

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
«СЕВЕРО-ОСЕТИНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ К.Л. ХЕТАГУРОВА»

СВ. КАБАНОВ, О.В. НЕЕЛОВА

**ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ
ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ**
Общая химия

Учебно-методическое пособие



Сергей Владимирович Кабанов, Ольга Владимировна Неелова

**ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ ПО
НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ**

Общая химия

Сдано в набор 19.04.2012. Подписано в печать 21.05.2012. Лицензия ЛР№> 020218. Формат бумаги 60х84¹/₁₆. Бум. офс. Гарнитура шрифта «Times». Печать на ризографе. Усл.п.л. 4. Уч.-изд.л. 3,72. Тираж 50 экз. Заказ № 111. С 50.

Издательство Северо-Осетинского государственного университета имени К.Л. Хетагурова, 362025, г. Владикавказ, ул. Ватутина, 46.

БАЛЛЬНО-РЕЙТИНГОВАЯ СИСТЕМА ОЦЕНКИ ЗНАНИЙ ПО КУРСУ НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Оценка работы студента в течение семестра складывается из оценок, полученных на рубежных контрольных работах ($2 \cdot 30 = 60$ баллов) и оценок за текущую работу ($2 \cdot 20 = 40$ баллов). Оценка текущей работы проводится по нескольким позициям.

Оценка текущей работы студента

Таблица 1

Позиция	Вклад в оценку текущей работы, %	Максимальное количество баллов за семестр
Задания для подготовки к лабораторной работе	30	12
Выполнение лабораторной работы, сдача отчета	10	4
Индивидуальные домашние задания	40	16
Ответы на семинарах	20	8
Итог	100	40

К выполнению лабораторной работы допускаются только студенты, выполнившие задания, указанные в конце описания каждой работы. Все опыты должны быть заранее оформлены. Для записи наблюдений, количественных результатов и выводов в тетради должно быть оставлено место. Отчет о выполнении работы должен быть сдан на очередном лабораторном занятии. В противном случае отчет не принимается и баллы не выставляются.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1

ПОЛУЧЕНИЕ ОКСИДОВ, КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ

ЦЕЛЬ РАБОТЫ: экспериментально изучить реакции получения оксидов, оснований, кислот и солей.

ЛАБОРАТОРНОЕ ОБОРУДОВАНИЕ И ПОСУДА:

1. Аппарат Киппа.
2. Лабораторная центрифуга.
3. Тигельные щипцы.
4. Фарфоровая чашка.
5. Фарфоровая ступка с пестиком.
6. Тигель.
7. Микрошпатель.
8. Металлическая ложка.
9. Покровные стекла.
10. Штатив с пробирками.
11. Фильтровальная бумага.
12. Пинцет.
13. Стаканы (500 и 100 мл).
14. Стеклянные палочки.
15. Промывалка с дистиллированной водой.

РЕАКТИВЫ:

1. Сера.
2. Натрий.
3. Магний (лента или стружка).
4. Медь (пластина или проволока).
5. Железо (опилки или стружка).
6. Цинк (гранулированный).
7. Оксид магния.
8. Оксид кальция.
9. Оксид меди (II).
10. Оксид свинца (II).
11. Оксид фосфора (V).

12. Оксид кремния (IV).
13. Мел.
14. Оксид алюминия.
15. Карбонат кальция.
16. Ацетат натрия (0,5 М).
17. Полиэтилен.
18. Полипропилен.
19. Гидрокарбонат меди (II).
20. Силикат натрия (0,5 М)
21. Соляная кислота (2 М).
22. Серная кислота (2 М).
23. Уксусная кислота (2 М).
24. Гидроксид натрия (2 М и 40 %-ный).
25. Гидроксид кальция (насыщ.).
26. Сульфат меди (II) (0,5 М).
27. Карбонат натрия (0,5 М).
28. Гидрокарбонат натрия (0,5 М).
29. Хлорид железа (III) (0,5 М).
30. Сульфат марганца (II) (0,5 М).
31. Ацетат свинца (II) (0,5 М).
32. Хлорид или сульфат цинка (0,5 М).
33. Сульфат никеля (II) (0,5 М).
34. Сульфат кобальта (II) (0,5 М).
35. Хлорид алюминия (0,5 М).
36. Сульфат хрома (III) (0,5 М).
37. Иодид калия (0,5 М).
38. Хлорид аммония (0,5 М).
39. Хлорид бария (0,5 М).
40. Сульфат натрия (0,5 М).

ИНДИКАТОРЫ:

1. Лакмусовая бумага.
2. Универсальная индикаторная бумага.
3. Нейтральные растворы лакмуса, фенолфталеина, метилового оранжевого.

ОПЫТ 1. ПОЛУЧЕНИЕ ОКСИДОВ

1.1. Окисление простых веществ кислородом

Тонкую медную пластинку зажать тигельными щипцами (или пинцетом) и внести в пламя горелки. Нагреть до почернения.

Зажечь кусочек магниевой ленты, держа ее тигельными щипцами. Образовавшийся белый порошок сохранить для следующего опыта.

1.2. Окисление сложных веществ кислородом

Зажечь кусочек полиэтилена, держа его тигельными щипцами. Повторить опыт с кусочком полипропилена. При составлении уравнения реакции учесть образование копоти в процессе горения.

1.3. Разложение сложных веществ

Получить в пробирке голубой осадок гидроксида меди (II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ взаимодействием 1 – 2 мл раствора CuSO_4 с 0,5 – 1 мл раствором щелочи. Осторожно нагреть осадок вместе с раствором. Приблизительно при какой температуре начинается разложение осадка?

Поместить в пробирку немного гидрокарбоната меди (II) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, закрыть пробирку пробкой с газоотводной трубкой, которую нужно опустить в пробирку с известковой водой. Нагреть пробирку с солью в пламени горелки. Отметить и объяснить изменение цвета соли и изменения в пробирке с известковой водой.

ОПЫТ 2. ПОЛУЧЕНИЕ ОСНОВАНИЙ

2.1. Взаимодействие щелочных и щелочноземельных металлов с водой

Пинцетом взять из банки кусочек натрия (размером не более спичечной головки), протереть его фильтровальной бумагой для удаления керосина и бросить в большую фарфоровую чашку с водой. После окончания реакции добавить в чашку несколько капель

фенолфталеина. Почему кусочек натрия во время реакции перемещается по поверхности воды?

2.2. Взаимодействие оксидов щелочных и щелочноземельных металлов с водой

В фарфоровую чашку поместить 1 микрошпатель оксида кальция и прилить 1–2 мл воды. Размешать содержимое стеклянной палочкой и добавить 2–3 капли фенолфталеина. Повторить опыт с ранее полученным оксидом магния. Почему меняется окраска фенолфталеина?

2.3. Взаимодействие растворимых солей со щелочами

В пробирку с несколькими каплями раствора Na_2CO_3 добавлять по каплям раствор гидроксида кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$ до образования осадка. Что представляет собой раствор над осадком?

В пробирку с раствором сульфата меди (II) CuSO_4 добавить избыток раствора гидроксида натрия. Прodelать аналогичные опыты с растворами солей железа (III) и марганца (II). Какие изменения надо внести в уравнения реакций, если гидроксид натрия будет в недостатке?

ОПЫТ 3. ПОЛУЧЕНИЕ КИСЛОТ

3.1. Взаимодействие простых веществ с водородом

(Тяга!) Взять у лаборанта пробирку, наполненную хлором и пробирку наполненную водородом. Держа пробирку с водородом отверстием вниз, приложить ее к отверстию пробирки с хлором и смешать содержащиеся в них газы, несколько раз перевернув пробирки. Разъединив пробирки, внести их отверстием в пламя газовой горелки. Тотчас же после реакции налить в одну из пробирок немного воды, взболтать и испытать образовавшийся раствор лакмусом. Почему меняется цвет лакмуса?

3.2. Взаимодействие кислотных оксидов с водой

(Тяга!) В стакан с небольшим объемом воды внести на железной ложке горящую серу. стакан неплотно прикрыть стеклянной пластинкой. Когда сера сгорит, растворить образовавшийся газ SO_2 в воде встряхиванием стакана. Раствор испытать индикатором (метиловым оранжевым). Можно ли в качестве индикатора использовать фенолфталеин?

3.3. Взаимодействие кислот с солями

Положить в пробирку немного кристаллов ацетата натрия CH_3COONa и прибавить несколько капель разбавленной H_2SO_4 . Определить по запаху, какое вещество образовалось.

(Тяга!) Положить в пробирку немного кристаллов хлорида натрия и прибавить несколько капель концентрированной H_2SO_4 .

На кусочек мела капнуть уксусной кислотой. В каждой из проведенных реакций указать выполнение условий необратимости реакций ионного обмена.

ОПЫТ 4. ПОЛУЧЕНИЕ СОЛЕЙ

4.1. Взаимодействие металлов с неметаллами

(Тяга!) Насыпать в сухую пробирку тщательно перемешанную смесь 4 мас. ч. серы с 7 мас. ч. железных опилок. Укрепив пробирку со смесью вертикально в штативе, нагреть дно пробирки до появления красного накала. Наблюдать дальнейший разогрев всей массы, вызванный экзотермической реакцией образования сульфида железа (II) FeS .

4.2. Взаимодействие металлов с кислотами

Гранулу цинка опустить в пробирку с разбавленной соляной кислотой. Для ускорения начала реакции пробирку нагреть в пламени горелки. Почему вначале реакция идет очень медленно?

4.3. Взаимодействие кислотных и основных оксидов

В фарфоровой ступке тщательно перетереть оксид свинца(II) PbO и оксид кремния (IV) SiO_2 . Поместить смесь в тигель или тугоплавкую пробирку. Нагреть на сильном огне газовой горелки до получения силиката свинца $PbSiO_3$.

4.4. Взаимодействие основных оксидов с кислотами

Поместить в пробирку немного порошка оксида меди (II). Добавить несколько капель разбавленной соляной или серной кислоты. Осторожно нагреть пробирку.

4.5. Взаимодействие кислотных оксидов с основаниями

Пропустить диоксид углерода CO_2 из аппарата Киппа в раствор гидроксида кальция $Ca(OH)_2$ до появления, а затем исчезновения осадка. Почему при нагревании полученного раствора осадок вновь появляется?

4.6. Взаимодействие неметаллов со щелочами

Около 0,1 г порошка серы поместить в фарфоровую чашку, добавить 3-4 мл разбавленного раствора щелочи и прокипятить. Полученный раствор охладить и добавить раствор ацетата свинца. К какому типу реакций относится взаимодействие серы со щелочью?

4.7. Взаимодействие кислот с основаниями (реакция нейтрализации)

Налить в стакан немного раствора щелочи, прибавив к раствору 2-3 капли фенолфталеина. Добавлять по каплям раствор кислоты (помешивая стеклянной палочкой) до исчезновения окраски индикатора. Как будет меняться цвет раствора, если вместо фенолфталеина использовать лакмус?

Б. В пробирке для центрифугирования получить осадок гидроксида меди (II). Осадок отцентрифугировать с помощью центрифуги. Декантировать раствор. Добавить раствор любой кислоты до растворения осадка.

4.8. Взаимодействие кислот с солями

В фарфоровую чашку поместить немного порошка пищевой соды $NaHCO_3$, прилить уксусную кислоту. Где находит применение эта реакция?

К раствору силиката натрия добавить раствор соляной кислоты.

4.9. Взаимодействие щелочей с солями

К раствору хлорида алюминия добавить разбавленный раствор щелочи до выпадения осадка. После этого добавить концентрированный раствор щелочи до растворения осадка. Какие свойства гидроксида алюминия проявляются в этой реакции?

(Тяга) К раствору хлорида аммония добавить немного раствора щелочи. Обратит внимание на появление резкого запаха.

4.10. Взаимодействие солей с солями

К раствору хлорида бария прилить раствор сульфата натрия.

К раствору сульфата меди (II) прилить раствор иодида калия. При составлении уравнения реакции учесть протекание окислительно-восстановительного процесса.

К раствору хлорида алюминия прилить раствор карбоната натрия. Почему в таблице растворимости карбонат алюминия отмечен прочерком?

4.11. Взаимодействие солей с металлами

В одну пробирку с раствором сульфата меди (II) положить предварительно протравленную железную пластинку, а в другую пробирку с раствором ацетата свинца – две гранулы цинка. Пробирки оставить стоять в течение 10-15 мин. Почему раствор медного купороса нельзя наливать в оцинкованные ведра?

Задание для подготовки к лабораторной работе

1. Классификация оксидов, кислот, оснований и солей (письменно).

- Для каждого опыта написать название, молекулярное и сокращенное ионные уравнения реакций и оставить место для записи наблюдений. Дать ответ на поставленный вопрос.
- Какие из перечисленных веществ реагируют с гидроксидом калия: Mg(OH)_2 , Al(OH)_3 , ZnO , Ba(OH)_2 , Fe(OH)_3 ? Написать уравнения соответствующих реакций.
- Какие из указанных соединений будут попарно взаимодействовать: P_2O_5 , NaOH , ZnO , AgNO_3 , Na_2CO_3 , KCl , Cr(OH)_3 , H_2SO_4 ? Составить уравнения реакций.
- Составить уравнения реакций получения всеми возможными способами следующих солей: сульфат меди(II), нитрат натрия, карбонат кальция.
- Изменяя соотношения реагирующих веществ Ca(OH)_2 и H_3PO_4 написать уравнения реакций получения кислых, основной и средней солей. Осуществить превращения между этими солями: а) кислая соль \rightleftharpoons средняя соль, б) основная соль \rightleftharpoons средняя соль, в) кислая соль \rightleftharpoons кислая соль.
- Составить уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 а) $\text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe(NO}_3)_3$;
 б) $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca(H}_2\text{PO}_4)_2$;
 в) $\text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2$.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2

ВЗАИМОСВЯЗЬ МЕЖДУ КЛАССАМИ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

ЦЕЛЬ РАБОТЫ: осуществить цепочки превращений, включающие простые вещества и важнейшие классы неорганических соединений.

ЛАБОРАТОРНОЕ ОБОРУДОВАНИЕ И ПОСУДА:

- Аппарат Киппа.
- Лабораторная центрифуга.
- Тигельные щипцы.
- Фарфоровая чашка.
- Фарфоровая ступка с пестиком.
- Тигель.
- Микрошпатель.
- Металлическая ложка.
- Покровные стекла.
- Штатив с пробирками.
- Фильтровальная бумага.
- Пинцет.
- Стаканы (500 и 100 мл).
- Стеклянные палочки.
- Промывалка с дистиллированной водой.

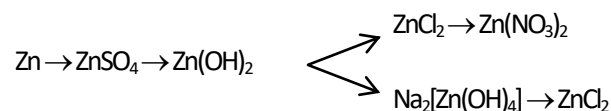
РЕАКТИВЫ:

- Сера.
- Медь (пластина или проволока).
- Железо (опилки или стружка).
- Цинк (гранулированный).
- Соляная кислота (2 М).
- Серная кислота (2 М).
- Гидроксид натрия (2 М и 40 %-ный).
- Сульфат меди (II) (0,5 М).
- Нитрат серебра (0,1 М).
- Хлорид бария (1 М).

ИНДИКАТОРЫ:

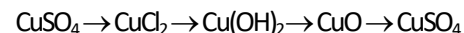
- Универсальная индикаторная бумага.

ОПЫТ 1. ОСУЩЕСТВИТЬ ПРЕВРАЩЕНИЯ:



Для осуществления превращения использовать 1 гранулу цинка. После полного растворения цинка в кислоте добавить небольшое количество щелочи (почему небольшое?). Осадок отцентрифугировать и часть осадка перенести с помощью стеклянного шпателя во вторую пробирку. Дальнейшие превращения осуществить самостоятельно.

ОПЫТ 2. ОСУЩЕСТВИТЬ ПРЕВРАЩЕНИЯ:



Самостоятельно выбрав реактивы, последовательно получить хлорид, а затем гидроксид меди (II). Осадок отцентрифугировать, нагреть в пламени спиртовки, а затем растворить в кислоте.

ОПЫТ 3. ПОЛУЧЕНИЕ И ПРЕВРАЩЕНИЯ КИСЛЫХ СОЛЕЙ

Смешать в пробирке равные объемы 1 М растворов серной кислоты и гидроксида натрия. С помощью универсального индикатора определить кислотность полученного раствора. Какая соль образовалась?

К полученному раствору добавить равный объем раствора щелочи. Определить кислотность нового раствора. Какая соль (соли?) образовалась?

ОПЫТ 4. ПОЛУЧЕНИЕ И ПРЕВРАЩЕНИЯ ОСНОВНЫХ СОЛЕЙ

К раствору хлорида меди (II) небольшими порциями добавлять раствор щелочи. Следить за изменением цвета раствора, цвета осадка и кислотностью раствора. Кислотность определять с помощью универсального индикатора. После того, как раствор станет щелочным, начинать добавлять соляную кислоту, следя за состоянием осадка, цветом раствора и кислотностью раствора. Заполнить таблицу 2.

Таблица 2

Состав и цвет раствора	pH раствора	Состав и цвет осадка

ОПЫТ 5. ВЗАИМОСВЯЗЬ МЕЖДУ КЛАССАМИ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Осуществить превращения:

Металл → Основной оксид → Основание

\uparrow
 Соль
 \downarrow

Неметалл → Кислотный оксид → Кислота

1. Кусочек кальция сжечь в ложечке для сжигания.

2. Продукт реакции растворить в небольшом количестве воды. Доказать образование щелочи.
3. Небольшое количество серы поджечь в ложечке для сжигания и внести ложечку в колбу с небольшим количеством воды.
4. После завершения горения колбу встряхнуть с целью поглощения образовавшегося оксида. Доказать образование кислоты.
5. Смешать полученные растворы щелочи и кислоты. Определить pH полученного раствора. Дать объяснения.

Задание для подготовки к лабораторной работе

1. Написать молекулярные и краткие ионные уравнения реакций. Ответить на вопросы и выполнить задания, включенные в описания опытов.
2. Выполнить упражнения: [1] № 5.9, 5.10, 5.11.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3

ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЯРНОЙ МАССЫ ЭКВИВАЛЕНТА МАГНИЯ

ЦЕЛЬ РАБОТЫ: экспериментально определить молярную массу эквивалента металла и рассчитать погрешности определения.

ЛАБОРАТОРНОЕ ОБОРУДОВАНИЕ И ПОСУДА:

1. Установка для определения молярной массы эквивалента металла.
2. Весы электронные.

3. Термометр.
4. Барометр.
5. Пипетка вместимостью 5 мл.
6. Груша резиновая.

РЕАКТИВЫ И РАСТВОРЫ:

1. 1 М раствор серной кислоты.
2. Магниева лента.

ТЕОРЕТИЧЕСКОЕ ОБОСНОВАНИЕ

Метод основан на измерении объема водорода, который выделяется из кислоты при взаимодействии ее с металлом.

Применяемый для определения прибор состоит из двух бюреток, укрепленных на штативе и соединенных резиновой трубкой. В такой сообщающийся сосуд наливают воду приблизительно до половины объема бюреток. Одну из бюреток сверху закрывают пробкой с отводной трубкой, к которой присоединяют пробирку, где происходит реакция между кислотой и металлом. Другая бюретка служит приемником для воды, вытесняемой выделяющимся при реакции водородом.

Объем выделившегося водорода определяют по разности уровней воды в любой из бюреток до и после опыта при давлении в закрытой бюретке, равном атмосферному. Давление газа в закрытой бюретке равно атмосферному, если вода в обеих бюретках находится на одном уровне.

Даже при комнатной температуре пар над поверхностью воды обладает заметным давлением. Поэтому для определения парциального давления водорода необходимо от общего (атмосферного) давления, под которым находится водород, вычесть давление насыщенного водяного пара $p(\text{H}_2\text{O})$ (приводится в справочнике):

$$p(\text{H}_2) = p_{\text{атм.}} - p(\text{H}_2\text{O})$$

Для приведения объема выделившегося водорода к нормальным условиям используют уравнение объединенного газового закона:

$$\frac{p_o V_o}{\dot{O}_0} = \frac{p_1 V_1}{T_1} .$$

Исходя из эквивалентного объема водорода $V(\frac{1}{2}H_2) = 11,2$ л и найденного значения V_0 , вычисляют

$$n(\frac{1}{2}H_2) = \frac{V_0}{V(\frac{1}{2}H_2)}.$$

По закону химических эквивалентов:

$$n(\frac{1}{2}H_2) = n(\frac{1}{2}Mg).$$

Отсюда:

$$M_{\text{экв}}(\frac{1}{2}Mg) = \frac{m(Mg)}{n(\frac{1}{2}Mg)}.$$

Для оценки качества выполнения работы рассчитывают абсолютную и относительную погрешности измерений.

$$\Delta M = |M_{\text{н}} - I_{\text{н}}|.$$

$$\Delta I_{\text{н}} \% = \frac{\Delta I_{\text{н}}}{I_{\text{н}}} \cdot 100\%.$$

ХОД РАБОТЫ

1. Получить навеску металла массой 0,02 – 0,03 г у лаборанта и взвесить ее с помощью электронных весов с точностью до 0,001 г.
2. В пробирку с помощью пипетки налить 5 мл 1 М раствора серной кислоты так, чтобы внутренние стенки пробирки остались сухие.
3. Поддерживая пробирку в наклонном положении, поместить навеску металла на стенку у отверстия пробирки, не опуская в кислоту. Закрывать пробирку пробкой с газоотводной трубкой.
4. Проверить герметичность прибора. Для этого, не трогая бюретку с пробиркой, переместить другую бюретку вместе с лапкой штатива так, чтобы уровень воды в ней стал на 5 – 10 см выше, чем в первой бюретке. Если разница в уровнях не изменяется, то прибор герметичен.

5. Привести воду в бюретках к одному уровню и отметить уровень воды в одной из бюреток. Отсчет производить по нижнему мениску с точностью до 0,1 мл.
6. Стряхнуть металл в кислоту. Наблюдается выделение водорода и вытеснение воды из бюретки.
7. Дать пробирке охладиться до комнатной температуры. Привести воду в бюретках к одному уровню и записать новый уровень воды в этой же бюретке.
8. По разнице уровней воды до и после реакции рассчитать объем выделившегося водорода
9. Измерить температуру и атмосферное давление.
10. Повторить опыт 3 раза.
11. Все экспериментальные данные и рассчитанные величины внести в таблицу 3:

Таблица 3

Результат	Опыт 1	Опыт 2	Опыт 3
Навеска магния, г			
Уровень воды в бюретке до реакции, мл			
Уровень воды в бюретке после реакции, мл			
Температура, К			
Атмосферное давление, Па			
Давление насыщенного водяного пара, Па			
Молярная масса эквивалента магния, г/моль			
Среднее значение молярной массы эквивалента магния, г/моль			
Абсолютная погрешность, г/моль			
Относительная погрешность, %			

Задание для подготовки к лабораторной работе

1. Расчетные задачи: [1] № 1.34, 1.35, 1.38, 1.40, 1.42, 1.43, 1.44, 1.45.
2. Чему равен эквивалент серы при образовании: SO_2 , SO_3 , H_2S ?

- Вычислить молярную массу эквивалента азота при образовании аммиака и оксидов (I, II, IV, V).

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4

ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЯРНОЙ МАССЫ ЭКВИВАЛЕНТА СОЛИ НА ПРИМЕРЕ КАРБОНАТА КАЛЬЦИЯ

ЦЕЛЬ РАБОТЫ: экспериментально определить молярную массу эквивалента соли на примере карбоната кальция и рассчитать погрешности определения.

ЛАБОРАТОРНОЕ ОБОРУДОВАНИЕ И ПОСУДА:

- Весы электронные.
- Термометр.
- Плита электрическая.
- Эксикатор.
- Фильтровальная бумага.
- Пипетка вместимостью 10 мл.
- Стакан вместимостью 100 мл.
- Груша резиновая.

РЕАКТИВЫ:

- 1 М раствор соляной кислоты.
- Кусочки мрамора.

ТЕОРЕТИЧЕСКОЕ ОБОСНОВАНИЕ

Метод основан на измерении массы карбоната кальция (мрамора), который вступает в реакцию с определенным количеством эквивалента соляной кислоты. Из закона эквивалентов следует, что

$$n_3(\text{HCl}) = n_3(\text{CaCO}_3);$$

$$n_3(\text{HCl}) = n(\text{HCl}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{р-ра HCl}),$$

где $c(\text{HCl})$ – молярная концентрация раствора HCl, моль/л;

$V(\text{р-ра HCl})$ – объем раствора HCl, л.

Молярную массу эквивалента CaCO_3 рассчитывают по формуле:

$$M_{\text{эк}}(\text{CaCO}_3) = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{n_{\text{эк}}(\text{CaCO}_3)}.$$

- На электронных весах взвесить кусочек мрамора массой 2,0 – 2,5 г и поместить в химический стакан вместимостью 100 мл.
- С помощью пипетки в стакан с мрамором добавить 10 мл 1 М раствора HCl.
- Когда выделение пузырьков газа прекратится, нагреть стакан до температуры 60-70°C для удаления оставшегося в растворе газа.
- Раствор слить с остатка мрамора
- Промыть мрамор два раза дистиллированной водой методом декантации.
- Мрамор высушить с помощью фильтровальной бумаги и положить в эксикатор на 15-20 мин.
- Взвесить высушенный кусочек мрамора на электронных весах.
- Вычислить массу CaCO_3 , вступившего в реакцию с HCl.
- Повторить опыт 3 раза для определения среднего значения определяемой величины.
- Полученные данные внести в таблицу 4

Таблица 4

Результат	Опыт 1	Опыт 2	Опыт 3
Навеска карбоната кальция, m_1 , г			
Масса карбоната кальция после реакции, m_2 , г			
$\Delta m = m_1 - m_2$			
$n(\text{HCl})$, моль			
$n_3(\text{CaCO}_3)$, моль			
Молярная масса эквивалента карбоната кальция, г/моль			
Среднее значение молярной массы эквивалента карбоната			

кальция, г/моль	
Абсолютная погрешность, г/моль	
Относительная погрешность, %	

Задание для подготовки к лабораторной работе

1. Расчетные задачи: [1] № 1.51, 1.52, 1.54, 1.56, 1.61, 1.62, 1.63.
2. Определить эквивалент:
 - а) серной кислоты в реакции полной нейтрализации,
 - б) гидроксида алюминия в реакции полной нейтрализации,
 - в) сульфата алюминия в реакциях ионного обмена,
 - г) оксида натрия в реакции с серной кислотой,
 - д) перманганата калия в реакции восстановления до оксида марганца (IV).

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 5

ТЕПЛОВЫЕ ЭФФЕКТЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

ЦЕЛЬ РАБОТЫ: экспериментально определить тепловые эффекты реакций нейтрализации и процессов растворения

ЛАБОРАТОРНОЕ ОБОРУДОВАНИЕ И ПОСУДА:

7. Калориметрическая установка.
8. Весы электронные.
9. Мерный цилиндр вместимостью 150 мл.
10. Стаканы химические вместимостью 100 мл.

РЕАКТИВЫ:

3. 1 н. раствор соляной кислоты.
4. 1 н. раствор уксусной кислоты.
5. 1 н. раствор гидроксида натрия.
6. 1 н. раствор аммиака.
7. Медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ кристаллический.
8. Сульфат меди (II) кристаллический.
9. Карбонат натрия кристаллический.

ТЕОРЕТИЧЕСКОЕ ОБОСНОВАНИЕ

В процессе химической реакции благодаря тепловому эффекту происходит нагревание или охлаждение системы. По разности начальной и конечной температур можно вычислить тепловой эффект:

$$q = (m_{\partial-\partial\dot{a}} \tilde{N}_{\partial-\partial\dot{a}}^{\circ} + m_{\tilde{n}\partial} \tilde{N}_{\tilde{n}\partial}^{\circ}) \Delta t$$

$$\Delta t = t_{\partial\ddot{u}} - t_{\dot{a}\ddot{v}}$$

q – тепловой эффект, Дж,

$t_{нач}$ – начальная температура, °С,

$t_{кон}$ – конечная температура, °С,

m_{p-pa} – масса раствора, г,

m_{cm} – масса стеклянного стакана, г,

$C_{\partial-\partial\dot{a}}^{\circ}$ – теплоемкость раствора, приблизительно равная теплоемкости воды 4,184 Дж/(г·град),

$C_{\tilde{n}\partial}^{\circ}$ – теплоемкость стекла, равная 0,753 Дж/(г·град).

ОПЫТ 1. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОТЫ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ СИЛЬНОГО ОСНОВАНИЯ СИЛЬНОЙ КИСЛОТЫ

Ход работы

1. С помощью мерного цилиндра в двух стаканах приготовить по 50 мл 1,0 н. растворов HCl (плотность раствора 1,02 г/мл) и NaOH (плотность раствора 1,02 г/мл).
2. На электронных весах взвесить внутренний стакан калориметрической установки.
3. Прилить раствор NaOH в калориметрический стакан, опустить термометр и включить магнитную мешалку. Записать начальное значение температуры.
4. Добавить раствор HCl и записать максимальное значение конечной температуры.

Оформление результатов

Выполнив необходимые расчеты заполнить таблицу 5

Масса раствора NaOH, г	
Масса раствора HCl, г	
Суммарная масса полученного раствора, г	
Масса калориметрического стакана, г	

Начальная температура, °C	
Конечная температура, °C	
Δt , °C	
$q_{\text{эксп}}$, Дж	
$\Delta H_{\text{уепи}}^{\circ}$, кДж/моль	
$\Delta H_{\text{даид}}^{\circ}$, кДж/моль	
Абсолютная погрешность $\left \Delta H_{\text{даид}}^{\circ} - \Delta H_{\text{уепи}}^{\circ} \right $, кДж/моль	
Относительная погрешность $\frac{\left \Delta H_{\text{даид}}^{\circ} - \Delta H_{\text{уепи}}^{\circ} \right }{\Delta H_{\text{даид}}^{\circ}}$, %	

$\Delta H_{\text{даид}}^{\circ}$ вычислить по реакции $\text{H}^+_{(\text{p-p})} + \text{OH}^-_{(\text{p-p})} = \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$, используя справочные данные.

ОПЫТ 2. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОТЫ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ СЛАБОГО ОСНОВАНИЯ СЛАБОЙ КИСЛОТОЙ

Ход работы

Работа выполняется по методике, описанной в опыте 1. Использовать 100 мл раствора 1 н. CH_3COOH (плотность раствора 1,01 г/мл) и 100 мл 1 н. раствора аммиака (плотность раствора 1,0 г/мл).

Оформление результатов

Выполнив необходимые расчеты заполнить таблицу 6

Масса раствора NH_3 , г	
Масса раствора CH_3COOH , г	
Суммарная масса полученного раствора, г	
Масса калориметрического стакана, г	
Начальная температура, °C	
Конечная температура, °C	
Δt , °C	
$q_{\text{эксп}}$, Дж	

$\Delta H_{\text{уепи}}^{\circ}$, кДж/моль	
---	--

Сравните полученные результаты с результатами опыта 1. Сделайте выводы.

ОПЫТ 3. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОТЫ ГИДРАТАЦИИ СУЛЬФАТА МЕДИ (II)

Ход работы

- В калориметрический стакан налить 150 мл дистиллированной воды, включить мешалку и записать начальную температуру. Добавить около 5 г тонкоизмельченного безводного сульфата меди (II). Записать значение максимальной температуры после полного растворения соли.

Заполнить таблицу

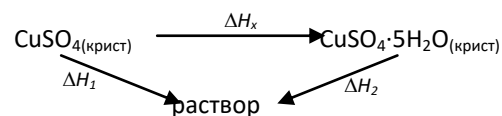
Масса CuSO_4 , г	
Масса раствора CuSO_4 , г	
Масса калориметрического стакана, г	
Начальная температура, °C	
Конечная температура, °C	
Δt , °C	
$q_{\text{эксп}}$, Дж	
$\Delta H_{\text{уепи}}^{\circ}$, кДж/моль	

- Повторить опыт, используя около 8 г медного купороса
Заполнить таблицу 7.

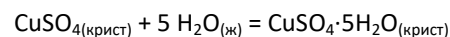
Масса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, г	
Масса раствора CuSO_4 , г	
Масса калориметрического стакана, г	
Начальная температура, °C	
Конечная температура, °C	

$\Delta t, ^\circ\text{C}$	
$q_{\text{эксп}}, \text{Дж}$	
$\Delta H_{\text{гид}}^\circ, \text{кДж/моль}$	

3. Вычислить $\Delta H_{\text{гид}}^\circ$ гидратации CuSO_4 , используя термохимический цикл



4. Вычислить ΔH_r°



Сравнить полученные результаты. Сделать выводы.

Задание для подготовки к лабораторной работе

- Ознакомиться с методикой выполнения работы. Написать уравнения реакций. Подготовить таблицы.
- Ответить на вопросы:
 - не проводя расчетов, сравните тепловые эффекты следующих реакций, дайте объяснения:
 $\text{KOH}_{(\text{р-р})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{р-р})} \rightarrow$
 $\text{KOH}_{(\text{р-р})} + \text{H}_2\text{S}_{(\text{р-р})} \rightarrow$
 - почему при растворении кристаллогидратов солей теплота обычно поглощается?
 - в каких случаях при растворении безводных солей теплота поглощается, а в каких выделяется?
- Решить задачи [1] с. 124, № 10.5, 10.6; [2] с. 18, № 34-40.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 6

ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

ЦЕЛЬ РАБОТЫ. Изучение влияния концентрации веществ, температуры и кислотности среды на смещение химического равновесия.

ЛАБОРАТОРНОЕ ОБОРУДОВАНИЕ И ПОСУДА:

- Штатив с пробирками,
- Спиртовка.
- Держатель для пробирок.
- Резиновая пробка с газоотводной трубкой.
- Стакан стеклянный вместимостью 50 мл.

РЕАКТИВЫ:

- Хлорид калия кристаллический.
- Мрамор.
- Гидроксид натрия NaOH (2 М).
- Серная кислота H_2SO_4 (1 М).
- Соляная кислота HCl (2 М).
- Йод (0,05 М).
- Крахмал (0,5 %).
- Ацетат натрия CH_3COOH (0,1 М).
- Хлорид железа (III) FeCl_3 (0,01 М и насыщ.).
- Известковая вода.
- Тиоцианат калия KSCN (0,03 М и насыщ.).
- Фенолфталеин.
- Дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (0,5 н.).

ТЕОРЕТИЧЕСКОЕ ОБОСНОВАНИЕ

В состоянии химического равновесия скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции. Увеличение концентрации реагента повышает скорость прямой реакции, значит, равновесие смещается в сторону продуктов реакции. При увеличении концентрации продукта реакции, наоборот, равновесие смещается в сторону реагентов.

Изменение давления оказывает влияние на равновесия с участием газообразных веществ. Повышение давления смещает равновесие в ту сторону, где объем газа меньше; понижение – где объем газа больше.

Повышение температуры способствует протеканию эндотермической реакции, понижение температуры – экзотермической.

ОПЫТ 1. Изучение влияния концентрации веществ, участвующих в реакции, на смещение химического равновесия

В химическом стакане к 10 мл 0,01 М раствора хлорида железа (III) прибавить 10 мл 0,03 М раствора тиоцианата калия. Образовавшийся интенсивно окрашенный в красный цвет раствор поровну разлить по четырем пробиркам. Первую оставить для сравнения, во вторую добавить несколько капель концентрированного раствора хлорида железа (III), в третью – несколько капель концентрированного раствора тиоцианата калия, в четвертую насыпать немного кристаллического хлорида калия. Содержимое второй, третьей и четвертой пробирок взболтать и выставить их в ряд на фоне экрана из белой бумаги. Сравнить окраску растворов в трех пробирках с окраской в контрольной пробирке. Результаты опыта внести в таблицу 8

Таблица 8

Номер пробирки	Вещество, добавляемое в систему	Изменение интенсивности окраски	Направление смещения равновесия
1	–	раствор сравнения	–
2	FeCl ₃		
3	KSCN		
4	KCl		

Написать уравнение реакции и объяснить наблюдаемые изменения, исходя из принципа Ле Шателье. Написать выражение для константы химического равновесия. Сместится ли равновесие при разбавлении полученных растворов?

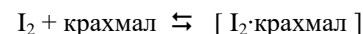
ОПЫТ 2. Применение закона действующих масс к реакции взаимодействия оксида углерода (IV) с известковой водой

В стеклянную пробирку налить 5-7 мл известковой воды. Погрузить в нее конец стеклянной трубки от аппарата Киппа и пропустить углекислый газ до тех пор, пока выпавший сразу в осадок карбонат кальция вновь полностью не растворится. Затем пропускание CO₂ прекратить и нагреть содержимое пробирки на слабом пламени газовой горелки. Наблюдать образование при нагревании помутнения, а затем и осадка карбоната кальция. Написать уравнения протекающих реакций и объяснить наблюдаемые явления, учитывая, что при нагревании раствора происходит улетучивание CO₂, в результате чего происходит смещение химического равновесия.

ОПЫТ 3. Изучение влияния температуры на смещение химического равновесия

3.1. Реакция образования комплексного соединения йода с крахмалом

В стакане вместимостью 250 мл нагреть воду до кипения. В две пробирки поместить по 4-5 мл 0,5 % раствора крахмала и добавить в каждую пробирку по 3-4 мл 0,05 М раствора йода. Нагреть одну из пробирок, опустив ее на несколько минут в стакан с горячей водой. Вторую пробирку оставить для сравнения. Охладить нагретую пробирку. Что происходит? Записать ваши наблюдения в тетрадь и объяснить все изменения окраски в системе, исходя из принципа Ле Шателье, учитывая, что в системе устанавливается следующее равновесие:



Исходя из принципа Ле Шателье, ответить на вопрос: экзо- или эндотермической является реакция образования йодокрахмала?

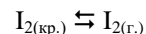
3.2. Смещение ионного равновесия реакции обратимого гидролиза солей

Налить в пробирку 2-3 мл 0,1 М раствора ацетата натрия и добавить 1-2 капли раствора фенолфталеина. Нагреть раствор до 90-100 °С и наблюдать появление розовой окраски. Затем охладить пробирку с раствором под струей холодной водопроводной воды до обесцвечивания. Как меняется pH раствора при изменении температуры, если известно, что интервал перехода окраски индикатора фенолфталеина при pH=8–10? Как влияет нагревание на равновесие реакции гидролиза? Как влияет на это равновесие охлаждение? По результатам

проведенного опыта сделать вывод о тепловом эффекте реакции гидролиза. Написать уравнение реакции гидролиза и объяснить наблюдаемые явления, исходя из принципа Ле Шателье. Записать выражение для константы равновесия реакции.

3.3. Возгонка йода

В сухую колбу поместить несколько кристаллов йода. Закрыть колбу специальной колбочкой, наполненной холодной водой. Собранный прибор осторожно нагревать на асбестовой сетке до полной возгонки йода и его кристаллизации на доньшке верхней колбы. Сделать вывод о влиянии нагревания на смещение равновесия:



и знаке теплового эффекта прямой реакции.

3.4. Возгонка хлорида аммония

Несколько кристаллов NH_4Cl нагреть в сухой пробирке. Наблюдать образование белого налета на холодной верхней части пробирки. Сделать вывод о влиянии нагревания на смещение равновесия:



и знаке теплового эффекта прямой реакции.

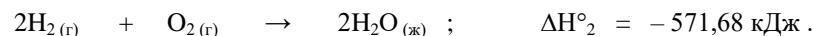
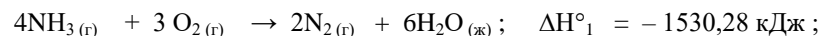
ОПЫТ 4. Изучение влияния кислотности среды на смещение химического равновесия

В пробирку поместить 2-3 мл 0,5 М раствора дихромата калия, имеющего оранжевую окраску. Прибавить несколько капель 2 М раствора

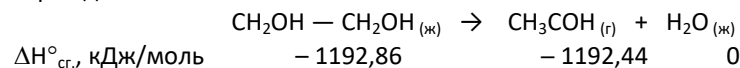
гидроксида калия. Наблюдать изменение окраски раствора. Затем к этому же раствору по каплям прибавить 1 М раствор серной кислоты до тех пор, пока окраска раствора не станет прежней. Составить уравнение обратимой реакции и дать объяснения изменению окраски раствора, исходя из принципа Ле Шателье,.

Задание для подготовки к лабораторной работе

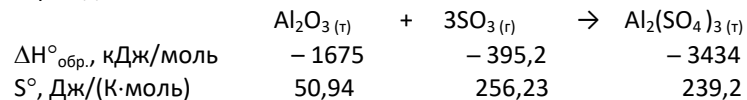
1. Написать уравнения реакций, выполнить задания и ответить на вопросы, включенные в описания опытов.
2. Вычислить стандартную теплоту образования аммиака при постоянном давлении и постоянном объеме, используя следующие данные:



3. Вычислить тепловой эффект реакции при постоянном давлении и при постоянном объеме, при стандартных условиях, используя следующие термодинамические величины:



4. Вычислить тепловой эффект реакции при постоянном давлении и при постоянном объеме, изменение энтропии, энергии Гиббса и константу равновесия при стандартных условиях, используя следующие термодинамические величины:



Сделать вывод о возможности самопроизвольного протекания реакции в изолированной и неизолированной системе.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 7

СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

ЦЕЛЬ РАБОТЫ: изучить влияние концентрации реагентов, температуры и катализатора на скорость химической реакции.

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Химические стаканы вместимостью 50 мл.
2. Секундомер.
3. Термометр.
4. Мерный цилиндр на 100 мл.
5. Штатив с бюреткой.
6. Колба вместимостью 150 мл с газоотводной трубкой.
7. Водяная баня.
8. Кристаллизатор.

РЕАКТИВЫ:

1. 2,5 %-ный раствор H_2SO_4 .
2. 5 %-ный раствор $Na_2S_2O_3$.
3. Раствор, 1 л которого содержит 3,9 г KIO_3 .
4. Раствор, для приготовления 1 л которого использовали 1 г сульфата натрия, 0,95 мл 96 %-ной серной кислоты и 0,1 г крахмала.
5. 0,2 %-ный раствор $K_2Cr_2O_7$.
6. 2 %-ный раствор H_2O_2 .

ТЕОРЕТИЧЕСКОЕ ОБОСНОВАНИЕ

1. Скорость химической реакции пропорциональна концентрациям реагентов:

$$v = k c_A^\alpha c_B^\beta, \text{ где } \alpha \text{ и } \beta - \text{порядок реакции по данному реагенту.}$$

2. Согласно правилу Вант-Гоффа при нагревании на 10 °С скорость реакции увеличивается в 2–4 раза:

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}, \text{ где } \gamma = 2-4.$$

Более точную зависимость дает уравнение Аррениуса:

$$k = A e^{\frac{-E_A}{RT}}, \text{ где } k - \text{константа скорости,}$$

A – постоянная для данной реакции,
 E_A – энергия активации, Дж/моль,
 $R = 8,314 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)},$
 T – температура, К.

3. При гомогенном катализе катализатор образует с реагирующим веществом промежуточное соединение. Это приводит к снижению энергии активации процесса.

ОПЫТ 1. ВЛИЯНИЕ КОНЦЕНТРАЦИИ РЕАГЕНТОВ НА СКОРОСТЬ РЕАКЦИИ ЛАНДОЛЬТА

Опыт проводится в четырех стаканах. В каждый стакан внести необходимый объем раствора KIO_3 (согласно таблице), добавить воду и раствор Na_2SO_3 . Включить секундомер в момент добавления второго раствора.

Таблица 9

№ стакана	Объем раствора KIO_3 , мл	Объем воды, мл	Объем раствора Na_2SO_3 , мл	Время до появления окраски, с
1	10	-	10	
2	5	5	10	
3	10	5	5	
4	5	10	5	

Оформление результатов

1. Составить уравнение реакции.
2. Заполнить таблицу.
3. Сделать вывод о порядке реакции Ландольта по иодату калия и сульфиту натрия.

ОПЫТ 2. ВЛИЯНИЕ КОНЦЕНТРАЦИИ ТИОСУЛЬФАТА НАТРИЯ НА СКОРОСТЬ РЕАКЦИИ С СЕРНОЙ КИСЛОТОЙ

Налить в 4 стакана по 10 мл 2,5 %-ного раствора серной кислоты. В каждый раствор согласно таблице добавить воду и раствор тиосульфата натрия. Засечь время с момента смешивания растворов до появления явного помутнения.

Таблица 10

№ стакана	Объем раствора H_2SO_4 , мл	Объем воды, мл	Объем раствора $Na_2S_2O_3$, мл	Время, с	Концентрация $Na_2S_2O_3$, усл. ед.
1	10	30	10		1
2	10	20	20		2
3	10	10	30		3
4	10	-	40		4

Оформление результатов

1. Написать уравнение реакции.
2. Заполнить таблицу.
3. Построить график зависимости времени до появления помутнения от концентрации $Na_2S_2O_3$.
4. Сделать вывод о зависимости скорости данной реакции от концентрации тиосульфата.

ОПЫТ 3. ВЛИЯНИЕ ТЕМПЕРАТУРЫ НА СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

В водяную баню налить холодную и горячую воду, добившись температуры 20 °С. Поместить в баню стакан с 5 мл раствора KIO_3 , стакан с 5 мл раствора Na_2SO_3 и стакан с 10 мл воды. Выдержать 10 минут. Провести реакцию Ландольта. Повторить опыт при температуре 30 °С.

Оформление результатов

1. Заполнить таблицу 11.

№ опыта	Температура, °С	Время, с
1		

2		
---	--	--

2. Вычислить энергию активации реакции (см. [2] с. 25, пример 5).
3. Сделать вывод о выполнении правила Вант-Гоффа для реакции Ландольта в интервале температур 20 – 30 °С.

ОПЫТ 4. ВЛИЯНИЕ КАТАЛИЗАТОРА НА СКОРОСТЬ РЕАКЦИИ РАЗЛОЖЕНИЯ ПЕРОКСИДА ВОДОРОДА

Ход работы

1. Наполнить бюретку водой и закрепить в штативе. Записать исходное показание бюретки.
2. В реакционную колбу налить 30 мл раствора $K_2Cr_2O_7$. В стакан налить 20 мл раствора H_2O_2 . Стакан и колбу выдержать в кристаллизаторе до постоянной температуры.
3. Добавить раствор H_2O_2 в реакционную колбу, закрыть пробкой с газоотводной трубкой и конец трубки подвести под горлышко бюретки, не вынимая колбу из кристаллизатора.
4. Непрерывно встряхивать колбу и делать отсчет показаний бюретки каждые 30 с. Сделать 20 отсчетов.

Повторить опыт разложения пероксида водорода без катализатора. Отсчет показаний бюретки делать каждые 2-3 минуты.

Оформление результатов

1. Заполнить 2 таблицы – по результатам реакции с участием и без участия катализатора.

№ отсчета	Время, с	Показание бюретки, мл	Объем выделившегося кислорода, мл

2. На одном графике построить кривые зависимости объема выделившегося кислорода от времени.
3. Сделать вывод о соотношении скоростей реакций с участием и без участия катализатора.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 8

СТРОЕНИЕ АТОМА. НАБЛЮДЕНИЕ СПЕКТРОВ ИСПУСКАНИЯ И ПОГЛОЩЕНИЯ АТОМОВ И ИОНОВ

ЦЕЛЬ РАБОТЫ: наблюдение характеристических линий в спектрах поглощения и испускания.

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Спектроскоп.
2. Горелка.
3. Лампа накаливания.
4. Люминесцентная лампа.
5. Проволока с кольцом из сплава нихром.
6. Асбест.

РЕАКТИВЫ:

1. Растворы: NaCl, KCl, LiCl, CaCl₂, BaCl₂, CuCl₂, NiCl₂.
2. Кристаллические соли: NaCl, KCl, LiCl, CaCl₂, BaCl₂, CuCl₂, NiCl₂.

ТЕОРЕТИЧЕСКОЕ ОБОСНОВАНИЕ

Электроны в атомах при достаточно высокой температуре могут поглощать энергию и переходить на более высокие уровни. Каждому переходу соответствует определенная частота, что приводит к образованию спектров поглощения. При возвращении в исходное состояние электрон излучает квант энергии, который соответствует определенной линии в спектре испускания.

ОПЫТ 1. НАБЛЮДЕНИЕ СПЕКТРОВ ИСПУСКАНИЯ

Навести спектроскоп на бесцветное пламя горелки. Последовательно вносить в пламя кусочки асбеста, смоченные растворами различных солей. Наблюдать изменение окраски пламени и появление линий в спектре.

Повторить опыт, используя кристаллические соли. Нихромовую проволоку вымыть и прокалить в пламени горелки. Проверить наличие линий в спектре чистой раскаленной проволоки. Нагретую проволоку опустить в порошок соли, затем внести в пламя. Наблюдать спектр.

Оформление работы

Заполнить таблицу 11 по результатам проведенных наблюдений и используя справочные данные.

Вещество	Цвет пламени	Цвет линии в спектре	Длина волны, нм
LiCl			
NaCl			
KCl			
CaCl ₂			
BaCl ₂			
CuCl ₂			
NiCl ₂			

ОПЫТ 2. НАБЛЮДЕНИЕ СПЕКТРОВ ПОГЛОЩЕНИЯ

С помощью спектроскопа наблюдать спектр испускания лампы накаливания. Между лампой и спектроскопом поместить горелку и внести в пламя кусочек асбеста, смоченный раствором хлорида натрия. Объяснить наблюдаемое.

Задание для подготовки к лабораторной работе

1. Написать электронные конфигурации атомов и ионов: Se, Se²⁻, Fe, Fe³⁺, Hf, Pb, Sm.
2. Решить задачи: [1] № , [2] №

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 9

СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

ЦЕЛЬ РАБОТЫ: изготовить шаростержневые модели молекул и кристаллических структур.

ОБОРУДОВАНИЕ: наборы для изготовления шаростержневых моделей.

ТЕОРЕТИЧЕСКОЕ ОБОСНОВАНИЕ

Согласно методу валентных связей пространственное строение молекул определяется способом гибридизации орбиталей. В теории отталкивания локализованных пар (Гиллеспи) геометрия молекулы объясняется взаимным отталкиванием связывающих и несвязывающих электронных пар центрального атома.

1. ИЗГОТОВЛЕНИЕ МОДЕЛЕЙ МОЛЕКУЛ

Собрать шаростержневые модели молекул состава A_2 , AB , AB_2 , AB_3 , AB_4 , AB_5 , AB_6 , AB_7 . Заполнить таблицу 12.

Состав молекулы	Пример соединения	Обозначение формулы по теории Гиллеспи	Способ гибридизации орбиталей и пространственное строение	Структурная и электронная формулы
A_2	H_2			
	N_2			
AB	HCl			
	CO			
AB_2	H_2O			
	NO_2			
	N_2O			
	CO_2			
AB_3	BCl_3			
	NH_3			
	ClF_3			
AB_4	CH_4			
	XeF_4			
AB_5	PF_5			

	IF_5			
AB_6	SF_6			
AB_7	IF_7			

2. ИЗГОТОВЛЕНИЕ МОДЕЛЕЙ КРИСТАЛЛИЧЕСКИХ РЕШЕТОК

Собрать шаростержневые модели кристаллических решеток алмаза, графита, меди (ГЦК), ванадия (ОЦК), рутения (гексагональная). Заполнить таблицу 13.

Вещество	Тип структуры	Координационное число	Координационный многогранник
$C_{\text{алмаз}}$			
$C_{\text{графит}}$			
Cu			
V			
Ru			

Задание для подготовки к лабораторной работе

1. Заполнить таблицу 12. В каких молекулах из данного списка реализуется донорно-акцепторный механизм образования связи?
2. Заполнить таблицу 13. В какой из указанных структур наблюдается плотнейшая шаровая упаковка?
3. Почему молекулу O_2 нельзя описывать по методу валентных связей? Описать строение молекулы O_2 , используя метод молекулярных орбиталей.
4. Какие из следующих металлов могут неограниченно растворяться друг в друге: Ru , V , Cu , Ni , Au , Nb ? Ответ обосновать.

ПОЛУЧЕНИЕ КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ И ИЗУЧЕНИЕ ИХ СВОЙСТВ

ЦЕЛЬ РАБОТЫ: изучить способы получения и свойства комплексных соединений.

ЛАБОРАТОРНОЕ ОБОРУДОВАНИЕ И ПОСУДА:
штатив с пробирками

РЕАКТИВЫ:

1. Цинк.
2. Гидроксид натрия NaOH (2 н.).
3. Аммиак водный (2 н.).
4. Азотная кислота HNO_3 (2 н.).
5. Сульфид аммония $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ (2 н.).
6. Хлорид бария BaCl_2 (1 н.).
7. Нитрат висмута (III) $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ (0,5 н.).
8. Сульфат железа (II) FeSO_4 (0,5 н.).
9. Хлорид железа (III) FeCl_3 (0,5 н.).
10. Железоаммонийные квасцы $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ (0,5 н.).
11. Иодид калия KI (насыщ. и 0,1 н.).
12. Гексацианоферрат (III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (0,5 н.).
13. Тиоцианат калия KSCN (насыщ. и 0,5 н.).
14. Хлорид кобальта (II) CoCl_2 (0,5 н.).
15. Хлорид натрия NaCl (2 н.).
16. Тиосульфат натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (1 н.).
17. Хлорид меди (II) CuCl_2 (0,5 н.).
18. Нитрат ртути (II) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ (0,5 н.).
19. Нитрат серебра AgNO_3 (0,1 н.).

ОПЫТ 1. ОБРАЗОВАНИЕ И ДИССОЦИАЦИЯ СОЕДИНЕНИЙ С КОМПЛЕКСНЫМ КАТИОНОМ

1. Налить в пробирку 1–2 мл раствора AgNO_3 и добавить немного раствора NaCl. К образовавшемуся осадку приливать раствор аммиака до растворения осадка.

2. 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? Какое основание является более сильным: гидроксид меди (II) или соответствующее комплексное основание? Почему? Полученный раствор сохранить для опыта 4.

ОПЫТ 2. ОБРАЗОВАНИЕ И ДИССОЦИАЦИЯ СОЕДИНЕНИЙ С КОМПЛЕКСНЫМ АНИОНОМ

1. К 1–2 мл раствора нитрата ртути (II) (сильный яд) добавлять по каплям разбавленный раствор KI до образования осадка HgI_2 . Затем прилить избыток раствора KI до растворения осадка.

2. В пробирку с 2–3 мл раствора Bi $(\text{NO}_3)_3$ добавлять по каплям 0,5 н. раствор KI до выпадения осадка BiI_3 . Затем добавить еще несколько капель раствора KI до растворения выпавшего осадка. Каков цвет полученного раствора? Может ли эта окраска обуславливаться присутствием ионов K^+ , I^- , Bi^{3+} ?

ОПЫТ 3. РАЗЛИЧИЕ МЕЖДУ ПРОСТЫМИ И КОМПЛЕКСНЫМИ ИОНАМИ ЖЕЛЕЗА (III)

1. К 1–2 мл раствора FeCl_3 прилить немного раствора KSCN. Эта реакция характерна для иона Fe^{3+} и применяется для его обнаружения.

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

3. 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 одинаковый объем раствора FeSO_4 . Объяснить отсутствие изменений в первой пробирке и образование во второй осадка так называемой турнбулевой сини $\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Реакция образования турнбулевой сини является характерной для комплексного иона $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$.

ОПЫТ 4. УСТОЙЧИВОСТЬ КОМПЛЕКСНЫХ ИОНОВ

1. Получить в пробирке $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, как это было сделано в опыте 1. Полученный раствор разлить в четыре пробирки и использовать в последующих опытах.

2. Налить в пробирку 1–2 мл раствора $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ и добавить кусочек цинка. Объяснить, пользуясь таблицей констант нестойкости комплексных ионов, причину вытеснения цинком серебра из его аммиачного комплексного иона. ($K_{\text{нест}}([\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+) = 5,8 \cdot 10^{-8}$; $K_{\text{нест}}([\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}) = 4 \cdot 10^{-10}$).

3. Налить в две пробирки одинаковые объемы раствора AgNO_3 . В одну из них добавить раствор NaOH , в другую – KI . Записать наблюдения. Эти реакции характерны для иона Ag^+ и могут быть использованы для его обнаружения.

Раствор $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ налить в две пробирки по 3 мл. В одну пробирку прилить раствор NaOH , а в другую – раствор KI . Что происходит? Дать объяснение наблюдаемым явлениям, пользуясь уравнением диссоциации комплексного иона и правилом произведения растворимости.

4. Получить в пробирке осадок AgCl . Затем добавлять 1 н. раствор $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ до полного растворения осадка. Написать уравнение реакции образования $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$.

К полученному раствору комплексного соединения добавить раствор KI . Сравнить с результатом предыдущего опыта. Написать выражения для констант нестойкости аммиачного и тиосульфатного комплексов серебра и решить по результатам опытов, какая константа имеет большее значение. Проверить вывод, используя справочные данные.

5. Налить в пробирку 1 – 2 мл раствора $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ и добавлять разбавленную HNO_3 до выпадения осадка AgCl . Объяснить наблюдаемые явления, исходя из того, что константы нестойкости ионов $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ и NH_4^+ соответственно равны $6,8 \cdot 10^{-8}$ и $6,0 \cdot 10^{-10}$.

6. Налить в две пробирки одинаковые объемы раствора 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 уравнения 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 $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. 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+} и SO_4^{2-} 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 . Составить уравнение электролитической диссоциации железоаммонийных квасцов. В чем состоит сходство и различие между двойными солями и другими комплексными соединениями?

ОПЫТ 6. ВЛИЯНИЕ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРА НА КОМПЛЕКСООБРАЗОВАНИЕ

К нескольким каплям раствора CoCl_2 в пробирке прилить концентрированный раствор KSCN . Наблюдать изменение цвета раствора вследствие образования комплексной соли $\text{K}_2[\text{Co}(\text{SCN})_4]$. Разбавить полученный раствор водой. Объяснить изменение его цвета. Какое влияние оказывает концентрация раствора на комплексобразование?

Задание для подготовки к лабораторной работе

1. Составить молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающих в каждом опыте. Дать названия комплексным соединениям.
2. Назвать данные комплексные соединения, указать комплексобразователь и лиганды, координационное число и заряд комплексобразователя, внешнюю и внутреннюю сферы; написать уравнения первичной и вторичной диссоциации этих комплексных соединений в растворе и выражение для константы нестойкости комплексного иона: $\text{K}[\text{AuBr}_4]$, $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})_2]\text{Br}_3$, $\text{Ba}[\text{Cu}(\text{CN})_3(\text{SCN})]$, $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{K}[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_5]$, $\text{H}[\text{Co}(\text{CN})_4(\text{H}_2\text{O})_2]$, $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$, $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$.
3. Составить формулы следующих соединений: гексацианоферрат (II) калия, сульфат дихлоротетраамминхрома (III), нитрат динитрохлоротриамминплатины (IV), гексахлорородат (III) аммония, хлорид хлоридиамминаквапалладия (II), тетранитродиадминкобальтат (II) калия, динитродиадминплатина, трибромотриамминкобальт, гексагидроксотибиат (V) натрия.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 11

ОЧИСТКА ВЕЩЕСТВ МЕТОДОМ ПЕРЕКРИСТАЛЛИЗАЦИИ

ЦЕЛЬ РАБОТЫ: методом перекристаллизации очистить дихромат калия от примесей сульфата калия и нерастворимых примесей

ЛАБОРАТОРНОЕ ОБОРУДОВАНИЕ И ПОСУДА:

1. Весы электронные.
2. Электрическая плитка.
3. Воронка Бюхнера.
4. Баня со льдом.
5. Воронка для горячего фильтрования.
6. Мерный цилиндр вместимостью 150 мл.
7. Стакан химический вместимостью 100 мл.
8. Стеклоанальная воронка.
9. Штатив.
10. Бумажные фильтры.
11. Пробирки.
12. Фарфоровая чашка.
13. Стеклоанальная палочка.

РЕАКТИВЫ:

1. Кристаллический дихромат калия $K_2Cr_2O_7$ с примесями.
2. 10-ный раствор соляной кислоты.
3. 1 н. раствор хлорида бария.

ТЕОРЕТИЧЕСКОЕ ОБОСНОВАНИЕ

Насыщенный раствор соли при заданной температуре является ненасыщенным относительно растворимых примесей, содержание которых относительно невелико. Если растворимость соли при снижении температуры уменьшается, то при охлаждении насыщенного раствора в осадок выпадет только данная соль, а примеси останутся в растворе.

Ход работы

1. Пользуясь таблицей растворимости, вычислить массу $K_2Cr_2O_7$, необходимую для получения насыщенного при 60 °С раствора, исходя из объема воды 50 мл.

2. Навеску $K_2Cr_2O_7$ перенести в химический стакан и добавить 50 мл дистиллированной воды. Стакан с содержимым нагреть на электрической плитке почти до кипения, помешивая стеклоанальной палочкой.
3. Для отделения нерастворимых примесей горячий раствор отфильтровать через складчатый фильтр, используя воронку для горячего фильтрования. Фильтрат охладить до комнатной температуры, а затем в бане со льдом. Выпавшие кристаллы отфильтровать на воронке Бюхнера, перенести в фарфоровую чашку и высушить в сушильном шкафу в течение 40 минут. После охлаждения взвесить.
4. Исследовать маточный раствор на наличие в нем примесей K_2SO_4 . Для этого к 2-3 мл исследуемого раствора добавить 3-4 капли 10 %-ной соляной кислоты и несколько капель раствора $BaCl_2$.
5. С помощью хлорида бария проверить наличие примесей сульфата калия в перекристаллизованном дихромате калия.

Оформление результатов

1. Расчет навески $K_2Cr_2O_7$.
2. Уравнение реакции обнаружения сульфат-иона.
3. Расчет $m_{теор}(K_2Cr_2O_7)$, которую можно получить в условиях опыта.
4. Расчет массовой доли выхода.

Задание для подготовки к лабораторной работе

1. Ознакомиться с методикой очистки веществ методом перекристаллизации. Написать молекулярное и краткое ионное уравнение реакции обнаружения сульфат-иона.
2. Рассчитать навеску $K_2Cr_2O_7$, необходимую для получения насыщенного при 60 °С раствора, содержащего 50 г воды.
3. Вычислить $m_{теор}(K_2Cr_2O_7)$, которую можно получить при перекристаллизации рассчитанной навески соли в интервале температур 60 – 0 °С.
4. Привести примеры веществ, которые можно очистить следующими методами: а) перекристаллизацией, б) возгонкой, в) дистилляцией или перегонкой. Как разделить смесь порошков железа и серы?
5. Решить задачи: [1] с. 52, № 4.49-4.51; [2] с. 31, № 84, 85.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 12

ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ

ЦЕЛЬ РАБОТЫ: ознакомиться с изменением объема при получении раствора.
Приготовить растворы заданной концентрации.

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Электронные весы.
2. Бюкс стеклянный.
3. Мерная колба на 100 мл.
4. стакан стеклянный вместимостью 200 мл.
5. Цилиндр мерный вместимостью 100 мл.
6. Цилиндр мерный вместимостью 200 мл.
7. Стеклянная воронка.
8. Стеклянная палочка.
9. Промывалка с дистиллированной водой.

РЕАКТИВЫ:

1. Хлорид натрия кристаллический.
2. Хлорид аммония кристаллический.
3. Сахар.
4. Спирт этиловый ректифицированный.
5. Кристаллогидрат $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

ОПЫТ 1. ИЗМЕНЕНИЕ ОБЪЕМА ПРИ РАСТВОРЕНИИ

1. Взвесить 20 г хлорида натрия. В мерный цилиндр налить 90 мл дистиллированной воды, опустить стеклянную палочку. Отметить уровень воды в цилиндре. Почему нельзя убирать палочку? Пользуясь сухой воронкой высыпать навеску соли в воду так, чтобы соль не осталась на стенках цилиндра. Перемешать раствор до полного растворения соли. Через 10 мин (почему не сразу?) отметить уровень жидкости в цилиндре.
2. Повторить опыт, используя 20 г хлорида аммония и 150 мл воды.

3. Повторить опыт, используя 40 г сахара и 200 мл воды.

Полученные результаты свести в таблицу 14:

Величины	Растворение NaCl	Растворение NH_4Cl	Растворение сахара
$\rho(\text{р.в.}), \text{г/см}^3$			
$m(\text{р.в.}), \text{г}$			
$V_1(\text{р.в.}), \text{см}^3$			
$V_2(\text{воды со стеклянной палочкой}), \text{мл}$			
$V_{\text{т}} = V_1 + V_2, \text{мл}$			
$V_3, \text{мл}$			
$\Delta V = V_{\text{т}} - V_3, \text{мл}$			
$\Delta V / V_{\text{т}}, \%$			

ОПЫТ 2. ИЗМЕНЕНИЕ ОБЪЕМА ПРИ СМЕШИВАНИИ ВОДЫ И СПИРТА

В мерном цилиндре смешать по 50 мл дистиллированной воды и этилового спирта. Вычислить $\Delta V / V_{\text{т}}, \%$.

ОПЫТ 3. ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ СОЛЕЙ

1. Приготовить 70 г 2,5 % раствора хлорида кальция из кристаллогидрата $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ и воды (плотность раствора 1,1 г/мл).

Производят расчет навески кристаллогидрата и объема воды, необходимые для приготовления раствора. Взвешивают на электронных весах

пустой бюкс, а затем бюкс с навеской. Навеску вещества из бюкса переносят в стакан. С помощью цилиндра отмеривают необходимый объем дистиллированной воды. Водой из цилиндра трижды смывают в стакан остатки вещества на стенках бюкса. Оставшуюся в цилиндре воду выливают в стакан. Содержимое стакана перемешивают стеклянной палочкой до полного растворения вещества.

2. Приготовить 100 мл 0,1 М раствора карбоната натрия (плотность раствора 1,02 г/мл).

Производят расчет навески вещества. Взвешивают на электронных весах пустой бюкс, а затем бюкс с навеской. В мерную колбу помещают стеклянную воронку. Навеску из бюкса переносят с помощью воронки в мерную колбу. Используя промывалку, остатки вещества в бюксе трижды смывают водой, а затем доливают воду до половины объема колбы. Перемешивают содержимое колбы до полного растворения соли. Затем содержимое колбы доводят до метки водой, колбу закрывают пробкой и перемешивают.

Задание для подготовки к лабораторной работе

1. Пользуясь справочными данными по плотности веществ, выполнить предварительные расчеты для опыта 1.
2. Какой объем спирта-ректификата, содержащего 96,4 об.% этанола и какой объем воды надо смешать для получения 1 л раствора с объемной долей спирта 40 % (плотность раствора 0,948 г/мл). Какова массовая доля спирта в этом растворе?
3. Для растворов из опыта 3 сделать расчет навески и найти следующие виды концентраций: массовую долю растворенного вещества, молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, молярную концентрацию, титр и молярные доли веществ.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 13

КОЛЛИГАТИВНЫЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ

ЦЕЛЬ РАБОТЫ: ознакомиться с явлением осмоса, сравнить температуры замерзания и кипения растворов и чистого растворителя.

ОБОРУДОВАНИЕ:

9. Осмометр.
10. Термометр.
11. Электрическая плитка.
12. Химический стакан вместимостью 100 мл.
13. Двугорлая колба с обратным холодильником и термометром.
14. Секундомер.
15. Кристаллизатор.

РЕАКТИВЫ:

7. Вода дистиллированная.
8. Лед.
9. Хлорид натрия кристаллический.
10. % раствор сахарозы.
11. % раствор хлорида натрия.

ТЕОРЕТИЧЕСКОЕ ОБОСНОВАНИЕ

ОПЫТ 1. ЯВЛЕНИЕ ОСМОСА

Наполнить осмометр %-ным раствором сахара. Отметить исходный уровень жидкости. Нижнюю часть сосуда, закрытую полупроницаемой мембраной, опустить в кристаллизатор с дистиллированной водой. Отметить изменение уровня жидкости в осмометре. Вычислить осмотическое давление в %-ном растворе сахара.

Повторить опыт, используя вместо раствора сахара 20 %-ный раствор хлорида натрия. Вычислить осмотическое давление данного раствора с учетом изотонического коэффициента (степень диссоциации хлорида натрия принять равной %).

ОПЫТ 2. СРАВНЕНИЕ ТЕМПЕРАТУР ЗАМЕРЗАНИЯ РАСТВОРОВ И ЧИСТОГО РАСТВОРИТЕЛЯ

Ход работы

1. Приготовить охлаждающую смесь, перемешав 300 г мелкоизмельченного льда и 100 г хлорида натрия.
2. стакан с дистиллированной водой поместить в охлаждающую смесь. Закрепить в штативе термометр. Записывать показания термометра каждые 10 с, постоянно перемешивая содержимое стакана стеклянной палочкой.

Время, t , с	Температура, T , °C

построить график зависимости $T = f(t)$. По графику определить температуру замерзания воды.

3. Аналогичным образом определить температуры замерзания растворов сахара и хлорида натрия.
4. Выполнить расчет температур замерзания данных растворов. Сравнить с экспериментально определенными температурами.

ОПЫТ 3. СРАВНЕНИЕ ТЕМПЕРАТУР КИПЕНИЯ РАСТВОРОВ И ЧИСТОГО РАСТВОРИТЕЛЯ

Ход работы

1. В двугорлую колбу с термометром и обратным холодильником налить дистиллированную воду и нагреть на электрической плитке до кипения. Отметить температуру кипения.
2. Повторить опыт, используя %-ный раствор сахарозы и %-ный раствор хлорида натрия.
3. Выполнить расчет температур кипения данных растворов. Сравнить с экспериментально определенными температурами.

Задание для подготовки к лабораторной работе

1. Выполнить расчеты, указанные в опытах.
2. Ответить на вопросы:

а) почему поднимается уровень жидкости в осмометре при его опускании в воду?

б) чем определяется высота подъема жидкости в осмометре?

в) почему на кристаллах сахара и соли, как правило, не бывает микробов?

г) что такое физиологический раствор и чем определяется его концентрация?

д) почему при посыпании льда солью лед начинает таять?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 14

ЭЛЕКТРОПРОВОДИМОСТЬ ВОДНЫХ РАСТВОРОВ

ЦЕЛЬ РАБОТЫ: изучить зависимость электропроводимости растворов от силы электролита, концентрации растворенного вещества и природы растворителя.

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Электрический шкаф.
2. Угольные электроды.
3. Химические стаканы вместимостью 100 мл.
4. Промывалка с дистиллированной водой.

РЕАКТИВЫ:

1. 0,1 н. водные растворы: HCl, CH₃COOH, NaOH, NH₃, NaNO₃.
2. 1 н. водный раствор CH₃COOH.
3. 0,1 н. спиртовые растворы NaOH, NaNO₃.
4. Вода дистиллированная прокипяченная.

ТЕОРЕТИЧЕСКОЕ ОБОСНОВАНИЕ

Водные растворы являются проводниками 2 рода, в которых носителями электрического тока являются ионы. Электропроводимость растворов пропорциональна концентрации ионов. В растворах сильных электролитов степень диссоциации близка к 100 %. В растворах слабых электролитов степень диссоциации (α) зависит от концентрации электролита (c) и константы диссоциации электролита (K) по закону разбавления Оствальда:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{c}}$$

ОПЫТ 1. ЗАВИСИМОСТЬ ЭЛЕКТРОПРОВОДИМОСТИ РАСТВОРА ОТ ПРИРОДЫ ЭЛЕКТРОЛИТА

При переменном напряжении 30 В опустить угольные электроды в 100 мл 0,1 н. раствора HCl. Записать значение силы тока. Не меняя напряжения повторить опыт, используя 0,1 н. растворы NaOH, NaNO₃, CH₃COOH, NH₃. После каждого измерения электроды вымыть водопроводной водой и сполоснуть дистиллированной водой. Сделать вывод о зависимости электропроводимости раствора от природы электролита.

ОПЫТ 2. ЗАВИСИМОСТЬ ЭЛЕКТРОПРОВОДИМОСТИ РАСТВОРА ОТ ПРИРОДЫ РАСТВОРИТЕЛЯ

При переменном напряжении 30 В измерить силу тока при опускании угольных электродов в 0,1 н. спиртовые растворы NaOH и NaNO₃. Сравнить полученные результаты с результатами опыта 1. Сделать вывод о зависимости электропроводимости растворов электролитов от природы растворителя.

ОПЫТ 3. ЗАВИСИМОСТЬ ЭЛЕКТРОПРОВОДИМОСТИ РАСТВОРА ОТ КОНЦЕНТРАЦИИ ЭЛЕКТРОЛИТА

При переменном напряжении 30 В измерить силу тока при опускании угольных электродов в 1 н. раствор CH₃COOH. Сравнить полученные результат с силой тока в 0,1 н. растворе (опыт 1). По закону разбавления вычислить степень диссоциации уксусной кислоты в 0,1 н. и 1 н. растворах. Сравнить с результатами по изучению электропроводимости этих растворов. Сделать вывод о зависимости электропроводимости растворов электролитов от концентрации электролита.

Задание для подготовки к лабораторной работе

1. Заполнить таблицу 15 (в каждой ячейке 5-10 формул веществ):

Класс	Сильные	Электролиты	Слабые
-------	---------	-------------	--------

неорганических соединений	электролиты	средней силы	электролиты
Кислоты			
Основания			
Соли			

2. Подготовить таблицу 16 для записи результатов опытов:

Растворенное вещество	Растворитель	Концентрация раствора	Напряжение, В	Сила тока, А
-----------------------	--------------	-----------------------	---------------	--------------

3. Написать уравнения ступенчатой диссоциации и выражения ступенчатых констант диссоциации ортофосфорной кислоты. Почему K_2 всегда меньше K_1 ?
4. Какова должна быть концентрация уксусной кислоты в водном растворе, чтобы ее степень диссоциации равнялась 1%?
5. Выполнить расчеты, указанные в опыте 3.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 15

ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ

ЦЕЛЬ РАБОТЫ: ознакомление с методами определения *pH* раствора

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. pH-метр.
2. Набор индикаторов.
3. Химический стакан вместимостью 50 мл.
4. Мерный цилиндр на 100 мл.
5. Промывалка с дистиллированной водой.
6. Штатив с пробирками.

РЕАКТИВЫ:

12. 0,1 н. растворы: HCl, CH₃COOH, NaOH, NH₃.
13. Вода дистиллированная прокипяченная.

ТЕОРЕТИЧЕСКОЕ ОБОСНОВАНИЕ

Кислотность раствора характеризуется водородным показателем, pH :

$$pH = -\lg a_{H^+},$$

где a_{H^+} – активность иона водорода, моль/л.

Активность иона зависит от концентрации (c , моль/л) и коэффициента активности f :

$$a = fc.$$

Значение коэффициента активности определяется ионной силой раствора (μ) и зарядом иона (z):

$$\mu = \frac{1}{2} \sum_i c_i z_i^2$$

Для бинарных соединений:

$$\mu = \frac{1}{2} (c_1 z_1^2 + c_2 z_2^2)$$

Значение коэффициента активности иона можно найти в справочнике или вычислить по формуле:

$$\ln f = -\frac{1}{2} z^2 \sqrt{\mu}.$$

Для приблизительных расчетов pH вместо активности иона водорода используют концентрацию.

В чистой воде при 25 °С $a_{H^+} = a_{OH^-} = 10^{-7}$ моль/л. Поэтому в нейтральной среде $pH = 7$. В кислой среде $pH < 7$. В щелочной среде $pH > 7$. Относительно точное значение pH можно определить с помощью рН-метра. Для приближенной оценки кислотности раствора используют кислотно-основные индикаторы.

ОПЫТ 1. ОПРЕДЕЛЕНИЕ pH ВОДНЫХ РАСТВОРОВ С ПОМОЩЬЮ рН-МЕТРА

Измерительный электрод рН-метра должен храниться в насыщенном растворе KCl. Перед проведением измерений стакан с раствором KCl необходимо опустить, промыть электрод дистиллированной водой и снять оставшуюся каплю воды фильтром. После этого опустить электрод в стакан с 20 мл исследуемого раствора. Последовательно измерить рН дистиллированной

прокипяченной воды, 0,1 н. растворов HCl, CH₃COOH, NaOH, NH₃. Значение рН записывать после выдержки электрода в растворе не менее 3 мин. После каждого измерения электрод промыть и промокнуть.

ОПЫТ 2. ОКРАСКА ИНДИКАТОРОВ В РАСТВОРАХ КИСЛОТ И ЩЕЛОЧЕЙ

Приготовить 3 пробирки с 2-3 мл: 1) 1 н. раствора HCl, 2) дистиллированной прокипяченной воды, 3) 1 н. раствора NaOH. В каждую пробирку опустить полоску универсального индикатора так, чтобы коснуться жидкости. Отметить изменение цвета индикатора.

Добавить в каждую пробирку 1-2 капли раствора лакмуса. Отметить цвет индикатора.

Повторить опыт, используя в качестве индикатора метилоранж.

Повторить опыт, используя в качестве индикатора фенолфталеин.

Провести аналогичную серию опытов, заменив соляную кислоту уксусной, а гидроксид натрия раствором аммиака.

Оформление результатов

Заполнить таблицу 17

Раствор	рН	Цвет индикатора			
		Универсальный	Лакмус	Метилоранж	Фенолфталеин
H ₂ O _{дист}					
1 н. HCl					
1 н. CH ₃ COOH					
1 н. NaOH					
1 н. NH ₃					

Сравнить полученные результаты с литературными данными

Таблица 18

Индикатор	Переход окраски	Интервал рН
Лакмус	красная-синяя	5,0 – 8,0
Метилоранж	красная (розовая)-желтая	3,1 – 4,4
Фенолфталеин	бесцветная-малиновая	8,0 – 9,8

Задание для подготовки к лабораторной работе

1. Объяснить изменение окраски индикаторов в зависимости от кислотности раствора.
2. Вычислить pH 0,1 н., 0,01 н. и 0,001 н. растворов уксусной кислоты с учетом и без учета коэффициента активности. Можно ли определить кислотность этих растворов с помощью: а) лакмуса, б) метилоранжа, в) фенолфталеина?
3. При какой максимальной концентрации соляной кислоты метилоранж не будет менять окраску?
4. Решить задачи: [2] с. 35, № 86-89.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 16

ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

ЦЕЛЬ РАБОТЫ: изучить реакции обратимого и необратимого гидролиза солей и влияние гидролиза солей на pH водных растворов.

ЛАБОРАТОРНОЕ ОБОРУДОВАНИЕ И ПОСУДА:

1. pH-метр.
2. Штатив с пробирками.
3. Спиртовка.
4. Держатель для пробирок.
5. Универсальная индикаторная бумага.
6. Лакмусовая бумага.
7. Пипетка капельная.
8. Стаканы стеклянные.

РЕАКТИВЫ:

1. Цинк гранулированный.
2. Алюминий гранулированный.
3. Хлорид аммония.
4. Хлорид железа (III).
5. Фенолфталеин.
6. Сульфат натрия (0,1 М).
7. Сульфит натрия (0,1 М).
8. Сульфид натрия (0,1 М).
9. Карбонат натрия (0,1 М).
10. Гидрокарбонат натрия (0,1 М).

11. Фосфат натрия (0,1 М и конц.).
12. Гидрофосфат натрия (0,1 М).
13. Дигидрофосфат натрия (0,1 М).
14. Ацетат натрия (0,1 М).
15. Хлорид аммония (0,1 М).
16. Хлорид алюминия (0,01М и конц.).
17. Сульфат цинка (0,1 М).
18. Сульфат меди (II) (0,1 М).
19. Силикат натрия (0,1 М).
20. Сульфат хрома (III) (0,1 М).
21. Серная кислота (конц.).

I. ОБРАТИМЫЙ ГИДРОЛИЗ

ОПЫТ 1. Состояние равновесия при обратимом гидролизе солей

На полоски красной и синей лакмусовой или универсальной индикаторной бумаги нанесите по одной капле растворов солей: сульфида, карбоната, сульфита и сульфата натрия, а также сульфата цинка и хлорида алюминия.

По изменению цвета индикатора определите, какие соли подвергаются гидролизу, и объясните, почему. Как можно сместить равновесие гидролиза в сторону реагентов в каждом конкретном случае?

ОПЫТ 2. Степень протолиза в растворах разных солей

С помощью pH-метра определите значение pH в 0,1 М растворах солей: карбоната и гидрокарбоната натрия, фосфата и гидрофосфата натрия, дигидрофосфата натрия, хлорида аммония и хлорида алюминия. Вычислите приблизительное значение pH этих растворов. Результаты внесите в таблицу 19.

Формула соли	pH 1 М раствора		По какому иону идет гидролиз
	Эксперимент	Расчет	

Объясните закономерности изменения pH в растворах этих солей. Почему раствор дигидрофосфата натрия имеет кислую реакцию среды?

ОПЫТ 3. Смещение ионного равновесия обратимого гидролиза

а) влияние температуры при постоянной концентрации

Налейте в пробирку 2–3 мл раствора ацетата натрия и добавьте одну каплю раствора фенолфталеина. Нагрейте раствор почти до кипения и наблюдайте появление розовой окраски. Затем охладите пробирку с раствором под струей холодной водопроводной воды до обесцвечивания. Как меняется pH раствора при изменении температуры, если известно, что интервал перехода окраски индикатора фенолфталеина 8–10 единиц pH? Как влияет нагревание на равновесие протолиза? Как влияет на это равновесие охлаждение? По результатам проведенного опыта сделайте вывод о тепловом эффекте протолиза (эндо- или экзотермический процесс).

б) влияние концентрации вещества в растворе

Исходя из 0,1 М раствора приготовьте 50 мл 0,01 М раствора хлорида аммония. С помощью универсального индикатора и pH-метра определите значение pH. Затем добавьте около 1 г твердого хлорида аммония и перемешайте раствор. Как изменяется pH раствора? Почему? Каково влияние концентрации вещества на равновесие протолиза?

в) влияние добавления одноименного иона

В пробирке с водой растворите 2–3 кристалла хлорида железа (III). Добавьте по каплям концентрированную серную кислоту (раствор при этом сильно разогревается) и охладите пробирку с раствором под струей холодной водопроводной воды до комнатной температуры. Сделайте вывод о причине обесцвечивания раствора, учитывая, что желтый цвет раствора соли железа(III) обусловлен наличием значительного количества ионов FeOH^{2+} , а гидратированный катион $\text{Fe}^{3+} \cdot n\text{H}_2\text{O}$ почти бесцветен. Объясните наблюдаемые явления с помощью принципа смещения равновесия Ле Шателье.

ОПЫТ 4. Химическое растворение металлов в водных растворах гидролизующихся солей

Налейте в пробирку 2–3 мл концентрированного раствора хлорида алюминия. Опустите в пробирку гранулу цинка. Нагрейте раствор. Какой газ

выделяется? Проведите аналогичный опыт. Используя концентрированный раствор фосфата натрия и гранулу алюминия.

Какие окислительно-восстановительные реакции могут идти в растворах солей, подвергающихся гидролизу, при внесении металлов, расположенных в электрохимическом ряду напряжений до водорода? Почему? Объясните, зачем для успешного выполнения опытов надо брать концентрированные растворы солей и использовать нагревание.

II. РЕАКЦИИ НЕОБРАТИМОГО ГИДРОЛИЗА

Внесите в пробирку 1–2 мл раствора хлорида алюминия и прилейте равный объем раствора сульфида натрия. Наблюдайте образование осадка и выделение газа. Внесите в другую пробирку 1–2 мл раствора сульфата хрома (Ш) и прилейте равный объем раствора сульфида натрия. Наблюдайте выпадение осадка и выделение газа. Для доказательства факта выделения сероводорода поднесите к отверстию пробирки полоску фильтровальной бумаги, смоченную раствором сульфата меди(II) (сульфид меди CuS черного цвета). Каков состав осадков в первой и второй пробирке?

Можно ли получить сульфид алюминия и сульфид хрома(III) обменной реакцией в водном растворе? Как будет взаимодействовать с водой сульфид алюминия состава Al_2S_3 , полученный непосредственным взаимодействием простых веществ (алюминия и серы)?

Выполните аналогичные опыты, используя растворы хлорида железа (III) и карбоната натрия, хлорида железа (III) и силиката натрия, нитрата хрома (III) и карбоната натрия, хлорида алюминия и сульфата натрия, сульфата меди (II) и карбоната натрия. При составлении уравнений учесть, что в последней реакции образуется преимущественно гидрокарбонат меди (II).

Задание для подготовки к лабораторной работе

1. В каждом опыте обосновать возможность протекания гидролиза соли. Составить ионные и молекулярные уравнения поэтапного процесса гидролиза. Ответить на все вопросы, включенные в опыты.
2. Решить задачи: [1] №

ОКИСЛИТЕЛЬНО – ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

ЦЕЛЬ РАБОТЫ: провести окислительно-восстановительные реакции (ОВР) с участием типичных окислителей и восстановителей, исследовать влияние среды на протекание ОВР

ЛАБОРАТОРНОЕ ОБОРУДОВАНИЕ И ПОСУДА:

1. Штатив с пробирками.
2. Спиртовка.
3. Держатель для пробирок.
4. Микрошпатель.
5. Лучинка.
6. Пипетка капельная.
7. Стаканы стеклянные.
8. Промывалка с дистиллированной водой.
9. Плитка электрическая.

РЕАКТИВЫ:

1. Цинк (порошок).
2. Цинк гранулированный.
3. Алюминий гранулированный.
4. Хлорид аммония кристаллический.
5. Сульфит натрия Na_2SO_3 кристаллический.
6. Тригидрат нитрата меди (II) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$.
7. Перманганат калия KMnO_4 кристаллический.
8. Медь в виде проволоки или фольги.
9. Фосфор красный.
10. Перманганат калия KMnO_4 (0,5 н.).
11. Серная кислота H_2SO_4 (конц. и 2 н.).
12. Гидроксид натрия NaOH (2 н.).
13. Дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (0,5 н.).
14. Сульфит натрия Na_2SO_3 (0,5 н.).
15. Сульфид натрия Na_2S (0,5 н.).
16. Карбонат натрия Na_2CO_3 (0,5 н.).
17. Азотная кислота HNO_3 (конц., разб. 1: 1 и 2 н.).
18. Хлороводородная кислота HCl (2 н.).
19. Щавелевая кислота $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (0,1 н.).

20. Нитрит калия KNO_2 (0,5 н.).
21. Иодид калия KI (0,5 н.).
22. Пероксид водорода H_2O_2 (3 %).
23. Сульфат хрома (III) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ (0,5 н.).
24. Сульфат меди (II) CuSO_4 (0,5 н.).
25. Хлорид бария BaCl_2 (0,5 н.).

ОПЫТ I. ТИПИЧНЫЕ ОКИСЛИТЕЛИ

1.1. Перманганат калия

В сильноокислой среде. К 1–2 мл раствора перманганата калия прилейте равный объем разбавленной серной кислоты, а затем на кончике микрошпателя внесите немного кристаллического сульфита натрия до обесцвечивания. Чем обусловлено обесцвечивание раствора?

В сильнощелочной среде. К 1–2 мл раствора перманганата калия прилейте равный объем 2 н. раствора гидроксида натрия или калия, а затем на кончике микрошпателя внесите немного кристаллического сульфита натрия. Раствор должен приобрести зеленый цвет, обусловленный образованием мangan-ионов.

В нейтральной среде. К 1–2 мл раствора перманганата калия прилейте равный объем дистиллированной воды, а затем на кончике микрошпателя внесите немного кристаллического сульфита натрия. Какое вещество выделилось в виде коричневого осадка? В какой среде перманганат калия является наиболее сильным окислителем?

1.2. Дихромат калия

Раствор дихромата калия (1-2 мл) в пробирке подкислите двумя каплями разбавленной серной кислоты и добавьте раствор сульфита натрия до изменения окраски смеси. Чем обусловлено изменение окраски раствора.

К 2-3 мл раствора дихромата калия добавьте равный объем разбавленной серной кислоты и по каплям приливайте раствор сульфата железа(II). Как изменяется окраска раствора? Чем обусловлено это изменение?

Азотная кислота

(Тяга!) В две пробирки внесите по грануле меди и прилейте по 5 капель азотной кислоты: в первую пробирку концентрированной, во вторую – разбавленной. Смесь осторожно нагрейте. Какова окраска выделившегося газа в каждом случае? До каких продуктов восстанавливается азотная кислота (концентрированная и разбавленная)? Как влияет на ОВР нагревание?

♦ Внесите в пробирку микрошпательным количеством красного фосфора и добавьте 10 капель концентрированной азотной кислоты. Смесь нагрейте. Какой газообразный оксид азота образуется в этом случае?

1.4. Серная кислота (концентрированная)

(Тяга!) Налейте в пробирку 6 капель концентрированной серной кислоты и внесите гранулу меди, осторожно нагрейте содержимое пробирки. Какой газ выделяется? Подтвердите ваш вывод с помощью полоски фильтровальной бумаги, смоченной раствором перманганата калия. Охладите пробирку и вылейте ее содержимое в стакан с 5—10 мл воды. После отстаивания взвешенных частиц осторожно перелейте раствор в пробирку. Чем обусловлено окрашивание раствора?

(Тяга!) Налейте в пробирку 6 капель концентрированной серной кислоты и внесите немного цинковой пыли, осторожно нагрейте содержимое пробирки. Какой газ выделяется? Подтвердите ваш вывод с помощью полоски фильтровальной бумаги, смоченной раствором сульфата меди(II) (сульфид меди CuS черного цвета). Чем объяснить различие газообразных продуктов восстановления серной кислоты при взаимодействии с медью и цинком?

ОПЫТ II. ТИПИЧНЫЕ ВОССТАНОВИТЕЛИ

2.1. Металлы

Внесите в пробирку гранулу алюминия и прилейте 2-3 мл разбавленной хлороводородной кислоты. Подогрейте содержимое пробирки. Какой газ выделяется? Какой продукт образуется при окислении алюминия? Будет ли идти аналогичная реакция, если вместо алюминия взять медь, вместо хлороводородной кислоты – разбавленную серную кислоту?

Внесите в пробирку гранулу алюминия и прилейте 2-3 мл раствора гидроксида натрия. Подогрейте содержимое пробирки. Какой газ выделяется? Какой продукт образуется при окислении алюминия в щелочной

среде? В какой среде восстановительные свойства алюминия выражены сильнее? Назовите другие известные вам металлы, реагирующие с водой в щелочной среде.

2.2. Сероводород и сульфиды

(Тяга!) К 2-3 мл раствора дихромата калия добавьте 1-2 мл разбавленной серной кислоты и раствор сероводорода до изменения окраски смеси. Чем обусловлено это изменение?

(Тяга!) В пробирку внесите 3 капли концентрированной серной кислоты и прилейте по каплям раствор сероводорода до помутнения смеси. Какой продукт образуется при окислении сероводорода?

(Тяга!) В пробирку внесите 2-3 мл раствора сульфата меди(II) и прилейте раствор сероводорода до полного осаждения сульфида меди(II) черного цвета. Смесь нагрейте, дайте осадку отстояться; удалите жидкость над осадком пипеткой. К осадку добавьте 4-5 капель концентрированной азотной кислоты и нагрейте до перехода осадка в раствор. Какие вещества образуются?

2.3. Органические вещества

Налейте в пробирку 1-2 мл раствора перманганата калия, прибавьте столько же разбавленной серной кислоты и 1-2 мл раствора щавелевой кислоты, затем нагрейте смесь до обесцвечивания. Какой газообразный продукт выделяется в результате окисления щавелевой кислоты?

ОПЫТ III. ВЕЩЕСТВА, ПРОЯВЛЯЮЩИЕ И ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ И ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА

3.1. Нитрит калия

К 2-3 мл раствора нитрита калия прилейте равный объем разбавленной серной кислоты и 1-2 мл по каплям раствора иодида калия. Как изменяется цвет раствора? Какой газ выделяется?

К 1-2 мл раствора перманганата калия прилейте столько же разбавленной серной кислоты и раствор нитрита калия до обесцвечивания смеси. Какой продукт образуется в результате окисления нитрит-иона?

3.2. Пероксид водорода

К 1-2 мл раствора иодида калия прилейте 1мл разбавленной серной кислоты и 2—3 капли раствора пероксида водорода. Какой окрашенный продукт образовался? Что получилось в результате восстановления пероксида водорода?

К 1-2 мл раствора перманганата калия прилейте 2 капли разбавленной серной кислоты и раствор пероксида водорода до обесцвечивания смеси. Какой газ выделяется?

К 2-3 мл раствора сульфата хрома(III) прилейте при перемешивании раствор гидроксида натрия до исчезновения первоначально выпавшего осадка гидроксида хрома (III). К полученному раствору гексагидроксохромата (III) натрия прибавьте 1-2 мл пероксида водорода и нагрейте смесь до перехода окраски в желтую. Чем обусловлено изменение окраски?

Сделайте общий вывод: какие свойства окислительные или восстановительные более характерны для нитрит-иона и пероксида водорода в кислотной среде? Сильным или слабым окислителем является пероксид водорода в щелочной среде? Как это проявляется в результатах проведенных опытов? Для ответа на вопрос используйте справочные данные.

ОПЫТ IV. ТВЕРДОФАЗНЫЕ РЕАКЦИИ

(Тяга!) Немного тригидрата нитрата меди(II) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ поместите в пробирку, закрепите ее в штативе и осторожно нагрейте в пламени спиртовки. Наблюдайте обезвоживание и последующее разложение соли. Какое соединение меди получилось при прокаливании? Какие газообразные продукты выделяются при разложении соли? *(Тяга!)* В тигель насыпьте микрошпателем немного твердого сульфита натрия. Нагрейте тигель на электрической плитке или в печи до 600 °С. Через 15-20 мин выньте его из печи, охладите, а затем растворите содержимое в 10 каплях воды. Полученный раствор пипеткой внесите в две пробирки, в первую из которых предварительно налейте 2 капли раствора сульфата меди(II), а во вторую 2 капли раствора хлорида бария, подкисленного двумя каплями хлороводородной кислоты. Что наблюдается? Какие продукты образовались при термическом разложении сульфита натрия? Как называются реакции внутримолекулярного окисления-восстановления

этого типа?

В сухую пробирку внесите микрошпателем немного твердого перманганата калия и осторожно нагрейте. С помощью тлеющей лучинки докажите выделение кислорода. Охладите пробирку и внесите в неё несколько капель воды. Чем обусловлен цвет раствора? Каков состав нерастворившегося остатка?

Задание для подготовки к лабораторной работе

1. Составить уравнения реакций, описанных в каждом опыте. Для реакций, протекающих в растворе, использовать ионно-электронный метод; для «сухих» реакций – метод электронного баланса.
2. Письменно ответить на все вопросы, включенные в описание опытов.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 18

ПРАКТИЧЕСКОЕ ПРИМЕНЕНИЕ ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

ЦЕЛЬ РАБОТЫ: ознакомиться с устройством и работой гальванических элементов и процессом электролиза водного раствора.

ОБОРУДОВАНИЕ:

1. Электрический шкаф.
2. Электрический тестер.
3. Угольные электроды.
4. Химический стакан вместимостью 100 мл.
5. Промывалка с дистиллированной водой.
6. Электрическая батарея (элемент Лекланше).
7. Кислотный аккумулятор.
8. Щелочной аккумулятор.
9. Аккумуляторный ареометр.
10. Пикнометр.

РЕАКТИВЫ:

1. 1 М водный раствор иодида калия.
2. 1 М водный раствор гидроксида натрия.
3. Концентрированный раствор соляной кислоты.

4. Лакмусовая и иодкрахмальная бумага.

ТЕОРЕТИЧЕСКОЕ ОБОСНОВАНИЕ

Окислительно-восстановительные процессы являются способом взаимного превращения энергии химической реакции в электрическую энергию (гальванические элементы: батарейки, аккумуляторы) и наоборот (процесс электролиза). По закону Фарадея количество вещества, прореагировавшего в процессе электролиза прямо пропорционально количеству электричества:

$$n = \frac{It}{n_e F}, \text{ где } n - \text{ количество вещества, моль,}$$

I – сила тока, А,

t – время, с,

n_e – число электронов в уравнении реакции,

F – число Фарадея, $F = 96490$ Кл.

ОПЫТ 1. ЭЛЕМЕНТ ЯКОБИ-ДАНИЭЛЯ

В 2 стакана налить 1 М растворы сульфатов меди (II) и цинка. Соединить растворы электрическим мостиком, представляющим собой стеклянную трубку, наполненную агар-агаром и насыщенным раствором хлорида калия. Опустить в стаканы медную и цинковую пластины и измерить разность потенциалов между пластинами. Сравнить полученный результат со стандартным значением разности потенциалов данного гальванического элемента.

ОПЫТ 2. ЭЛЕМЕНТ ЛЕКЛАНШЕ

Измерить напряжение на контактах электрической батарейки. Сравнить с напряжением, указанным на этикетке. Разбить батарейку. На рабочую смесь батарейки подействовать: а) раствором щелочи, б) концентрированной соляной кислотой. Выделяющийся аммиак обнаружить с помощью влажной лакмусовой бумажки, а выделяющийся хлор – иодкрахмальной. Написать уравнения реакций, протекающих при зарядке и разрядке батареи и при обнаружении аммиака и хлора.

ОПЫТ 3. СВИНЦОВЫЙ АККУМУЛЯТОР

Ход работы

1. С помощью специального аккумуляторного ареометра определить плотность раствора электролита в свинцовом аккумуляторе.
2. Взвесить сухой ареометр.
3. С помощью пипетки наполнить ареометр кислотой из аккумулятора и снова взвесить.
4. Вычислить плотность кислоты.
5. По справочнику определить концентрацию раствора серной кислоты.
6. Подключить к аккумулятору электрическую лампочку мощностью Вт на 1 час.
7. После охлаждения аккумулятора двумя способами замерить плотность электролита и установить концентрацию кислоты.
8. По изменению концентрации вычислить количество прореагировавшей кислоты.
9. По закону Фарадея вычислить количество электричества, соответствующее количеству прореагировавшей кислоты.
10. Результат сравнить с количеством электричества, затраченного на горение лампочки. Вычислить коэффициент полезного действия батареи.
11. Написать уравнения реакций, протекающих при зарядке и разрядке аккумулятора.

ОПЫТ 4. ЩЕЛОЧНОЙ АККУМУЛЯТОР

Ознакомиться с устройством щелочного аккумулятора. Какие металлы являются катодом и анодом? Каков состав электролита? Написать уравнения реакций, протекающих при зарядке и разрядке аккумулятора.

ОПЫТ 5. ЭЛЕКТРОЛИЗ ВОДНЫХ РАСТВОРОВ

Ход работы

1. В 1 М раствор иодида калия опустить угольные электроды. Добавить несколько капель фенолфталеина.
2. Электроды подключить к источнику постоянного тока, повышая напряжение от 0 В. Как меняется цвет раствора в катодном и анодном

пространстве? При каком напряжении начинается электролиз?
Написать уравнения реакций, идущих на электродах.

3. Наблюдая электролиз, выдержать электроды в растворе в течение 10 мин. По закону Фарадея вычислить количество образовавшегося за это время йода. Рассчитать, как изменилась за это время концентрация иодида калия в растворе?

Задание для подготовки к лабораторной работе

1. Ответить на вопросы и написать уравнения реакций, указанные в каждом опыте.
2. Выполнить упражнения: [1] 7.11, 7.12, 7.13; [2] с. 40, № 110.

