2, заполнить водопроводной водой до нулевого деления бюретки, для чего можно уравнительный сосуд 3 поднимать или опускать до нужного уровня. В один отросток двурогой пробирки осторожно опустить кусочек цинка, а в другой стеклянной пипеткой налить раствор соляной кислоты (1:3) так, чтобы кислота занимала немного более половины отростка. Верхнюю часть пробирки очистить от капель соляной кислоты кусочком фильтровальной бумаги.

Пробирку присоединить к бюретке с помощью пробки, которую предварительно следует увлажнить.

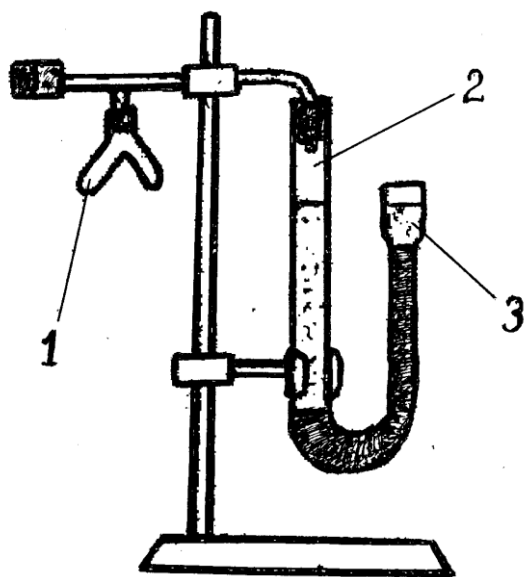


Рис.7. Прибор для определения эквивалента цинка

обратиться к преподавателю или лаборанту.

После этого необходимо прибор проверить на герметичность, для чего уравнильный сосуд спустить вниз и закрепить; при этом уровень воды в бюретке несколько опустится, а затем установится неподвижно. Если в последующие 2-3 минуты уровень в бюретке не понизится, значит, прибор герметичен. В случае постоянного опускания уровня воды в бюретке нужно проверить, плотно ли закрыта пробирка пробкой. Если не удастся добиться герметичности прибора, следует

Проведение опыта. После установления герметичности прибора можно приступить к выполнению опыта. Поднять уравнильный сосуд, чтобы мениски воды в нем и в бюретке установились на одном уровне. Первое показание этого уровня по делениям бюретки записать в лабораторный журнал (V_1 , мл). Только после этого вторую пробирку следует наклонить так, чтобы соляная кислота вылилась в отросток, где находится кусочек цинка. Тотчас начинается выделение водорода, и вода из бюретки вытесняется в уравнильный сосуд, откуда ее постепенно следует отливать. Когда выделение газа закончится, необходимо подождать, пока в реакционном сосуде образовавшийся раствор соли примет температуру окружающего воздуха. После этого путем опускания уравнильного сосуда привести воду в сосуде и в бюретке к одному уровню. Это делается для того, чтобы давление выделившегося газа стало равным атмосферному давлению. Записать второй уровень воды по показанию бюретки (V_2 , мл). Объем выделившегося газа вычислить по разности первого и второго показаний ($V_2 - V_1$).

Расчет эквивалента по опытным данным

Расчет проводить по уравнениям закона эквивалентов:

$$\frac{m}{M_{\text{э}}} = \frac{V^0}{V_{\text{эКВ}}^0}, \quad (1)$$

где m – масса цинка в г;

$M_{\text{э}}$ – молярная масса эквивалента Zn;

V^0 – объем выделившегося газа при пересчете на нормальные условия;

$V_{\text{эКВ}}^0$ – эквивалентный объем водорода при нормальных условиях.

Объем выделившегося газа замеряется при тех же условиях, которые были в лаборатории во время проведения опыта, тогда как для подстановки в уравнение требуется V^0 – объем водорода при нормальных условиях. Поэтому необходимо сделать пересчет, чтобы объем выделившегося газа привести к нормальным условиям. Для этого следует записать температуру воздуха ($t^{\circ}\text{C}$) лаборатории, где проводился опыт, посмотреть показания барометра (P) и давление водяного пара (W) при данной температуре, которое равно:

при 18°C – 15,5 мм рт.ст.	22°C – 19,8 мм рт.ст.
19°C – 16,5 мм рт.ст.	23°C – 21,1 мм рт.ст.
20°C – 17,5 мм рт.ст.	24°C – 22,4 мм рт.ст.
21°C – 18,7 мм рт.ст.	25°C – 23,8 мм рт.ст.

Объем газа приводится к нормальным условиям по уравнению (согласно объединенному закону Бойля-Мариотта и Гей-Люссака):

$$V^0 = \frac{(P - W) \cdot V \cdot T}{(T + t) \cdot P^0}, \quad (2)$$

где V^0 – объем газа при нормальных условиях;

P – опытное атмосферное давление;

W – парциальное давление водяных паров;

P^0 – нормальное атмосферное давление (760 мм рт.ст.);

V – объем выделившегося газа;

T – абсолютная температура опыта (273 К).

Поправка на парциальное давление водяных паров (W) вводится по уравнению, потому что газ собирается в бюретке над водой и,

следовательно, общее давление на воду является суммой парциальных давлений выделившегося газа и паров воды.

Все данные опыта заносятся в табл.1.

Таблица 1

$m_{\text{в-ва}}$, Г	V_1 , мл	V_2 , мл	$V_{\text{газа}}$, мл	P , мм рт.ст.	$t^{\circ}\text{C}$	W , мм рт.ст.	\mathcal{E}

Для расчета величины V^0 нужно воспользоваться следствием из закона Авогадро, согласно которому, например, эквивалентный объем водорода будет следующим:

$$\frac{1 \text{ Моль } \text{H}_2, \text{ т.е. } 2 \text{ г } \text{H}_2 \text{ занимают объем } 22,4 \text{ л}}{1 \text{ Экв. } \text{H}_2, \text{ т.е. } 1 \text{ г } \text{H}_2 \text{ - } X \text{ л}} \\ X = 11,2 \text{ л} = 11200 \text{ мл}$$

Расчет эквивалента цинка выполняется по уравнению (3), объединяющему выражения (1) и (2):

$$\mathcal{E} = \frac{m \cdot 11200 \cdot 760 \cdot (273 + t)}{(P - W) \cdot V} \quad (3)$$

Расчет ошибки опыта. Допущенная погрешность (Π) вычисляется, исходя из теоретического значения эквивалента, принятого за 100%:

$$\Pi = \frac{(\text{эквивалент теоретический} - \text{эквивалент опыта}) \cdot 100\%}{\text{эквивалент теоретический}}$$

Ошибка опыта не должна превышать $\pm 3,5\%$.

Лабораторная работа № 2

СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Цель работы: изучение зависимости скорости химических процессов от различных факторов. Исследование состояния химического равновесия.

Опыт 1. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции

Необходимое оборудование и реактивы:

- 1) секундомер;
- 2) штатив с пробирками;
- 3) раствор тиосульфата натрия ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$);
- 4) раствор серной кислоты 2н.

Сначала проделайте качественную реакцию. Для этого в пробирку внесите 5-10 капель раствора тиосульфата натрия и 3-5 капель 2н раствора серной кислоты. Через некоторое время наблюдается помутнение раствора, которое увеличивается со временем. При этом протекает реакция:



Подготовка опыта. Приготовить три раствора тиосульфата натрия ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) различной концентрации следующим образом:

- 1) взять три сухие пробирки;
- 2) в первую внести 4 капли 1н раствора тиосульфата натрия и 8 капель дистиллированной воды;
- 3) во вторую – 8 капель раствора тиосульфата натрия и 4 капли дистиллированной воды;
- 4) в третью – 12 капель 1н раствора тиосульфата натрия.

Таким образом, в трех пробирках получили одинаковые объемы жидкости, но с различной концентрацией тиосульфата натрия.

Выполнение опыта. В пипетку набрать небольшое количество 2н раствора серной кислоты. Затем внести из пипетки в первую пробирку одну каплю серной кислоты и одновременно включить секундомер.

Вести тщательное наблюдение за состоянием раствора и остановить секундомер в момент появления мути в пробирке. Наблюдать протекание реакции лучше на темном фоне.

Отметить время от момента добавления кислоты к тиосульфату натрия до момента появления коллоидной серы.

То же самое проделать с пробирками 2 и 3, соответственно измеряя время.

Данные опыта занести в табл.2.

Таблица 2

№ пробирки	Кол-во капель $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Кол-во капель H_2O	Кол-во капель H_2SO_4	Общий объем раствора	Концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Время течения реакции (τ), с	Скорость реакции в условных единицах 100/ τ
1	4	8	1	13	C		
2	8	4	1	13	2C		
3	12	–	1	13	3C		

Написать уравнение протекающей реакции.

По полученным экспериментальным данным начертить график, показывающий зависимость скорости реакции (V) от концентрации реагирующих веществ (C).

На оси абсцисс отложить относительные концентрации тиосульфата натрия, на оси ординат – отвечающие им скорости (в условных единицах).

Сделать вывод о зависимости скорости реакции от концентрации.

Опыт 2. Влияние температуры на скорость реакции в гомогенной системе

Необходимое оборудование и реактивы:

- 1) секундомер;
- 2) термостат;
- 3) штатив с пробирками;
- 4) раствор тиосульфата натрия ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$);
- 5) раствор серной кислоты 2н;
- 6) вода дистиллированная.

Подготовка опыта. Воспользуйтесь термостатом, состоящим из стакана емкостью 500 мл, наполовину наполненного водой и установленного на асбестовой сетке, помещенной на кольцо штатива. Крышка стакана имеет три отверстия. В одно отверстие вставлен

термометр для измерения температуры воды, в другое – коническая пробирка с 2н раствором серной кислоты и опущенной в него пипеткой, а в третье отверстие – коническая пробирка, в которой будет проводиться опыт. Опыт проводится при трех различных температурах, с раствором тиосульфата натрия постоянной концентрации.

Выполнение опыта. В пустую чистую пробирку внести 10 капель 1н раствора тиосульфата натрия ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$).

Пробирку поместить в термостат, отметить и записать температуру воды в термостате.

Набрать в пипетку 2н раствор серной кислоты из пробирки, находящейся в том же термостате. Внести одну каплю кислоты в пробирку с тиосульфатом натрия с одновременным пуском секундомера.

Наблюдаемое появление мути фиксировать остановкой секундомера.

Время протекания реакции (по секундомеру) и температуру опыта занести в табл. 3.

Таблица 3

№ опыта	Температура ($t^{\circ}\text{C}$)	Время течения реакции τ (с)	Скорость в условных единицах $100/\tau$
1			
2			
3			

Далее в новую пробирку внести 10 капель тиосульфата натрия. Пробирку поместить в термостат на место предыдущей использованной пробирки.

Воду в термостате подогреть горелкой или электроплиткой на 10°C выше, чем в первом опыте.

Внести в пробирку с тиосульфатом натрия одну каплю 2н раствора серной кислоты и одновременно включить секундомер. Время, пошедшее на протекание реакции до появления мути при данной температуре опыта, записать в табл. 3.

Проделать аналогичный опыт, еще раз повысив температуру на 10°C .

Написать уравнение протекающей реакции.

По данным таблицы построить график в координатах *температура – скорость*.

Сделать вывод о зависимости скорости химической реакции от температуры.

Опыт 3. Влияние катализатора на скорость химической реакции

Перекись водорода – неустойчивое соединение, которое самопроизвольно разлагается на воду и кислород по реакции:



Однако в обычных условиях реакция протекает достаточно медленно.

Необходимое оборудование и реактивы:

- 1) штатив с пробирками;
- 2) раствор перекиси водорода (H_2O_2);
- 3) порошок диоксида марганца (MnO_2);
- 4) лучинка.

Выполнение опыта. В пробирку внесите 3-5 капель 10%-ного раствора перекиси водорода (H_2O_2). Отметьте, что в обычных условиях заметного разложения перекиси водорода не наблюдается.

Затем к раствору перекиси водорода добавьте несколько крупинок MnO_2 . Обратите внимание на происходящее в пробирке.

Поднесите к отверстию пробирки тлеющую лучинку. Что наблюдается?

Напишите уравнение протекающей реакции.

Сделайте вывод о роли диоксида марганца в этой реакции.

Опыт 4. Смещение равновесия обратимой реакции

Опыт 4а

Необходимое оборудование и реактивы:

- 1) штатив с пробирками;
- 2) концентрированный раствор хлорида железа (FeCl_3);
- 3) разбавленный раствор хлорида железа (FeCl_3);
- 4) концентрированный раствор роданида калия (KCNS);
- 5) разбавленный раствор роданида калия (KCNS).

Выполнение опыта. В каждую из четырех пробирок внести по 4 капли *разбавленных* растворов хлорида трехвалентного железа (FeCl_3) и роданида калия (KCN S).

Растворы перемешать и поставить в штатив. Одну пробирку оставить для сравнения, а в остальные три пробирки добавить следующие реактивы:

в первую – 1 каплю *концентрированного* раствора хлорида железа,

во вторую – 1 каплю *концентрированного* раствора роданида калия,

в третью – несколько кристаллов сухого хлорида калия.

Записать свои наблюдения.

Напишите уравнение протекающей реакции обмена. Напишите выражение константы равновесия для этой реакции.

Какое вещество придает раствору красную окраску?

Указать, как изменится интенсивность окраски каждого раствора и в каком направлении смещается равновесие данной реакции при добавлении: а) хлорида железа, б) роданида калия, в) хлорида калия.

Сделать вывод о смещении равновесия при изменении концентраций реагирующих веществ.

Опыт 4б

В водном растворе нитрат кобальта $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ находится в виде комплексной соли $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{NO}_3)_2$ красного цвета. При добавлении к раствору соли кобальта насыщенного раствора роданида калия KCNS образуется соль $\text{K}_4[\text{Co}(\text{CNS})_6]$ синего цвета за счет протекания реакции



Необходимое оборудование и реактивы:

- 1) штатив с пробирками;
- 2) раствор нитрата кобальта ($\text{Co}(\text{NO}_3)_2$);
- 3) *насыщенный* раствор роданида калия (KCNS);
- 4) вода дистиллированная.

Выполнение опыта. В пробирку внесите одну каплю раствора нитрата кобальта $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$. Добавьте одну каплю *насыщенного* раствора роданида калия KCNS . Отметьте наблюдаемые изменения.

К полученному раствору добавьте 2-3 капли воды. Отметьте изменение цвета раствора.

К полученному раствору добавьте еще 3-5 капель насыщенного раствора KCNS до изменения окраски.

И еще раз добавьте 10-15 капель воды.

На основании наблюдаемого изменения окраски раствора сделать вывод о смещении равновесия в каждом случае.

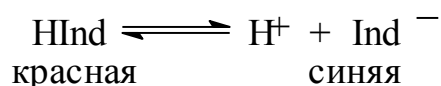
Лабораторная работа № 3

ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ. ИНДИКАТОРЫ

Цель работы: знакомство с наиболее распространенными индикаторами. Опытное определение величины pH растворов.

Реакцию среды, т.е. величину pH, определяют чаще всего либо с помощью индикаторов, либо на приборе, который называется pH-метром.

Индикаторы. Реакцию среды можно качественно установить индикатором. Индикаторами называют реактивы, изменяющие свою окраску в зависимости от концентрации ионов водорода. Они представляют собой слабые органические кислоты или основания, у которых молекула и ионы имеют различную окраску. Например, лакмус: его молекула имеет красную окраску, а ионы – синюю.



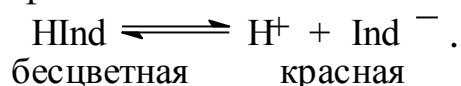
В нейтральной среде, например в воде, присутствуют молекулы и анионы, и цвет лакмуса будет смешанный – фиолетовый.

При добавлении кислоты равновесие смещается влево, так как добавленные ионы водорода свяжут анионы в недиссоциированные молекулы, и раствор окрасится в красный цвет.

При добавлении щелочи гидроксильные группы будут связывать ионы водорода, равновесие сместится вправо и раствор окрасится в синий цвет.

Изменение окраски других индикаторов объясняется аналогично.

Например, фенолфталеин:



У каждого индикатора есть область перехода, на протяжении которой идет изменение цвета. У лакмуса область перехода – от рН=5 до рН=8, у фенолфталеина – от рН=8 до рН=10 и т.д.

Простейшим способом определения реакции среды является испытание раствора индикатором. Вместо раствора индикатора можно брать индикаторную бумагу и наносить на нее капли исследуемого раствора.

Часто в практике пользуются не отдельным индикатором, а смесью нескольких индикаторов, которая носит название «Универсальный индикатор». Универсальный индикатор меняет окраску в интервале рН от 2 до 10. Каждое значение рН имеет свою окраску.

Опыт 1. Окраска индикаторов в кислой и щелочной средах

Необходимое оборудование и реактивы:

- 1) штатив с пробирками;
- 2) раствор соляной кислоты (HCl);
- 3) раствор гидроксида натрия (NaOH);
- 4) раствор метилоранжа;
- 5) раствор фенолфталеина;
- 6) раствор лакмуса.

Выполнение опыта. Взять шесть пробирок. В три из них налить по 10 капель 2н раствора соляной кислоты (HCl). В три другие – по 10 капель 2н раствора гидроксида натрия (NaOH). Пробирки разместить в штативе, чередуя пробирку с кислотой и пробирку с раствором щелочи. Затем в пробирки добавить индикаторы:

в первые две – по капле метилоранжа,
во вторые две – по капле фенолфталеина
и в последние две – по одной капле лакмуса.

Наблюдаемую окраску индикаторов занести в табл. 4.

Таблица 4

Индикатор	СРЕДА		
	нейтральная	кислая	щелочная
1. Метилоранж			
2. Фенолфталеин			
3. Лакмус			

Для точного определения рН растворов в настоящее время используют стрелочные и цифровые рН-метры и иономеры.

Лабораторная работа №4 ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Гидролизом называют реакции взаимодействия ионов соли с водой, сопровождающиеся, как правило, изменением рН растворов. Причиной гидролиза служит образование в растворах ионов или молекул, обладающих малой степенью диссоциации, а также малой растворимостью, либо газообразных продуктов. Степень гидролиза зависит от природы соли, концентрации и температуры раствора.

Цель работы: изучение реакций гидролиза в растворах различных солей и факторов, влияющих на степень гидролиза

Опыт 1. Реакция среды в растворах различных солей

Взять 4 пробирки, налить в них на 1/3 объема дистиллированной воды и внести в каждую пробирку 1 каплю раствора лакмуса.

Одну пробирку оставить в качестве контрольной, а в другие внести по 3-4 капли растворов солей в соответствии с вариантом, указанным преподавателем.

Таблица 5

Варианты индивидуальных заданий для опыта 1

№ варианта	СОЛИ		
	1 пробирка	2 пробирка	3 пробирка
1	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ (1 г/л)	Na_3PO_4 (10%)	KCl (10 %)
2	AlCl_3 (10 %)	Na_2S (0,5 н)	KNO_3 (0,5 н)
3	FeCl_3 (разб.)	Na_2SiO_3	K_2SO_4 (0,5 н)
4	SbCl_3	Na_2CO_3 (0,5 н)	NaBr (0,5 н)
5	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (0,5 н)	CH_3COONa (10 %)	KI (0,5 н)
6	CuSO_4 (10 %)	KNO_2 (конц.)	Na_2SO_4 (0,5 н)

Окончание табл. 5

7	FeCl_3 (разб.)	Na_2SO_3 (р-р)	BaCl_2 (0,5 н)
8	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ (10 %)	Na_2S (0,5 н)	K_2SO_4 (0,5 н)

Растворы перемешать. По изменению окраски лакмуса сделать вывод о реакции среды в растворе каждой соли.

Результаты опыта свести в табл. 6.

Таблица 6

№ п/п	Формула соли	Окраска лакмуса	Реакция среды	рН раствора (рН<7, рН>7, рН=7)

Какие из исследуемых солей подвергаются гидролизу?

Написать ионные и молекулярные уравнения реакций гидролиза солей. В случае ступенчатого гидролиза написать гидролиз по ступеням, исключая последнюю, потому что практически в достаточно концентрированных растворах последние ступени гидролиза протекают очень слабо.

Опыт 2. Совместный гидролиз двух солей

В пробирку внести 3-4 капли растворов солей указанной концентрации в соответствии с вашим вариантом.

Варианты индивидуальных заданий для опыта 2 представлены в табл.7.

Таблица 7

№ варианта	Соли	
1	FeCl_3 (конц.)	Na_2CO_3 (0,5 н)
2	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ (0,5 н)	Na_2CO_3 (0,5 н)
3	AlCl_3 (10 %)	Na_2CO_3 (0,5н)
4	AlCl_3 (10%)	Na_2S (0,5 н)
5	NH_4Cl (10%)	Na_2SiO_3 (конц.)
6	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (0,5 н)	Na_2SO_3 (10%)
7	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ (0,5%)	Na_2S (0,5 н)
8	$\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ (конц.)	Na_2SiO_3 (конц.)

Обратить внимание на выделение газа (вариант 1,2,3 – CO_2 , вариант 4,7 – H_2S , вариант 5 – NH_3 , вариант 6 – SO_2) и образование осадков гидроксидов.

Написать реакцию совместного гидролиза в молекулярном и в ионно-молекулярном виде.

Опыт 3. Влияние различных факторов на степень гидролиза

а) Влияние силы кислоты, образующей соль, на степень гидролиза.

В две пробирки до 1/3 их объема налить дистиллированной воды. В одну пробирку внести один микрошпатель кристалликов сульфита натрия (Na_2SO_3), а в другую столько же кристалликов карбоната натрия (Na_2CO_3). В обе пробирки добавить по 2 капли фенолфталеина. Обратить внимание на интенсивность окраски индикатора. В растворе какой соли интенсивность окраски больше?

Написать ионные и ионно-молекулярные уравнения реакций гидролиза.

Сделать вывод о силе сернистой и угольной кислот.

б) Влияние температуры на степень гидролиза.

Налить в пробирку на 1/3 ее объема дистиллированной воды. Внести в нее 2 микрошпателя ацетата натрия (CH_3COONa) и одну каплю фенолфталеина. Нагреть пробирку с раствором и наблюдать за изменением окраски.

Написать ионные и молекулярные уравнения реакции гидролиза соли.

Сделать вывод о влиянии температуры на степень гидролиза.

в) Влияние разбавления раствора на гидролиз соли

В сухую пробирку внести 1-2 капли раствора нитрата висмута и осторожно, по каплям добавить воды до появления белого осадка $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$. К образовавшемуся осадку добавить осторожно, по каплям, HNO_3 до его исчезновения. Добавить воду до повторного выпадения осадка.

Написать ионные и молекулярные уравнения гидролиза $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ по первой и второй ступеням.

Объяснить причину появления осадка и его исчезновения при добавлении в первом случае воды и во втором случае кислоты.

Сделать общий вывод о влиянии разбавления раствора на степень гидролиза.

Лабораторная работа №5 **КОЛЛОИДНЫЕ РАСТВОРЫ**

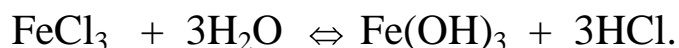
Цель работы: знакомство с методикой получения зольей, изучение их свойств и способов коагуляции.

ПОЛУЧЕНИЕ ЗОЛЕЙ

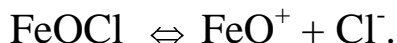
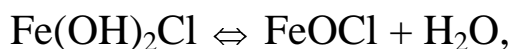
Опыт 1. Получение коллоидного раствора гидроксида железа

Отмерить цилиндром 20 мл дистиллированной воды и внести в стакан емкостью 50 мл. Довести воду до кипения. Снять стакан с огня и добавить при постоянном помешивании 30 капель концентрированного раствора FeCl_3 .

Полученный раствор прокипятить в течение 1-2 минут. Зафиксировать в лабораторном журнале цвет образовавшегося гидроксида железа. При кипении протекает до конца реакция гидролиза железа (III):



Кроме этого возможны реакции:



Записать формулу мицеллы, агрегат которой состоит из молекул гидроксида железа и адсорбирует ионы FeO^+ . Золь сохранить для последующих опытов.

Опыт 2. Получение золя иодида серебра

В две пробирки внести по 5 мл дистиллированной воды (половина объема пробирки). В одну пробирку внести 1 каплю 0,1н раствора AgNO_3 , в другую – 1 каплю 0,5н раствора KI . Смешать содер-

жимое пробирок. Наблюдать образование золя AgI в избытке KI . Написать формулу мицеллы.

Опыт 3. Получение золя берлинской лазури

Внести в пробирку 4 капли разбавленного раствора FeCl_3 и добавить 5 мл дистиллированной воды (половина объема пробирки). При перемешивании добавить одну каплю раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Образуется золь берлинской лазури. Написать формулу мицеллы золя в избытке $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Опыт 4. Получение золя $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

Внести в стакан 1 каплю раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, прилить 30 мл дистиллированной воды и при перемешивании добавить 1 каплю 10% раствора CuSO_4 . Наблюдать образование красно-бурого золя $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Написать формулу мицеллы золя в избытке CuSO_4 .

Золь сохранить для последующих опытов.

Опыт 5. Получение золя $\text{Co}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

В пробирку внести 1 каплю насыщенного раствора $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ и добавить к нему при перемешивании 3 мл дистиллированной воды. Перенести в другую пробирку 7 капель полученного раствора и добавить туда 2 капли раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Наблюдать образование золя $\text{Co}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ светло-зеленого цвета. Записать формулу мицеллы золя в избытке нитрата кобальта.

Опыт 6. Получение золя $\text{Ag}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

Внести в пробирку 1 каплю раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, добавить 5 мл дистиллированной воды (примерно половина объема пробирки) и 8 капель 0,01н раствора AgNO_3 . Наблюдать образование слабо-опалесцирующего коллоидного раствора $\text{Ag}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, полученного в избытке $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Написать формулу мицеллы золя.

Опыт 7. Получение золя бромида серебра

Внести в пробирку 1 каплю 10%-ного раствора бромида калия KBr , добавить при перемешивании 15 капель дистиллированной воды и 1 каплю 0,01н раствора AgNO_3 . Наблюдать образование опалесцирующего золя AgBr в избытке KBr . Написать формулу мицеллы.

Опыт 8. Получение золя сульфида меди

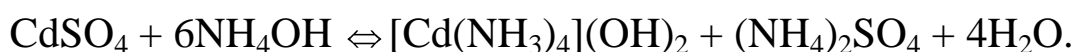
Налить в пробирку до половины ее объема дистиллированную воду. Внести 10 капель сероводородной воды, перемешать, добавить 1 каплю раствора сульфата меди и вновь перемешать. Наблюдать образование бурого золя сульфида меди. Записать формулу мицеллы золя в избытке сероводорода, учитывая, что на поверхности агрегата адсорбируются ионы HS^- , полученные при диссоциации H_2S .

Опыт 9. Получение золя хлорида серебра

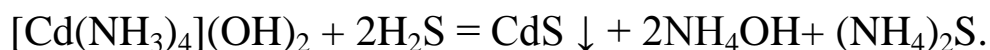
Внести в пробирку 1 каплю 10% хлорида натрия и 3,5 мл дистиллированной воды. Затем при постоянном перемешивании добавить 20 капель 0,01 н раствора AgNO_3 . Наблюдать образование золя AgCl . Записать формулу мицеллы золя в избытке хлорида натрия.

Опыт 10. Получение золя сульфида кадмия

Внести в пробирку 1 каплю 10% раствора сульфата кадмия и 2 мл дистиллированной воды. Добавить по каплям концентрированный раствор NH_4OH до растворения образовавшегося вначале осадка. При этом протекает реакция:



К получившемуся раствору комплексного основания при постоянном перемешивании добавлять сероводородную воду до образования золя CdS зеленовато-желтого цвета:



Записать формулу мицеллы золя CdS .

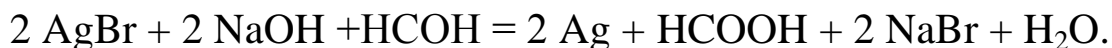
Опыт 11. Получение золя $\text{Co}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$

Внести в пробирку 1 каплю насыщенного раствора $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, 1 мл 0,5 н раствора $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и 9 мл дистиллированной воды. Прилить раствор нитрата кобальта небольшими порциями при постоянном помешивании к раствору $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Наблюдать образование золя красно-коричневого цвета. Записать формулу мицеллы золя $\text{Co}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$, полученного в избытке $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Опыт 12. Поучение золя металлического серебра

Внести в пробирку 3 капли 10% раствора KBr и разбавить до 5 мл дистиллированной водой. Затем добавить 2 мл 0,01н раствора

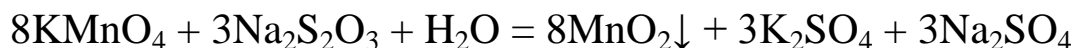
AgNO₃. Наблюдать образование золя AgBr, полученного при избытке нитрата серебра. К полученному золю добавить 10 капель раствора формалина и 20 капель 0,1н раствора NaOH. Наблюдать образование темно-серого золя металлического серебра, полученного по реакции:



Написать формулу мицеллы золя металлического серебра, полученного в избытке AgNO₃.

Опыт 13. Получение золя диоксида марганца

Отмерить с помощью цилиндра и внести в стаканчик 10 мл 0,15% раствора KMnO₄. В пробирке смешать 1 каплю 1н раствора Na₂S₂O₃ и 3 мл дистиллированной воды. Половину этого раствора медленно при постоянном помешивании влить в стаканчик с раствором перманганата калия. При этом происходит реакция:



и наблюдается образование золя MnO₂ цвета спелой вишни. Записать формулу мицеллы этого золя в избытке KMnO₄.

Опыт 14. Приготовление золя Pb₂[Fe(CN)₆]

Внести в стаканчик 7 капель 0,5н раствора K₄[Fe(CN)₆] и 15 капель дистиллированной воды (отмерить с помощью цилиндра). В пробирке смешать 2 капли 10% раствора Pb(NO₃)₂ и 2 мл дистиллированной воды (отмерить с помощью цилиндра). При постоянном перемешивании влить раствор из пробирки в стаканчик с раствором K₄[Fe(CN)₆]. Наблюдать образование зеленовато-белой мути золя Pb₂[Fe(CN)₆]. Записать формулу мицеллы золя в избытке K₄[Fe(CN)₆].

КОАГУЛЯЦИЯ ЗОЛЕЙ

Опыт 15. Коагуляция золя гидроксида железа под действием электролита

Золь гидроксида железа, полученный в первом опыте, разлейте поровну в 4 пробирки.

Одну из пробирок оставьте для опыта 17. В остальные пробирки добавьте: в первую – 1-2 капли 0,5н раствора хлорида натрия; во

вторую – 1-2 капли 1н раствора сульфата натрия; в третью – насыщенный раствор хлорида натрия до появления мути.

Все наблюдения запишите.

Почему золь гидроксида железа мутнеет при добавлении электролитов? Указать ионы, которые вызывают коагуляцию. Какой из этих ионов проявил большую способность и почему?

Опыт 16. Коагуляция золя $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

В раствор золя $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, полученного в опыте 4, добавить 2 капли 0,5н раствора Na_2SO_4 и наблюдать коагуляцию золя. Какой из ионов сульфата натрия вызывает коагуляцию?

Опыт 17. Взаимная коагуляция зольей

Приготовьте золь сульфида меди следующим образом: в пробирку на 1/2 ее объема налейте дистиллированной воды, внесите в нее 10 капель сероводородной воды и 1 каплю раствора сульфата меди. Содержимое пробирки перемешайте.

Напишите уравнение реакции образования мицеллы сульфида меди, учитывая, что на поверхности агрегата адсорбируются ионы HS^- , полученные в результате диссоциации сероводорода.

Полученный коллоидный раствор разлейте в две пробирки.

В одну из пробирок добавьте такой же объем золя гидроксида железа, полученный в опыте 1 или 15. Наблюдайте образование осадка – продукта взаимной коагуляции зольей.

Объясните, почему произошла коагуляция.

Вторую пробирку оставьте для опыта 18.

Опыт 18. Коагуляция при нагревании

Пробирку с коллоидным раствором сульфида меди, полученным в опыте 8 или 18, опустить в нагретую до кипения воду. Через 2-3 минуты наблюдайте образование осадка сульфида меди.

Объясните, почему нагревание способствует коагуляции коллоидного раствора.

Опыт 19. Получение золя и геля кремниевой кислоты

Внести в одну пробирку 3 капли концентрированной соляной кислоты, в другую – 3 капли раствора Na_2SiO_3 . Добавить в обе пробирки по семь капель дистиллированной воды. Пробирки встряхнуть. При постоянном перемешивании влить по каплям полученный

раствор HCl в пробирку с Na_2SiO_3 . Наблюдать образование золя кремниевой кислоты.

Записать формулу мицеллы золя H_2SiO_3 в избытке HCl .

Содержимое пробирки нагреть и наблюдать образование студенистого осадка геля кремниевой кислоты.

ЗАЩИТА КОЛЛОИДА

Защита лиофобных зелей от коагуляции достигается добавлением лиофобных коллоидов, которые обволакивают частицы лиофобного золя и препятствуют проникновению ионов.

Опыт 20. Защита лиофобного коллоида

В две пробирки до половины их объема налейте 0,001н раствор нитрата серебра и внесите по одной капле 2н раствора азотной кислоты. В первую добавьте 10 капель 0,5% раствора желатина, а в другую пробирку – 10 капель дистиллированной воды. Растворы перемешайте стеклянной палочкой. В обе пробирки добавьте по 1 капле 0,1н раствора хлорида натрия и содержимое взболтайте.

Запишите наблюдения и объясните, почему в растворе, к которому был добавлен желатин, наблюдается не помутнение раствора, а лишь слабая опалесценция. Запишите формулу мицеллы золя хлорида серебра.

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЗНАКА ЗАРЯДА ГРАНУЛ

Некоторые вещества (целлюлоза, стекло и др.) при погружении в воду заряжаются отрицательно.

Если опустить полоску фильтровальной бумаги в воду, вода поднимается по капиллярам бумаги вверх за счет сил поверхностного натяжения. Если в воде находятся заряженные коллоидные частицы, то их подъем с водой возможен только в том случае, когда они заряжены отрицательно и не притягиваются к стенкам капилляров.

В случае положительно заряженных частиц они оседают у нижней части стенок капилляров.

Заряд окрашенных коллоидных частиц может быть обнаружен по высоте окраски выступающей из раствора части фильтровальной бумаги.

Например, прямой бордо, частицы которого имеют отрицательный заряд, поднимаются по бумаге вверх. Частицы метиленового голубого имеют положительный заряд и осаждаются вблизи от места погружения бумаги в раствор.

Опыт 21. Определение заряда гранул золь различных красителей

В 4 маленьких стаканчика наливают:

в первый – прямой бордо,

во второй – лакмус,

в третий – метиленовый голубой,

в четвертый – фуксин.

В каждый раствор опускается полоска фильтровальной бумаги так, чтобы она не касалась стенки стакана.

Через 10-15 минут отмечается высота поднятия красителя и делается вывод о знаке его заряда.

Опыт 22. Анализ смеси красителей

На полоску фильтровальной бумаги наносится капля смеси растворов двух красителей: прямого бордо и метиленового голубого. Капля растекается, образуя концентрические слои, окрашенные в разные цвета в соответствии с окраской составляющих красителей. Наблюдения производятся сразу после растекания красителей (по влажной хроматограмме).

Объясните последовательность расположения различно окрашенных слоев.

Варианты индивидуальных заданий представлены в табл.8.

Таблица 8

Вариант	Номера опытов
1	1, 2, 10, 15, 16
2	1, 3, 11, 15, 17
3	1, 4, 12, 15, 22
4	1, 5, 13, 15, 19
5	1, 6, 14, 15, 20
6	1, 7, 12, 15, 21
7	1, 8, 13, 15, 18
8	1, 9, 14, 15, 22

Лабораторная работа № 6

КАЧЕСТВЕННЫЙ И КОЛИЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ

Цель работы: знакомство с основами качественного анализа и с принципами проведения количественного анализа

Опыт 1. Пламеннофотометрический анализ катионов щелочных и щелочно-земельных металлов

Подготовка опыта. Нихромовую проволоку смочить концентрированной соляной кислотой. Ввести ее в окислительную часть пламени, в точку, соответствующую максимальной температуре (находится в середине расстояния между внешней и внутренней границами конуса пламени).

Если окраска пламени при этом не изменится, то проволоку можно применять для проведения испытания. Если пламя окрашивается, то проволоку опять обработать соляной кислотой и прокалить до исчезновения окраски пламени.

Проведение опыта. Ввести в пламя проволоку с кристалликом исследуемого вещества и наблюдать окрашивание пламени. Подготовку проволоки проводить каждый раз, как указано выше.

Результаты наблюдений занести в табл. 9.

Таблица 9

№	Катион	Окраска пламени
1	Калий	
2	Натрий	
3	Литий	
4	Барий	
5	Кальций	
6	Стронций	

Сделать вывод.

Опыт 2. Качественные реакции в растворах

а) В 5 пробирок внести по 5-6 капель растворов растворимых солей кадмия, свинца, марганца, висмута и сурьмы. Добавить во все пробирки по 2-3 капли раствора сульфида натрия Na_2S .

Наблюдать изменение цвета растворов или цвет выпавших осадков.

Результаты наблюдений занести в табл. 10.

Таблица 10

№	Катион	Окраска сульфида

Сделать вывод.

б) В 5 пробирок внести по 5-6 капель растворов NiSO_4 , FeCl_3 , CdSO_4 , MnSO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Добавить во все пробирки 2-3 капли 2н раствора гидроксида натрия NaOH .

Результаты наблюдений занести в табл. 11.

Таблица 11

№	Катион	Окраска гидроксида

Сделать вывод.

в) На полоску фильтровальной бумаги поместить капли растворов солей меди, никеля, кобальта. Полоски осторожно высушить и смочить каждую каплей спиртового раствора рубеоноводородной кислоты $\text{H}_4\text{C}_2\text{N}_2\text{S}_2$.

Отметить окрашивание в каждом случае.

Результаты занести в табл. 12.

Таблица 12

№	Катион	Окраска раствора

Сделать вывод.

Опыт 3. Качественный анализ неизвестного вещества

Подготовка опыта. Получить у преподавателя пробирку с раствором неизвестного сульфата или хлорида. Цель работы – определить неизвестное вещество.

Проведение опыта. Содержимое пробирки разделить на пять примерно равных частей.

Три пробирки использовать для обнаружения неизвестного катиона в соответствии с навыками, полученными в опыте 2.

В две пробирки, используемые для обнаружения анионов, добавить растворы нитрата серебра и хлорида бария.

Написать уравнения наблюдаемых реакций.

Сделать вывод.

Опыт 4. Количественное определение содержания щелочи в растворе

Одним из самых распространенных методов количественного определения содержания веществ в исследуемом образце является **титрование**.

Этот метод основан на определении содержания неизвестного количества вещества путем сравнения с соответствующим известным количеством реагента.

Например, для определения количества щелочи NaOH в растворе необходимо провести реакцию нейтрализации щелочи эквивалентным количеством кислоты. Тогда согласно закону эквивалентов для растворов

$$V_k \cdot C_k = V_{щ} \cdot C_{щ} ,$$

зная концентрацию кислоты и ее объем, можно определить неизвестную концентрацию щелочи:

$$C_{щ} = \frac{V_k \cdot C_k}{V_{щ}} ,$$

где V_k – объем кислоты, пошедшей на титрование, мл;

C_k – нормальная концентрация раствора кислоты;

$V_{щ}$ – объем щелочи, взятой для анализа мл;

$C_{щ}$ – нормальная концентрация раствора щелочи.

Проведение опыта. У преподавателя или лаборанта необходимо получить две пробы по 20 мл раствора гидроксида натрия неизвестной концентрации. Чистую бюретку заполнить раствором соляной кислоты точно известной концентрации. Несколько миллилитров этого раствора необходимо пропустить через шарик бюретки. При этом необходимо следить, чтобы не образовался воздушный пузырь в носике бюретки. Затем надо установить мениск жидкости в бюретке точно на верхней ее отметке.

К анализируемому раствору щелочи добавить 10-20 мл дистиллированной воды и 3-4 капли раствора фенолфталеина, который будет служить индикатором для определения так называемой точки эквивалентности, т.е. объема соляной кислоты, пошедшей на титрование раствора щелочи. При этом раствор окрасится в малиновый цвет.

Для определения точки эквивалентности необходимо найти объем кислоты, пошедшей на реакцию с взятым раствором щелочи, т.е. объем кислоты, в результате добавления которой окраска раствора изменится от малиновой до бесцветной.

При титровании первой пробы можно добавлять раствор кислоты достаточно быстро, при этом осторожно покачивая колбой с раствором щелочи для равномерного перемешивания реагирующих растворов.

После того как раствор обесцветился, надо отметить по бюретке объем раствора кислоты, затраченной на титрование.

При титровании второй пробы можно добавлять раствор кислоты достаточно быстро, следя за тем, чтобы добавить этот раствор в количестве на 1,5-2 мл меньше, чем объем раствора, пошедшего на титрование первой пробы. Затем необходимо переходить к осторожному (по 1 капле) добавлению кислоты к пробе с интенсивным перемешиванием раствора в колбе. Таким образом, можно определить точный объем кислоты, пошедшей на титрование анализируемого раствора щелочи, и по приведенной выше формуле рассчитать неизвестную концентрацию щелочи.

Полученные экспериментальные данные и проведенные расчеты представить в отчете.

Лабораторная работа №7

КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Комплексные соединения находят широкое практическое применение в текстильной промышленности, прежде всего при крашении и отделке волокнистых материалов, например при крашении шерсти кислотными красителями. Они обладают особыми свойствами, отличающими их от обычных простых и сложных соединений.

Цель работы: получение комплексных соединений и исследование их свойств в сравнении со свойствами обычных соединений.

Для выполнения работы следует получить индивидуальные задания у преподавателя.

Задание 1

Опыт 1. Получение соединения с комплексным анионом

Получить в пробирке осадок иодида свинца путем смешивания одной капли раствора нитрата свинца $Pb(NO_3)_2$ (10%) с одной каплей йодида кадмия KI (0,5 н). К осадку прибавить *насыщенный* раствор иодида калия до полного растворения осадка. Отметить цвет полученного раствора.

Написать в молекулярной и ионной формах уравнения реакций образования осадка иодида свинца и растворения его с образованием комплексной соли, если координационное число свинца равно четырем.

Напишите выражение константы нестойкости для полученного комплексного соединения.

Опыт 2. Получение соединения с комплексным катионом

а) В пробирку налить 5-6 капель раствора сульфата меди $CuSO_4$ (10%) и добавить 25%-ный раствор аммиака NH_4OH до полного растворения выпадающего осадка. Отметить цвет полученного раствора. Раствор сохранить для последующих опытов 2б и 3.

Написать в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнение реакции взаимодействия сульфата меди с раствором гидроксида аммония с образованием комплексной соли, если координационное число меди равно 4.

Напишите выражение константы нестойкости для полученного соединения.

б) В пробирку внести 4-5 капель раствора соли меди и прибавить такой же объем раствора оксалата аммония $(NH_4)_2C_2O_4$ (0,5 н).

В другой пробирке испытать действие оксалата аммония на полученный в п.2а раствор комплексной соли меди.

В какой из пробирок выпал осадок и почему? Написать уравнение реакции образования оксалата меди.

Опыт 3. Комплексные соединения в реакциях обмена

К раствору комплексного соединения меди, полученного в пункте 2а, прибавить несколько капель раствора хлорида бария $BaCl_2$. Отметить цвет образовавшегося осадка, написать уравнения реакции в ионной и молекулярной форме.

Опыт 4. Сравнение прочности комплексных ионов и двойных солей

а) В пробирку, наполненную на 1/3 дистиллированной водой, внести микрошпатель соли Мора $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$. Содержимое пробирки перемешать и разлить в три пробирки.

В первую пробирку добавить 3-4 капли раствора сульфида натрия и наблюдать выпадение осадка сульфида железа (II). Отметить цвет осадка, написать ионное уравнение его образования.

Во вторую пробирку добавить 3-4 капли раствора хлорида бария (1 н) и наблюдать выпадение осадка сульфата бария. Отметить цвет осадка, написать ионное уравнение его образования.

В третью пробирку внести 7-8 капель 2н раствора гидроксида натрия, нагреть содержимое до кипения и подержать над отверстием пробирки красную лакмусовую бумажку, смоченную водой. По изменению окраски лакмуса и по запаху определить, какой газ выделяется из пробирки. Написать ионное уравнение реакции его образования.

На присутствие каких ионов в растворе двойной соли указывают эти реакции?

Учитывая результаты опыта, написать уравнение электролитической диссоциации двойной соли.

б) В пробирку внести несколько капель раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и прибавить такой же объем раствора сульфида натрия Na_2S . Почему нет осадка сульфида железа (сравнить с опытом 4а)?

Задание 2

Опыт 1. Получение соединения с комплексным анионом

В пробирку внести по 2 капли раствора сульфата меди CuSO_4 (10%) и иодида калия KI (0,5 н). Отметить образование осадка и окрашивание содержимого пробирки в желтый цвет.

Написать реакцию восстановления двухвалентной меди до йодида меди (I) с образованием йода.

В пробирку с осадком йодида меди (I) прибавить несколько капель раствора тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (1 н). Наблюдать полное растворение осадка, происходящее вследствие образования хорошо растворимого комплексного соединения.

Написать в ионной и молекулярной форме реакцию образования комплексной соли, если координационное число меди (I) равно двум.

Напишите выражение константы нестойкости для полученного комплексного соединения.

Опыт 2. Получение соединения с комплексным катионом

а) В пробирку внести 2-3 капли раствора нитрата серебра AgNO_3 (0,001 н) и такой же объем хлорида натрия NaCl (0,5н).

Написать молекулярное и ионное уравнение протекающей реакции обмена.

К выпавшему осадку хлорида серебра добавить 25%-ный раствор аммиака до полного растворения осадка. Раствор сохранить для опыта 2б.

Зная, что координационное число серебра равно двум, написать уравнение реакции взаимодействия хлорида серебра с аммиаком и уравнение электролитической диссоциации комплексной соли.

Напишите выражение константы нестойкости для полученного комплексного соединения.

б) В одну пробирку поместите несколько капель полученного в п.2а раствора комплексной соли цинка, в другую – 2-3 капли раствора хлорида цинка ZnCl_2 .

В каждую пробирку добавьте 2-3 капли раствора карбоната натрия Na_2CO_3 . В какой из пробирок образуется осадок?

Напишите в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения протекающей реакции.

Почему не образуется осадок в другой пробирке?

Опыт 3. Комплексные соединения в реакциях обмена

В пробирку внести 4-5 капель раствора сульфата меди CuSO_4 (10%) и добавить такой же объем раствора ферроцианида калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Отметить цвет образовавшегося осадка ферроцианида меди. Написать молекулярное и ионное уравнения реакции.

Опыт 4. Сравнение прочности комплексных ионов и двойных солей

а) Пробирку наполнить на 1/3 дистиллированной водой и внести в нее микрошпатель соли $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$. Содержимое пробирки перемешать и разлить в три пробирки.

В первую пробирку добавить 3-4 капли насыщенного раствора роданида калия KCNS и наблюдать изменение окраски раствора. Написать ионное уравнение образования роданида железа (III) $\text{Fe}(\text{CNS})_3$.

Во вторую пробирку добавить 3-4 капли раствора хлорида бария и наблюдать выпадение осадка сульфата бария. Отметить цвет осадка, написать ионное уравнение его образования.

В третью пробирку внести 7-8 капель 2н раствора гидроксида натрия, нагреть содержимое до кипения и подержать над отверстием пробирки красную лакмусовую бумажку, смоченную водой. По изменению окраски лакмуса и по запаху определить, какой газ выделяется из пробирки. Написать ионное уравнение реакции его образования.

Учитывая результаты опыта, написать уравнение электролитической диссоциации двойной соли.

б) В пробирку внести несколько капель 0,5 н раствора $K_3[Fe(CN)_6]$ и прибавить такой же объем насыщенного раствора роданида калия.

Почему нет красного окрашивания раствора (сравнить с опытом 4а)

Задание 3

Опыт 1. Получение соединения с комплексным анионом

Поместить в пробирку 2 капли *насыщенного* раствора соли кобальта $Co(NO_3)_2$ и добавить 5-6 капель *насыщенного* раствора роданида калия $KCNS$. Наблюдать за изменением окраски раствора.

Написать в молекулярной и ионной форме уравнение реакции образования комплексного соединения, если координационное число кобальта равно четырем.

Написать выражение константы нестойкости полученного комплексного соединения.

Опыт 2. Получение соединения с комплексным катионом

а) Поместить в пробирку одну каплю раствора соли цинка $ZnCl_2$ (10%) и добавить 2 капли раствора ортофосфата натрия Na_3PO_4 .

Осадок какого вещества образовался в протекающей реакции *обмена*? Написать в молекулярной и ионной форме уравнение протекающей реакции.

К полученному осадку добавлять по каплям 25%-ный раствор гидроксида аммония NH_4OH до растворения осадка. Раствор сохранить для опыта 2б.

Написать в молекулярной и ионной форме уравнение протекающей реакции комплексообразования, если координационное число цинка равно 4.

б) В одну пробирку поместите несколько капель полученного в п.2а раствора комплексной соли цинка, в другую – 2-3 капли раствора хлорида цинка $ZnCl_2$.

В каждую пробирку добавьте 2-3 капли раствора карбоната натрия Na_2CO_3 . В какой из пробирок образуется осадок?

Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения протекающей реакции обмена. Почему не образуется осадок в другой пробирке?

Опыт 3. Комплексные соединения в реакциях обмена

В пробирку внести 4-5 капель раствора сульфата никеля $NiSO_4$ и добавить такой же объем раствора гексацианоферрата калия $K_4[Fe(CN)_6]$.

Отметьте цвет образовавшегося осадка. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции.

Опыт 4. Сравнение прочности комплексных ионов и двойных солей

а) Пробирку наполнить на 1/3 дистиллированной водой и внести в нее микрошпатель соли $NH_4Fe(SO_4)_2$. Содержимое пробирки перемешать и разлить в три пробирки.

В первую пробирку добавить 3-4 капли насыщенного раствора роданида калия $KCNS$ и наблюдать изменение окраски раствора. Написать ионное уравнение образования роданида железа (III) $Fe(CNS)_3$.

Во вторую пробирку добавить 3-4 капли раствора хлорида бария и наблюдать выпадение осадка сульфата бария. Отметить цвет осадка, написать ионное уравнение его образования.

В третью пробирку внести 7-8 капель 2н раствора гидроксида натрия, нагреть содержимое до кипения и подержать над отверстием пробирки красную лакмусовую бумажку, смоченную водой. По изменению окраски лакмуса и по запаху определить, какой газ выделяется из пробирки. Написать ионное уравнение реакции его образования.

Учитывая результаты опыта, написать уравнение электролитической диссоциации двойной соли.

б) В пробирку внести несколько капель 0,5 н раствора $K_3[Fe(CN)_6]$ и прибавить такой же объем насыщенного раствора роданида калия.

Почему нет красного окрашивания раствора (сравнить с опытом 4а)?

Задание 4

Опыт 1. Получение соединения с комплексным анионом

В пробирку влить 3-4 капли раствора хлорида железа $FeCl_3$ и добавить одну каплю разбавленного роданида калия; наблюдать изменение окраски.

Написать уравнение реакции образования роданида железа (III).

К полученному раствору добавить один микрошпатель фторида натрия NaF . Наблюдать изменение окраски за счет образования бесцветного комплексного иона.

Написать уравнения соответствующих реакций в молекулярной и ионной формах, если координационное число железа равно 6.

Напишите выражение константы нестойкости для полученного комплексного соединения.

Опыт 2. Получение соединения с комплексным катионом

а) Получить осадок гидроксида никеля (II), внося в пробирку 3-4 капли раствора сульфата никеля (II) $NiSO_4$ и такой же объем 2 н раствора гидроксида натрия $NaOH$.

Написать молекулярное и ионное уравнения реакции образования гидроксида никеля (II).

К осадку добавить 5-6 капель 25% раствора аммиака до растворения осадка. Сравнить окраску ионов Ni^{2+} в растворе сульфата никеля с окраской полученного раствора.

Написать в молекулярной и ионно-молекулярной форме реакцию взаимодействия гидроксида никеля (II) с аммиаком, если координационное число никеля равно 6.

Напишите выражение константы нестойкости для полученного комплексного соединения.

б) В одну пробирку поместите несколько капель полученного в опыте 2а раствора комплексного основания никеля, в другую – 2-3 капли раствора сульфата никеля $NiSO_4$.

В каждую пробирку добавьте 2-3 капли раствора ортофосфата натрия Na_3PO_4 . В какой из пробирок образуется осадок?

Напишите в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнение протекающей реакции.

Почему не образуется осадок в другой пробирке?

Опыт 3. Комплексные соединения в реакциях обмена.

В пробирку внести 4-5 капель сульфата железа (II) (10%) и добавить такой же объем раствора гексацианоферрата(III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (0,5 н). Отметить цвет образовавшегося осадка гексацианоферрата(III) железа(II).

Написать молекулярное и ионное уравнения реакции.

Напишите выражение константы нестойкости для использованного комплексного соединения.

Опыт 4. Двойные соли

В пробирку, наполненную на 1/3 дистиллированной водой, внести микрошпатель соли $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$, перемешать содержимое и разлить на 2 пробирки.

В первую пробирку добавить несколько капель 2 н раствора гидроксида натрия NaOH , а во вторую пробирку – 5-6 капель хлорида бария BaCl_2 .

Написать ионные уравнения реакции образования гидроксида хрома (III) и сульфата бария и уравнение электролитической диссоциации исходной соли.

Задание 5

Опыт 1. Получение соединения с комплексным анионом

а) В пробирку внести 2-3 капли раствора нитрата серебра AgNO_3 и добавить несколько капель раствора хлорида натрия NaCl (0,5н).

Наблюдать выпадение осадка хлорида серебра. Написать молекулярное и ионное уравнения его образования.

К осадку добавить избыток раствора тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (1н) до полного растворения осадка хлорида серебра. Раствор оставить для опыта 1б.

Написать в молекулярной и ионной форме уравнение реакции взаимодействия хлорида серебра с избытком тиосульфата натрия с

образованием комплексного соединения серебра (координационное число серебра равно 2).

Написать выражение константы нестойкости для полученного комплексного соединения.

б) В одну пробирку поместите несколько капель полученного в опыте 1а раствора комплексной соли серебра, в другую – 2-3 капли раствора нитрата серебра AgNO_3 .

В каждую пробирку добавьте 2-3 капли раствора ортофосфата натрия Na_3PO_4 . В какой из пробирок образуется осадок?

Напишите в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнение протекающей реакции. Почему не образуется осадок в другой пробирке?

Опыт 2. Получение соединения с комплексным катионом

а) Поместить в пробирку одну каплю, соли CdSO_4 (10%) и добавить 2 капли 2н раствора гидроксида натрия.

Осадок какого вещества образовался? Написать в ионной и молекулярной форме уравнения процесса.

К полученному осадку приливать по каплям избыток раствора гидроксида аммония (25 %) до растворения осадка за счет образования комплексного соединения. Раствор сохранить для опыта 2б.

Написать уравнение реакции (координационное число кадмия равно четырем).

Написать выражение константы нестойкости для полученного комплексного соединения.

б) В одну пробирку поместите несколько капель полученного в опыте 2а раствора комплексного соединения кадмия, в другую – 2-3 капли раствора сульфата кадмия CdSO_4 .

В каждую пробирку добавьте 2-3 капли раствора карбоната натрия Na_2CO_3 . В какой из пробирок образуется осадок?

Напишите в молекулярной и ионной форме уравнение протекающей реакции.

Почему не образуется осадок карбоната кадмия в другой пробирке?

Опыт 3. Комплексные соединения в реакциях обмена

В пробирку внести несколько капель раствора хлорида железа (III) FeCl_3 и добавить такой же объем раствора гексациано-

феррата(II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$ (0,5н). Отметить цвет образовавшегося осадка гексацианоферрата(II) железа(III).

Написать молекулярное и ионное уравнения реакций.

Опыт 4. Двойные соли

В пробирку, наполненную на 1/3 дистиллированной водой, внести микрошпатель соли $NH_4Al(SO_4)_2$, перемешать содержимое и разлить на 2 пробирки.

В одну из пробирок добавить несколько капель хлорида бария $BaCl_2$ (1н). Наблюдать выпадение осадка.

Написать ионное уравнение реакции образования сульфата бария.

Во вторую пробирку внести 7-8 капель 2н раствора гидроксида натрия $NaOH$. Наблюдать образование осадка гидроксида алюминия.

Нагреть содержимое до кипения и подержать над отверстием пробирки красную лакмусовую бумажку, смоченную водой. По изменению окраски лакмуса и по запаху определить, какой газ выделяется из пробирки.

Написать ионное уравнение образования гидроксида аммония с последующим разложением его при нагревании.

Написать уравнение электролитической диссоциации двойной соли.

Задание 6

Опыт 1. Получение соединения с комплексным анионом

а) В пробирку внесите 2-3 капли раствора нитрата ртути(II) $Hg(NO_3)_2$ и 2-3 капли раствора йодида калия KI (0,5н).

К образовавшемуся осадку по каплям добавляйте *насыщенный* раствор йодида калия до полного растворения осадка.

Напишите в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения реакции образования осадка йодида ртути HgI_2 и последующей реакции комплексообразования, если в этой реакции координационное число ртути равно четырем.

Напишите выражение константы нестойкости полученного комплексного соединения.

Полученный раствор комплексного соединения сохранить для опытов 1б и 3.

б) В одну пробирку поместите несколько капель полученного в п.1а раствора комплексной соли ртути, в другую – 2-3 капли раствора нитрата ртути $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$.

В каждую пробирку добавьте 2-3 капли раствора гидроксида натрия NaOH .

В какой из пробирок образуется осадок?

Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения протекающей реакции, принимая во внимание, что образующийся гидроксид ртути сразу разлагается на оксид ртути HgO и воду.

Почему не образуется осадок в другой пробирке?

Опыт 2. Превращение комплексного катиона в комплексный анион

В две пробирки внести по 6-7 капель раствора соли кобальта (II) $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$. Одну пробирку оставить для сравнения. Во вторую пробирку добавлять по каплям концентрированный раствор соляной кислоты до изменения цвета раствора с розового на синий.

Исходная соль кобальта представляет собой аквакомплекс состава $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{NO}_3)_2$. Соляная кислота действует дегидратирующим образом на аквакомплекс кобальта. Молекулы воды в комплексном ионе постепенно заменяются на ионы хлора. Причем окраска меняется постепенно от розового до синего, проходя через красный, фиолетовый. То есть замена молекул воды в комплексном ионе на галоген-ион происходит ступенчато и приводит к образованию комплексной кислоты состава $\text{H}_4[\text{CoCl}_6]$.

Написать равновесную реакцию перехода одного комплексного соединения в другое.

Написать выражения констант нестойкости обоих комплексных соединений.

Опыт 3. Комплексные соединения в реакциях обмена

К раствору комплексного соединения ртути, полученному в опыте 1а, добавить две капли раствора нитрата серебра AgNO_3 (0,01н). Отметить цвет образовавшегося осадка $\text{Ag}_2[\text{HgI}_4]$.

Написать ионное и молекулярное уравнения реакции.

Опыт 4. Двойные соли

а) В пробирку, наполненную на 1/3 дистиллированной водой, внести микрошпатель соли Мора $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$. Содержимое пробирки перемешать и разлить в три пробирки.

В первую пробирку добавить 3-4 капли раствора сульфида натрия и наблюдать выпадение осадка сульфида железа (II). Отметить цвет осадка, написать ионное уравнение его образования.

Во вторую пробирку добавить 3-4 капли раствора хлорида бария (1н) и наблюдать выпадение осадка сульфата бария. Отметить цвет осадка, написать ионное уравнение его образования.

В третью пробирку добавить 7-8 капель 2 н раствора гидроксида натрия, нагреть содержимое до кипения и подержать над отверстием пробирки красную лакмусовую бумажку, смоченную водой. По изменению окраски лакмуса и по запаху определить, какой газ выделился из пробирки. Написать ионное уравнение его образования. На присутствие каких ионов в растворе двойной соли указывает эта реакция?

б) В пробирку внести несколько капель 0,5н раствора $K_4[Fe(CN)_6]$ и прибавить такой же объем раствора сульфида натрия Na_2S .

Почему нет осадка сульфида железа (сравнить с опытом 4а)?

Задание 7

Опыт 1. Получение соединения с комплексным анионом

а) В чистую пробирку внести 2-3 капли раствора нитрата ртути (II) $Hg(NO_3)_2$ и добавить насыщенный раствор роданида аммония NH_4CNS или калия $KCNS$ до полного растворения выпадающего в начале осадка роданида ртути. Полученный раствор сохранить для последующих опытов 1б и 3.

Написать в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения реакций образования роданида ртути, а также взаимодействия роданида ртути с избытком роданида аммония или калия, учитывая, что при этом образуется комплексная соль, в которой координационное число ртути равно 4.

Напишите выражение константы нестойкости для полученного комплексного соединения.

б) В одну пробирку поместите несколько капель полученного в п.1а раствора комплексной соли ртути, в другую – 2-3 капли раствора нитрата ртути $Hg(NO_3)_2$. В каждую пробирку добавьте 2-3 капли раствора гидроксида натрия $NaOH$. В какой из пробирок образуется осадок?

Напишите в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнение протекающей реакции, принимая во внимание, что образующийся гидроксид ртути сразу разлагается на оксид ртути HgO и воду.

Почему не образуется осадок в другой пробирке?

Опыт 2. Получение соединения с комплексным катионом

а) К 2-3 каплям 5% раствора нитрата кобальта (II) $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ прибавлять по каплям 25% раствор аммиака до выпадения осадка гидроксида кобальта (II) и его дальнейшего растворения вследствие образования комплексного соединения, в котором кобальт имеет координационное число, равное 6.

Полученный раствор сохранить для опытов 1б и 3.

Написать ионные и молекулярные уравнения реакции образования аммиакатного комплекса кобальта (II).

Написать выражение константы нестойкости для полученного комплексного соединения.

б) Испытать растворы нитрата кобальта и полученного комплексного соединения кобальта на присутствие ионов Co^{2+} .

Для этого в одну чистую пробирку поместите половину полученного в п.2а раствора комплексного соединения кобальта. В другую – 2-3 капли раствора нитрата кобальта $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$.

В каждую пробирку добавьте по 2 капли 2н раствора гидроксида натрия. Из какого раствора выпадает осадок гидроксида кобальта?

Написать ионное и молекулярное уравнения реакции его образования.

Почему в другой пробирке при действии щелочи осадок не выпадает?

Опыт 3. Комплексные соединения в реакциях обмена

К раствору комплексной соли ртути, полученному в опыте 1а, добавить 2-3 капли насыщенного раствора нитрата кобальта. Через некоторое время выпадает осадок. Обратит внимание на характерный цвет полученного соединения $\text{Co}[\text{Hg}(\text{CNS})_4]$. Написать молекулярное и ионное уравнения реакции.

Опыт 4. Двойные соли

В пробирку, наполненную на 1/3 дистиллированной водой, внести микрошпатель соли $KCr(SO_4)_2$, перемешать содержимое и разлить на 2 пробирки.

В первую пробирку добавить несколько капель 2н раствора гидроксида натрия, а во вторую пробирку – 5-6 капель хлорида бария $BaCl_2$ (1н).

Написать ионные уравнения реакций образования гидроксида хрома (III) и сульфата бария и уравнение электролитической диссоциации исходной соли.

Задание 8

Опыт 1. Получение соединения с комплексным анионом

В пробирку внести 3 капли 0,5н раствора нитрата висмута $Bi(NO_3)_3$ и прибавлять по каплям 0,5н раствор йодида калия до выпадения осадка йодида висмута.

Растворить этот осадок в избытке *концентрированного* раствора йодида калия.

Составить ионные и молекулярные уравнения реакций образования йодида висмута и взаимодействия йодида висмута с избытком йодида калия, если координационное число висмута равно шести.

Написать выражение константы нестойкости для полученного комплексного соединения.

Опыт 2. Соединение, содержащее в молекуле комплексные катион и анион

В пробирку внести 2 капли 0,5н раствора гексацианоферрата калия $K_4[Fe(CN)_6]$ и 4 капли раствора сульфата никеля $NiSO_4$.

К полученному осадку гексацианоферрата никеля добавить 25%-ный раствор аммиака до полного его растворения. Одновременно наблюдать образование бледно-лиловых кристаллов соли $[Ni(NH_3)_6]_2[Fe(CN)_6]$.

Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций образования гексацианоферрата никеля и взаимодействия гексацианоферрата никеля с аммиаком.

Опыт 3. Комплексные соединения в реакциях обмена

В пробирку внести 4-5 капель раствора сульфата кадмия $CdSO_4$. Добавить такой же объем раствора гексацианоферрата калия

$K_4[Fe(CN)_6]$ (0,5н). Отметить цвет образовавшегося осадка ферроцианида кадмия.

Написать ионное и молекулярное уравнения реакции.

Опыт 4. Двойные соли

В пробирку, наполненную на 1/3 дистиллированной водой, внести микрошпатель соли $NH_4Al(SO_4)_2$, перемешать содержимое и разлить на две пробирки.

В первую пробирку добавить 5-6 капель хлорида бария $BaCl_2$ (1н). Наблюдать выпадение осадка.

Написать ионное уравнение реакции образования сульфата бария.

Во вторую пробирку внести 7-8 капель 2н раствора гидроксида натрия. Наблюдать образование осадка гидроксида алюминия.

Нагреть содержимое до кипения и подержать над отверстием пробирки красную лакмусовую бумажку, смоченную водой. По изменению окраски лакмуса и по запаху определить, какой газ выделится из пробирки.

Написать ионное уравнение реакции образования гидроксида алюминия и гидроксида аммония с последующим разложением последнего при нагревании.

Написать уравнение электролитической диссоциации двойной соли.

Лабораторная работа № 8

ОКИСЛИТЕЛИ И ВОССТАНОВИТЕЛИ В ТЕКСТИЛЬНОЙ ПРОМЫШЛЕННОСТИ

В текстильной промышленности в процессах беления, крашения, отделки часто используются различные вещества, применение которых основано на их окислительно-восстановительных свойствах. В их числе перекись водорода (H_2O_2), бихроматы калия и натрия ($K_2Cr_2O_7$, $Na_2Cr_2O_7$), гипохлорит натрия ($NaClO$), хлорит натрия ($NaClO_2$), хлорат натрия и калия ($NaClO_3$, $KClO_3$), хлорная известь ($CaOCl_2$), дитионат натрия ($Na_2S_2O_4$), аммиак (NH_3 , водный раствор аммиака NH_4OH), сульфид натрия (Na_2S), нитрит натрия ($NaNO_2$) и ряд других.

Цель работы: изучить окислительно-восстановительные свойства веществ, на которых основано их практическое применение в текстильной промышленности.

Задание 1

Опыт 1

В пробирку внести 3-4 капли раствора сульфида натрия Na_2S , добавить 3-4 капли концентрированного раствора серной кислоты, наблюдать выпадение серы.

Написать уравнение реакции.

Опыт 2

В пробирку внести 2-3 капли раствора бихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, подкисленного концентрированным раствором серной кислоты. Добавить один микрошпатель нитрита натрия NaNO_2 . Отметить изменение окраски раствора.

Написать уравнение реакции.

Опыт 3

В пробирку внести 3-4 капли йодида калия KI , подкислить 2н раствором серной кислоты и добавить 1-2 капли раствора хлорной извести CaOCl_2 . Наблюдать выделение йода и интенсивное окрашивание раствора.

Написать уравнение реакции.

Опыт 4

В пробирку внести 5-6 капель раствора тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и прибавлять по каплям хлорную воду Cl_2 до появления осадка свободной серы.

Написать уравнение реакции.

Опыт 5

В пробирку внести 3-4 капли раствора перманганата калия KMnO_4 , подкислить двумя каплями 2н раствора серной кислоты, добавить микрошпатель сульфита натрия Na_2SO_3 . Наблюдать изменение окраски.

Написать уравнение реакции.

Опыт 6

В пробирку поместить одну каплю раствора красителя (метиленового голубого), подкисленного одной каплей раствора H_2SO_4 . Добавить 3 капли гипохлорита натрия (NaClO). Слегка подогреть.

Наблюдать изменение окраски.

Задание 2

Опыт 1

В пробирку внести 3-4 капли 10%-ного раствора сульфата хрома $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, добавить 3-4 капли щелочи NaOH и 2 капли концентрированного раствора перекиси водорода H_2O_2 . Наблюдать переход окраски.

Написать уравнение реакции.

Опыт 2

В пробирку, содержащую 5-6 капель раствора бихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, добавить 3-4 капли 2н раствора серной кислоты, а затем внести несколько кристалликов сульфита натрия Na_2SO_3 . Отметить изменение окраски.

Написать уравнение реакции.

Опыт 3

В пробирку поместить 4-5 капель бромид калия (KBr), подкислить двумя каплями 2н раствора серной кислоты и добавить 1-2 капли раствора хлорной извести (CaOCl_2). Наблюдать изменение окраски раствора.

Написать уравнение реакции.

Опыт 4

В пробирку внести 2-3 капли раствора перманганата калия KMnO_4 и добавить 1-2 капли 2н раствора серной кислоты и несколько кристалликов нитрита натрия NaNO_2 . Отметить изменение окраски раствора.

Написать уравнение реакции.

Опыт 5

В пробирку внести 3-5 капель раствора йодида калия KI и добавить несколько капель хлорной воды Cl_2 . Наблюдать изменение окраски раствора.

Написать уравнение реакции.

Опыт 6

В пробирку поместить одну каплю раствора красителя (метиленового голубого), подкисленного одной каплей раствора H_2SO_4 , добавить 3 капли гипохлорита натрия NaClO , слегка подогреть. Наблюдать изменение окраски.

Задание 3

Опыт 1

В пробирку внести 5 капель раствора бромида калия KBr , добавить две капли концентрированной серной кислоты и 3-4 капли концентрированного раствора перекиси водорода H_2O_2 .

Обратить внимание на изменение окраски в связи с выделением свободного брома.

Написать уравнение реакции.

Опыт 2

Две-три капли раствора бихромата калия $K_2Cr_2O_7$ подкислить 2-3 каплями 2н раствора серной кислоты. Добавить 3 капли 10%-ного раствора сульфата двухвалентного железа $FeSO_4$. Отметить изменение окраски раствора.

Написать уравнение реакции.

Опыт 3

В пробирку внести 3-4 капли перманганата калия $KMnO_4$, добавить 3-4 капли 2н раствора серной кислоты и 2-4 капли раствора йодида калия KI . Отметить изменение окраски.

Написать уравнение реакции.

Опыт 4

В пробирку внести 6 капель йодной воды, подкислить двумя каплями 2н раствора серной кислоты, добавить 2 капли раствора сульфида натрия Na_2S . Наблюдать изменение окраски и выпадение осадка серы.

Написать уравнение реакции.

Опыт 5

В пробирку внести по 2-3 капли раствора йодида калия KI и 2н раствора серной кислоты. Добавить 2-3 капли раствора нитрита калия KNO_2 . Отметить изменение окраски.

Написать уравнение реакции.

Опыт 6

В пробирку внести 1 каплю раствора красителя (прямой бордо) и одну-две капли 2н раствора серной кислоты. Добавить 3-4 капли раствора гипохлорита натрия $NaClO$.

Если заметных признаков протекания реакции не наблюдается, содержимое пробирки слегка подогреть.

Объяснить причину изменения окраски раствора.

Задание 4

Опыт 1

В пробирку поместить одну каплю раствора нитрата свинца $Pb(NO_3)_2$ и добавить одну каплю раствора сульфида натрия Na_2S .

К образовавшемуся черному осадку сульфида свинца PbS добавить несколько капель раствора перекиси водорода H_2O_2 . Наблюдать изменение окраски.

Написать уравнения реакций

а) образования сульфида свинца и

б) окисления его до сульфата свинца перекисью водорода.

Опыт 2

Раствор бихромата калия $K_2Cr_2O_7$ (4-5 капель) подкислить 2-3 каплями 2н раствора серной кислоты. Добавить 2-3 капли раствора сульфида натрия Na_2S .

Отметить изменение окраски раствора и его помутнение.

Написать уравнение реакции.

Опыт 3

В пробирку внести одну каплю раствора йодида калия KI , добавить две капли 2н раствора серной кислоты и одну каплю раствора гипохлорита натрия $NaClO$. Отметить изменение окраски раствора.

Написать уравнение реакции.

Опыт 4

В пробирку влить 3-4 капли бромной воды Br_2 , подкислить двумя каплями 2н серной кислоты и добавить 3-4 капли раствора тиосульфата натрия $Na_2S_2O_3$.

Наблюдать изменение окраски раствора и появление свободной серы.

Написать уравнение реакции:



Опыт 5

В пробирку внести 3-4 капли раствора перманганата калия $KMnO_4$, столько же 2н серной кислоты и раствора сульфата двухвалентного железа $FeSO_4$. Наблюдать изменение окраски раствора.

Написать уравнение реакции.

Опыт 6

В пробирку внести 1 каплю раствора красителя метиленового голубого, добавить одну-две капли 2н раствора серной кислоты и 3 капли раствора хлорной извести CaOCl_2 . Если заметных признаков протекания реакции не наблюдается, раствор слегка подогреть.

Наблюдать и объяснить изменение окраски раствора.

Задание 5

Опыт 1

В пробирку внести 4 капли раствора сульфата двухвалентного железа FeSO_4 , добавить две капли 2н раствора серной кислоты и четыре капли концентрированного раствора перекиси водорода H_2O_2 . Наблюдать изменение окраски раствора. Написать уравнение реакции.

Опыт 2

К раствору бихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (4-5 капель) добавить несколько капель 2н раствора серной кислоты и 3-4 капли раствора йодида калия KI . Отметить изменение окраски.

Написать уравнение реакции.

Опыт 3

В пробирку внести 3-4 капли раствора тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, добавить одну каплю концентрированного раствора серной кислоты. Наблюдать выделение свободной серы.

Написать уравнение реакции.

Опыт 4

Раствор перманганата калия KMnO_4 (3 капли) подкислить двумя каплями 2н раствора серной кислоты и добавить 2 капли раствора сульфида натрия Na_2S .

Наблюдать изменение окраски раствора и появление осадка свободной серы.

Написать уравнение реакции.

Опыт 5

Внести в пробирку 1-2 капли раствора сульфата марганца MnSO_4 и добавить 3-4 капли раствора гипохлорита натрия NaClO . Отметить изменение окраски.

Написать уравнение реакции: $\text{MnSO}_4 + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O} =$

Опыт 6

В пробирку внести 1 каплю раствора красителя (прямой бордо), подкисленного одной каплей 2н раствора серной кислоты, добавить 3 капли раствора гипохлорита натрия NaClO. Содержимое пробирки слегка подогреть.

Объяснить причину изменения окраски раствора.

Задание 6

Опыты 1 и 2

В две пробирки внести по одной капле 2н раствора серной кислоты и по одной капле концентрированного раствора перекиси водорода H₂O₂.

Добавить в первую пробирку 1-2 капли раствора бихромата калия K₂Cr₂O₇, а во вторую – столько же йодида калия KI.

Отметить изменение окраски растворов.

Написать уравнения реакций.

Опыт 3

В пробирку внести 3-4 капли раствора сульфата марганца MnSO₄ и добавить к нему 2-3 капли раствора гипохлорита натрия NaClO.

Отметить выделение осадка диоксида марганца.

Написать уравнения реакции: $MnSO_4 + NaClO + H_2O \rightarrow$

Опыт 4

В пробирку внести 3-4 капли раствора перманганата калия KmnO₄, добавить 2-3 капли 2н раствора щелочи и один микрошпатель кристаллического сульфита натрия Na₂SO₃. Отметить изменение окраски раствора.

Написать уравнение реакции.

Опыт 5

В пробирку внести 2-3 капли бромной воды Br₂ и 1-2 капли 25%-ного раствора аммиака. Отметить изменение окраски раствора.

Написать уравнение реакции.

Опыт 6

В пробирку внести 1 каплю раствора фуксина, 2 капли 2н раствора уксусной кислоты и две капли раствора гипохлорита натрия NaClO. Содержимое пробирки слегка подогреть.

Объяснить причину обесцвечивания раствора.

Задание 7

Опыт 1

В пробирку внести одну каплю 2н раствора серной кислоты и одну каплю концентрированного раствора перекиси водорода H_2O_2 . Добавить одну каплю раствора перманганата калия KMnO_4 и отметить изменение окраски.

Написать уравнение реакции.

Опыт 2

Внести в пробирку 3-4 капли бихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, подкислить его двумя каплями 2н раствора серной кислоты. Добавить несколько кристаллов сульфита натрия Na_2SO_3 . Наблюдать изменение окраски.

Написать уравнение реакции.

Опыт 3

В пробирку внести одну каплю раствора бромид калия KBr , добавить одну каплю 2н раствора серной кислоты и одну каплю раствора гипохлорита натрия NaClO . Отметить изменение окраски раствора.

Написать уравнение реакции.

Опыт 4

К 3-4 каплям раствора сульфида натрия Na_2S добавить 3-4 капли хлорной извести CaOCl_2 . Наблюдать выпадение осадка свободной серы.

Написать уравнение реакции: $\text{Na}_2\text{S} + \text{CaOCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

Опыт 5

В пробирку внести 3-5 капель бромид натрия NaBr и 3-4 капли хлорной воды Cl_2 . Наблюдать изменение окраски раствора.

Написать уравнение реакции.

Опыт 6

В пробирку внести 1-2 капли раствора метиленового голубого, подкисленного одной каплей 2н раствора серной кислоты, и две капли раствора гипохлорита натрия NaClO . Содержимое пробирки слегка подогреть.

Объяснить причину обесцвечивания раствора.

Лабораторная работа № 9

ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

Цель работы: изучить химические свойства металлов и их соединений.

Опыт 1. Взаимодействие металлов с кислотами

В четыре пробирки внести по кусочку следующих металлов: железа, цинка, алюминия и меди. Добавить в пробирки с металлами по 4 капли 2н раствора соляной кислоты.

Наблюдать, какие металлы реагируют с кислотой.

Написать уравнения реакций.

Опыт 2. Взаимодействие меди с азотной и серной кислотами

В четыре пробирки внести по кусочку меди, добавить по 6 капель кислот:

в первую – концентрированной серной;

во вторую – разбавленной серной (2н);

в третью – концентрированной азотной;

в четвертую – разбавленной азотной кислоты (2н).

Если реакция на холоду протекает слабо, пробирку нужно слегка нагреть. Все наблюдения записать.

Написать уравнения протекающих реакций.

Опыт 3. Амфотерные металлы

Взять 2 пробирки. В одну внести микрошпатель цинковой пыли, а в другую – микрошпатель порошка алюминия.

В пробирки добавить по 6 капель 30%-ного раствора щелочи.

Если реакции на холоду идут медленно, то содержимое пробирки необходимо слегка нагреть. К отверстиям пробирок поднести зажженную спичку или лучинку. Установить, какой газ выделяется.

Написать уравнения реакций взаимодействия металлов со щелочами.

Опыт 4. Взаимодействие оксидов металлов с кислотой и щелочью

а) Взять две пробирки. Внести в первую микрошпатель оксида меди (II), а во вторую – микрошпатель оксида цинка.

В пробирки внести по 5-6 капель 2н раствора серной кислоты. Пробирки подогреть. Обратить внимание на цвет растворов.

Написать уравнения реакций.

б) Взять две пробирки. Внести в первую микрошпатель оксида магния, а во вторую – оксида цинка.

В пробирки добавить по 6 капель 30%-ного раствора щелочи. Пробирки слегка подогреть. Установить, какой из взятых оксидов взаимодействует с раствором щелочи?

Написать уравнения реакций.

Опыт 5. Взаимодействие солей с растворами щелочей и кислот

а) В пробирку внести 5 капель раствора сульфата меди CuSO_4 . Добавить 2-3 капли 2н раствора щелочи NaOH .

Полученный осадок разделить на две пробирки: в одну пробирку добавить раствор кислоты, в другую – раствор щелочи.

Отметить, в какой пробирке произошло растворение осадка.

Написать в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения протекающих реакций.

б) В пробирку внести 5 капель раствора сульфата кадмия CdSO_4 . Добавить 2-3 капли 2н раствора щелочи NaOH .

Полученный осадок разделить на две пробирки: в одну пробирку добавить раствор кислоты, в другую – раствор щелочи. Наблюдать, возможно ли растворение осадка в кислоте или щелочи.

Написать в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения реакций взаимодействия раствора соли с растворами кислоты и щелочи, если реакция протекает.

в) В пробирку внести 5 капель раствора сульфата магния MgSO_4 . Добавить 2-3 капли 2н раствора щелочи NaOH .

Полученный осадок разделить на две пробирки: в одну пробирку добавить раствор кислоты, в другую – раствор щелочи.

Наблюдать, возможно ли растворение осадка в кислоте или щелочи.

Написать в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения реакций взаимодействия раствора соли с растворами кислоты и щелочи, если реакция протекает.

г) В пробирку внести 5 капель раствора нитрата свинца $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Добавить 2-3 капли 2н раствора щелочи NaOH .

Полученный осадок разделить на две пробирки: в одну пробирку добавить раствор кислоты, в другую – раствор щелочи.

Наблюдать, возможно ли растворение осадка в кислоте или щелочи.

Написать в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения реакций взаимодействия раствора соли с растворами кислоты и щелочи, если реакция протекает.

д) В пробирку внести 5 капель раствора хлорида цинка $ZnCl_2$. Добавить 2-3 капли 2н раствора щелочи NaOH.

Полученный осадок разделить на две пробирки: в одну пробирку добавить раствор кислоты, в другую – раствор щелочи.

Наблюдать, возможно ли растворение осадка в кислоте и щелочи.

Написать в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения реакций взаимодействия раствора соли с растворами кислоты и щелочи, если реакция протекает.

е) В пробирку внести 5 капель раствора хлорида алюминия $AlCl_3$. Добавить 2-3 капли 2н раствора щелочи NaOH.

Полученный осадок разделить на две пробирки: в одну пробирку добавить раствор кислоты, в другую – раствор щелочи.

Наблюдать, возможно ли растворение осадка в кислоте или щелочи.

Написать в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения реакций взаимодействия раствора соли с растворами кислоты и щелочи, если реакция протекает.

ж) В пробирку внести 5 капель раствора сульфата хрома $Cr_2(SO_4)_3$. Добавить 2-3 капли 2н раствора щелочи NaOH.

Полученный осадок разделить на две пробирки: в одну пробирку добавить раствор кислоты, в другую – раствор щелочи.

Наблюдать, возможно ли растворение осадка в кислоте или щелочи.

Написать в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения реакций взаимодействия раствора соли с растворами кислоты и щелочи, если реакция протекает.

Опыт 6. Устойчивость оснований

а) Внести в пробирку 5 капель раствора сульфата меди CuSO_4 , добавить 2-3 капли раствора щелочи и подогреть.

Наблюдать изменение цвета осадка при нагревании. Написать уравнение реакций взаимодействия соли меди с раствором щелочи и разложения гидроксида меди при нагревании.

б) В две пробирки внести по 5 капель растворов соли серебра AgNO_3 и соли ртути $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$. Добавить в каждую пробирку по 3 капли раствора щелочи.

Написать уравнения реакций взаимодействия солей серебра и ртути с раствором щелочи, зная, что в осадок выпадают не гидроксиды, а оксиды.

Лабораторная работа № 10

КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ И ЗАЩИТА ОТ КОРРОЗИИ

Цель работы: изучить электродные процессы, протекающие в различных случаях коррозии и способы защиты от коррозии.

При выполнении ряда заданий используется иономер-130. Краткое описание работы на приборе приводится ниже.

Методика работы на иономере И-130

Перед началом работы прибор включают в сеть и прогревают в течение 30 минут.

При определении значений потенциалов различных электродов их измеряют относительно хлорсеребряного электрода сравнения, потенциал которого равен +0,200 В. При этом хлорсеребряный электрод подключают к гнезду «Всп» иономера, а исследуемый электрод – к гнезду «Изм».

При измерении ЭДС различных гальванических элементов их электроды подключают к гнездам «Всп» и «Изм» в произвольном порядке.

Для переключения полярности измеренной ЭДС используется кнопка «- +».

Переключатель рода работ на левой стороне передней панели прибора должен быть установлен в положении «V».

Для проведения измерений нажимают на кнопку «Инд».

После установления показаний на цифровом табло записывают их значение и отключают измерительную схему нажатием кнопки «Инд».

Пересчет значения электродных потенциалов, полученных относительно хлорсеребряного электрода, на шкалу водородного электрода производится по уравнению:

$$E = E_{(\text{по ХСЭ})} + 0,200 \text{ В.}$$

Выполняемые разделы каждого опыта определяются заданием преподавателя.

Опыт 1. Электродный потенциал. Ряд напряжений

1.1. В 4 пробирки налить до 1/3 объема растворы сульфата магния MgSO_4 , нитрата свинца $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, сульфата меди CuSO_4 и нитрата серебра AgNO_3 . В каждую пробирку опустить цинковые пластинки.

Из каких растворов идет вытеснение металлов? Написать уравнения соответствующих реакций.

1.2. В 4 пробирки налить до 1/3 объема растворы сульфата магния MgSO_4 , нитрата свинца $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, сульфата меди CuSO_4 и нитрата серебра AgNO_3 . В каждую пробирку опустить железные пластинки.

Из каких растворов идет вытеснение металлов? Написать уравнения соответствующих реакций.

1.3. В 3 пробирки налить до 1/3 объема раствор нитрата свинца $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Поместить в одну из пробирок пластинку из цинка, в другую – из железа, в третью - из олова.

Сравнить интенсивность протекания процессов. Написать уравнения соответствующих реакций.

1.4. В один стаканчик до 1/3 объема налить раствор нитрата свинца $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, в другой – насыщенный раствор хлорида калия KCl .

Оба раствора соединить полоской фильтровальной бумаги и опустить в них соответственно свинцовый и хлорсеребряный электроды.

Присоединить электроды к иономеру И -130 и измерить электродвижущую силу элемента (E_x).

1.5. В один стаканчик до 1/3 объема налить 3%-ный раствор хлорида натрия NaCl, в другой - насыщенный раствор хлорида калия KCl.

Оба раствора соединить полоской фильтровальной бумаги и опустить в стаканчики соответственно алюминиевый и хлорсеребряный электроды.

Присоединить электроды к иономеру И-130 и измерить электродвижущую силу элемента (E_x).

В стаканчик с алюминиевым электродом добавлять по каплям раствор гидроксида натрия NaOH. Следить за изменением электродного потенциала.

Какое влияние оказывают гидроксильные ионы на состояние поверхности алюминия?

1.6. В один стаканчик до 1/3 объема налить раствор сульфата меди $CuSO_4$, в другой - насыщенный раствор хлорида калия KCl.

Оба раствора соединить полоской фильтровальной бумаги и опустить в них соответственно медный и хлорсеребряный электроды.

Присоединить электроды к иономеру И-130 и измерить электродвижущую силу элемента (E_x).

1.7. В один стаканчик до 1/3 объема налить раствор сульфата цинка $ZnSO_4$, в другой - насыщенный раствор хлорида калия KCl.

Оба раствора соединить полоской фильтровальной бумаги и опустить в них соответственно цинковый и хлорсеребряный электроды.

Присоединить электроды к иономеру И-130 и измерить электродвижущую силу элемента (E_x).

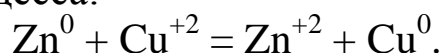
Опыт 2. Гальванический элемент. Образование гальванического элемента в процессах коррозии

2.1. Гальванический элемент

В один стаканчик до 1/3 объема налить раствор сульфата цинка $ZnSO_4$, в другой – сульфата меди $CuSO_4$.

Оба раствора соединить полоской фильтровальной бумаги и опустить в стаканы соответственно цинковый и медный электроды, укрепленные на специальной крышке.

Присоединить электроды к иономеру И-130 и измерить электродвижущую силу элемента, работающего за счет окислительно-восстановительного процесса:

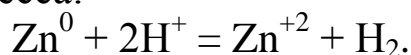


Построить схему гальванического элемента. Написать уравнения реакций, протекающих на аноде и катоде.

2.2. Гальванический элемент

В стаканчик до 1/3 объема налить 10%-ный раствор серной кислоты и опустить электроды из цинка и меди, укрепленные на специальной крышке.

Присоединить электроды к иономеру И-130 и измерить электродвижущую силу элемента, работающего за счет окислительно-восстановительного процесса:

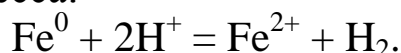


Построить схему гальванического элемента. Написать уравнения реакций, протекающих на аноде и катоде.

2.3. Гальванический элемент

В стаканчик до 1/3 объема налить 10%-ный раствор серной кислоты и опустить электроды из железа и меди, укрепленные на специальной крышке.

Присоединить электроды к иономеру И-130 и измерить электродвижущую силу элемента, работающего за счет окислительно-восстановительного процесса:



Построить схему гальванического элемента. Написать уравнения реакций, протекающих на аноде и катоде.

2.4. Гальванический элемент в процессе коррозии

В две пробирки внести по 1 мл 2н раствора серной кислоты. В одну из пробирок добавить каплю раствора сульфата меди CuSO_4 и в обе пробирки опустить по кусочку чистого цинка.

Наблюдать различную интенсивность выделения водорода в пробирках.

Как протекает процесс растворения кусочка цинка в пробирке, содержащей только серную кислоту? Написать уравнение реакции.

Какой химический процесс произошел на поверхности кусочка цинка в пробирке, содержащей сульфат меди?

Написать уравнение реакции между сульфатом меди и цинком. Составить схему образовавшегося гальванического элемента и написать уравнения реакций, протекающих на электродах.

2.5 Гальванический элемент в процессе коррозии

В две пробирки налить на половину их объема дистиллированной воды. Добавить в каждую по 2-3 капли 2н раствора серной кислоты и по 2-3 капли раствора $K_3[Fe(CN)_6]$.

Это вещество является чувствительным реактивом на ионы двухвалентного железа. Оно дает с ним синее окрашивание за счет образования малорастворимой соли $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$ – турнбулевой сини.

Растворы хорошо перемешать.

В первую пробирку поместить кусочек цинка, закрепленный в канцелярской скрепке (Fe), во вторую – кусочек олова, также закрепленный в канцелярскую скрепку (Fe). Через 2-3 минуты отметить изменения, происходящие в каждой пробирке. Синее окрашивание появляется только в одной пробирке, а в другой – не наблюдается.

Составить схемы образующихся гальванических элементов и написать уравнения реакций, протекающих на электродах. Объяснить причину образования синего окрашивания в одной пробирке. Написать ионное уравнение реакции образования $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$ (турнбулевой сини).

2.6. Гальванический элемент в процессе коррозии

В две пробирки внести по 1 мл 2н раствора соляной кислоты. В одну из пробирок добавить каплю раствора сульфата меди $CuSO_4$. В обе пробирки опустить по кусочку чистого алюминия.

Наблюдать интенсивность выделения водорода в пробирках.

Как протекает процесс растворения кусочка алюминия в пробирке, содержащей только соляную кислоту? Написать уравнение реакции.

Какой химический процесс произошел на поверхности кусочка алюминия в пробирке, содержащей сульфат меди?

Написать уравнение реакции между сульфатом меди и алюминием.

Составить схему образовавшегося гальванического элемента и написать уравнения реакций, протекающих на электродах.

2.7. Гальванический элемент в процессе коррозии

В стеклянную трубку, согнутую под углом, налить 2н раствор серной кислоты. В одно колено трубки внести полоску цинка. В другое колено поместить медную проволоку без соприкосновения с цинком.

Около какого электрода наблюдается выделение водорода? Написать уравнение реакции.

Затем медную проволочку привести в соприкосновение с полоской цинка. Наблюдать выделение водорода при контакте двух металлов.

На каком металле выделяется водород? Почему? Составить схему образовавшегося гальванического элемента и написать уравнения реакций, протекающих на медной и цинковой пластинках.

2.8. Гальванический элемент в процессе коррозии

В две пробирки налить раствор сульфата меди, слегка подкислить его серной кислотой. В одну пробирку добавить несколько капель раствора хлорида натрия. В обе пробирки опустить по кусочку алюминия.

Установить, в какой пробирке реакция контактного выделения меди происходит с большей скоростью.

Составить схему образовавшегося гальванического элемента и написать уравнения реакций, протекающих на электродах. Объяснить влияние хлорид-иона (Cl^-) на скорость процесса.

Опыт 3. Коррозия. Защита от коррозии

3.1. Коррозия в результате различного доступа кислорода

Стальную пластинку очистить наждачной бумагой, промыть водой и осушить фильтровальной бумагой. На чистую поверхность нанести каплю специального реактива, состоящего из 3%-ного раствора NaCl , фенолфталеина и $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, который является реактивом на ионы Fe^{2+} .

Через некоторое время наблюдать появление синего осадка в центре капли и розового окрашивания по ее краям.

На поверхности металла образуется гальванический элемент особого рода: около краев капли, куда кислороду проникнуть легче, возникают более активные катодные участки; в центре, где толщина

слоя воды больше и кислороду проникнуть труднее, – более активные анодные участки.

Написать процессы, протекающие на анодном и катодном участках. Объяснить появление различной окраски в центре и по краям капли.

3.2. Протекторная защита

В стаканчик налить на 1/3 объема специально приготовленный раствор, содержащий фенолфталеин и $K_3[Fe(CN)_6]$. Взять три пластинки, припаянные к медной проволоке: в середине припаяна железная пластина, с одного края – цинковая, с другого – медная пластина. Поверхность пластинок зачистить наждачной бумагой. Опустить в раствор пару Zn-Fe, а затем пару Fe-Cu.

Отметить окраску раствора, возникающую у железной пластинки. Объяснить наблюдаемые различия.

Составить схемы гальванических элементов. Написать уравнения реакций, протекающих на электродах. В каждом гальваническом элементе указать, какой металл является протектором.

3.3. Электрозащита

Опыты по электрозащите производить с использованием панели, на которой укреплены реостат, амперметр, вольтметр, ключ, клеммы для подсоединения электролитической ванны и источника тока.

В стаканчик налить специально приготовленный раствор хлорида натрия NaCl, содержащий $K_3[Fe(CN)_6]$. Взять две железные проволоки и погрузить их в раствор. Наблюдать появление синего окрашивания у поверхности проволок. Объяснить наблюдаемое.

Используя панель, подключить проволоки к источнику постоянного тока. Отметить наблюдаемые изменения.

Написать уравнения реакций, протекающих на электродах. Объяснить, какой из электродов корродирует и какой защищен от коррозии.

Лабораторная работа № 11

ЭЛЕКТРОЛИЗ

Цель работы: изучить электродные процессы, протекающие при электролизе.

Опыты по электролизу производить с использованием панели, на которой укреплены реостат, амперметр, вольтметр, ключ, клеммы для подсоединения электролитической ванны и источника тока.

Опыт 1. Получение цинкового покрытия (цинкование)

Перед нанесением покрытия поверхность покрываемого электрода (катода) необходимо тщательно приготовить: очистить наждачной бумагой от оксидов, обезжирить кашицей из соды, промыть проточной водой, подержать в 3%-ном растворе серной кислоты в течение 2-3 секунд, снова промыть в проточной воде.

Залить в электролитическую ванну на 2/3 объема электролит для цинкования. Подготовленный электрод закрепить в крышке между двумя цинковыми анодами и погрузить электроды в ванну. Измерить (с обеих сторон) поверхность катода (S , см²), погруженную в электролит.

Присоединить электроды к источнику тока: покрываемый электрод сделать катодом, а цинковые электроды – анодами.

Рассчитать силу тока (I) по плотности тока (j) и площади осаждения (S) по уравнению:

$$I = j \cdot S,$$

где j – плотность тока, равная 0,02 – 0,05 А/см².

Замкнуть цепь ключом. Реостатом установить рассчитанную силу тока. Время покрытия 10-15 минут.

По окончании процесса цепь разомкнуть, электроды вынуть из ванны, отмыть от электролита.

Электролит вылить обратно в банку.

Написать уравнения реакций, протекающих на электродах в процессе получения цинкового покрытия. Указать вид покрытия (анодное или катодное).

Опыт 2. Получение никелевого покрытия (никелирование)

Перед нанесением покрытия поверхность медного или латунного электрода необходимо тщательно подготовить: очистить наждачной бумагой от оксидов, обезжирить кашицей из соды, промыть проточной водой, подержать в 3%-ном растворе серной кислоты в течение 2-3 секунд, снова промыть в проточной воде.

Залить в электролитическую ванну на 2/3 объема электролит для никелирования. Подготовленный электрод закрепить в крышке между двумя никелевыми анодами и погрузить электроды в ванну.

Измерить (с обеих сторон) поверхность катода (S , см^2), погруженную в электролит.

Присоединить электроды к источнику тока: медный электрод сделать катодом, а никелевые – анодами.

Рассчитать силу тока (I) по плотности тока (j) и площади осаждения (S) по уравнению:

$$I = j \cdot S,$$

где j – плотность тока, равная $0,005 \text{ А/см}^2$.

Замкнуть цепь ключом. Реостатом установить рассчитанную силу тока. Время покрытия 10-15 минут.

По окончании процесса цепь разомкнуть, электроды вынуть из ванны, отмыть от электролита.

Электролит вылить обратно в банку.

Написать уравнения реакций, протекающих на электродах в процессе получения никелевого покрытия. Указать вид покрытия (анодное или катодное).

Опыт 3. Получение медного покрытия (меднение)

Перед нанесением покрытия поверхность латунного электрода необходимо тщательно подготовить: очистить наждачной бумагой от оксидов, обезжирить кашицей из соды, промыть проточной водой, подержать в 3%-ном растворе серной кислоты в течение 2-3 секунд, снова промыть в проточной воде.

Подготовленную пластинку закрепить в крышке между двумя медными анодами.

Залить в электролитическую ванну на $2/3$ объема электролит для меднения.

Присоединить электроды к источнику тока: латунный электрод сделать катодом, а медные – анодами. Погрузить электроды в ванну.

Измерить (с обеих сторон) поверхность катода (S , см^2), погружаемую в электролит.

Рассчитать силу тока (I) по плотности тока (j) и площади осаждения (S) по уравнению:

$$I = j \cdot S,$$

где j – плотность тока, равная $0,02-0,1 \text{ А/см}^2$.

Включить ток с помощью ключа. С помощью реостата установить рассчитанную силу тока.

Время покрытия 10-15 минут.

По окончании процесса цепь разомкнуть, электроды вынуть из ванны, отмыть от электролита.

Электролит вылить обратно в банку.

Написать уравнения реакций, протекающих на аноде и катоде.

Опыт 4. Электролиз иодида калия

В раствор йодида калия KI добавить 5-6 капель фенолфталеина и несколько капель крахмального клейстера. Залить приготовленный раствор в U-образный электролизер.

Опустить в оба колена графитовые электроды и присоединить их к источнику тока. Включить ток.

Отметить изменение окраски раствора около катода и анода.

Написать уравнения процессов, протекающих на катоде и аноде.

Опыт 5. Электролиз сульфата натрия

Смешать в стаканчике раствор сульфата натрия с нейтральным раствором лакмуса. Влить полученный раствор в U-образный электролизер. Опустить графитовые электроды в оба колена электролизера и присоединить к источнику тока.

Пропустить через раствор электрический ток и отметить изменение окраски в обоих коленах электролизера.

Написать уравнения реакций, протекающих на катоде и аноде.

Опыт 6. Электролиз хлорида олова (II)

Заполнить U-образный электролизер раствором хлорида олова SnCl₂. В оба колена электролизера опустить графитовые электроды и соединить их с источником тока.

Пропустить через раствор электрический ток.

Наблюдать на катоде появление блестящих кристалликов металлического олова.

Написать уравнения реакций, протекающих на катоде и аноде.

Опыт 7. Электролиз раствора сульфата меди

В U-образную трубку налить раствор сульфата меди, опустить в него угольные электроды. Электроды подключить к источнику тока и включить ток.

Наблюдать на электроде, соединенном с положительным полюсом источника тока, выделение пузырьков газа (кислорода).

Через несколько минут выключить ток, вынуть электроды из раствора.

Конец одного из электродов покрыт слоем меди. На каком электроде выделилась медь?

Какие процессы происходят на электродах? Написать уравнения реакций, протекающих на катоде и аноде.

Опыт 8. Получение оловянного покрытия (лужение)

Перед нанесением покрытия поверхность железного (или латунного) электрода необходимо тщательно приготовить: очистить наждачной бумагой от оксидов, обезжирить кашицей из соды, промыть проточной водой, подержать в 3%-ном растворе серной кислоты в течение 2-3 секунд, снова промыть в проточной воде.

Залить в электролитическую ванну на 2/3 объема электролит для лужения.

Подготовленный электрод закрепить в крышке между двумя оловянными анодами и погрузить электроды в ванну. Измерить (с обеих сторон) поверхность катода (S , см²), погруженную в электролит.

Присоединить электроды к источнику тока: железный (или латунный) электрод сделать катодом, а оловянные – анодами.

Рассчитать силу тока (I) по плотности тока (j) и площади осаждения (S) по уравнению:

$$I = j \cdot S,$$

где j – плотность тока, равная 0,005 А/см².

Замкнуть цепь ключом и реостатом установить рассчитанную силу тока. Время покрытия 10-15 минут.

По окончании процесса цепь разомкнуть, электроды вынуть из ванны, отмыть от электролита.

Электролит вылить обратно в банку.

Написать уравнения реакций, протекающих на электродах в процессе получения оловянного покрытия.

Указать вид покрытия (анодное или катодное).

Лабораторная работа № 12

НЕКОТОРЫЕ ВОПРОСЫ ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

(для студентов механического и экономического факультетов)

Опыт 1. Получение и горение ацетилен

В фарфоровую чашку в вытяжном шкафу налейте 3-5 мл воды и бросьте в нее маленький кусочек карбида кальция. К чашке осторожно поднесите горящую спичку. Отметьте характер горения ацетилена.

В чашку добавьте несколько капель фенолфталеина.

Напишите уравнения реакций образования и горения ацетилена.

Объясните изменение окраски фенолфталеина.

Опыт 2. Окисление спирта

В пробирку поместите 5 капель этилового спирта и опустите в нее раскаленную в пламени спиртовки медную спираль. Обратите внимание на изменение состояния поверхности меди и изменение запаха вещества. Напишите реакцию окисления спирта.

Опыт 3. Сравнение растворимости спиртов в воде

В три пробирки внесите по 5 капель воды. В одну пробирку прибавьте 3 капли этилового спирта, в другую – 3 капли изоамилового спирта (3-метил-1-бутанол), в третью – 3 капли глицерина. Содержимое пробирок хорошо перемешайте. Запишите наблюдения и объясните причину различной растворимости спиртов.

Опыт 4. Растворимость фенола. Образование фенолята

Несколько кристалликов фенола шпателем внесите в пробирку и добавьте 5-10 капель воды до образования эмульсии. Нагрейте пробирку. Как изменилась растворимость фенола?

После охлаждения пробирки к вновь образовавшейся эмульсии добавьте несколько капель щелочи до растворения фенола.

Напишите реакцию образования фенолята.

Подкислите раствор соляной кислотой. Объясните наблюдаемое явление и напишите протекающую реакцию.

Опыт 5. Окисление альдегидов аммиачным раствором оксида серебра

К 1-2 каплям аммиачного раствора оксида серебра прибавьте 3-4 капли разбавленного раствора формальдегида (формалина) и осторожно, не встряхивая, нагрейте.

Отметьте происходящие изменения. Напишите уравнение протекающей реакции.

Опыт 6. Получение нерастворимых солей высших карбоновых кислот

В пробирку поместите кусочек мыла и добавьте 6-8 мл дистиллированной воды, немного взболтайте и подогрейте для ускорения растворения мыла.

Полученный раствор разлейте на 3 пробирки и добавьте в одну из них раствор ацетата свинца $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$, в другую – хлорида кальция, в третью – сульфата меди.

Отметьте наблюдаемые изменения и напишите уравнения протекающих реакций. На основании полученных результатов объясните, почему мыло плохо мылится в жесткой воде.

Опыт 7. Гидролиз мыла

К раствору мыла прибавьте 1-2 капли фенолфталеина. Объясните наблюдаемые изменения. Напишите реакцию гидролиза мыла.

Опыт 8. Свойства синтетических моющих средств

а) Налейте в пробирку 2-3 мл 1%-ного раствора стирального порошка («Лотос», «Tide» или др.) и добавьте 2-3 капли раствора фенолфталеина.

На основании наблюдаемого результата сделайте вывод, можно ли применять этот порошок для стирки тканей, чувствительных к щелочи.

б) Налейте в пробирку 2-3 мл 1%-ного раствора стирального порошка («Лотос», «Tide» или др.) и добавьте несколько капель серной или соляной кислоты.

Образуется ли осадок? Образуется ли пена при встряхивании? Сохраняется ли моющее действие порошка в кислой среде?

в) Налейте в пробирку 2-3 мл 1%-ного раствора стирального порошка («Лотос», «Tide» или др.) и добавьте 2-3 капли раствора хлорида кальция.

Образуются ли осадок? Образуются ли пена при встряхивании? Сохраняется ли моющее действие порошка в жесткой воде?

Опыт 9. Основные свойства аминов

а) Взаимодействие аминов с водой

В две пробирки поместите по 10 капель воды и по одной капле фенолфталеина. В одну из пробирок прибавьте каплю анилина, в другую – каплю раствора аммиака.

Отметьте происходящие изменения. Объясните наблюдаемые различия.

б) Образование солей аминов

В две пробирки поместите по 1 капле анилина. В первую прибавьте 3 капли концентрированной соляной кислоты, во вторую – 3 капли серной кислоты.

Добавьте в каждую пробирку по 5 мл воды и перемешайте стеклянной палочкой.

Какая соль растворяется лучше? Напишите уравнения реакций образования солей.

Опыт 10. Приготовление соли диазония

В фарфоровом стаканчике размешайте 2 мл анилина с 30 г льда.

Затем при интенсивном перемешивании по каплям добавьте 2 мл концентрированной серной кислоты.

К образовавшемуся раствору соли анилина при энергичном перемешивании прибавьте по каплям 10 мл 14%-ного раствора нитрита натрия NaNO_2 . Образуется раствор соли диазония, который следует сохранить для последующих опытов.

Так как соли диазония неустойчивы, температура во время реакции не должна подниматься выше 0°C . Поэтому надо следить, чтобы в стаканчике всегда были кусочки льда.

Напишите уравнения протекающих реакций.

Опыт 11. Отношение солей диазония к нагреванию

2-3 мл полученного в опыте 10 раствора сульфата фенилдиазония осторожно подогрейте в пробирке. Отметьте наблюдаемые изменения.

Напишите уравнение протекающей реакции.

Опыт 12. Реакции сочетания солей диазония с аминами и фенолами

а) 1-2 капли анилина растворите в пробирке в нескольких каплях концентрированной уксусной кислоты. Затем в эту же пробирку добавьте 1-2 мл ранее полученной соли диазония. Образуется азокраситель.

Напишите уравнение протекающей реакции азосочетания.

б) К 1-2 мл щелочного раствора β -нафтола добавьте 1-2 мл раствора сульфата фенилдиазония, полученного в опыте 10.

Отметьте наблюдаемые изменения и напишите уравнение протекающей реакции.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Правила работы в лаборатории. Организация рабочего места	3
Лабораторное оборудование	8
Техника выполнения лабораторных работ	12
Лабораторная работа № 1. Определение эквивалента металла	15
Лабораторная работа № 2. Скорость химических реакций и химическое равновесие	18
Лабораторная работа № 3. Водородный показатель. Индикаторы	24
Лабораторная работа № 4. Гидролиз солей	26
Лабораторная работа № 5. Коллоидные растворы	29
Лабораторная работа № 6. Качественный и количественный анализ	36
Лабораторная работа № 7. Комплексные соединения	39
Лабораторная работа № 8. Окислители и восстановители в текстильной промышленности	53
Лабораторная работа № 9. Общие свойства металлов	61
Лабораторная работа № 10. Коррозия металлов и защита от коррозии	64
Лабораторная работа № 11. Электролиз	70
Лабораторная работа № 12. Некоторые вопросы органической химии	75

**ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ
ПО ОБЩЕЙ ХИМИИ**
Методические указания для студентов
всех специальностей

Составители: Виктор Владимирович Васильев,
Наталья Ивановна Зуева,
Андрей Витальевич Кольчугин,
Владимир Рудольфович Ополовников,
Георгий Михайлович Прияткин,
Ирина Николаевна Уткина

Научный редактор Л.А. Гарцева

Редактор П.Н. Худякова

Корректор Е.Н. Балыкова

Подписано в печать 23.11.2007. Формат 1/16 60x84. Бумага писчая.
Плоская печать. Усл.печ.л. 4,65. Уч.-изд.л. 4,4. Тираж 600 экз.
Заказ №

Редакционно-издательский отдел
Ивановской государственной текстильной академии
Отдел оперативной полиграфии
153000 г. Иваново, пр. Ф. Энгельса, 21