

Векшин В.В., Трефилова Т.В.

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

Для выполнения лабораторных работ по курсу «Химия»

Специальность 090600–«Разработка и эксплуатация нефтяных и газовых месторождений»

Специальность 090800–«Бурение нефтяных и газовых скважин»

Специальность 060800–«Экономика и управление на предприятии нефтяной и газовой промышленности»

Специальность 080500–«Геология нефти и газа»

Ижевск 2008

Федеральное агентство по образованию

Государственное образовательное учреждение высшего профессионального образования

«Удмуртский государственный университет»

Нефтяной факультет

Кафедра разработки и эксплуатации нефтяных и газовых
месторождений

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

Для выполнения лабораторных работ по курсу «Химия»

Специальность 090600–«Разработка и эксплуатация нефтяных и газовых месторождений»

Специальность 090800–«Бурение нефтяных и газовых скважин»

Специальность 060800–«Экономика и управление на предприятии нефтяной и газовой промышленности»

Специальность 080500–«Геология нефти и газа»

Ижевск 2008

УДК 546 (07)

ББК 24.1 р 30

М545

Составители: Векшин В.В. к.х.н., доцент, Трефилова Т.В., старший преподаватель кафедры РЭНГМ.

Векшин В.В., Трефилова Т.В. Химия Методические указания для выполнения лабораторных работ/УдГУ. Ижевск, 2008. 31 стр.

В настоящем учебном пособии представлены методические указания по выполнению лабораторных работ по курсу «Химия»

Практикум предназначен для студентов вузов специальности «Разработка и эксплуатация нефтяных и газовых месторождений», «Бурение нефтяных и газовых скважин», «Экономика и управление на предприятии нефтяной и газовой промышленности», «Геология нефти и газа».

© Векшин В.В., Трефилова Т.В., 2008

©ГОУВПО «УдГУ», 2008

Правила по технике безопасности при работе в химической лаборатории.

К работе в химической лаборатории допускаются лица, прошедшие инструктаж по охране труда и технике безопасности на рабочем месте.

1. Пребывание студентов в лаборатории разрешается только в присутствии преподавателя.

2. Перед началом лабораторной работы необходимо привести в порядок свое рабочее место, убрав все лишнее.

3. Все работы в лаборатории должны проводиться в хлопчатобумажном халате, а в некоторых случаях необходимо использовать резиновые перчатки и защитные очки.

4. При всех работах следует соблюдать максимальную осторожность, помня, что неаккуратность, невнимательность, недостаточное знакомство с приборами и свойствами веществ, с которыми ведется работа, может повлечь за собой несчастный случай.

5. Химические опыты проводить с таким количеством вещества и концентрациями, в такой посуде и приборах и в таких условиях, которые указаны в руководствах.

6. Не ставить ни одного опыта и не пускать в дело ни одного прибора без предварительной проверки.

7. Не производить никаких опытов с нечистой посудой.

8. Не оставлять никаких веществ без этикеток или надписей.

9. Никаких веществ в лаборатории не пробовать на вкус.

10. Нюхать какие-либо вещества в лаборатории необходимо с осторожностью, не наклоняясь над сосудом и не вдыхая полной грудью, а направляя к себе пары или газ движением руки.

11. Не наклоняться над сосудом, в котором что-нибудь кипит или наливается какая-нибудь жидкость, особенно едкая.

12. Для засасывания жидкости в пипетку и вообще при работе с пипеткой необходимо пользоваться резиновой грушей.

13. Пробирку, в которой нагревается жидкость, держать отверстием в

сторону от себя.

14. Остатки опасных веществ не выбрасывать в мусорные ящики или раковины, а тщательно собирать в предназначенные для этого сосуды.

15. Всякий прибор перед опытом должен быть проверен.

16. После окончания работы привести в порядок рабочее место, убрать все химические реактивы. Отработанные растворы реактивов слить в стеклянную тару с крышкой для их последующего уничтожения.

Оформление лабораторных работ.

Каждый студент оформляет в тетради для лабораторных работ ее результаты по форме:

- 1) дата выполнения;
- 2) название лабораторной работы и ее номер;
- 3) название опыта
- 4) уравнение реакций, наблюдения, расчеты, таблицы, графики;
- 5) выводы.

Лабораторный журнал заполнять в процессе выполнения работы.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №1

ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЕКУЛЯРНОЙ МАССЫ ДИОКСИДА УГЛЕРОДА

Цель работы Изучение метода определения молярной массы вещества в газовом состоянии.

Сухую колбу плотно закрыть пробкой и отметить восковым карандашом уровень, до которого пробка вошла в горло колбы. Взвесить колбу с пробкой на технических весах с точностью до 0,02 г (m_1)

Наполнить колбу диоксидом углерода из аппарата Киппа. В данной работе необходимо пропустить газ через две промывные склянки, одна из которых наполнена водой, чтобы очистить газ от примесей хлороводорода, а другая-концентрированной серной кислотой для осушки газа.

Газ следует пропустить в колбу медленно, так, чтобы можно было считать пузырьки в промывных склянках. Через 5-10 мин., не закрывая кран у аппарата Киппа, медленно вынуть газоотводную трубку из колбы и тотчас закрыть колбу пробкой. Не нагревать колбу руками, для чего при закрывании пробкой держать колбу пальцами за горлышко на весу в вертикальном положении. Зачем необходима эта предосторожность?

Взвесить колбу с диоксидом углерода на тех же весах с той же точностью, что и колбу с воздухом (m_2).

Произвести контрольный опыт: в ту же колбу дополнительно пропускать газ в течение 5 минут и снова взвесить колбу. Если воздух из колбы был полностью вытеснен диоксидом углерода, то результаты первого и второго взвешивания не должны расходиться более чем на 0,02 г.

Измерить рабочий объем колбы (V_1) для чего наполнить колбу дистиллированной водой до черты на шейке колбы и замерить объем воды, вылив ее в мерный цилиндр.

Записать атмосферное давление и температуру, при которых проводился опыт.

Запись данных опыта и расчеты

Данные опыта следует записать в следующем виде:

Масса колбы с пробкой и воздухом, $m_1 =$ г.

Масса колбы с пробкой и диоксидом углерода, $m_2 =$ г.

Объем газа в колбе, $V_1 =$ мл.

Температура, $t =$ °C; абсолютная температура, $T =$ К.

Атмосферное давление, $P =$ мм. рт. ст. = Па.

Рассчитайте объем воздуха V_0 при нормальных условиях ($t=0$ °C, $P=760$ мм. рт. ст.=101,3 кПа) по уравнению Клапейрона:

$$\frac{V_0 P_0}{T_0} = \frac{VP}{T}$$

Вычислите массу воздуха (m_3) в объеме колбы, учитывая, что при нормальных условиях (н.у) масса 1 литра воздуха равна 1,293 г..

Найдите массу пустой (без воздуха) колбы с пробкой, $m_4=m_1-m_3$, г.

Рассчитайте массу диоксида углерода в объеме колбы, $m_5=m_2-m_4$, г.

Определите относительную плотность диоксида углерода по воздуху $D_{\text{возд}}$ и по водороду D_{H_2} , а также вычислите молекулярную массу CO_2 по уравнениям:

$$1) D_{\text{возд}} = \frac{Mr(\text{CO}_2)}{Mr(\text{возд.})}$$

$$3) M(\text{CO}_2) = \frac{m_5 RT}{pV}$$

$$2) D_{\text{H}_2} = \frac{Mr(\text{CO}_2)}{Mr(\text{H}_2)}$$

$$4) M(\text{CO}_2) = \frac{m_5 \cdot 22,4}{V}$$

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №2

КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Цель работы: изучить, от каких факторов и как зависит скорость гомогенных и гетерогенных химических реакций.

Опыт №1

1. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость реакции в гомогенной системе

Реакция взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой протекает по уравнению:



Предварительно сделать качественный опыт, для чего в пробирку внести 5-10 капель 0,5 М раствора тиосульфата натрия и 3-5 капель 1М раствора серной кислоты. Наблюдать появление слабой опалесценции и дальнейшее помутнение раствора от выпавшей свободной серы.

Приготовьте в трех пробирках три раствора тиосульфата натрия одинакового объема, но различной концентрации по схеме:

Пробирка №1-5 капель 0,5 М раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 10 капель воды;

Пробирка №2-10 капель 0,5 М раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 5 капель воды;

Пробирка №3-15 капель 0,5 М раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Первую и вторую пробирки осторожно встряхните. Таким образом, концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ в моль/л будет:

в 1-й пробирке-1С моль/л;

во 2-й пробирке-2С моль/л;

в 3-й пробирке-3С моль/л.

В первую пробирку добавить одну каплю 1 М. серной кислоты, одновременно включите секундомер. Отметьте время от момента добавления кислоты до появления в растворе заметной опалесценции. Таким же образом сделайте опыт со второй и третьей пробирками, отмечая по секундомеру

время до появления в растворе опалесценции.

Данные опыта занесите в таблицу:

Таблица 1

число капель $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Число капель воды	Число капель H_2SO_4	Общий объем раствора	Условная концентрация	Время течения реакции	Скорость реакции в усл. ед.
5	10	1	16	1С		
10	15	1	16	1С		
15	0	1	16	1С		

Постройте график зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. По оси абсцисс отложить в определенном масштабе относительные концентрации тиосульфата натрия, по оси ординат – соответствующие им скорости (в условных единицах).

Сделайте соответствующие выводы.

Опыт №2 Влияние температуры на скорость гомогенной реакции

Приготовьте три термостата, для чего в три стакана емкостью 300-400 мл налить воды на $\frac{2}{3}$ объема, стаканы докрыть картонными крышками с отверстиями, в одно из которых вставить термометр, а в другое отверстие поместите пробирку с 10 каплями 1 М раствора тиосульфата натрия. Один термостат оставьте при комнатной температуре, во втором с помощью льда установите температуру на 10С ниже, а в третьем нагрейте воду до температуры на 10 °С выше комнатной. Через 10-15 минут, не вынимая пробирку с тиосульфатом натрия из термостата, добавьте в нее одну каплю 1 М серной кислоты и одновременно включите секундомер. Отметьте время от момента добавления кислоты до появления заметной опалесценции. Повторить опыт с раствором тиосульфата натрия в двух других термостатах. Произвести отсчет времени, как и в первом случае. Полученные данные внести в таблицу.

Таблица 2

№ опыта	Температура опыта, °С	Время течения реакции, с	Скорость реакции в усл. ед.

Постройте график зависимости скорости изученной химической реакции от температуры, сделайте соответствующие выводы. Рассчитайте температурный коэффициент реакции.

Опыт №3 Влияние величины поверхности раздела фаз на скорость гетерогенной реакции

В две пробирки поместите одинаковые по массе навески мрамора (примерно по 1 г): в одну из них целым кусочком, а в другую-в виде крошки. Одновременно в обе пробирки добавьте одинаковое количество (4-5 мл)-соляной кислоты (1:1). Для соблюдения одновременности добавления кислоты опыт могут проводить два студента совместно. Отметьте время полного растворения мрамора в каждом случае.

Напишите уравнение протекающей реакции. Объясните, почему скорость растворения мрамора в двух случаях различна?

Опыт №4 Смещение химического равновесия

Влияние концентрации реагирующих веществ на смещение равновесия:

В четыре пробирки поместите по 1 мл разбавленных растворов хлорида железа (III) FeCl_3 и роданида калия KNCs . Перемешайте содержимое пробирок стеклянной палочкой или легким встряхиванием, и поставьте пробирки в штатив. Одну пробирку с полученным раствором сохраните для сравнения результатов опыта. В остальные пробирки добавить следующие реактивы:

в первую-1 каплю насыщенного раствора FeCl_3 ;

во вторую-1 каплю насыщенного раствора KNCS ;

в третью-несколько кристалликов хлорида калия.

Сравнить интенсивность окраски полученных растворов с интенсивностью окраски раствора сравнения. Запишите свои наблюдения. Составьте уравнения соответствующей обратимой реакции и напишите выражение для константы равновесия. Дайте ответы на следующие вопросы:

1. Какие вещества находятся в исследуемом растворе при равновесии?
2. Какое вещество придает раствору красную окраску?
3. Как изменяется интенсивность окраски раствора и в каком направлении смещается равновесие данной равновесной системы при добавлении:
 - а) хлорида железа (III);
 - б) роданида калия;
 - в) хлорида калия?
4. Как изменяются при этом в каждом случае концентрации компонентов равновесной системы по сравнению с их концентрациями при установлении первоначального равновесия?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №3

ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ

Цель работы: Освоить навыки приготовления растворов заданной концентрации.

Приготовить 100 мл. 0,5 н раствора хлорида бария BaCl_2 (1 вариант), 0,1 М раствор сульфата натрия Na_2SO_4 (2 вариант), 0,1 М раствор карбоната натрия Na_2CO_3 (3 вариант).

Рассчитать, какое количество $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, Na_2CO_3 (безводн) требуется для приготовления 100 мл. 0,5 н раствора хлорида бария, 0,1 М раствора сульфата натрия, 0,1 М раствора карбоната натрия.

Отвесить в предварительно взвешенном стаканчике это количество соли на технохимических весах с точностью до 0,01 г. Взятую навеску всыпать через воронку в мерную колбу емкостью 100 мл и тщательно смыть дистиллированной водой с воронки оставшуюся на ней соль. Навеску в колбе растворить в малом количестве воды, долить колбу до черты, закрыть пробкой и хорошо перемешать. Перелить полученный раствор в сухой высокий цилиндр и определить ареометром его плотность. Затем раствор вылить в склянку. Найти процентное содержание в нем BaCl_2 . (табл.1). Вычислить молярность и нормальность полученного раствора. Установить расхождение концентрации полученного раствора с заданной.

Таблица 1

Процентное содержание и плотность растворов соли BaCl_2
при 20 С

Процентное содержание	Плотность растворов солей BaCl_2 , (г/см ³)
1	-
2	1.016
4	1.034
6	1.053

8	1.072
10	1.092
12	1.113
14	1.134
16	1.156
18	1.179
20	1.203
22	1.228

Таблица 2

Процентное содержание и плотность растворов соли Na_2SO_4
при 20 С

Процентное содержание	Плотность растворов солей Na_2SO_4 , г/см ³
1	1.008
2	1.016
4	1.035
6	1.053
8	1.072
10	1.091
12	1.111
14	1.131
16	1.151

Таблица 3

Процентное содержание и плотность растворов соли Na_2CO_3
при 20 С

Процентное содержание	Плотность растворов солей Na_2CO_3 , г/см ³
0,19	1.000
0,67	1.005
1,14	1.010
1,62	1.015
2,10	1.020
2,57	1.025
3,05	1.030
3,54	1.035
4,03	1.040
4,50	1.045
4,98	1.050
5,47	1.055

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №4

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

Цель работы: Изучить свойства растворов электролитов путем измерения электропроводности растворов; изучить влияние различных факторов на степень диссоциации веществ.

Опыт N1. Электропроводность водных растворов кислот, солей, и оснований. Сильные и слабые электролиты.

1. Собрать прибор для определения электропроводности растворов. Электроды опустить в стакан с дистиллированной водой. Загорается ли лампочка? Проводит ли дистиллированная вода электрический ток?

2. Внести в стакан с водой 4-5 микрошпателей сахара. Является ли проводником раствор сахара? После каждого испытания промывать электроды в дистиллированной воде.

3. В сухой стакан насыпать поваренную соль так, чтобы она покрыла дно стакана. Опустить в соль электроды. Проводит ли ток сухая соль? Добавьте из промывалки 20-30мл дистиллированной воды. Что наблюдается? Промыть электроды. Объясните, почему раствор соли электропроводен, а чистая вода и сухая соль, взятые в отдельности, - нет. К электролитам или неэлектролитам относится поваренная соль? Напишите уравнение ее диссоциации.

4. Испытайте аналогичным образом электропроводность 0,1н. растворов серной кислоты, гидроксида натрия NaOH, сульфата меди (медного купороса), гидроксида аммония NH_4OH , уксусной кислоты CH_3COOH , наливая каждый из перечисленных растворов в отдельный стакан емкостью 50мл на 1/2 его объема. Промывайте электроды после каждого испытания дистиллированной водой. Какие из испытанных вами веществ являются электролитами? Напишите уравнения диссоциации каждого из них. По интенсивности загорания электрической лампочки отметьте сильные и слабые электролиты. К сильным или слабым электролитам относятся гидроксид аммония и уксусная кислота? Слейте их в один стакан и снова

опустите электроды. Изменилась ли яркость свечения лампочки? К сильным или слабым электролитам относится полученная при сливании растворов соль ацетат аммония $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$?

Сделайте общий вывод: сильными или слабыми электролитами являются кислоты? основания? соли? Чем измеряется сила электролита? Укажите условные значения степени и константы диссоциации для сильных, слабых и средней силы электролитов.

Опыт N2. Смещение равновесия диссоциации слабого электролита.

а) Влияние разбавления на степень электролитической диссоциации.

В стакан на 50мл налейте 25мл концентрированной уксусной кислоты, опустите в нее электроды. Хорошо ли проводит ток концентрированная уксусная кислота?

Отлейте 5мл кислоты из стакана обратно в мерный цилиндр, добавьте дистиллированной воды до 25мл и вылейте полученный раствор во второй стакан емкостью 50мл. Измерьте проводимость полученного раствора уксусной кислоты. Повторите разбавление раствора еще несколько раз и определите проводимость полученных растворов. Наблюдайте усиление свечения лампочки. В какую сторону сместилось равновесие диссоциации уксусной кислоты? Как зависит степень диссоциации от разбавления раствора (для каждого электролита существует свой предел разбавления, в рамках которого концентрация ионов в единице объема увеличивается, вследствие увеличения степени диссоциации при разбавлении. Выше этого предела концентрация ионов может уменьшаться за счет сильного увеличения объема раствора)?

Объясните наблюдаемое явление, написав выражение константы диссоциации уксусной кислоты.

б) Влияние добавления соли слабой кислоты на степень диссоциации этой кислоты.

В две пробирки внесите по 5-7 капель 0,1 М раствора уксусной кислоты. В каждую пробирку добавьте по одной капле метилового

оранжевого. Как окрасился индикатор под влиянием ионов H^+ ? Одну пробирку с уксусной кислотой оставьте в качестве контрольной, в другую добавьте 2-3 микрошпателя сухой соли ацетата натрия CH_3COONa . Перемешайте раствор стеклянной палочкой и сравните цвет полученного раствора в контрольной пробирке. Напишите уравнение диссоциации уксусной кислоты и выражение константы ее диссоциации. Объясните, как смещается равновесие диссоциации уксусной кислоты при добавлении к ней ацетат-ионов CH_3COO^- из соли. Как меняется при этом степень диссоциации уксусной кислоты и концентрация ионов H^+ ?

Увеличится или уменьшится степень диссоциации уксусной кислоты при добавлении к ней сильной кислоты?

Опыт N3. Направление обменных ионных процессов в растворах электролитов.

а) Образование малорастворимых веществ.

В три пробирки внесите по 2-3 капли следующих растворов: в первую - трихлорида железа $FeCl_3$, во вторую - силиката натрия Na_2SiO_3 , в третью- разбавленной серной кислоты H_2SO_4 . Добавьте в них по такому же количеству растворов: в первую пробирку - едкого натра, во вторую-соляной кислоты, в третью- хлорида бария. Наблюдайте в первом случае выпадение осадка тригидроксида железа, во втором- метакремниевой кислоты, в третьем- сульфата бария.

Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения протекающих реакций, направленных в сторону образования малорастворимых веществ.

б) Образование слабых кислот и оснований.

В две пробирки внесите по 5-7 капель: в первую- раствора ацетата натрия $NaCH_3COO$, во вторую- хлорида аммония. Добавьте в первую пробирку несколько капель серной кислоты (1:1), перемешайте раствор стеклянной палочкой и слегка подогрейте.

Определите по запаху, что реакция протекала в сторону образования слабой уксусной кислоты. Напишите молекулярное и ионное уравнение

реакций (слабые электролиты в ионных уравнениях, как в правой, так и в левой части равенства записываются в виде недиссоциированных молекул). Во вторую пробирку добавьте 4 н. раствора щелочи и подогрейте раствор. Определите по запаху выделение аммиака. Напишите молекулярное и ионное уравнения реакции, протекающей в сторону образования слабого основания NH_4OH , и уравнение его распада на аммиак и воду.

в) Реакции нейтрализации.

Возьмите в две пробирки по 5-7 капель 2 н. раствора щелочи и добавьте по одной капле фенолфталеина. Под влиянием каких ионов фенолфталеин окрасился в красный цвет? В одну пробирку добавляйте по каплям 2 н. раствор соляной или серной кислоты, во вторую- 2 н. раствор уксусной кислоты до обесцвечивания раствора. Чем объясняется исчезновение гидроксид-ионов при добавлении кислоты? В каком случае обесцвечивание раствора наступило быстрее?

Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций нейтрализации щелочи соляной и уксусной кислотами. Почему равновесие ионного процесса смещается в сторону образования воды при наличии в левой части равенства малодиссоциированных молекул уксусной кислоты?

г) Образование летучих продуктов реакции.

Поместите в две пробирки по 5-7 капель раствора соды Na_2CO_3 . Проверьте наличие в растворе иона CO_3^{2-} , для чего в одну пробирку добавьте несколько капель дихлорида кальция. Какое вещество выпало в осадок? Напишите ионное уравнение реакции. Во вторую пробирку добавьте несколько капель серной кислоты (1:1) и наблюдайте выделение газа. Подогрейте слегка пробирку, дождитесь конца выделения газа и добавьте несколько капель раствора CaCl_2 . Почему не выпадает осадок? Напишите ионное уравнение реакции взаимодействия соды с серной кислотой.

АБОРАТОРНАЯ РАБОТА №5

ИОННОЕ ПРОИЗВЕДЕНИЕ ВОДЫ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ.

Цель работы: Научиться измерять и сравнивать pH различных растворов. Изучить некоторые свойства водных растворов солей, связанные с реакцией гидролиза; выявить, от каких факторов и как зависит степень гидролиза.

Опыт №1 Визуально-колориметрический метод определения pH раствора.

Раствор, в котором вы должны определить значение водородного показателя pH, получить у преподавателя. Разделите раствор на 4 пробирки и в каждую добавьте по капле разных индикаторов. Отметьте цвет раствора в каждой пробирке. Сопоставляя данные таблицы 1 с наблюдаемой окраской индикаторов, установите примерное значение pH в исследуемом растворе.

Опыт №2 Определение pH раствора при помощи универсальной индикаторной бумаги.

Полоску универсальной индикаторной бумаги погрузите на несколько секунд в исследуемый раствор. Выньте полоску и сразу же сравните окраску сырой бумаги с цветной шкалой. Сделайте вывод о значении pH исследуемого раствора. Укажите реакцию его среды и вычислите концентрацию иона водорода.

Таблица 1

Интервалы перехода окраски некоторых кислотно-основных индикаторов.

Индикаторы	Интервал перехода окраски индикаторов в единицах pH	Изменение окраски индикатора
Метиловый оранжевый	3,1-4,4	Красная-желтая
Метиловый красный	4,4-6,2	Красная-желтая
Лакмус	5,0-8,0	Красная-синяя
Фенолфталеин	8,0-10,0	Бесцветная-малиновая

Гидролиз солей.

Опыт N3. Реакция среды растворов различных средних солей.

В шесть пробирок на 1/3 объема налейте нейтральный раствор

лакмуса. Одну из пробирок оставьте в качестве контрольной, а в остальные добавьте по одному микрошпателью солей: в первую - ацетата натрия NaCH_3COO , во вторую - хлорида алюминия AlCl_3 , в третью - силиката натрия Na_2SiO_3 , в четвертую - ацетата аммония $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$, в пятую - хлорида калия KCl .

Какой реакции среды следует ожидать в растворах указанных средних солей?

Размешайте раствор в каждой пробирке отдельной палочкой. Как изменилась окраска раствора лакмуса от добавления каждой соли? Какая реакция среды характеризуется получившимся цветом лакмуса?

Оформите результаты своих наблюдений в виде таблицы:

Таблица №2

N опыта	Формула соли	Ожидаемая реакция среды	Окраска лакмуса	Фактическая реакция среды	Порядок pH в растворе (pH<7, pH>7, pH=7)

В результате какого процесса могли появиться избыточные ионы H^+ или OH^- в водном растворе средних солей? Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения гидролиза соответствующих солей. Укажите вид гидролиза: простая форма (слабый компонент одноосновен) или ступенчатая (для многоосновных слабых компонентов).

В случае ступенчатого гидролиза напишите уравнение реакции лишь для первой ступени, так как практически при данной концентрации раствора последующие ступени гидролиза протекают очень слабо. Сформулируйте определение процесса гидролиза и сделайте общий вывод о реакции среды водных растворов 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 N 4. Особые случаи полного гидролиза.

В две пробирки внести по 6-8 капель раствора трихлорида алюминия. В одну пробирку добавьте такой же объем раствора сульфида аммония, в другую - раствора карбоната натрия. Наблюдайте в обеих пробирках выпадение осадка гидроксида алюминия, сопровождающееся в первом случае выделением газообразного сероводорода (отметьте запах), во втором - пузырьков диоксида углерода.

Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций. Почему не получилось сульфида и карбоната алюминия? Почему хлорид алюминия (см. опыт

1) подвергается ступенчатому гидролизу, а сульфид алюминия - полному ?

Опыт N 5. Исследование факторов, влияющих на степень гидролиза солей.

а) Влияние температуры на степень гидролиза солей.

Налейте в пробирку до половины ее объема дистиллированной воды и внесите в нее 2-3 микрошпателя ацетата натрия NaCH_3COO . Напишите ионное уравнение гидролиза этой соли. Кислая или щелочная среда должна быть в растворе этой соли? Добавьте к раствору каплю фенолфталеина. Наблюдайте очень слабое порозовение раствора.

Половину полученного раствора отлейте в другую пробирку и оставьте для сравнения, а пробирку с оставшимся раствором укрепите в штативе и опустите в водяную баню с горячей водой. Как изменяется окраска раствора при нагревании? Какой вывод об изменении концентрации ионов OH^- в растворе можно сделать на основании изменения окраски фенолфталеина? В каком направлении сместилось равновесие гидролиза?

Укажите причину увеличения степени гидролиза соли с повышением температуры раствора.

б) Влияние разбавления раствора на степень гидролиза солей.

Внести в пробирку 2-3 капли раствора хлорида сурьмы SbCl_3 . Добавляйте к раствору по каплям дистиллированную воду до выпадения белого осадка оксосурьмы SbOCl .

Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения:

а) гидролиза SbCl_3 по первой ступени, протекающего в достаточно концентрированном растворе с образованием растворимого в воде хлорида гидроксурьмы SbOHCl_2 ;

б) второй ступени гидролиза, протекающей при разбавлении раствора на холоду с образованием хлорида дигидроксурьмы $\text{Sb(OH)}_2\text{Cl}$, сопровождающейся отщеплением от образующейся основной соли молекулы воды и выпадением в осадок SbOCl .

Объясните влияние разбавления на увеличение степени гидролиза, для чего напишите выражение константы гидролиза солей трихлорида сурьмы по первой ступени (для ионного уравнения). Проанализируйте, во сколько раз увеличится числитель и знаменатель при увеличении разбавления в два раза. Вызовет ли это смещения равновесия гидролиза? В сторону увеличения или уменьшения?

Напишите ионное уравнение первой ступени гидролиза карбоната аммония $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ и выражение константы этого равновесия. Будет ли влиять разбавление на степень гидролиза карбоната аммония? Сделайте общий вывод: степень гидролиза каких солей не зависит от разбавления?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №6

ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ И СПОСОБЫ ЕЕ УСТРАНЕНИЯ

Цель работы: Знакомство с одним из методов определения жесткости воды и способами устранения жесткости.

а) Насыпать в колбочку (на кончике ножа) MgCO_3 и CaCO_3 . Налить до половины колбочки воды и взболтать в ней смесь этих двух солей. Из аппарата Киппа пропускать CO_2 до полного растворения солей.

Полученную жесткую воду оставить для следующих опытов.

б) Взять четыре пробирки: в одну налить дистиллированную воду, а в остальные три – полученную в предыдущем опыте жесткую воду.

В пробирку с дистиллированной водой приливать по каплям из бюретки мыльный раствор до получения устойчивой мыльной пены, встряхивая пробирку после каждой капли. Записать число капель, необходимых для этого. То же самое проделать с одной из пробирок, где находится жесткая вода. Обратить внимание на осадок, который получается на стенках пробирки. Объяснить, почему для образования пены в жесткой воде необходимо больше капель мыльного раствора.

в) В другую пробирку с жесткой водой приливать по каплям, все время взбалтывая, известковую воду до появления исчезающей мути. После этого опять прилить, как и в первые две пробирки, мыльный раствор и заметить число капель, требуемое для образования пены.

г) Последнюю пробирку с жесткой водой прокипятить, охладить, после чего определить, сколько капель мыльного раствора требуется для образования пены.

Результаты записать в таблицу и из сопоставления полученных данных сделать выводы.

Таблица 1

Пробирки	Число капель мыльного раствора до образования пены
С дистиллированной водой С жесткой водой С жесткой водой после прибавления известковой воды С жесткой водой после кипячения	

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №7

КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ.

Цель работы Изучить способы получения и свойства комплексных соединений некоторых металлов.

Опыт №1 Образование и диссоциация соединений с комплексным катионом

Налить в пробирку 1-2 мл раствора CuCl_2 и прибавлять по каплям раствор аммиака до образования осадка $\text{Cu}(\text{OH})_2$, затем прилить избыток раствора аммиака до растворения осадка. Сравнить окраску ионов Cu^{2+} с окраской полученного раствора. Присутствие каких ионов сообщает окраску раствору? Написать уравнение реакции получения комплексного основания и его координационную формулу, учитывая, что координационное число Cu^{2+} равно четырем. Какое основание является более сильным: гидроксид меди (II) или соответствующее комплексное основание? Почему?

Опыт №2 Образование и диссоциация соединений с комплексным анионом.

В пробирку с 2-3 мл раствора $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ добавлять по каплям 0,5 н. раствор KJ до выпадения осадка BiJ_3 . Затем добавить еще несколько капель раствора KJ до растворения выпавшего осадка. Каков цвет полученного раствора. Может ли окраска обуславливаться присутствием ионов K^+ , J^- , Bi^{3+} ? Написать уравнение реакций образования и диссоциации комплексного соединения и его координационную формулу, учитывая, что координационное число Bi^{3+} равно четырем.

Опыт №3 Различие между простыми и комплексными ионами железа (III).

а) К 1-2 мл раствора FeCl_3 прилить немного раствора KSCN . Написать уравнение реакции. Эта реакция характерна для иона Fe^{3+} и применяется для его обнаружения.

б) Доказать, обнаруживается ли ион Fe^{3+} в растворе $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, проделав характерную реакцию, как в опыте 3а

в) налить в одну пробирку немного раствора FeCl_3 , а в другую - $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и добавить в каждую из них одинаковое количество раствора FeSO_4 . Объяснить отсутствие изменений в первой пробирке и образование во второй осадка так называемой турнбулевой сини $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной формах. Реакции образования турнбулевой сини является характерной для комплексного иона $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$

Опыт №4 Прочность и разрушение комплексных ионов.

Налить в две пробирки одинаковые количества CuCl_2 . В одну из них добавить раствор NaOH , в другую $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Отметить цвет образующихся осадков. Эти реакции можно использовать для открытия иона Cu^{2+} . Составить уравнение реакций.

Раствор $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$, полученный в опыте 1, разделить поровну в две пробирки. В одну прилить раствор NaOH , а в другую раствор $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Что наблюдается? Написать уравнения происходящих реакций.

Дать объяснение наблюдаемым явлениям, исходя из данных о величинах произведений растворимости $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и CuS и константы нестойкости иона $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$

Опыт №5 Диссоциация двойной соли

Доказать наличие ионов NH_4^+ , Fe^{3+} , SO_4^- в растворе железо-аммонийных квасцов $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$, проделав для них характерные реакции с помощью растворов щелочи, KSCN и BaCl_2 .

Написать ионные уравнения реакций. Составить уравнение электролитической диссоциации железо-аммонийных квасцов.

В чем состоит сходство и отличие между двойными солями и другими комплексными соединениями?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №8

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Цель работы Проведение качественных опытов, раскрывающих окислительные и восстановительные свойства отдельных веществ.

*Опыт N1. Изменение окислительных свойств элементов в подгруппе
IIA периодической системы.*

Приготовьте в штативе четыре пробирки: две с сероводородной водой, две с раствором бромида калия (по 3-5 капель в каждой). Прибавьте в одну из пробирок с сероводородной водой и в одну из пробирок с бромидом калия по несколько капель хлорной воды. Отметьте появление мути (элементарной серы) в первой пробирке и желтой окраски (брома) во второй. Напишите уравнения реакций и укажите окислитель. В две оставшиеся пробирки добавьте иодной воды. Появились ли в них свободная сера и бром? Напишите уравнения соответствующих реакций.

У какого элемента окислительная способность выше - у хлора или у иода? Как зависит окислительная способность от величины сродства к электрону? Какой окислительной способностью должен обладать бром по сравнению с хлором и иодом? Как изменяется окислительная способность элементов подгруппы IIA при переходе от хлора к иоду? От чего это зависит?

*Опыт N2. Взаимодействие перманганата калия с нитритом калия
при различных величинах pH раствора.*

В три пробирки внести по 3-4 капли раствора перманганата калия KMnO_4 . В первую (чтобы получить pH раствора < 7) добавьте 2-3 капли раствора серной кислоты, во вторую ($\text{pH} > 7$) добавьте 2-3 капли раствора щелочи, в третьей пробирке $\text{pH} \approx 7$. Затем в каждую из пробирок внесите по два микрошпателя кристаллического нитрита калия KNO_2 и тщательно размешайте стеклянными палочками до полного растворения кристаллов.

Через некоторое время отметьте изменение окраски растворов во всех

трех пробирках. Напишите уравнения соответствующих реакций, учитывая, что фиолетовая окраска характерна для иона MnO_4^{4-} , зеленая- для иона MnO_4^{2-} , слабо-розовая, почти бесцветная,- для иона Mn^{2+} , осадок бурого цвета характеризует диоксид марганца MnO_2 и тетрагидроксид $\text{Mn}(\text{OH})_4$. Для каждой реакции составьте схему перехода электронов.

Примечание. В первой пробирке при $\text{pH} < 7$ могут выделяться газообразные оксиды азота, которые получаются как побочные продукты при взаимодействии нитрита калия с кислотой. В основном уравнении эта побочная реакция не учитывается.

Опыт N3. Действие серной кислоты и сероводорода на иодид калия.

В две пробирки с раствором иодида калия KI (по три капли в каждой) прибавьте по 2-3 капли: в первую- концентрированной серной кислоты, во вторую- свежеприготовленной сероводородной воды. Как объяснить появление желтой окраски иода только в одной из пробирок? Напишите уравнения реакции, считая, что серная кислота восстанавливается до сероводорода.

Опыт N4. Получение нестойкой азотистой кислоты и ее диспропорционирование.

В пробирку с 5-6 каплями нитрита калия KNO_2 добавьте 2-3 капли раствора серной кислоты. Наблюдайте выделение бурого газа. Запишите уравнения реакций взаимодействия нитрита калия с серной кислотой и разложения образовавшейся азотистой кислоты с получением оксидов азота NO и NO_2 . Какая из этих реакций является окислительно-восстановительной? Укажите окислитель и восстановитель.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №9 **ОСНОВЫ ХИМ.АНАЛИЗА. ТИТРОВАНИЕ.**

Цель работы Освоить методику количественного анализа раствора заданной концентрации.

Небольшим количеством раствора щелочи 1-2 раза ополоснуть бюретку для удаления капель воды с ее стенок. Укрепить бюретку в штативе и заполнить ее через воронку раствором щелочи до положения нижнего края мениска раствора выше нулевой отметки. Убедиться в отсутствие пузырьков воздуха внутри наконечника. Для его удаления нужно загнуть сливную трубку под углом и медленно пропускать щелочь, оттягивая стенки резинового шланга от стеклянного шарика. Пузырек воздуха выходит, и стеклянный наконечник заполняется раствором. Долить бюретку раствором выше нулевого деления и, медленно сливая щелочь, довести уровень жидкости до нулевой отметки. Промыть дистиллированной водой три конические колбы, налить в них пипеткой (по 50 мл) анализируемого раствора серной кислоты. В каждую колбу внести по 2-3 капли индикатора-фенолфталеина.

Под бюреткой на белый лист бумаги поставить коническую колбу с раствором кислоты так, чтобы носик бюретки входил внутрь колбы, а шарик в резиновом шланге находился немного выше горла колбы. Образуя зазор между стенками шланга и стеклянным шариком, приливать небольшими порциями раствор щелочи к раствору кислоты при непрерывном перемешивании раствора в колбе.

Так как растворы щелочи и кислоты имеют примерно одинаковую концентрацию, половину ожидаемого объема раствора щелочи можно прилить сразу. При появлении слабо-розового окрашивания скорость подачи раствора надо замедлить. Титровать следует до того момента, когда добавление одной капли раствора щелочи вызывает устойчивую окраску, не исчезающую в течение 30 с. Записать с точностью до 0,1 мл положение уровня раствора в бюретке.

Титрование повторить 3 раза. Объемы израсходованной щелочи не должны отличаться больше чем на 0,2 мл. В дальнейших расчетах использовать среднее значение из полученных.

Рассчитать молярную концентрацию эквивалента раствора щелочи по его титру, указанному на склянке, по формуле:

$$C(\text{NaOH}) = T(\text{NaOH}) \cdot 1000 / M(\text{NaOH}).$$

Вычислить молярную концентрацию эквивалента раствора кислоты:

$$c(1/2\text{H}_2\text{SO}_4) = V(\text{NaOH})c(\text{NaOH})/V(\text{H}_2\text{SO}_4)$$

Титр исследуемого раствора серной кислоты, т.е. точное содержание H_2SO_4 в граммах в 1 мл раствора, рассчитать по формуле

$$T(\text{H}_2\text{SO}_4) = c(1/2\text{H}_2\text{SO}_4)M(1/2\text{H}_2\text{SO}_4)/1000$$

Определение молярной массы эквивалента неизвестной кислоты

Для выполнения контрольного опыта необходимо получить у преподавателя раствор неизвестной кислоты с указанием объема кислоты (мл) и ее массой (г).

В мерную колбу с исследуемым раствором долить дистиллированной водой до метки и тщательно перемешать. Методика титрования полностью соответствует описанию эксперимента в предыдущем опыте. Используя средний результат, рассчитать молярную концентрацию кислоты по формуле:

$$c(1/zX)V(X) = C(\text{NaOH})V(\text{NaOH}),$$

Где $c(1/zX)$ -молярная концентрация эквивалента неизвестной кислоты; $V(X)$ -объем неизвестной кислоты.

Зная массу кислоты, содержащуюся в колбе, вычислить молярную массу эквивалента неизвестной кислоты по формуле:

$$M\left(\frac{1}{z}X\right) = \frac{T \cdot 1000}{c\left(\frac{1}{z}X\right)}$$

Рекомендуемая литература:

1. Глинка Н.Л. Общая химия.-М.: Интеграл-Пресс, 2003.
2. Суворов А.В., Никольский А.Б. Общая химия.-СПб.: Химия, 1995.
3. Коровин Н.В., Мингулина Э.М., Рыжова Н.Г. Лабораторные работы по химии.-М: Высшая школа, 2001.
4. Килеев Р.Г., Векшин В.В. «Пособие по общей химии»-Ижевск.Изд.дом «Удм. Университет», 2000
5. «Практикум по неорганической химии» под редакцией Л.В. Бабич, С.А.Балезин и др.-М: Просвещение, 1983
6. Карапетьяц М.Х. «Общая неорганическая химия»-М.:Химия, 2000
7. Рабинович В.А. «Краткий химический справочник»-СПб.: Химия, 1994