

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
АЛТАЙСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
КАФЕДРА ФИЗИЧЕСКОЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Часть 1

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Учебное пособие к лабораторным занятиям для студентов 1-го курса
института педагогического образования, обучающихся по
направлению

Учитель биологии-химии

Издательство Алтайского государственного университета
Барнаул 2019

Составители: Н.Е. Стручева (к.х.н., доцент)
Е.Г. Ильина (к.х.н., доцент)
В.А. Новоженев (д.х.н., профессор)

В пособии приведены планы лабораторных занятий, справочные данные. Пособие предназначено для студентов 1-го курса дневного отделения института педагогического образования, обучающихся по направлению Учитель биологии-химии.

Рецензент В.П. Смагин (д.х.н., профессор).

Тематический план лабораторных работ I семестр

Неделя	Тема	Часы	Максимальный балл
4	Очистка воды от растворимых в ней веществ	4	20
6	Скорость химических реакций. Химическое равновесие	4	20
8	Электролитическая диссоциация	4	20
10	pH растворов. Гидролиз	4	20
12	Окислительно-восстановительные реакции	4	20

Всего 100 баллов

1. Порядок работы в лабораториях кафедры физической и неорганической химии

1. Работать в лаборатории разрешается только после основательной предварительной подготовки. Студент должен просмотреть по руководству к практическим занятиям описание опытов, которые он будет выполнять в практикуме, ознакомиться по учебникам со свойствами изучаемых веществ, с теоретическим материалом, относящимся к данной теме, написать уравнения реакций, произвести необходимые расчеты, отметить опыты, выполнение которых требует от экспериментатора особого внимания и осторожности.

В данном руководстве приведено описание методик большого числа лабораторных работ в практикуме по неорганической химии, требующих довольно большого количества реактивов, достаточно сложной аппаратуры, разнообразной посуды. Прежде чем приступить к выполнению опыта, студент должен тщательно продумать эксперимент в целом, составить краткий план последовательно проводимых операций, понять назначение каждой детали установки. Все приборы, в которых проводится тот или иной опыт, должны быть собраны компактно, целесообразно и красиво.

2. Студенту в лаборатории отводится постоянное место (рабочий стол), и он обязан поддерживать его в полной чистоте и порядке. На рабочем столе должны находиться только те предметы, которые

нужны в данное время для работы. Все работы, за небольшим исключением, выполняются студентом индивидуально.

3. Необходимые для работы реактивы выставляются на полки, находящиеся над лабораторными столами, или на специальные полки. Исключение составляют концентрированные кислоты и пахучие вещества, которые хранятся в вытяжных шкафах.

4. Студентам не разрешается оставлять реактивы на своих рабочих местах.

5. Сухие реактивы необходимо брать чистым шпателем или специальной ложечкой. При налипании растворов из склянок следует держать последние таким образом, чтобы этикетка была повернута вверх (во избежание ее загрязнения).

6. Крышки и пробки от реактивных банок и склянок, которые нельзя пугать, следует класть на стол поверхностью, не соприкасающейся с реактивом.

7. Если в руководстве не указано, какое количество вещества необходимо взять для проведения в пробирке того или иного опыта, предлагается брать сухое вещество в количестве, закрывающем дно пробирки, а раствор — не более $1/6$ объема пробирки (маленькой). Следует отметить, что при работе с малыми количествами вещества большинство операций (нагревание, охлаждение, фильтрование, высушивание, перегонка и др.) требует значительно меньше труда и времени.

8. Незрасходованные реактивы ни в коем случае нельзя высыпать (выливать) обратно в материальные склянки, их надо сдавать инженеру.

9. Для приготовления водных растворов и ополаскивания вымытой стеклянной посуды следует пользоваться дистиллированной водой.

10. Все синтезированные препараты сдают преподавателю. На бюксе (пробирке, ампуле) должна быть этикетка с названием вещества, указанием его массы, для жидких веществ температуры кипения, а также фамилии студента и даты получения соединения.

11. Студент в лаборатории должен работать в халате.

12. Категорически запрещается без разрешения преподавателя выполнять опыты, не описанные в руководстве.

2. Меры предосторожности при работе в лаборатории

1. Все опыты с ядовитыми, неприятно пахнущими веществами, а также упаривание кислот и кислых растворов следует проводить только в вытяжном шкафу; с легковоспламеняющимися веществами — вдали от огня.

2. При работе с металлическим натрием и другими щелочными металлами следует остерегаться воды. Обрезки щелочных металлов надо сдавать лаборанту, категорически запрещается бросать их в банки для мусора.

3. При нагревании растворов в пробирке всегда следует держать ее таким образом, чтобы, отверстие пробирки было направлено в сторону от себя и от соседа по рабочему столу. Особенно важно соблюдать это правило, когда нагреваемой жидкостью являются концентрированные кислоты или растворы щелочей. Рекомендуется эти опыты проводить в вытяжном шкафу.

4. Нельзя наклонять лицо над нагреваемой жидкостью или сплавляемыми веществами во избежание попадания на него брызг.

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

6. При работе с твердыми щелочами (измельчение крупных кусочков, наполнение щелочью осушительных колонок, приготовление смесей для сплавления и т.д.) надо обязательно надевать защитные очки. Брать щелочь разрешается только шпателем, щипцами или пинцетом. Необходимо тщательно убирать остатки щелочи с рабочего места. Те же меры предосторожности следует соблюдать при работе с фосфорным ангидридом.

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

8. Работу с ртутью производить на специальных подносах с высокими бортами.

9. Остатки соединений ртути, мышьяка, цианидов металлов, а также соединений редких и ценных металлов сливать в особые банки (взять у лаборанта).

10. Стекланные приборы, содержащие остатки белого и красного фосфора, перед мытьем опускать в ванны, наполненные раствором сульфата меди (взять у лаборанта).

2.1. Оказание первой помощи в лаборатории

1. При попадании на кожу (рук, лица и т.д.) концентрированных кислот (серной, азотной, уксусной и т.д.) следует немедленно промывать сильной струей воды обожженное место в течение 3-5 мин, после чего наложить повязку из ваты, смоченной спиртовым раствором таннина или 3 %-м раствором перманганата калия. При сильных ожогах после оказания первой помощи обратиться немедленно к врачу.

2. При ожоге кожи растворами щелочей промывать водой обожженный участок кожи до тех пор, пока она не перестанет быть скользкой на ощупь, после чего наложить повязку из спиртового раствора таннина или 3 %-го раствора перманганата калия.

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

4. При ожоге кожи горячими предметами (стекло, металлы и т.п.) наложить сначала повязку из спиртового раствора таннина или 3%-го раствора перманганата калия, а затем жирную повязку (мазь от ожогов).

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

6. При попадании на кожу раствора фтористоводородной кислоты необходимо промыть обожженный участок кожи проточной водой, а затем наложить повязку из ваты, смоченной 10 %-м раствором хлорида кальция или насыщенным раствором сульфата магния.

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

8. При отравлении соединениями мышьяка и ртути, а также цианистыми солями немедленно обратиться к врачу. О мерах предосторожности при работе с другими ядовитыми веществами указано в соответствующих разделах книги.

Лабораторная работа № 1

«Очистка воды от растворимых в ней веществ»

Перегонка - способ разделения смесей, основанный на разнице в температурах кипения их компонентов. При перегонке жидкость нагревают, а ее пары конденсируют. При этом компоненты смеси выкипают в порядке повышения их температур кипения. В идеале, пока выкипает данная жидкость, ее температура, а также температура паров над ней остается постоянной и равной ее температуре кипения. Реально, из-за неравномерности нагрева, жидкость частично перегревается и равновесие между жидкостью и паром не всегда успевает установиться. В этом случае вместе с низкокипящей жидкостью испаряется некоторое количество высококипящей и разделение оказывается менее полным. Поэтому часто вместо прямого холодильника для лучшего установления равновесия жидкость-пар используют дефлегматор - специальную колонку с большой

внутренней поверхностью, на которой многократно происходит конденсация и испарение.

Выполнение работы. Собрать прибор по рисунку 1. Заполнить холодильник 2 водой. Ток воды в холодильник подается снизу вверх (**почему?**). Приготовить (оттянуть) 8-10 стеклянных капилляров длиной 10-12 см и запаять их с одного конца.

В колбу Вюрца 1 емкостью 0,5 л налить 250 мл раствора хлорида калия или сульфата меди, предварительно измерив плотность раствора денсиметром. Опустить в колбу с жидкостью приготовленные стеклянные капилляры открытым концом вниз. Закрыть отверстие колбы 1 пробкой с термометром 6. Нагреть раствор в колбе до кипения на горелке через асбестовую сетку. Заметить, при какой температуре закипит раствор. Когда в приемнике 3, соединенном с холодильником через аллонж 4 и снабженном хлоркальциевой трубкой 5, соберется 100-120 мл жидкости, нагревание колбы 1 прекратить. Отъединить приемник от прибора. Измерить плотность отогнанной жидкости. Содержится ли в ней хлорид калия (сульфат меди)?

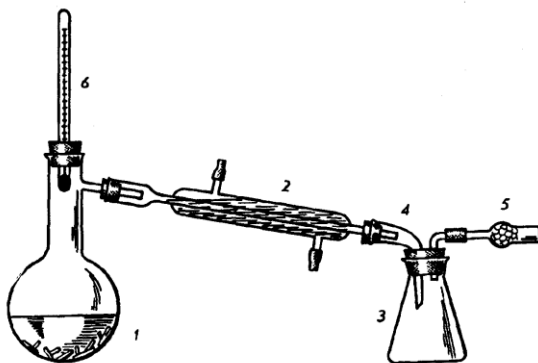


Рисунок 1 - Прибор для очистки воды от растворимых в ней веществ

Лабораторная работа № 2

Скорость химических реакций. Химическое равновесие

Приборы и реактивы. Спиртовка, держатель для пробирок, Прибор для наблюдения смещения равновесия газовой смеси. Растворы: соляной кислоты (2 н, 0,1 н 0,5 н); гидроксид натрия (к.); серная кислота (к.); хлорида железа (III) (0,5 н, 0,3 М); роданида калия (0,5 н, 0,6 М); дихромат калия (10 %); иода (0,1 н); крахмала. Металлы: цинк (гранулы и порошок), олово, магний. Сухие соли: хлорид калия,

Опыт 1. Зависимость скорости реакции от природы реагирующих веществ

Выполнение работы В три пробирки налить по 2-3 мл 0,1 М раствора соляной кислоты. В первую пробирку бросить олово, во вторую - цинк, в третью - магний. Сравнить скорость растворения металлов. В какой пробирке реакция идет быстрее? Чем объяснить различную скорость выделения водорода в пробирках? Напишите уравнения реакций взаимодействия металлов с соляной кислотой.

Опыт 2. Зависимость скорости реакции от температуры

Выполнение работы В две пробирки налить по 1 мл 2 н раствора соляной кислоты. Добавить по кусочку цинка. Одну пробирку нагреть. Сравните скорость выделения пузырьков в пробирках. Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от температуры. Напишите уравнение реакции.

Опыт 3. Влияние катализатора на скорость реакции.

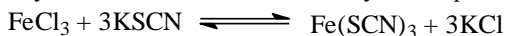
Выполнение работы В две пробирки налить по 2-3 мл пероксида водорода. В одну пробирку внести немного диоксида марганца. В какой пробирке разложение пероксида водорода идет быстрее? Гетерогенный или гомогенный катализ имеет место? Напишите уравнения реакции.

Опыт 4. Влияние площади поверхности на скорость реакции в гетерогенной системе

Выполнение работы В две пробирки налить по 2-3 мл 2 н раствора соляной кислоты. В одну пробирку стряхнуть кусочек цинка, а в другую - цинковый порошок. Сравните скорость растворения цинка в обеих пробирках. Напишите уравнение реакции.

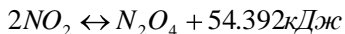
Опыт 5. Влияние концентрации реагирующих веществ и продуктов реакции на химическое равновесие

Для опыта удобно воспользоваться следующей реакцией:



Из веществ этой системы $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ интенсивно окрашено в красный цвет, разбавленный раствор FeCl_3 слабо окрашен в желтый цвет, а растворы KCNS и KCl - бесцветны. Поэтому любое изменение концентрации сказывается на изменении окраски раствора. Это позволяет наблюдать, в каком направлении сдвигается равновесие при изменении концентрации реагирующих веществ или продуктов.

Выполнение работы К 20 мл дистиллированной воды в небольшом стакане добавьте 1 каплю насыщенного раствора хлорида железа (III) и 1 каплю насыщенного раствора роданида калия или роданида аммония. Полученный раствор разбавьте в 2 раза, доливая 20



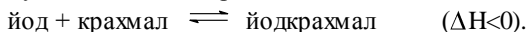
Двуокись азота NO_2 - бурый газ, оксид N_2O_4 - бесцветен. Поэтому направление, в котором смещается равновесие этой реакции, легко определить по изменению окраски.

Выполнение работы Для проведения опыта берут изогнутую стеклянную трубку, концы которой раздуты, и опускают один ее конец в стакан с горячей водой, другой - в стакан с холодной водой или снегом. Напишите уравнение реакции.

В какую сторону сдвинулось равновесие в каждом из цилиндров? Экзо- или эндотермической является прямая реакция? Как смещается равновесие прямой реакции: а) при нагревании? б) при охлаждении? Как смещается равновесие обратной реакции при тех же условиях? Дайте объяснение наблюдаемому явлению в соответствии с принципом Ле-Шателье.

Опыт 8. Влияние температуры на смещение химического равновесия

При взаимодействии иода с крахмалом образуется синее вещество сложного состава (йодкрахмал). Реакция экзотермическая и равновесие ее условно можно представить схемой:



Выполнение работы В две пробирки налейте по 1 мл раствора крахмала и добавьте 3 капли 0,1 н раствора йода (до появления синей окраски). Нагрейте одну из пробирок и наблюдайте изменение окраски (обесцвечивание). Затем охладите пробирку водой из-под крана - синее окрашивание снова появляется.

Напишите схему процесса. Дайте объяснение наблюдаемому явлению в соответствии с принципом Ле-Шателье.

Лабораторная работа № 3

Теория электролитической диссоциации

Приборы и реактивы. Прибор для сравнения электропроводности растворов. Криоскоп. Стакан емкостью 50 мл. Сахар (порошок). Хлорид натрия. Хлорид калия. Иодид калия. Нитрат калия. Нитрат натрия. Мрамор (мелкие кусочки). Ацетат натрия. Хлорид аммония. Цинк. Индикаторы: лакмусовая бумага, метиловый оранжевый, фенолфталеин. Растворы: соляной кислоты (2 н, 0,1 н, 0,5 н); уксусной кислоты (2 н; 0,1 н); едкого натра (2 н; 0,1 н; 0,5 н); аммиака (2 н, 0,1 н); сульфата магния (0,5 н); силиката натрия (0,5 н); хлорида алюминия (0,5 н); сульфата никеля (0,5 н); сульфата цинка (0,5 н).

Опыт 1. Сравнение электропроводности растворов некоторых электролитов

Выполнение работы. Угольные электроды, укрепленные на деревянной дощечке, опустить в стакан емкостью 50 мл и включить их в цепь последовательно с электрической лампочкой. Вставить вилку в штепсель.

В стакан с электродами налить 20-30 мл дистиллированной воды. Загорается ли лампочка? Проводит ли вода электрический ток?

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

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

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

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

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

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

Описать наблюдаемые явления и объяснить их.

Опыт 2. Характер диссоциации гидроксидов

Выполнение работы. Пронумеровать 5 пробирок и внести по 4-5 капель 0,5 н. растворов: в первую пробирку $MgCl_2$, во вторую - $AlCl_3$ в третью - Na_2SiO_3 , в четвертую - $NiSO_4$, в пятую – $ZnSO_4$. Прибавить в пробирки 1, 2, 4, 5 по несколько капель (до начала выпадения осадков гидроксидов) 0,5 н раствора щелочи, в пробирку 3-2 н раствора соляной кислоты. Определить химический характер выпавших гидроксидов. Для этого половину суспензии гидроксида магния отлить в чистую пробирку и прибавить к ней 4-5 капель 0,5 н раствора HCl , к

оставшейся части в первой пробирке дополнительно 6-8 капель 0,5 н раствора щелочи. В обоих ли случаях растворился осадок? Кислотными, основными или амфотерными свойствами обладает $Mg(OH)_2$?

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

Запись данных опыта и обсуждение некоторых факторов, оказывающих влияние на различный характер диссоциации гидроксидов.

1. Записать в виде таблицы данные, относящиеся к характеру диссоциации гидроксидов магния, алюминия и кремния.

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

Сколько электронов находится на внешнем электронном уровне ионов Mg^{2+} , Al^{3+} и атома кремния в степени окисления +4? В прямой или обратной зависимости находится усиление кислотных свойств гидроксидов от увеличения заряда ионов (степени окисления атомов), гидроксиды которых рассматриваются?

Радиусы ионов Mg^{2+} , Al^{3+} и атома кремния в степени окисления +4 соответственно равны (по Полингу) 0,065; 0,050 и 0,041 нм.

Как влияет изменение радиусов ионов на характер химических свойств гидроксидов?

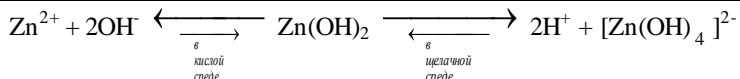
2. Составить вторую таблицу, относящуюся к диссоциации гидроксидов магния, никеля, цинка, когда ионы элементов имеют одинаковые заряды и близкие радиусы.

Ион, гидроксид которого рассматривается	Радиус иона, нм	Внешняя электронная оболочка ионов	Химические свойства гидроксидов	Схема уравнения диссоциации (без ступеней)
Mg^{2+}	0,065			
Ni^{2+}	0,069			
Zn^{2+}	0,071			

Какое влияние оказывает внешняя оболочка ионов на характер диссоциации гидроксидов, если известно, что $Mg(OH)_2$ более сильное основание, чем $Ni(OH)_2$?

Сделать общий вывод о влиянии радиуса, заряда и внешней электронной оболочки ионов на характер диссоциации гидроксидов.

При написании уравнений диссоциации амфотерных гидроксидов учесть, что в щелочных водных растворах они переходят в комплексные гидроксоионы. Например, уравнение диссоциации амфотерного гидроксида цинка записывается следующим образом:



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

Опыт 3. Сравнение химической активности кислот

а) Взаимодействие соляной и уксусной кислот с мрамором

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

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

Сделать вывод об относительной силе исследованных кислот.

б) Взаимодействие соляной и уксусной кислоты с цинком

Выполнение работы. В одну пробирку до одной трети ее объема налить 2н. раствор соляной кислоты, в другую - столько же 2 н раствора уксусной кислоты. Выбрать два одинаковых по величине кусочка цинка. В каждую пробирку бросить по одному кусочку.

Запись данных опыта. В каком случае водород выделяется более энергично? Написать ионные уравнения реакций. Объяснить наблюдаемое различие в скоростях реакций.

Опыт 4. Смещение равновесия диссоциации слабых электролитов

а) Влияние соли слабой кислоты на диссоциацию этой кислоты

Выполнение работы. В две пробирки внести по 5-7 капель 0,1 н раствора уксусной кислоты. В каждую пробирку прибавить одну каплю метилового оранжевого. Под влиянием каких ионов метиловый оранжевый принимает розовую окраску? Одну пробирку с уксусной

кислотой оставить в качестве контрольной, а в другую внести 3-4 микрошпателя ацетата натрия и перемешать раствор стеклянной палочкой. Сравнить окраску полученного раствора с окраской раствора в контрольной пробирке. На изменение концентрации каких ионов указывает изменение окраски метилового оранжевого?

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

б) Влияние соли слабого основания на диссоциацию этого основания

Выполнение работы. В две пробирки внести по 5-7 капель 0,1 н раствора аммиака. В каждую пробирку прибавить одну каплю раствора фенолфталеина. Под влиянием каких ионов фенолфталеин принимает красную окраску?

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

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

Лабораторная работа № 4 **Определение pH среды. Индикаторы. Гидролиз**

Приборы и реактивы: Стаканчики емкостью 20-30 мл; стеклянные палочки; безразмерные пипетки (стеклянные трубки с оттянутым концом); индикаторы: лакмус, фенолфталеин, метиловый оранжевый, метиловый красный, тимоловый синий, ализарин желтый, индиго-кармин, универсальная индикаторная бумага. Растворы: соляной кислоты (0,1 н, 1 н); уксусной кислоты (0,1 н); едкого натра (0,1 н, 1 н); аммиака (0,1 н); ацетата натрия (0,1 н); хлорида аммония (0,1 н), водяная баня. Сухие соли: ацетат натрия, карбонат натрия, карбонат аммония, хлорид калия, хлорид аммония, хлорид олова (II), сульфит натрия, ацетат аммония. Растворы: ацетата натрия (0,5 н); хлорида магния (0,5 н); карбоната натрия (0,5 н); хлорида аммония (0,5 н); хлорида сурьмы (III) (0,5 н.); сульфида аммония (0,5 н.); хлорида олова (II) (0,5 н); хлорида аммония (0,1 н); хлороводородной кислоты (2 н).

Опыт 1. Приближенное определение рН в водных растворах при помощи индикаторов

а) Окраска некоторых индикаторов в различных средах

Выполнение работы. Определить окраску кислотной и щелочной форм наиболее часто применяемых четырех индикаторов: метил-оранжа, метилового красного, лакмуса и фенолфталеина. Наблюдение провести в сильнокислой и сильнощелочной средах, чтобы в первом случае рН был заведомо ниже, а во втором – заведомо выше рН области перехода указанных индикаторов. Для этого в четыре пронумерованные пробирки внести по 10 капель 0,1 н раствора соляной кислоты; в другие четыре пробирки с теми же номерами – такой же объем 0,1 н раствора гидроксида натрия. Разместить пробирки в штативе таким образом, чтобы за пробиркой с кислотой следовала пробирка с тем же номером, содержащая щелочь. После этого в обе пробирки № 1 (с кислотой и со щелочью) добавить по одной капле индикатора метилового оранжевого, в пару пробирок № 2 – по одной капле метилового красного, в пробирки № 3 прибавить по 5 капель лакмуса (при меньшем количестве лакмуса его окраска заметна менее четко). В последние две пробирки – по одной капле фенолфталеина.

Запись данных опыта. Свои наблюдения по окраске кислотной и щелочной форм индикаторов записать по прилагаемой ниже форме, где уже проставлены интервалы рН областей перехода каждого индикатора и окраска его в этой области. Область перехода какого из исследованных индикаторов находится ближе всего к нейтральной среде? Какие индикаторы имеют область перехода в кислой среде? В щелочной? Вычислить рН в 0,1 н растворе соляной кислоты и сказать, можно ли в этом растворе наблюдать окраску кислотной формы индикатора тимолового синего, первую область перехода которого посмотреть в таблице приложения. Вычислить рН 0,1 н раствора гидроксида натрия и указать, щелочную форму какого индикатора из приведенных в таблице приложения нельзя наблюдать в этом растворе.

Наименование индикатора	рН области перехода	Кислотной формы	В области перехода	Щелочной формы
Метилоранжевый	3,1–4,4		оранжевая	
Метилоранжевый	4,4–6,2		оранжевая	
лакмус	5,0–8,0		фиолетовая	

фенолфталеин	8,0–10,0		розовая	
--------------	----------	--	---------	--

б) Определение рН раствора с применением набора индикаторов

Определение рН раствора при помощи набора индикаторов основано на изменении окраски испытуемого раствора при добавлении к нему разных индикаторов. Каждый индикатор добавляется к отдельной порции раствора, и на основании окраски раствора делается оценка рН среды с точностью определения $\pm 0,5$ рН.

Выполнение работы

Получить у преподавателя 3-4 мл раствора. В чистую пробирку до 1/3 ее объема налить раствор нейтрального лакмуса, внести в него 3-4 капли исследуемого раствора и размешать палочкой, наблюдая за окраской. Если при этом раствор покраснеет, то реакция исследуемого раствора кислая, $\text{pH} < 5$. Посинение лакмуса покажет, что раствор имеет щелочную реакцию, $\text{pH} > 8$. Если окраска не меняется, раствор считают нейтральным, $\text{pH} = 7$.

Если на лакмус реакция раствора окажется кислой, уточнить рН, пользуясь таблицей приложения следующим образом. Взять в другую пробирку 5 капель исследуемого раствора и прибавить к нему одну каплю метилового красного. Появление желтой окраски определит рН, равное 6,2 (это может быть в том случае, когда лакмус очень слабо розовел); при оранжевой окраске раствора рН можно считать приблизительно равным 5 (в области перехода индикатора); красная окраска раствора покажет, что $\text{pH} \leq 4,4$.

В этом случае следует продолжить уточнение рН. Взять снова в чистую пробирку 5 капель исследуемого раствора и добавить 1 каплю метилового оранжевого. Какая окраскам должна наблюдаться с этим индикатором, если рН исследуемого раствора равно 4,4? Если окраска окажется розовой, следовательно, $\text{pH} < 3,1$. Продолжить уточнение рН с тимоловым синим (первая область перехода).

В том случае, если реакция раствора на лакмус оказалась щелочная, уточнить рН, аналогично описанному выше с помощью индикаторов, область перехода которых лежит в щелочной среде, начиная с фенолфталеина или тимолового синего (вторая область перехода последнего). Проверить у преподавателя правильность определения рН в исследованном растворе.

в) Определение рН раствора при помощи универсального индикатора

Для приближенного определения рН удобно пользоваться так называемыми универсальными индикаторами, представляющими собой смеси нескольких индикаторов, изменяющими окраску раствора

в широком интервале рН. Бумага, пропитанная универсальным индикатором и высушенная, называется *универсальной индикаторной бумагой*. К пачке такой бумаги прилагается цветная шкала, показывающая, какие окраски принимает индикаторная бумага при различных величинах рН нанесенного на нее раствора. Универсальные индикаторы применяются и в виде растворов. В этом случае предварительно готовится серия эталонов в герметически закрытых сосудах с указанием на каждом из них рН, соответствующего цвету эталона- раствора.

Выполнение работы

Получить у преподавателя раствор, рН которого требуется определить. С помощью пипетки перенести 2-3 капли этого раствора на индикаторную бумагу. Сравнить окраску еще сырого пятна, полученного на бумаге, с цветной шкалой и выбрать на ней оттенок, наиболее близкий к цвету полученного пятна. На цветной шкале приводятся окраски, соответствующие целым значениям рН, поэтому, в случае необходимости, можно по промежуточной окраске пятна ориентировочно оценивать десятые доли рН. Сделать вывод о рН исследуемого раствора и указать реакцию среды. Проверить правильность своего вывода у преподавателя.

Опыт 2. Реакция среды в растворах различных солей

Выполнение работы. В семь пробирок до 1/3 их объема налить нейтральный раствор лакмуса. Одну пробирку оставить в качестве контрольной, а в остальные добавить по одному микрошпателью кристаллов следующих солей: в первую - ацетата натрия; во вторую – хлорида аммония; в третью – карбоната натрия; в четвертую – карбоната аммония; в пятую – хлорида калия; в шестую – ацетата аммония.

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

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

Запись данных опыта. Полученные результаты свести в таблицу:

№ пробирки	Формула соли	Окраска лакмуса	Реакция среды	РН раствора (рН < 7, рН = 7 или рН > 7)

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

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

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

Опыт 3. Образование основных и кислых солей при гидролизе

а) Гидролиз ацетата алюминия

Выполнение работы. В пробирку внести 7-8 капель раствора хлорида алюминия и такой же объем раствора ацетата натрия. Укрепить пробирку в штативе и опустить в водяную баню, нагретую до кипения. Отметить образование осадка основной соли алюминия $Al(OH)_2CH_3COO$.

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

б) Гидролиз сульфита натрия

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

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

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

Написать молекулярное и ионное уравнения реакции гидролиза сульфита натрия. При гидролизе каких солей получаются кислые соли?

Опыт 4. Случаи полного (необратимого) гидролиза солей

Выполнение работы. В две пробирки внести по 6-8 капель раствора хлорида алюминия. В одну пробирку добавить такой же объем раствора сульфида аммония, в другую – раствора карбоната

натрия. Отметить выделение сероводорода в первой пробирке (по запаху) и пузырьков диоксида углерода во второй. В обоих случаях в осадок выпадает гидроксид алюминия.

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

Опыт 5. Факторы, влияющие на степень гидролиза солей

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

Выполнение работы. В две пробирки до 2/3 их объема налить дистиллированной воды. В одну пробирку внести один микрошпатель кристаллов сульфита натрия, в другую – столько же кристаллов карбоната натрия. В каждую пробирку добавить по одной капле фенолфталеина.

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

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

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

б) Влияние температуры на степень гидролиза соли

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

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

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

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

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

в) Влияние разбавления раствора на степень гидролиза соли

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

Запись данных опыта. Написать ионные уравнения первой и второй ступеней гидролиза хлорида сурьмы (3) и общее уравнение её гидролиза до образования $\text{Sb(OH)}_2\text{Cl}$. Написать формулу для вычисления константы гидролиза хлорида сурьмы (III) для первой ступени. Показать при помощи этой константы, как влияет разбавление на степень гидролиза этой соли. Добавлением какого реактива можно уменьшить степень гидролиза хлорида сурьмы? Проверить свое заключение опытом.

г) Влияние измерения концентрации водородных ионов на гидролиз соли

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

Написать ионное уравнение соответствующей реакции. Концентрацию каких ионов в растворе следует увеличить, чтобы подавить гидролиз? Добавить этих ионов. Растворился ли осадок?

Лабораторная работа № 5

«Окислительно-восстановительные реакции»

Приборы и реактивы. Прибор для получения сероводорода. Стакан. Тигель №1. Фарфоровая чашка ($d = 3-4$ см). Железная полоска. Цинк (гранулированный порошок). Натрий. Церий. Диоксид марганца. Йод кристаллический. Магний лента. Пероксид бария. Сульфат натрия. Сульфит натрия. Нитрит калия. Сульфид железа. Нитрат меди. Висмутат натрия. Дихромат аммония. Пероксодисульфат калия или аммония. Спирт этиловый. Растворы: сероводородная вода; хлорная вода; бромная вода; иодная вода; крахмал; фенолфталиинна; щавелевой кислоты (0,5 н); серной кислоты (2 н); хлороводородной кислоты (2 н); азотной кислоты (0,2, 2 н); уксусной кислоты (2 н); гидроксида натрия (2 н); аммиака (2 н); сульфата марганца (0,5 н); сульфата меди (0,5 н); сульфата натрия (0,5 н); хлорида йода (0,5 н);

дихромата калия (0,5 н); перманганата калия (0,5 н); нитрата ртути (0,5 н); нитрата серебра (0,1 н); формальдегида (10 %-ный); пероксида водорода (3 %-ный); иодида калия (0,5 н); сульфата цинка (0,5 н); хлорида железа (0,5 н); гексацианоферата калия (0,5 н); соли титана (0,5 н); сульфида натрия (0,5 н); гидроксида натрия (2 н).

Опыт 1. Восстановительные свойства металлов – простых веществ s-, d- элементов

Выполнение работы. В небольшую фарфоровую чашечку внести 3-5 мл дистиллированной воды. Взять у лаборанта на фильтровальную бумагу кусочек металлического натрия, промокнуть его и бросить в чашечку с водой. Какой газ выделяется? Добавить 1-2 капли фенолфталеина. Почему окрасился раствор?

В две пробирки внести по 10-12 капель раствора: в первую – сульфата меди, во вторую – сульфата цинка. В обе пробирки опустить по железной полоске. Почему в растворе сульфата меди через 2-3 мин на поверхности железа появляется красный налёт? Добавить в эту пробирку 2-3 капли раствора гексацианоферрата калия $K_3[Fe(CN)_6]$. Интенсивное посинение раствора указывает на появление в растворе ионов Fe^{2+} . Добавить $K_3[Fe(CN)_6]$ во вторую пробирку. Происходит ли взаимодействие железа со сульфатом цинка?

Запись данных опыта. Написать уравнение реакции взаимодействия натрия с водой и взаимодействие железа с сульфатом меди.

Окислительные или восстановительные свойства проявляли натрий и железо в этих реакциях? Почему железо не вытесняет цинк из его соли?

s-, p-, d- или f-элементами является натрий, церий и железо? Написать электронные формулы и объяснить, почему в свободном состоянии они не могут быть окислителями?

Опыт 2. Окислительные и восстановительные свойства простых веществ p- элементов

а) Окислительные и восстановительные свойства молекулярных галогенов

Выполнение работы. Внести в две пробирки по 3-4 капли йодной воды. В первую пробирку добавить несколько капель хлорной воды, во вторую – сероводородной воды. Что происходит с окраской растворов в обеих пробирках?

Запись данных опыта. Написать уравнения протекающих реакций, учитывая, что в первом случае образуется хлороводородная и иодноватая кислоты; во втором случае помутнение раствора вызвано

выделением коллоидной серы, являющейся одним из продуктов реакции.

Окислителем или восстановителем являются в этих реакциях йод и хлор? Какую отрицательную степень окисления проявляют галогены в обоих соединениях? Какую высшую положительную степень окисления?

б) Окислительные и восстановительные свойства серы

Выполнение работы. (Опыт проводится в вытяжном шкафу). Внести в тигелек по 4-5 микрошпателей порошкообразных цинка и серы и прокалить на пламени горелки до спекания порошков. Охладить тигель, высыпать содержимое на фильтровальную бумагу и выбрать кусочек образовавшегося при нагревании сульфида цинка. Положить его в пробирку и добавить 2 н раствор хлороводородной кислоты. По запаху определить, какой газ выделяется?

Запись данных опыта. Написать уравнение реакции взаимодействия серы с цинком. Какова степень окисления серы в полученном соединении? Известно, что сера горит на воздухе с образованием диоксида серы. Какова степень окисления серы в SO_2 ? Окислительные или восстановительные свойства проявляет свободная сера в каждом случае? Обратить внимание на окислительно-восстановительную двойственность р-элементов в виде простых веществ.

Опыт 3. Восстановительные свойства атомов р-элементов в отрицательной степени окисления

Выполнение работы. В две пробирки внести по 2-3 капли бромной воды. В первую пробирку добавить несколько капель сероводородной воды, во вторую – 25 %-ного раствора аммиака. Что происходит с окраской растворов?

Написать уравнения реакций, учитывая, что одним из продуктов взаимодействия брома с сероводородом является сера, а во втором случае из аммиака образуется азот. Какие свойства в протекавших окислительно-восстановительных реакциях проявляли сера (-2) и азот (-3)?

В третью пробирку внести 2-3 капли иодида калия и добавить хлорной воды. Какое вещество окрасило раствор в коричневый цвет? Написать уравнение реакции. Чем являлись ионы Γ в данном окислительно-восстановительном процессе?

Написать электронные формулы атомов йода, серы и азота в отрицательных степенях окисления. Могут ли они являться окислителями в химических реакциях?

Опыт 4. Окислительные свойства атомов элементов в высшей степени окисления

Выполнение работы. Написать электронные формулы атомов в высшей степени окисления для элементов: серы, хрома и титана. На основании электронных конфигураций решить вопрос, могут ли они являться в химических реакциях окислителями? Восстановителями? Для проверки своего заключения провести следующие опыты.

В три пробирки внести по 3-4 капли сероводородной воды. В первую пробирку прибавить 2-3 капли концентрированной серной кислоты. Помутнение раствора обусловлено образованием серы в результате взаимодействия S^{2-} и S^{+6} . Какие свойства проявляла сера в каждой из этих степеней окисления? Написать уравнение реакции.

Во вторую пробирку добавить 3-4 капли хлороводородной кислоты. Почему не выпадает осадок? Добавить в эту пробирку 1-2 капли дихромата калия $K_2Cr_2O_7$ до появления зеленой окраски, характерной для ионов Cr^{3+} . Почему помутнел раствор? Написать уравнение реакции и указать восстановитель и окислитель.

В третью пробирку внести 4-5 капель раствора оксосульфата титана (IV), 2-3 капли 4 н серной кислоты и кусочек цинка. Появление фиолетовой окраски указывает на восстановление титана (IV) до титана (III). Написать уравнение реакции и указать переход электронов.

Подтвердились ли сделанные выше предложения проведенными опытами?

Опыт 5. Окислительные и восстановительные свойства атомов p- и d-элементов в промежуточных степенях окисления

а) Соединения серы (+4) в окислительно-восстановительных реакциях

Выполнение работы. В первую пробирку с раствором дихромата калия $K_2Cr_2O_7$ и во вторую с раствором сульфида натрия Na_2S внести по несколько капель 2 н. серной кислоты и по 2-3 микрошпателя сульфита натрия Na_2SO_3 . Как изменилась окраска в первой пробирке? Почему помутнел раствор во второй пробирке? Окислителем или восстановителем может являться в химических реакциях $K_2Cr_2O_7$? Na_2S ? Окислительные или восстановительные свойства проявляет Na_2SO_3 ? Написать уравнения проведенных реакций.

б) Окислительные и восстановительные свойства соединений олова (II)

Выполнение работы. Внести в пробирку по 2-3 капли растворов хлорида железа (III) и гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$. Отметить окраску раствора и добавить к нему несколько капель

раствора хлорида олова (II). Окрашивание раствора в интенсивно синий цвет обусловлено появлением ионов Fe^{2+} , образующих с $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ синий осадок. Хлорид олова (II) при этом переходит в хлорид олова (IV).

В другую пробирку внести 5-6 капель хлорида олова (II) и кусочек цинка, наблюдать на поверхности цинка образование блестящих кристалликов олова.

Написать уравнения реакций взаимодействия хлорида олова (II) с хлоридом железа (III) и с цинком. Окислителем или восстановителем является ион Sn^{2+} в этих реакциях?

Опыт 6. Изменение окислительно-восстановительных свойств атомов элементов с изменением степени их окисления

Выполнение работы. Провести исследование на примере соединений серы.

В три пробирки внести по 3 капли раствора перманганата калия и 2 н раствора уксусной кислоты (для создания в растворе кислой среды). В одну пробирку прибавить 3 капли свежеприготовленной сероводородной воды, во вторую - несколько кристалликов сульфита натрия, в третью - 3 капли концентрированной серной кислоты (плотностью $1,84 \text{ г/см}^3$).

Отметить, в каких пробирках произошло обесцвечивание раствора перманганата калия. Написать уравнения реакций, учитывая, что перманганат калия переходит в кислой среде в соль марганца (II). Окислительные или восстановительные свойства проявляли соединения серы в проведенных реакциях? Почему не обесцветился перманганат калия в одной из пробирок?

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

Чтобы доказать, что пожелтение раствора вызвано появлением иода, прибавить к нему 2-3 капли свежеприготовленного раствора крахмала и наблюдать посинение последнего. Написать уравнение реакции.

Почему не выделялся иод в одной из пробирок?

Для окончательного суждения о проявлении восстановительных или окислительных свойств серы в различных степенях окисления провести следующий опыт. Поместить в пробирку микрошпатель кристаллов сульфита натрия, прибавить 5-6 капель 2 н раствора серной кислоты и после полного растворения кристаллов пропустить через прозрачный раствор струю сероводорода до выпадения серы (опыт

проводить в вытяжном шкафу). Написать уравнение взаимодействия сернистого газа, образовавшегося при растворении сульфита натрия в серной кислоте, с сероводородом.

Написать все уравнения реакций. Сделать общий вывод о изменении окислительно-восстановительных свойств серы с изменением ее степени окисления.

Опыт 7. Реакции диспропорционирования (самоокисления-самовосстановления) брома

Выполнение работы. Внести в пробирку 5-7 капель бромной воды и добавить к ней по каплям 2 н. раствор щелочи до обесцвечивания раствора.

Написать уравнение реакции взаимодействия брома со щелочью, учитывая, что при этом получаются соли бромоводородной и бромноватистой HBrO кислот. Указать, как изменяется степень окисления брома. Какие реакции называются реакциями диспропорционирования?

Опыт 8. Внутри молекулярные окислительно-восстановительные реакции

а) Разложение нитрата меди

Выполнение работы. Поместить в пробирку несколько кристалликов нитрата меди $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$. Закрепить пробирку в штативе и осторожно нагреть маленьким пламенем горелки.

Наблюдать изменение цвета взятой соли и выделение газов.

Запись данных опыта. Написать уравнение реакции разложения нитрата меди, учитывая, что продуктами реакции являются оксид меди, диоксид азота и кислород. Указать окислитель и восстановитель в молекуле нитрата меди. Составить схему перехода электронов.

б) Разложение дихромата аммония

Выполнение работы. В фарфоровую чашечку поместить горкой несколько микрошпателей кристаллического дихромата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. В вершину горки вставить маленький кусочек ленты магния и зажечь ее. Через несколько секунд наблюдать бурное разложение соли.

Написать уравнение реакции, учитывая, что зеленые окатыши представляют собой оксид хрома (III). Кроме него образуются азот и пары воды. Атомы какого элемента являлись окислителями? Восстановителями? Как изменялась их степень окисления?

Опыт 9. Влияние среды на протекание окислительно-восстановительных процессов

а) Влияние pH среды на характер восстановления перманганата калия

Выполнение работы. В три пробирки внести по 3-4 капли раствора перманганата калия. В одну пробирку добавить 2-3 капли 2 н. раствора серной кислоты, во вторую - столько же воды, в третью - такое же количество раствора щелочи. Во все три пробирки внести по два микрошпателя кристаллического нитрита калия и перемешать растворы до полного растворения кристаллов. Через 3-4 мин отметить изменение окраски раствора во всех трех случаях.

Запись данных опыта. Написать уравнения реакций восстановления перманганата калия нитритом калия в кислой, нейтральной и щелочной средах. Учесть, что соединения марганца в различных степенях его окисления имеют характерные окраски: ион MnO_4^- имеет фиолетовую окраску, ион MnO_2 - зеленую, ион Mn^{2+} - слабо-розовую, а при малой концентрации практически бесцветен. Диоксид марганца и его гидроксид являются труднорастворимыми веществами бурого цвета. В кислой среде могут выделяться газообразные оксиды азота, которые являются продуктами побочно протекающей реакции взаимодействия нитрита калия с серной кислотой.

До какой степени окисления восстанавливается перманганат калия в растворах, имеющих $\text{pH} > 7$, $\text{pH} = 7$, $\text{pH} < 7$? Сколько окислительных эквивалентов содержится в 1 моль KMnO_4 в каждом из этих случаев?

б) Влияние pH среды на смещение равновесия в реакциях диспропорционирования

Выполнение работы. Поместить в пробирку небольшой кристаллик иода и 8-10 капель 2 н раствора щелочи. Перемешать содержимое пробирки до полного растворения иода. К образовавшемуся бесцветному раствору прибавить 10-14 капель 2 н раствора серной кислоты до появления бурой окраски раствора. Пользуясь раствором крахмала, доказать, что бурая окраска вызвана обратным процессом образования свободного йода.

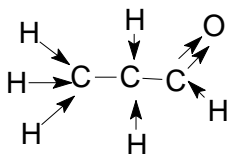
Запись данных опыта. При растворении йода в растворе щелочи получаются соли йодистоводородной и йодноватистой, НЮ кислот. Написать сокращенное ионное уравнение протекающей окислительно-восстановительной реакции и объяснить появление свободного иода при подкислении раствора.

Опыт 10. Органические вещества в окислительно-восстановительных реакциях

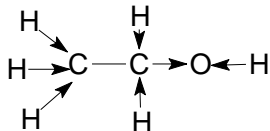
Многие органические вещества находят применение в окислительно-восстановительных процессах в качестве восстановителей. При этом изменяют степень окисления (являются

собственно восстановителями) не все атомы углерода, входящие в молекулу, а лишь те, которые входят в функциональную группу или имеют с ней непосредственную химическую связь.

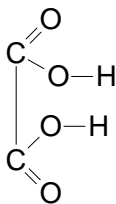
Подбор коэффициентов в уравнениях этих реакций проводят методом электронного баланса. Условную степень окисления атома углерода-восстановителя вычисляют исходя из того, что электронные пары оттягиваются к атому более электроотрицательного элемента, а электроотрицательность (ЭО) углерода, водорода и кислорода находится в последовательности: ЭО кислорода > ЭО углерода > ЭО водорода. Отсюда следует, что химическая связь между атомами углерода неполярная; в полярной связи между атомом углерода и атомом кислорода атом углерода поляризован положительно и в одинарной связи условно приобретает один положительный заряд $C^{+1} \rightarrow 0$, в двойной - два положительных заряда $C^{+2} \rightarrow 0$; в полярной связи между атомом углерода и атомом водорода атом углерода поляризован отрицательно и приобретает один отрицательный заряд $C^{-1} \leftarrow H$. Степень окисления атома углерода-восстановителя в соединении вычисляется как алгебраическая сумма условно приобретенных положительных и отрицательных зарядов. Например, в молекуле пропионового альдегида C_2H_5CHO , имеющего графическую формулу



собственно, восстановителем является атом углерода, отмеченный звездочкой. Его степень окисления равна $0 + II - I = +I$ В молекуле этилового спирта



степень окисления атома углерода-восстановителя равна -1. В молекуле щавелевой кислоты, имеющей графическую формулу



оба атома углерода являются восстановителями, степень окисления каждого равна +III. Аналогично проводят подбор коэффициентов в уравнениях реакций, где органическое вещество является окислителем.

а) Восстановление дихромата калия спиртом

Выполнение работы. В пробирку с раствором дихромата калия $K_2Cr_2O_7$ (5—6 капель) внести 2-3 капли концентрированной серной кислоты плотностью $1,84 \text{ г/см}^3$ и 4-5 капель этилового спирта C_2H_5OH . Отметить изменение цвета раствора и появление специфического «яблочного» запаха, присущего уксусному альдегиду (ацетальдегид) CH_3CHO . Написать уравнение реакции, учитывая, что хром (VI) перешел в хром (III).

б) Восстановление перманганата калия щавелевой кислотой

Выполнение работы. Внести в пробирку по 5-6 капель раствора щавелевой кислоты $H_2C_2O_4$ и 2 н раствора хлороводородной кислоты. Подогреть раствор до $70-80 \text{ }^\circ\text{C}$, опустив пробирку на 4-5 мин в стакан с горячей водой. Вынуть пробирку и прибавить несколько капель раствора перманганата калия, встряхивая раствор после добавления каждой капли. Наблюдать обесцвечивание перманганата калия, обусловленное восстановлением его до марганца (II), а также выделение диоксида углерода, до которого окисляется щавелевая кислота. Написать уравнение реакции. Сколько электронов отдает молекула щавелевой кислоты?