

БАЛТИЙСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ им. ИММАНОУИЛА КАНТА

ВВЕДЕНИЕ В НЕОРГАНИЧЕСКУЮ ХИМИЮ

Учебно-методическое пособие

Издательство
Балтийского федерального университета им. Иммануила Канта
2025

УДК 546
ББК 24.1
В24

Рецензенты

Е. Ю. Ван, канд. техн. наук, доц.,
Балтийский федеральный университет им. И. Канта;
Е. А. Буденкова, канд. техн. наук, науч. сотр.,
Балтийский федеральный университет им. И. Канта

В24 Введение в неорганическую химию : учебно-методическое пособие / сост. В. В. Ларина, А. В. Шевелюхина, В. Д. Юдина. — Калининград : Издательство БФУ им. И. Канта, 2025. — 82 с.
ISBN 978-5-9971-0970-7

Содержит теоретический материал и ряд лабораторных работ, которые охватывают основные разделы общей и неорганической химии. Целью пособия является закрепление и развитие полученных студентами знаний в рамках лекционного курса по общей химии, а также приобретение необходимых навыков работы в лаборатории.

Пособие предназначено для студентов естественно-научных направлений (химии, биологии, биоинженерии и биоинформатики), выполняющих лабораторные работы в рамках дисциплины «Неорганическая химия и строение вещества».

УДК 546
ББК 24.1

ISBN 978-5-9971-0970-7

© Ларина В. В., Шевелюхина А. В.,
Юдина В. Д., составление, 2025
© Оформление, БФУ им. И. Канта, 2025

СОДЕРЖАНИЕ

Лабораторная работа № 1. Взвешивание.....	4
Лабораторная работа № 2. Определение эквивалентной массы металла.....	6
Лабораторная работа № 3. Определение молярной массы углекислого газа	10
Лабораторная работа № 4. Тепловой эффект химических реакций.....	14
Лабораторная работа № 5. Растворимость веществ	22
Лабораторная работа № 6. Электролитическая диссоциация.....	25
Лабораторная работа № 7. Производство растворимости	29
Лабораторная работа № 8. Гидролиз	32
Лабораторная работа № 9. Коллоидные растворы	35
Лабораторная работа № 10. Скорость химических реакций	41
Лабораторная работа № 11. Химическое равновесие.	47
Лабораторная работа № 12. Катализ. Адсорбция	52
Лабораторная работа № 13. Окислительно-восстановительные реакции.....	57
Лабораторная работа № 14. Определение массовой доли примесей в растворимой соли	63
Лабораторная работа № 15. Установление формулы кристаллогидрата	64
Лабораторная работа № 16. Приготовление раствора заданной массовой доли вещества и проверка по плотности раствора.....	66
Лабораторная работа № 17. Приготовление раствора заданной нормальной концентрации и проверка титрованием. Определение эквивалента кислоты методом титрования.....	70
Лабораторная работа № 18. Методы очистки веществ	73
Список литературы	81

Лабораторная работа № 1

Взвешивание

Точность и воспроизводимость результатов взвешивания напрямую зависят от места установки весов. Для выбора наилучших условий работы весов необходимо, чтобы весовой стол был устойчивым, немагнитным и передавал вибрации в минимальной степени. Закреплять весовой стол следует на полу или к стене. Место установки и весовой стенд не должны прогибаться, им необходимо быть достаточно устойчивыми, чтобы показания весов не изменялись, когда кто-то прислонится к столу.

Температура в помещении должна быть постоянная, так как она влияет на результаты взвешивания! Температурный дрейф показаний: 1—2 ppm/°C).

Не следует устанавливать весы на пути прохождения воздушных потоков кондиционеров воздуха или устройств, оснащенных вентиляторами, например, компьютеров или большого лабораторного оборудования. Весы должны устанавливаться на достаточном расстоянии от радиаторов отопления. Наряду с тепловым излучением возле них часто возникают сильные воздушные потоки.

Не следует без необходимости отключать весы от источника питания. Это позволит обеспечить весам необходимое тепловое равновесие [4].

Необходимо содержать весовую камеру и чашу весов в чистоте. Для взвешивания использовать только чистые емкости. Для чистки весов можно применять обычное средство для мытья окон или этиловый спирт. Нельзя сметать частицы загрязнений в отверстия. Если показания на дисплее весов не стабилизируются, результат медленно возрастает или уменьшается в одном направлении, либо если на дисплее отображаются ошибочные показания, то это зачастую связано с нежелатель-

ным воздействием физических факторов. Наиболее частые причины: высокая или низкая температура взвешиваемого образца; влияние на весы факторов окружающей среды, накопление или потеря влаги взвешиваемым образцом; электростатический заряд образцов или емкостей; намагничивание образцов или весовых емкостей [3].

Оборудование: весы лабораторные технические, весы лабораторные аналитические, бюксы для взвешивания.

Реактивы: сыпучий реактив для взвешивания.

Ход работы

1. Перед взвешиванием необходимо проверить уровень весов (убедиться в том, что пузырек располагается в центре индикатора уровня). Для выравнивания весов использовать регулируемые опоры. После корректировки уровня необходимо выполнить калибровку весов.

2. Убедиться в том, что весы показывают точно ноль. При необходимости выполнить тарирование, чтобы избежать ошибок.

3. Открыв защитный кожух весов, поставить бюкс для взвешивания строго в центр чаши. Закрыть защитный кожух и выполнить тарирование.

4. Сняв бюкс для взвешивания с весов, насыпать в нее необходимое количество реактива. Поставить емкость на чашу весов.

5. При закрытом защитном кожухе весов посмотреть показания. При необходимости, сняв бюкс с чаши весов, добавить или уменьшить количество реактива. Лишь самые малые количества реактива допускается добавлять в бюкс, не снимая его с чаши весов.

6. После набора навески заданной массы, записать показания весов (при закрытом защитном кожухе). При этом результат взвешивания можно считывать, когда гаснет индикатор неустойчивости.

7. После взвешивания снять бюкс с весов. При закрытом кожухе выполнить тарирование [4].

Лабораторная работа № 2

Определение эквивалентной массы металла

Химическим эквивалентом вещества называют такое его количество (в молях), которое может присоединить, заместить или выделить 1 моль атомов водорода в кислотно-основных или ионно-обменных реакциях или 1 моль электронов в окислительно-восстановительных реакциях [3].

Фактор эквивалентности ($f_э$) — это число, показывающее, какая часть моля вещества равноценна:

а) одному иону водорода в кислотно-основной реакции:

$$f_э = \frac{1}{n(H^+)}, \quad (1)$$

где $n(H^+)$ — число ионов водорода, отдаваемое или присоединяемое одной молекулой или одним ионом в данной реакции;

б) одному электрону в окислительно-восстановительной реакции:

$$f_э = \frac{1}{n(e^-)}, \quad (2)$$

где $n(e^-)$ — число электронов, отдаваемое или присоединяемое одной молекулой или одним ионом в данной полуреакции.

Молярная масса эквивалента M_e — это масса 1 моль эквивалента вещества:

$$M_e = \frac{M}{f_э}, \quad (3)$$

где M — молярная масса вещества [3].

Оборудование: установка для измерения объема выделившегося газа, состоящего из реакционной пробирки, которая с помощью газоотводных трубок и резинового шланга соединена под углом 60° с бюреткой объемом 50 мл, наполненной

водой. Бюретка с помощью резинового шланга соединена с воронкой, помещенной в кольцо штатива. Пробирка «с карманом», воронка с длинным носиком, термометр для определения температуры воздуха, барометр.

Реактивы: навеска цинка массой 0,0100—0,0300 г; водный раствор соляной кислоты (1 : 1).

Ход работы

1. Проверить герметичность прибора: присоединить реакционную трубку к бюретке и, поднимая и опуская воронку, следить за уровнем воды в бюретке. Если прибор герметичен, то уровень воды останется постоянным, в противном случае нужно проверить все места соединения в приборе и добиться его герметичности.

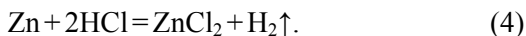
2. Положить в «карман» пробирки навеску металла. Записать в тетради точное значение массы навески металла.

3. При помощи воронки с длинным носиком налить в реакционную пробирку 10 мл водного раствора соляной кислоты (1 : 1).

4. Осторожно, чтобы не стряхнуть металл в кислоту, закрыть пробирку газоотводной трубкой, соединенной с бюреткой.

5. Привести к одному уровню мениск воды в бюретке и горлышке воронки, поднимая и опуская воронку; отметить уровень воды в бюретке (V_1).

6. Стряхнуть кусочек металла в кислоту и ждать его полного растворения. Реакция проходит в соответствии с уравнением



7. После окончания реакции дождаться охлаждения реакционной пробирки до комнатной температуры, затем отметить уровень воды в бюретке (V_2).

8. *Расчеты*: вычислить объем водорода (в мл), вытесненного металлом в условиях опыта (температура и давление).

9. Привести найденный объем водорода к нормальным условиям в соответствии с объединенным газовым законом

$$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{P \cdot V}{T}, \quad (5)$$

где V_0 — объем водорода, приведенный к нормальным условиям; P — давление в условиях проведения опыта; T — температура в условиях проведения опыта; V — объем газа в условиях проведения опыта; P_0 — нормальное давление ($1,013 \cdot 10^5$ Па); T_0 — нормальная температура (273 К); V_0 — объем газа в нормальных условиях.

Однако водород, полученный в опыте, собирают в бюретке, вытесняя воду, поэтому он загрязнен водяными парами. Следовательно, необходимо ввести поправку на водяные пары, используя закон парциальных давлений Дальтона

$$P_{\text{атм}} = P_1(\text{H}_2) + P_1(\text{H}_2\text{O}), \quad (6)$$

где давление водяного пара $P_1(\text{H}_2\text{O})$ при данной температуре можно взять из справочника [1]. Таким образом, окончательное выражение для вычисления объема водорода при нормальных условиях:

$$V_0(\text{H}_2) = \frac{T_0 \cdot V \cdot (P_{\text{атм}} - P_1(\text{H}_2\text{O}))}{P_0 \cdot T}. \quad (7)$$

10. Вычислить эквивалент металла, пользуясь математическим выражением закона эквивалентов:

$$\frac{m(\text{Me})}{M_{\text{экв}}(\text{Me})} = \frac{V_0}{V_{\text{экв}}(\text{H}_2)}. \quad (8)$$

11. Сравнить полученный эквивалент металла с теоретическим значением и вычислить процент ошибки по формуле

$$\Delta X = \frac{|\Delta_{\text{эксп}} - \Delta_{\text{ист}}|}{\Delta_{\text{ист}}} \cdot 100 \%. \quad (9)$$

Данные наблюдений внести в таблицу 1.

Таблица 1

Результаты эксперимента

Наименование	Полученные данные
Масса металла, г	
Уровень воды в бюретке до реакции, мл	
Уровень воды в бюретке после реакции, мл	
Температура, °С	
Атмосферное давление, мм рт. ст.	
Объем водорода при нормальных условиях, мл	
Давление водяного пара при данной температуре, мм рт. ст.	
Эквивалентная масса металла, Э(эксп), г/моль	
Величина ошибки, %	

12. Сделать вывод по лабораторной работе [4].

Лабораторная работа № 3

Определение молярной массы углекислого газа

Равные объемы газов, взятых при одинаковой температуре и одинаковом давлении, содержат равное число молекул (закон Авогадро). Отсюда следует, что массы равных объемов двух газов относятся друг к другу, как их молекулярные или численно им равные молярные массы:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}, \quad (10)$$

где m_1 и m_2 — массы газов; M_1 и M_2 — молярные массы этих газов.

Отношение массы данного газа к массе того же объема другого газа, взятого при той же температуре и том же давлении, называется относительной плотностью первого газа по второму D :

$$D_{\text{газ 2 (газ 1)}} = \frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}, \quad (11)$$

где m_1 и m_2 — массы газов; M_1 и M_2 — молярные массы газов.

Откуда следует:

$$M_1 = D_{\text{газ 2 (газ 1)}} \cdot M_2, \quad (12)$$

то есть молярная масса газа равна его плотности по отношению ко второму газу, умноженной на молярную массу второго газа [4].

Нередко также молярную массу газа вычисляют, исходя из его плотности по воздуху. Хотя воздух представляет собой смесь нескольких газов, известна его средняя молярная масса, равная 29 г/моль. В этом случае уравнение для расчета молярных масс газов имеет вид

$$M_1 = D_{\text{возд. (газ 1)}} \cdot 29. \quad (13)$$

Молярную массу газа можно определить также через молярный объем, равный 22,4 л/моль. Для этого находят объем, занимаемый при нормальных условиях определенной массой газообразного вещества, а затем вычисляют массу 22,4 л этого вещества. Полученная величина является его молярной массой.

Измерения объемов газов обычно проводят при условиях, отличающихся от нормальных. Для приведения объема газа к нормальным условиям (далее — н. у.) используется уравнение Клапейрона (5):

$$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{P \cdot V}{T},$$

где V — объем газа при давлении P и температуре T ; V_0 — объем газа при нормальном давлении P_0 ($1,013 \cdot 10^5$ Па) и температуре T_0 (273 К).

Молярную массу газа можно также вычислить по уравнению состояния идеального газа (уравнению Менделеева — Клапейрона):

$$PV = \frac{m}{M}RT, \quad (14)$$

где P — давление газа, Па; V — его объем, м^3 ; m — масса, г; M — молярная масса, г/моль; T — температура, К; $R = 8,31$ Дж/(моль · К) — молярная газовая постоянная [4].

Оборудование: установка для получения углекислого газа (аппарат Киппа), колба, пробка, аналитические весы, мерный цилиндр.

Реактивы: мрамор, соляная кислота,

Цель работы — определение молярной массы углекислого газа.

Ход работы

1. Ознакомиться с установкой для получения углекислого газа в аппарате Киппа (рис. 1) и убедиться в том, что она работает.

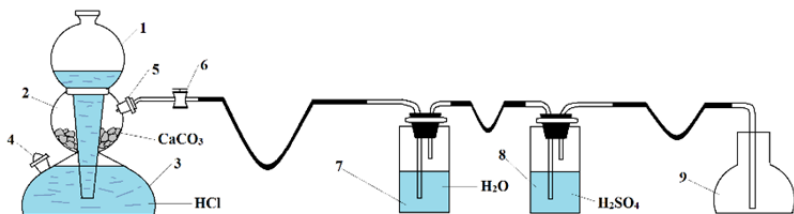


Рис. 1. Схема лабораторной установки для получения углекислого газа в аппарате Киппа:

1 — шарообразная воронка; 2, 3 — соединенные между собой резервуары; 4, 5 — тубусы; 6 — кран; 7 — промывная склянка; 8 — склянка Дрекселя для осушки газа; 9 — приемник углекислого газа

2. Колбу закрыть пробкой и отметить чертой уровень, до которого пробка вошла в горло колбы. Взвесить на аналитических весах колбу с пробкой с точностью до 0,0002 г (m_1).

3. Наполнить колбу диоксидом углерода из аппарата Киппа. Газ следует пропускать в колбу медленно, так, чтобы можно было считать пузырьки в промывных склянках.

4. Через 5 мин, не закрывая кран у аппарата Киппа, медленно вынуть газоотводную трубку из колбы и сразу закрыть колбу пробкой; после этого закрыть кран (6).

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

6. Измерить рабочий объем колбы V_1 , для чего наполнить колбу дистиллированной водой до черты на шейке колбы и замерить объем воды с помощью мерного цилиндра.

7. Записать значения атмосферного давления и температуры, при которых проводится опыт, а также уравнение получения углекислого газа при взаимодействии мрамора с соляной кислотой.

8. Вычислить объем газа V_0 при н. у. по уравнению Клапейрона.

9. Вычислить массу воздуха (m_3 , г) в объеме колбы, учитывая, что при 0°C и $1,013 \cdot 10^5$ Па масса одного литра воздуха равна 1,293 г.

10. Найти массу пустой (без воздуха) колбы с пробкой (г):

$$m_4 = m_1 - m_3. \quad (16)$$

11. Найти массу диоксида углерода (г) в объеме колбы:

$$m_5 = m_2 - m_4. \quad (16)$$

12. Определить относительную плотность CO_2 по воздуху:

$$D_{\text{возд.}}(\text{CO}_2) = \frac{m_5}{m_3}. \quad (17)$$

13. Вычислить молярную массу CO_2 тремя способами:

а) по воздуху:

$$M_{\text{CO}_2} = D_{\text{возд.}}(\text{CO}_2) \cdot 29; \quad (18)$$

б) по закону Авогадро:

$$M_{\text{CO}_2} = \frac{22,4 \cdot m_5}{V_0}; \quad (19)$$

в) по уравнению Менделеева — Клапейрона:

$$M_{\text{CO}_2} = \frac{m_5 RT}{pV}. \quad (20)$$

14. Вычислить среднее значение молярной массы углекислого газа с точностью до одного знака после запятой.

15. Определить погрешность опыта, сравнивая среднее экспериментальное значение с теоретической величиной (44,0 г/моль) [4].

Лабораторная работа № 4 Тепловой эффект химических реакций

Термохимия — раздел химии, изучающий тепловые эффекты химических реакций. Реакции, сопровождающиеся выделением теплоты из системы в окружающую среду, называются экзотермическими, а сопровождающиеся поглощением теплоты из окружающей среды, называются эндотермическими. Тепловой эффект реакции, измеренный при постоянной температуре и давлении, называется *теплотой реакции* Q_p , а противоположная по знаку величина, описывающая изменение состояния системы в результате протекания реакции — *энтальпией реакции* ΔH_p .

В качестве основной единицы измерения теплоты в СИ установлен джоуль (Дж). В качестве единицы измерения теплоты встречается также калория, равная 4,184 Дж. В настоящее время 1 калория сохраняется как внесистемная единица для сравнения результатов современных работ с экспериментальными и справочными данными, накопленными за многие предыдущие годы [3].

Для описания тепловых явлений в химических реакциях принято пользоваться **термохимическими уравнениями**.

Расчеты тепловых эффектов химических реакций основаны на применении закона Гесса (1836 г.): **тепловой эффект химической реакции при постоянном давлении и объеме не зависит от способа ее проведения, а зависит лишь от начального и конечного состояния реагирующих веществ.**

Наиболее важное для практики следствие закона Гесса: **энтальпия химической реакции равна разности между суммой энтальпий образования продуктов реакции и суммой энтальпий образования исходных веществ:**

$$\Delta H_{\Gamma} = \sum \Delta H_{\text{фпрод.}} - \sum \Delta H_{\text{фисх.в-в}} \quad (21)$$

Определение теплового эффекта химических реакций

1. Устройство калориметра.

Определение тепловых эффектов реакций производят в специальных приборах, называемых калориметрами. В зависимости от характера процесса и реагирующих веществ применяются калориметры различных конструкций, но все они содержат калориметрический сосуд, защищенный от потерь тепла и снабженный чувствительным ртутным термометром или другим устройством измерения температуры (рис. 2).

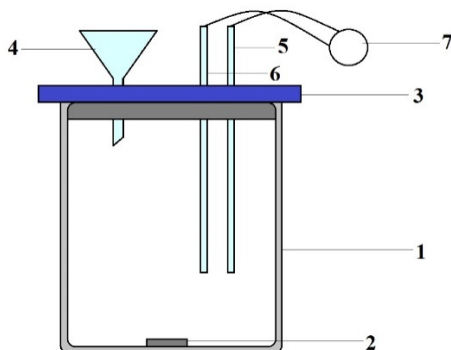


Рис. 2. Калориметр

Используемая в настоящей работе калориметрическая установка состоит из калориметрического стакана объемом 400 мл (1), сделанного по типу сосуда Дьюара, в который помещен сердечник магнитной мешалки (2). Стакан закрывается пластмассовой крышкой (3), имеющей три отверстия: одно — для небольшой воронки (4), второе — для помещения датчика температуры (5), позволяющего регистрировать температуру с точностью до сотых долей градуса, и третье — для нагревателя (6), имеющего точно известное электрическое сопротивление.

ние. Отверстия в крышке снабжены зажимами, позволяющими надежно закреплять на необходимой высоте нагреватель и датчик температуры. Высота крепления составных частей подбирается так, чтобы сердечник магнитной мешалки не задевал их при работе.

В состав калориметрической установки входят магнитная мешалка, блок питания нагревателя и магнитной мешалки, измерительный преобразователь «ЭКСПЕРТ-001-3». Калориметрическая установка может работать в ручном режиме или подключаться к компьютеру. При работе в ручном режиме значения температуры выдаются на дисплей измерительного преобразователя «ЭКСПЕРТ-001-3».

2. Определение теплового значения калориметра по известной теплоте растворения хлорида калия.

Оборудование: калориметр.

Реактивы: хлорид калия.

Тепловое значение калориметра — это количество тепла, которое необходимо для увеличения температуры калориметра на 1 °С. Эта величина является постоянной калориметра (W).

В калориметрический сосуд поместить 100 мл дистиллированной воды. Опустить в калориметрический стакан сердечник магнитной мешалки и добиться оптимальной скорости (деление II), вращая ручку регулировки.

Подготовить к работе измерительный преобразователь «ЭКСПЕРТ-001-3». Для этого нажать кнопку «ВКЛ» и удерживать ее до звукового сигнала и появления информации на дисплее прибора. Кнопкой «←→» выбрать режим работы «Термометр» и начать измерение, нажав кнопку «Изм». Измерить начальную температуру (t_1) кислоты в калориметрическом стакане, дождавшись ее постоянного значения на дисплее.

Через приоткрытую крышку калориметра быстро всыпать в калориметрический сосуд навеску хлорида калия массой около 2 г.

Вследствие растворения поглощается тепло, которое вызывает снижение температуры системы.

Отметить самую низкую температуру t_2 , которую покажет измерительный прибор после начала реакции. Затем найти разницу температур Δt :

$$\Delta t = t_2 - t_1. \quad (22)$$

Далее рассчитать тепловое значение калориметра (кДж/град) по следующему уравнению:

$$W = \frac{-17,24 \cdot m}{\Delta t \cdot M(\text{KCl})}, \quad (23)$$

где $-17,24$ — тепловой эффект растворения хлорида калия (в Дж/моль); m — масса навески хлорида калия в г; Δt — разница конечной и начальной температур калориметра, °С; $M(\text{KCl})$ — молярная масса хлорида калия, г/моль.

Заполнить таблицу 2.

Таблица 2

Результаты измерений

Наименование параметра	Полученные данные
Начальная температура, °С	
Конечная температура, °С	
Масса навески хлорида калия, г	
Тепловое значение калориметра, кДж/град	

Построить график зависимости температуры от времени. Обозначить на графике t_1 и t_2 .

3. Определение теплоты реакции нейтрализации.

Оборудование: калориметр.

Реактивы: 0,1 н раствор соляной кислоты, 0,1 н раствор щелочи.

Теплота нейтрализации — это тепловой эффект реакции образования 1 моль воды из ионов H^+ и OH^- :



Для определения теплоты нейтрализации в калориметрический сосуд поместить 50 мл 0,1 н раствора соляной кислоты. Опустить в калориметрический стакан сердечник магнитной мешалки и добиться оптимальной скорости (деление II), вращая ручку регулировки.

Подготовить к работе измерительный преобразователь, как описано в п. 2. Измерить начальную температуру t_1 кислоты в калориметрическом сосуде, дождавшись ее постоянного значения на дисплее.

Через приоткрытую крышку влить в калориметрический сосуд 50 мл 0,1 н раствора щелочи. Измерять возрастающую температуру жидкости каждую секунду. После полного прохождения реакции температура жидкости в стакане начнет снижаться. Зафиксировать максимальное значение температуры t_2 . Найти разницу температур Δt :

$$\Delta t = t_2 - t_1. \quad (25)$$

Рассчитать количество выделившейся теплоты Q (кДж) по формуле

$$Q = W \cdot \Delta t, \quad (26)$$

где W — тепловое значение калориметра, кДж/град.

Определить энтальпию реакции нейтрализации (кДж/моль) по формуле

$$\Delta H_{\text{нейтр}} = \frac{-Q \cdot 1000}{50 \cdot 0,1}. \quad (27)$$

Вычислить ошибку эксперимента по формуле ($\Delta H_{\text{нейтр.ист}} = -55,8$ кДж/моль):

$$\% \text{ ошибки} = \frac{|\Delta H_{\text{нейтр.эксп}} - H_{\text{нейтр.ист}}|}{H_{\text{нейтр.ист}}} \cdot 100. \quad (28)$$

Заполнить таблицу 3 результатами эксперимента.

Таблица 3

Результаты измерений

Наименование параметра	Полученные данные
Начальная температура, °С	
Конечная температура, °С	
Тепловое значение калориметра, кДж/град	
Количество выделившейся теплоты, кДж	
Энтальпия реакции нейтрализации, кДж/моль	
Ошибка определения, %	

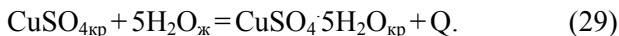
Построить график зависимости температуры от времени. Обозначить на графике t_1 и t_2 .

4. Определение теплоты реакции гидратации сульфата меди (II).

Оборудование: калориметр.

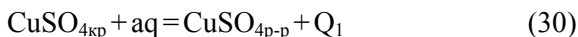
Реактивы: безводный сульфат меди.

Теплота гидратации — это тепловой эффект реакции образования 1 моль кристаллогидрата из 1 моль безводной соли:



Для ее определения в калориметрический сосуд налить 100 мл дистиллированной воды. Опустить в сосуд сердечник магнитной мешалки. Настроить скорость перемешивания и подготовить к работе измерительный преобразователь, как описано в п. 2. Измерить начальную температуру t_1 воды в калориметрическом сосуде, дождавшись ее постоянного значения на дисплее.

Взвесить 0,5—1,0 г безводного сульфата меди с точностью до 0,0001 г и через приоткрытую крышку калориметра всыпать навеску в калориметрический сосуд. Вследствие протекающей реакции



выделяется тепло, которое вызывает рост температуры системы.

Измерять возрастающую температуру реакционной смеси каждую секунду. После полного растворения соли температура жидкости в стакане начнет снижаться. Зафиксировать максимальное значение температуры t_2 . Найти разницу температур Δt :

$$\Delta t = t_2 - t_1. \quad (31)$$

Рассчитать теплоту растворения безводного сульфата меди Q_1 (кДж/моль) по формуле

$$Q_1 = \frac{W \cdot \Delta t \cdot M(\text{CuSO}_4)}{m(\text{CuSO}_4)}. \quad (32)$$

Опыт повторить, взяв кристаллогидрат сульфата меди (33), и определить его теплоту растворения Q_2 (кДж/моль) (34).



$$Q_2 = \frac{W \cdot \Delta t \cdot M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})}{m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})}. \quad (34)$$

Затем рассчитать теплоту гидратации сульфата меди (кДж/моль) по формулам

$$Q_{\text{гидр}} = Q_1 - Q_2; \quad (35)$$

$$\Delta_{\text{гидр}} = -Q_{\text{гидр}}. \quad (36)$$

Вычислить ошибку эксперимента по формуле (35):

$$\% \text{ ошибки} = \frac{|\Delta_{\text{гидр.эксп}} - \Delta_{\text{гидр.ист}}|}{\Delta_{\text{гидр.ист}}} \cdot 100. \quad (35)$$

Истинное значение энтальпии гидратации сульфата меди рассчитать, пользуясь следствием из закона Гесса, по уравнению реакции (29). Заполнить экспериментальными результатами таблицу 4.

Таблица 4

Результаты измерений

Наименование параметра	Полученные данные
Тепловое значение калориметра, кДж/град	
Начальная температура (при растворении безводной соли), °С	
Конечная температура (при растворении безводной соли), °С	
Теплота растворения безводной соли, кДж/моль	
Начальная температура (при растворении кристаллогидрата), °С	
Конечная температура (при растворении кристаллогидрата), °С	
Теплота растворения кристаллогидрата, кДж/моль	
Теплота гидратации, кДж/моль	
Ошибка определения, %	

Построить графики зависимости температуры от времени для процессов растворения безводной соли и кристаллогидрата. Обозначить на графике t_1 и t_2 .

Лабораторная работа № 5

Растворимость веществ

Растворимость — способность вещества растворяться в определенном растворителе при данных условиях.

Растворимость выражается концентрацией растворенного вещества в его насыщенном растворе либо в процентах, либо в весовых или объемных единицах, отнесенных к 100 г или 100 мл растворителя [2].

Факторы, влияющие на растворимость:

— температура: для большинства твердых и жидких веществ растворимость увеличивается с повышением температуры, для газов — уменьшается;

— давление: при увеличении давления растворимость газов в жидкостях растет;

— природа растворяемого вещества и растворителя: полярные вещества хорошо растворяются в полярных растворителях, а неполярные — в неполярных;

— наличие других веществ в растворе может изменять растворимость (эффект высаливания, изменение полярности растворителя и др.) [2].

Опыт 1. Растворимость неорганических веществ.

Оборудование: стеклянный стакан, электроплитка, воронка, бумажный фильтр, коническая колба, термометр, фарфоровая чашка, водяная баня, эксикатор.

Реактивы: нитрат калия / хлорид натрия / ацетат кальция / медный купорос / бихромат калия.

1. Приготовить навеску одной из солей: 10—12 г мелко растертого нитрата калия, 10—12 г хлорида натрия, 10—12 г ацетата кальция, 6—8 г медного купороса, 5—6 г бихромата калия.

2. Приготовить насыщенный раствор соли. Для этого поместить навеску в химический стакан на 50—100 мл, добавить

25 мл воды, растворить соль при нагревании и перемешивании. Затем охладить раствор до комнатной температуры. При этом выпадает часть кристаллов соли.

3. Раствор отфильтровать от осадка через сухой фильтр.

4. Взвесить сухую фарфоровую чашку, перенести в нее 10 мл насыщенного раствора и снова взвесить с точностью до 0,01 г.

5. Выпарить раствор досуха сначала на водяной бане, а затем в сушильном шкафу при 150 °С около 20 мин.

6. Чашку с сухим остатком охладить в эксикаторе и взвесить. Повторить высушивание и взвешивание до постоянного веса.

7. Результаты взвешиваний свести в таблицу 5.

Таблица 5

Результаты измерений

Масса чашки m_1 , г	Масса чашки с раствором m_2 , г	Масса чашки с солью после выпаривания m_3 , г	Масса раствора $m_4 = m_2 - m_1$, г	Масса соли $m_5 = m_3 - m_1$, г	Масса воды $m_6 = m_4 - m_5$, г

8. Найти растворимость соли при отмеченной температуре в граммах на 100 г воды.

9. Повторить эксперимент при температуре больше исходной на 10, 20, 30 °С. По полученным данным построить кривую растворимости соли, определить по графику растворимость соли при температуре 20 °С.

10. Сравнить с табличными данными. Рассчитать погрешность определения [4].

Опыт 2. Растворимость органических веществ в воде.

Оборудование: пробирка.

Реактивы: глицерин.

Налить в пробирку 2—3 мл глицерина и осторожно прилить по стенке такое же количество воды. Образуется 2 слоя. Хорошо перемешать жидкости. Что происходит?

Явления, наблюдаемые при растворении

Опыт 3. Изменение температуры.

Оборудование: стакан, стеклянная палочка, термометр.

Реактивы: роданид калия, нитрат аммония, безводный сульфат натрия, кристаллогидрат сульфата натрия.

Приготовить по 50 мл децимолярных растворов роданида калия, нитрата аммония, безводного сульфата натрия, кристаллогидрата сульфата натрия $\text{Na}_2\text{SO}_4 \times 10\text{H}_2\text{O}$. Для этого взвесить необходимое количество соли. Налить в химический стакан 50 мл воды, измерить ее температуру. Затем всыпать соль в воду, размешать стеклянной палочкой и измерить температуру раствора. Прodelать опыт с каждой солью. Дать объяснение наблюдениям [4].

Опыт 4. Изменение объема.

Оборудование: два мерных цилиндра.

Реактивы: этиловый спирт.

В первый мерный цилиндр на 50 мл налить 10 мл дистиллированной воды, во второй — 10 мл этилового спирта. В цилиндр со спиртом влить воду и тщательно перемешать. После охлаждения отметить уровень раствора. Объяснить наблюдения [4].

Лабораторная работа № 6 Электролитическая диссоциация

Электролитическая диссоциация — это процесс распада молекул электролита на ионы в растворе или расплаве. В водных растворах диссоциация происходит с участием полярных молекул воды.

Процесс диссоциации характеризуется степенью диссоциации. **Степень диссоциации α** — это отношение распавшихся молекул к общему числу молекул.

Степень диссоциации зависит от:

- природы растворенного вещества;
- природы растворителя;
- концентрации раствора;
- температуры;
- наличия одноименного иона.

В зависимости от поведения в водных растворах и расплавах все вещества делятся на электролиты и неэлектролиты [3].

Электролиты — это вещества, которые в растворенном или расплавленном виде распадаются на ионы и проводят электрический ток. К ним относятся щелочи, кислоты и соли (рис. 3).



Рис. 3. Классификация электролитов по уровню проводимости

Неэлектролиты — это вещества, растворы и расплавы которых не проводят электрический ток. К ним относятся вещества с неполярными и ковалентными малополярными связями: простые вещества, углеводороды, спирты, альдегиды, углеводы и др. [4].

Влияние одноименного иона на степень диссоциации слабых электролитов

Опыт 1.

Оборудование: пробирки, микрошпатель.

Реактивы: разбавленная уксусная кислота, метиловый оранжевый, ацетат натрия.

В две пробирки поместить по 2—3 капли разбавленной уксусной кислоты и добавить по одной капле раствора индикатора метилового оранжевого. Одну пробирку оставить для сравнения, а в другую внести микрошпателем несколько кристаллов ацетата натрия и хорошо перемешать. Сравнить окраску растворов в обеих пробирках и объяснить ее изменение, пользуясь выражением константы диссоциации уксусной кислоты. Написать уравнения диссоциации кислоты и соли. Что надо добавить к раствору слабой кислоты, чтобы сместить равновесие в сторону образования малодиссоциированных молекул [4]?

Опыт 2.

Оборудование: пробирки, микрошпатель.

Реактивы: раствор аммиака, фенолфталеин, хлорид аммония.

В две пробирки налить по 2—3 капли раствора аммиака и добавить по одной капле раствора фенолфталеина. Одну пробирку оставить для сравнения, а в другую внести микрошпателем несколько кристаллов соли хлорида аммония и хорошо перемешать. Сравнить окраску растворов в обеих пробирках и объяснить ее изменение при введении в раствор соли хлорида

аммония. Написать уравнения диссоциации гидроксида аммония и хлорида аммония. Что надо прибавить к раствору слабого основания, чтобы сместить равновесие в сторону образования малодиссоциированных молекул [4]?

Изменение концентрации ионов водорода и гидроксид ионов

Опыт 3.

Оборудование: пробирки.

Реактивы: раствор соляной кислоты, кусочки металлического цинка, раствор ацетата натрия.

Налить в две пробирки по 1 мл 2 н. раствора соляной кислоты. Подобрать два небольших одинаковых кусочка цинка и бросить их в обе пробирки с кислотой. Когда установится равномерное выделение водорода, в одну пробирку прилить 1 мл насыщенного раствора ацетата натрия, а в другую 1 мл воды (для сохранения одинакового объема). Что наблюдается? Объяснить наблюдаемые явления. Написать соответствующие уравнения реакций в молекулярном и ионном виде. Добавлением каких веществ можно понизить концентрацию ионов водорода [4]?

Опыт 4.

Оборудование: пробирки, микрошпатель.

Реактивы: раствор гидроксида натрия, хлорид аммония, раствор хлорида магния.

Поместить в две пробирки по 3 капли 2 н. раствора гидроксида натрия. В первую пробирку внести половину микрошпателя хлорида аммония и хорошо перемешать. Затем в обе пробирки прибавить по 1—2 капли раствора хлорида магния. Почему в первой пробирке не происходит образования осадка? Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде. Прибавлением каких веществ можно понизить концентрацию гидроксид-ионов [4]?

Реакции ионного обмена

Опыт 5.

Оборудование: пробирки.

Реактивы: раствор ацетата натрия, раствор хлорида аммония, соляная кислота, гидроксид натрия.

В одну пробирку поместить 2 капли раствора ацетата натрия, в другую столько же раствора хлорида аммония. В первую пробирку прибавить 2—3 капли раствора соляной кислоты, во вторую — 2—3 капли раствора гидроксида натрия. Испытать на запах обе пробирки. Написать молекулярные и ионные уравнения реакций [4].

Опыт 6.

Оборудование: пробирки.

Реактивы: растворы сульфата меди (II) и сульфата никеля (II), свежеприготовленная сероводородная вода или сульфид натрия.

Поместить в две пробирки по 3 капли растворов: в одну сульфата меди (II), в другую — сульфата никеля (II). Затем в каждую из пробирок прибавить по 2—3 капли свежеприготовленной сероводородной воды (в вытяжном шкафу!) или сульфида натрия. Что наблюдается? Написать молекулярные и ионные уравнения реакций.

Опыт 7.

Оборудование: пробирки, микрошпатель.

Реактивы: карбонат натрия, карбонат калия, карбонат кальция, гидрокарбонат натрия, раствор соляной кислоты.

Внести отдельно в пробирки по одному микрошпателю карбонатов натрия, калия, кальция, гидрокарбоната натрия и добавить в каждую пробирку по 5—6 капель раствора соляной кислоты. Между какими ионами протекают реакции? Написать молекулярные и ионные уравнения реакций [4].

Лабораторная работа № 7

Произведение растворимости

Произведение растворимости (далее — **ПР**) — это произведение концентраций ионов малорастворимого электролита в его насыщенном растворе при постоянных температуре и давлении. Чем меньше значение ПР, тем меньше их растворимость. ПР является константой диссоциации для малорастворимых электролитов:



$$\text{ПР}(\text{Ag}_3\text{PO}_4) = [\text{Ag}^+]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]. \quad (39)$$

Насыщенный раствор — раствор, в котором при данной температуре вещество больше не растворяется.

Пересыщенный раствор — раствор, в котором находится больше растворенного вещества, чем в его насыщенном растворе при тех же условиях.

Условие выпадения осадка: если произведение концентраций находящихся в растворе ионов, возведенных в степени их стехиометрических коэффициентов, превышает произведение растворимости соответствующего электролита, то происходит выпадение осадка; если произведение концентраций ионов меньше численного значения произведения растворимости, то осаждения не происходит:

$c(\text{A}^{n+}) \cdot c(\text{B}^{m-}) > \text{ПР}(\text{AB})$ — осадок выпадает;

$c(\text{A}^{n+}) \cdot c(\text{B}^{m-}) < \text{ПР}(\text{AB})$ — осадок не выпадает [3].

Опыт 1.

Оборудование: конические пробирки.

Реактивы: растворы карбоната натрия, сульфата натрия, хромата калия, хлорида бария.

В конические пробирки поместить по 2 капли растворов карбоната натрия, сульфата натрия, хромата калия. Добавить в

каждую пробирку по 2 капли раствора хлорида бария. Написать полные и сокращенные ионные уравнения реакции. При каких условиях вещество выпадает в осадок?

Опыт 2.

Оборудование: пробирки.

Реактивы: раствор хлората калия, хлорид калия, хлорат натрия, хлорид натрия.

В три **сухих** пробирки налить по 1 мл насыщенного раствора хлората калия и прибавить по 1 мл насыщенных растворов солей: в первую пробирку хлорида калия, во вторую — хлората натрия, в третью — хлорида натрия. Взболтать содержимое пробирок. Написать полные и сокращенные ионные уравнения реакций. Объяснить образование осадков. Какие электролиты при смешивании уменьшают растворимость друг друга [4]?

Опыт 3.

Оборудование: пробирки.

Реактивы: хромат калия, хлорид бария, соляная кислота, уксусная кислота.

В две пробирки поместить по 3 капли раствора хромата калия и затем в каждую прибавить по 3 капли раствора хлорида бария. Центрифугировать осадки и отделить их от раствора. К осадку в первой пробирке прибавить 6 капель 2 н. соляной кислоты, а во второй — 6 капель 2 н. уксусной кислоты. Написать уравнения реакций. Объяснить, чем отличается действие соляной и уксусной кислот на осадок.

Опыт 4.

Оборудование: пробирки.

Реактивы: растворы хлорида кальция, сульфата железа (II), сульфата цинка, сульфата кадмия, сульфид натрия, соляная кислота.

В конические пробирки поместить по 2 капли растворов следующих солей: хлорида кальция, сульфата железа (II), сульфата цинка, сульфата кадмия. Затем к каждому раствору

прибавить по 1—2 капли раствора сульфида натрия. Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде. В каком растворе не выпал осадок. Почему? Определить и записать цвет осадков.

Центрифугировать осадки, промыть дистиллированной водой и добавить к каждому по 2—3 капли 2 н. раствора соляной кислоты. Что наблюдается [2]?

Лабораторная работа № 8

Гидролиз

Гидролиз — это реакция обменного взаимодействия вещества с водой. Гидролиз соли — это реакция обменного взаимодействия соли с водой, в результате которой образуются кислота и основание. Другими словами, гидролиз соли — это процесс, обратный процессу нейтрализации.

Процесс гидролиза характеризуется *степенью гидролиза α* и *константой гидролиза K_{Γ}* (для слабых электролитов). *Степень гидролиза α* является количественной характеристикой, определяемой отношением концентрации гидролизованной части молекул к общей концентрации данной соли в растворе; в большинстве случаев она невелика [3].

Вещества, наиболее подверженные гидролизу, — соли, образованные слабой кислотой и слабым основанием. В реакции одновременно гидролизуются и катионы M^+ , и анионы A^- :



Физико-химическая причина гидролиза состоит в том, что катионы M^+ и анионы A^- , обладая определенным химическим сродством к молекулам воды, вступают в обменные взаимодействия:



Для реакции (40) константа химического равновесия (43), а именно константа гидролиза, имеет следующий вид (концентрация H_2O включена в константу):

$$K_{\Gamma} = \frac{[MOH][HA]}{[M^+][A^-]}. \quad (43)$$

Как и всякая другая константа, K_f дает информацию о том, насколько смещено равновесие в сторону продуктов взаимодействия [2].

Опыт 1. Определение характера гидролиза.

Оборудование: конические пробирки, лакмусовая бумага или универсальная индикаторная бумага.

Реактивы: растворы хлорида алюминия, сульфата калия, карбоната натрия, соды питьевой и буры.

В конические пробирки поместить по 4—5 капель растворов солей: хлорида алюминия, сульфата калия, карбоната натрия, соды питьевой, буры и определить реакцию каждого раствора при помощи индикаторной бумаги. Поместить в каждую пробирку по маленькой полоске лакмусовой бумаги или универсальной индикаторной бумаги. Определить реакцию растворов по прилагаемой шкале. Какие из солей подвергаются гидролизу? Написать уравнения гидролиза в молекулярном и ионном виде [4].

Опыт 2. Влияние температуры на гидролиз.

Оборудование: пробирки, микробаня.

Реактивы: раствор ацетата натрия, фенолфталеин.

В пробирку внести 5—6 капель 1 н. раствора ацетата натрия, добавить 2 капли раствора фенолфталеина, отметить окраску раствора. Сильно нагреть раствор на микробане. Написать уравнения гидролиза в молекулярном и ионном виде. Объяснить изменение окраски раствора.

Опыт 3. Растворение веществ в продуктах гидролиза.

Оборудование: конические пробирки, микробаня, наждачная бумага.

Реактивы: раствор хлорида цинка, цинк металлический, фосфат натрия, алюминий.

В коническую пробирку налить 10—15 капель раствора хлорида цинка и хорошо нагреть на микробане. Бросить в раствор небольшой кусочек цинка, предварительно очистив его поверхность наждачной бумагой. Что наблюдается? Написать уравнения реакций.

В другую пробирку налить столько же концентрированного раствора фосфата натрия и внести небольшой кусочек алюминия. Сильно нагреть раствор. Что наблюдается? Написать уравнения реакций [4].

Опыт 4. Необратимый гидролиз.

Оборудование: пробирки.

Реактивы: сульфат алюминия, сульфид аммония.

К 4—5 каплям раствора сульфата алюминия прибавить столько же раствора сульфида аммония. Написать уравнение реакции в молекулярном и ионном виде. Как доказать, что выпавший осадок не является солью сероводородной кислоты?

Опыт 5. Практическая негидролизуемость малорастворимых веществ.

Оборудование: конические пробирки, универсальная индикаторная бумага, микрошпатель, стеклянная палочка.

Реактивы: сульфат свинца кристаллический, карбонат кальция.

В две конические пробирки налить по 10—15 капель дистиллированной воды, предварительно измерив универсальным индикатором pH этой воды. Затем в первую пробирку внести 1 микрошпатель кристаллов сульфата свинца и хорошо перемешать стеклянной палочкой. В другую пробирку внести столько же кристаллов карбоната кальция и также хорошо перемешать. С помощью универсального индикатора определить pH жидкостей над полученными осадками. Почему не различаются значения pH для чистой воды и воды с осадками [4]?

Лабораторная работа № 9

Коллоидные растворы

Коллоиды, также известные как коллоидные растворы или коллоидные системы, представляют собой смеси, в которых микроскопически диспергированные нерастворимые частицы одного вещества суспендированы в другом веществе. Размер взвешенных частиц в коллоиде может составлять от 1 до 1000 нанометров ($1 \text{ нм} = 10^{-9} \text{ м}$). Чтобы смесь была отнесена к коллоиду, ее взвешенные частицы не должны оседать (так же, как частицы суспензий оседают на дно емкости, если их не трогать).

Коллоидные растворы делятся на следующие виды.

Пена представляет собой раствор газа в жидкости. Дисперсионной фазой является газ, а дисперсионной средой — жидкость. Примеры такой дисперсионной системы — мыльная пена, косметические пенки.

Эмульсия представляет собой смесь жидкостей. Одна жидкость является дисперсионной фазой, а вторая — дисперсионной средой. Примером этого может быть майонез или молоко.

Золь — это комбинация твердых веществ, равномерно распределенных в жидкости. Образцы зольей включают аквазоли краски, дисперсии в природных водах, лекарственные суспензии.

Гидроколлоид представляет собой более детальную форму коллоидного раствора. В этом решении жидкость конкретного материала правильно распределяется в воде. Гидроколлоиды обычно используются в пищевых продуктах для изменения текстуры, например, в соусах или желатине.

Обратимые или необратимые коллоиды. Коллоидные растворы могут быть дополнительно обозначены как обрати-

мые или необратимые. В обратимых коллоидах два материала можно снова легко разделить, тогда как в необратимых это невозможно [2].

Основные свойства коллоидного раствора

Физические свойства. *Гетерогенная природа:* будучи гетерогенными по своей природе, коллоидные растворы состоят из двух фаз — дисперсионная фаза и дисперсионная среда. *Стабильный характер:* решения достаточно стабильны. Они всегда находятся в движении и никогда не оседают на дно емкости. *Фильтруемость:* коллоидные частицы легко проходят через обычную фильтровальную бумагу.

Коллигативные свойства. Образование связанных молекул приводит к уменьшению наблюдаемых значений коллигативных свойств, таких как относительное снижение давления пара, повышение температуры кипения, снижение температуры замерзания, осмотическое давление.

Механические свойства. *Диффузия:* частицы золя диффундируют из области с более высокой концентрацией в область с более низкой. Однако из-за большего размера они распространяются с меньшей скоростью. *Седиментация:* коллоидные частицы оседают под действием силы тяжести с очень медленной скоростью. Скорость оседания частиц не зависит от их природы, а определяется размером частиц, разностью плотностей частиц и среды и вязкостью среды. Это явление используется для определения молекулярной массы макромолекул [3].

Опыт 1. Получение гелей и золей.

Оборудование: пробирки, стеклянная палочка, коническая колба, спиртовка, водяная баня, ступка и пестик.

Реактивы: концентрированный раствор силиката натрия, разбавленная соляная кислота, концентрированная соляная кислота, раствор хлорида железа (III), сера в абсолютном спирте, 0,002 М раствор иодида калия, 0,01 М раствор нитрата серебра, раствор хлорида сурьмы (III), крахмал, йод.

1. Получение геля кремниевой кислоты.

В пробирку поместить 5—10 капель концентрированного раствора силиката натрия и 2—4 капли разбавленной соляной кислоты и перемешать стеклянной палочкой. Наблюдается образование студенистой массы — геля кремниевой кислоты.

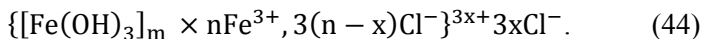
2. Получение золя кремниевой кислоты.

В пробирку поместить 1—2 капли раствора силиката натрия и 5 капель концентрированной соляной кислоты, перемешать полученный раствор. Наблюдается образование золя кремниевой кислоты. Напишите формулу мицеллы. Полученный золь использовать для опыта 3 (п. 2).

3. Получение золя гидроксида железа.

В небольшой конической колбе нагреть 10 мл воды до кипения. Небольшими порциями добавить 1 мл 2%-ного раствора хлорида железа (III), продолжить кипятить раствор в течение 2—3 минут. Что наблюдается? Сохраните раствор для следующих опытов

Образование гидрозоля гидроксида железа (III) происходит в ходе гидролиза. Строение мицеллы золя следующее:



4. Получение золя серы.

В пробирку налить около 1 мл воды и прибавить 6—8 капель серы в абсолютном спирте. Появляется опалесценция золя серы мутно-голубого цвета, а через некоторое время выпадает осадок. Почему происходит образование осадка?

5. Получение золя иодида серебра.

В пробирку налить 5 мл 0,002 М раствора иодида калия и добавить 0,5 мл 0,01 М раствора нитрата серебра, взболтать. Образуется желтоватый мутный золь с отрицательным зарядом частиц.

6. Получение золя сульфида сурьмы (III).

В пробирку налить 1 мл раствора хлорида сурьмы (III) и по каплям добавить сероводородную воду до образования золя

Sb_2S_3 оранжевого цвета. Полученный золь разделить на две пробирки, одну оставить для опыта, а другую нагреть на водяной бане. Что наблюдается?

7. Получение золь крахмала измельчением.

Небольшое количество крахмала поместить в ступку и добавить небольшое количество воды до образования массы похожей на густое тесто. Затем хорошо растереть крахмал в ступке, разбавить водой, взболтать и дать отстояться. Отобрать две капли раствора и добавить йод для проверки наличия крахмала в растворе. В качестве контроля взять раствор крахмала. Что наблюдаете? Почему после растирания крахмал не обнаруживается в растворе [4]?

Опыт 2. Получение суспензий, эмульсий.

Оборудование: стеклянная палочка, бумажные фильтры, пробирки, пробка.

Реактивы: канифоль, растительное масло, 1%-ный раствор мыла.

1. Получение суспензии канифоли.

Приготовить 2%-ный спиртовой раствор канифоли и добавить 1 каплю полученного раствора в пробирку с водой, заполненной на $\frac{3}{4}$. Перемешать стеклянной палочкой и попробовать отфильтровать. Что наблюдается?

2. Получение эмульсии масла в воде.

В пробирку налить 1 мл воды, 6—8 капель растительного масла, закрыть пробкой и встряхнуть. Наблюдается образование неустойчивой эмульсии. Затем в пробирку добавить 6—8 капель 1%-ного раствора мыла и снова встряхнуть. Что наблюдается и почему [4]?

Опыт 3. Коагуляция.

Оборудование: пробирки.

Реактивы: коллоидный раствор гидроксида железа из опыта 1 (п. 3), растворы солей NaCl , Na_2SO_4 , NaHPO_4 , золь кремниевой кислоты из опыта 1 (п. 2), золь сульфида сурьмы из опыта 1 (п. 6).

1. Коагуляция гидроксида железа.

В три пробирки добавить по 5 капель коллоидного раствора гидроксида железа из опыта 1 (п. 3). В каждую пробирку по каплям добавлять растворы солей NaCl , Na_2SO_4 , NaHPO_4 до образования мути или осадка. В какой пробирке быстрее происходит коагуляция и почему?

2. Взаимная коагуляция.

К золю кремниевой кислоты из опыта 1 (п. 2) прибавить 3 капли хорошо перемешанного золя гидроксида железа из опыта 1 (п. 3). Объясните выпадение осадка. То же самое повторить с золем сульфида сурьмы из опыта 1 (п. 6) [4].

Опыт 4. Защитное действие.

Оборудование: пробирки.

Реактивы: крахмал, 5%-ный раствор желатина, 0,1 М раствор азотной кислоты, раствор нитрата серебра, 0,5%-ный раствор желатина, 0,05 М раствор хлорида натрия.

1. Защитные свойства желатина и крахмала.

Повторить опыт 3 (п. 1), добавив в каждую пробирку перед внесением растворами солей по 5 капель 5%-ного раствора желатина. Повторить этот же опыт с 5%-ным раствором крахмала. Сопоставить защитные действия желатина и крахмала.

2. Защитное действие по отношению к нитрату серебра.

К 5 мл воды добавить 1 каплю 0,1 М раствора азотной кислоты и 1 каплю раствора нитрата серебра. Разделить получившийся раствор на две пробирки. В одну пробирку налить 10 капель воды, во вторую — 10 капель 0,5%-ного раствора желатина, взболтать. Затем в обе пробирки добавить по 3 капли 0,05 М раствора хлорида натрия и снова взболтать. Что наблюдается и почему [4]?

Опыт 5. Превращения золя в гель.

Оборудование: водяная баня, пробирки, стакан.

Реактивы: желатин.

Сначала вымочить желатин в течение нескольких часов в холодной воде и дождаться набухания. После этого пригото-

вить из желатина золь, растворив небольшой кусок желатина в воде на водяной бане при 40—50 °С. Полученный золь разбавить водой в 2 и в 4 раза. Концентрированный, разбавленный в 2 раза и в 4 раза золи добавить в 3 пробирки по 20 капель и погрузить в стакан с холодной водой. Периодически наклонять пробирки и следить, в какой пробирке застывание произойдет раньше. Затем нагреть пробирки на водяной бане до расплавления гелей и погрузить в стакан с ледяной водой. Снова отметить в какой из пробирок образование геля происходит быстрее. Чем ниже температура и выше концентрация золя, тем быстрее золь превращается в гель [4].

Лабораторная работа № 10 Скорость химических реакций

Скорость химической реакции определяется числом элементарных актов взаимодействия за единицу времени; для гомогенных реакций — в единице объема, для гетерогенных — на единице поверхности раздела фаз. Под элементарным актом взаимодействия понимается активное столкновение частиц (атомов, молекул, ионов), приводящее к образованию продукта реакции.

Скорость химической реакции измеряется по изменению концентрации реагирующих веществ. **Закон действующих масс** (Гульдберг, Вааге, 1864—1867):

Скорость химической реакции при $T = \text{const}$ прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, возведенных в степени, определяемые механизмом данного процесса.

Для реакции прямого синтеза аммиака (45) закон действующих масс можно записать в виде (46):



$$v = k \cdot c_{\text{H}_2}^m \cdot c_{\text{N}_2}^n, \quad (46)$$

где k — константа скорости реакции; величины m и n соответствуют стехиометрическим коэффициентам химической реакции в случае одностадийной реакции; для многостадийного процесса m и n определяются самой медленной стадией (лимитирующей) [3].

Скорость химической реакции возрастает с повышением температуры. Данная зависимость описывается эмпирическим правилом Вант-Гоффа: *при повышении температуры на каждые десять градусов скорость гомогенной реакции увеличивается в 2—4 раза.*

С повышением температуры растет количество активных молекул, то есть частиц, обладающих достаточной энергией для совершения акта химического взаимодействия.

Энергия активации E_A — это энергетический барьер, который должны преодолевать взаимодействующие компоненты реакции для ее осуществления, то есть это минимальная энергия частиц, способных преодолеть этот энергетический барьер. В большинстве случаев E_A определяется в интервале от 40 до 400 кДж/моль. Чем больше энергетический барьер, тем меньше молекул сможет его преодолеть и, следовательно, тем меньше должна быть скорость данной реакции. Величина энергии активации во многом определяет скорость реакции и входит в уравнение зависимости скорости реакции от температуры (**уравнение Аррениуса**):

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_A}{RT}}, \quad (47)$$

где E_A — энергия активации; k — константа скорости реакции; R — газовая постоянная; $e=2,7183$ — основание натуральных логарифмов; T — температура, К; A — постоянная, определяющая значение константы скорости при нулевой энергии активации или при бесконечно большой температуре.

Уравнение Аррениуса является экспоненциальной зависимостью константы скорости от температуры [3].

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ

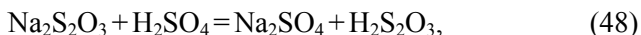
Опыт 1.

Оборудование: пробирки, цилиндры, секундомер.

Реактивы: раствор серной кислоты, раствор тиосульфата натрия свежеприготовленный.

В три пробирки налить по 2 мл 0,5 н. раствора серной кислоты. В другие пробирки добавить реактивы в следующем порядке: в первую — 2 мл 0,5 н. раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ +4 мл H_2O ; во вто-

рую — 4 мл 0,5 н. раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + 2$ мл H_2O ; в третью — 6 мл 0,5 н. раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Объемы точно отмерить мерным цилиндром. Взаимодействие водного раствора тиосульфата натрия с серной кислотой протекает по уравнениям



Слить по очереди попарно приготовленные растворы тиосульфата натрия и серной кислоты (первый раствор прилить ко второму, а не наоборот) и отсчитать время по секундомеру (или по часам с секундной стрелкой) от момента сливания до начала помутнения раствора в каждой пробирке. Результаты внести в таблицу 6.

Таблица 6

Результаты измерений

Объем раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл (а)	Объем H_2O , мл (б)	Объем раствора H_2SO_4 , мл (в)	Концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, $C = \frac{a}{a + б + в}$	Время τ , с	Скорость реакции, $v = 1/\tau$

Построить график зависимости скорости реакции $v = 1/\tau$ (ось ординат) от концентрации C (ось абсцисс). В соответствии с законом действия масс, зависимость скорости реакции от концентрации должна выражаться прямой линией, проходящей через начало координат.

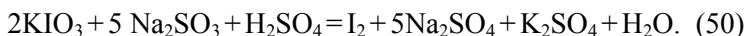
Опыт 2.

Оборудование: пробирки, цилиндры, секундомер.

Реактивы: раствор серной кислоты, раствор сульфида натрия, иодат калия.

В три пробирки налить по 2 мл 1 н. раствора Na_2SO_3 , подкисленного 0,5 н. H_2SO_4 и содержащего небольшое количество

крахмала. В другие пробирки добавить реактивы в следующем порядке: в первую — 3 мл 1 н. раствора KIO_3 , во вторую — 2 мл раствора KIO_3 +1 мл H_2O , в третью — 1 мл KIO_3 +2 мл H_2O . Реакция между указанными веществами в сернокислой среде протекает по уравнению



Выделяющийся молекулярный иод образует с крахмалом соединение, окрашивающее раствор в синий цвет.

Слить по очереди попарно растворы Na_2SO_3 и KIO_3 и отсчитать время по секундомеру с момента сливания до появления окрашивания в каждой пробирке. Результаты внести в таблицу 7.

Таблица 7

Результаты измерений

Объем раствора Na_2SO_3 , мл (а)	Объем H_2O , мл (б)	Объем раствора KIO_3 , мл (в)	Концентрация KIO_3 , $C = \frac{a}{a + б + в}$	Время τ , с	Скорость реакции, $v = 1/\tau$
2	—	3			
2	1	2			
2	2	1			

Зависимость между скоростью реакции и концентрацией KIO_3 выразить графически так же, как и в опыте 1. Как влияет изменение концентрации реагирующих веществ на скорость реакции [3]?

Влияние температуры на скорость химической реакции

Опыт 3.

Оборудование: пробирки, стакан, термометр, секундомер, асбестовая сетка, электроплитка или спиртовка.

Реактивы: соляная кислота, тиосульфат натрия.

В три пробирки налить по 5 мл 0,5 н. раствора соляной кислоты, а в три другие — по 5 мл 0,1 н. раствора тиосульфата натрия. Поместить все пробирки в стакан с водой и через 5—7 минут, измерив температуру воды в стакане, слить вместе содержимое одной пары пробирок (с серной кислотой и тиосульфатом натрия) и отсчитать время по секундомеру с момента сливания до начала помутнения раствора.

Стаканчик с оставшимися пробирками поставить на асбестовую сетку, подогреть на 10 °С и слить содержимое второй пары пробирок с серной кислотой и тиосульфатом натрия, определить время до начала появления мути.

Опыт с последней парой пробирок провести при температуре на 20 °С выше первоначальной. Результаты свести в таблицу 8.

Таблица 8

Результаты измерений

Температура, °С	Промежуток времени от начала отсчета до помутнения τ , с	Скорость реакции $v = 1/\tau$

Построить график зависимости скорости реакции от температуры. Как изменится скорость реакции при повышении температуры на каждые 10 °С?

Опыт 4.

Оборудование: пробирки, стакан, термометр, секундомер, асбестовая сетка, электроплитка или спиртовка.

Реактивы: раствор серной кислоты, раствор сульфида натрия, иодат калия.

Повторить опыт 3, заменив растворы тиосульфата натрия и серной кислоты растворами KIO_3 и Na_2SO_3 (см. опыт 2), подкислить небольшим количеством серной кислоты. Отсчитывать время от момента сливания растворов до начала появления

интенсивного окрашивания. Полученные результаты обрабатывают так же, как в опыте 3. Как изменяется скорость данной реакции при повышении температуры на каждые $10\text{ }^{\circ}\text{C}$ [3]?

**Влияние степени измельчения
(величины поверхности раздела фаз)
на скорость гетерогенных реакций**

Опыт 5.

Оборудование: весы, пробирки.

Реактивы: мрамор — небольшие куски (до 2 г) и порошок, соляная кислота.

Взвесить на весах маленький кусочек мрамора (около 2 г) и мрамор в виде порошка такой же массы. Приготовить две пробирки с равным количеством 10%-ного раствора соляной кислоты (около $1/3$ пробирки). Одновременно стряхнуть с бумажек кусочек в одну пробирку, порошок — в другую. В какой из пробирок реакция протекает быстрее и почему [3]?

Лабораторная работа № 11

Химическое равновесие

Состояние системы, при котором два противоположно направленных процесса протекают с одинаковой скоростью, называется состоянием *химического равновесия*.

С точки зрения термодинамики химическое равновесие является частным случаем разнообразных равновесий в физико-химических и физических процессах, например испарение — конденсация. Скорость перехода молекул из жидкого состояния в паровую фазу становится равной скорости обратного процесса. Концентрационные зависимости скоростей прямой и обратной реакций определяются выражениями согласно закону действующих масс. При постоянной температуре отношение констант скоростей прямой и обратной реакции является постоянной величиной и называется константой химического равновесия:

$$K_C = \frac{\bar{k}}{k} = \text{const.} \quad (51)$$

В общем виде для реакции



константа равновесия записывается следующим образом:

$$K_C = \frac{C_M^m \cdot C_N^n}{C_A^a \cdot C_B^b}, \quad (53)$$

где в числителе — произведение концентраций продуктов реакции в степенях, соответствующих стехиометрическим коэффициентам; в знаменателе — аналогичное произведение концентраций исходных веществ. В выражении константы равновесия фигурируют **равновесные концентрации** реагирующих веществ [3].

K_C не зависит от механизма (пути реакции), а определяется только равновесным состоянием системы. Величина K_C показывает, насколько равновесие смещено в ту или иную сторону. Если K_C имеет большую численную величину, то из этого следует, что равновесие смещено в сторону продуктов реакции, а если величина K_C мала, то равновесие смещено в сторону исходных веществ [3].

Принцип Ле Шателье: *если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, оказывается внешнее воздействие, то равновесие смещается в том направлении, которое способствует ослаблению этого воздействия, то есть противодействует ему* [3].

Влияние концентрации реагирующих веществ на химическое равновесие

Опыт 1.

Оборудование: пробирки.

Реактивы: хлорид железа (III), роданид калия, хлорид калия кристаллический.

Реакция между хлоридом железа (III) и роданидом калия протекает по уравнению



$\text{Fe}(\text{CNS})_3$ интенсивно окрашен в красный цвет, разбавленный раствор FeCl_3 слабо окрашен в желтый цвет, а растворы KCNS и KCl — бесцветны. Поэтому всякое изменение концентрации $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ сказывается на изменении окраски раствора. Это позволяет наблюдать, в каком направлении смещается равновесие при изменении концентраций реагирующих веществ.

В чистую пробирку поместить 1—2 капли разбавленного раствора FeCl_3 и 1—2 капли разбавленного раствора роданида калия. В результате получается интенсивно окрашенный раствор кроваво-красного цвета. Разбавляя его дистиллированной

водой, добиться светло-красной окраски. Полученный раствор разлить в 4 пробирки. В первую пробирку добавить 1—2 капли концентрированного раствора хлорного железа; во вторую — 1—2 капли концентрированного раствора роданида калия, а в третью — несколько кристалликов хлорида калия. Четвертую пробирку оставить для сравнения. Сопоставить интенсивность окраски полученных растворов с цветом раствора в четвертой пробирке. Пользуясь выражением константы химического равновесия

$$K = \frac{[\text{Fe}(\text{CNS})_3] \cdot [\text{KCl}]^3}{[\text{FeCl}_3] \cdot [\text{KCNS}]^3}, \quad (55)$$

объяснить изменение окраски растворов первой, второй и третьей пробирках. Результаты опыта внести в таблицу 9. Как можно довести практически до конца обратимую реакцию [4]?

Таблица 9

Результаты измерений

Добавленный раствор	Изменение интенсивности окраски (ослабление/усиление)	Направление смещения равновесия
FeCl ₃		
KCNS		
KCl		

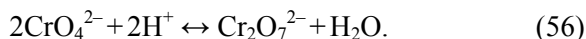
Обратимость смещения химического равновесия

Опыт 2.

Оборудование: пробирки, пипетки.

Реактивы: раствор бихромата калия, гидроксид натрия, серная кислота.

В растворах, содержащих шестивалентный хром, существует равновесие



Хромат-ион (CrO_4^{2-}) окрашивает раствор в желтый цвет, а бихромат-ион ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) — в оранжевый. Изменение концентрации ионов водорода смещает это равновесие, что приводит к изменению окраски раствора.

В чистую пробирку поместить 1—2 капли 10%-ного раствора бихромата калия. К этому раствору по каплям добавлять концентрированный раствор щелочи и наблюдать изменение окраски. Когда раствор станет желтым, добавить по каплям концентрированную серную кислоту до появления оранжевой окраски. Затем к раствору снова добавить щелочь и наблюдать изменение окраски. Результаты опыта 2 свести в таблицу 10.

Таблица 10

Результаты измерений

Добавленный раствор	Изменение окраски (ослабление/усиление)	Направление смещения равновесия (влево/вправо)
NaOH		
H ₂ SO ₄		

Влияние температуры на химическое равновесие

Опыт 3.

Оборудование: пробирки, спиртовка, пробиркодержатель.

Реактивы: раствор аммиака, фенолфталеин.

В водном растворе аммиака существуют равновесия



Изменение температуры смещает равновесие реакции.

В чистую пробирку поместить несколько капель 2 н. раствора аммиака и добавить 1—2 капли раствора фенолфталеина. Если наблюдается интенсивное окрашивание, раствор разбавить дистиллированной водой, чтобы добиться бледно ма-

линового цвета. Аккуратно нагреть полученный раствор на спиртовке, используя пробиркодержатель. Наблюдать изменение окраски раствора. Дать пробирке остыть в штативе и снова отметить изменение окраски. Сделать вывод о направлении смещения равновесия при нагревании и охлаждении раствора. Какой знак имеет изменение энтальпии прямой и обратной реакции [4]?

Опыт 4.

Оборудование: пробирки.

Реактивы: раствор крахмала, раствор иода.

При взаимодействии иода с крахмалом образуется синее вещество сложного состава (иодокрахмал). Реакция является экзотермической и обратимой. Равновесие ее можно условно представить следующей схемой:



В две пробирки налить 4—5 мл раствора крахмала и добавить 3—4 капли 0,1 н. раствора иода (до появления синей окраски). Нагреть одну из пробирок и наблюдать изменение окраски. Затем охладить пробирку водой из-под крана и снова наблюдать изменение окраски. Сделать вывод о направлении смещения равновесия при нагревании и охлаждении раствора [4].

Лабораторная работа № 12

Катализ. Адсорбция

Катализ — явление изменения скорости реакции под воздействием определенных веществ (катализаторов), которые в процессе взаимодействия не расходуются.

Катализатор способен ускорять лишь термодинамически возможную реакцию. Он одинаково ускоряет и прямую, и обратную реакции и поэтому не влияет на положение равновесия, а лишь ускоряет его достижение.

Различают два типа катализа: гомогенный и гетерогенный. *Гомогенный катализ* протекает в гомогенной системе, катализатор находится в той же фазе. Механизм гомогенного катализа объясняется уменьшением энергии активации процесса при добавлении катализатора. *Гетерогенный катализ* происходит на границе раздела двух фаз, причем одну из фаз непременно образует сам катализатор.

Автокаталитическими реакциями называют такие, в которых катализатором выступает один из ее продуктов. Эффективность действия катализаторов увеличивается в присутствии веществ-*промоторов*. *Каталитические яды* снижают эффективность катализатора. При взаимодействии с катализатором они образуют малоактивные продукты, отравляющие катализатор. Уменьшение скорости химического процесса достигается за счет введения специальных веществ — *ингибиторов*, или отрицательных катализаторов [3].

Гомогенный катализ

Опыт 1. Каталитическое разложение пероксида водорода.

Оборудование: пробирки, пипетки.

Реактивы: индигокармин, концентрированная серная кислота, раствор хлорида железа (II), раствор пероксида водорода.

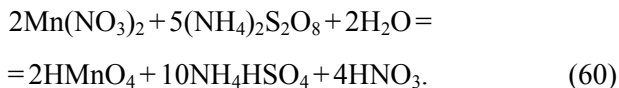
В две пробирки налить по 10—15 капель раствора индигокармина в концентрированной серной кислоте. В одну добавить 1—2 капли раствора хлорида железа (II). В обе добавить по 10 капель 3%-ного раствора пероксида водорода. Наблюдать обесцвечивание раствора. В каком случае оно происходит быстрее. Какое вещество ускоряет этот процесс [4]?

Опыт 2 (групповой). Каталитическое окисление нитрата марганца пероксодисульфатом аммония.

Оборудование: пробирки, водяная баня.

Реактивы: раствор марганца подкисленный азотной кислотой, кристаллический пероксодисульфат аммония.

В две пробирки налить по 2 мл раствора марганца, подкислить азотной кислотой. В одну из пробирок добавить 1-2 капли раствора AgNO_3 . В обе пробирки внести небольшое количество кристаллического пероксодисульфата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$. Нагреть на водяной бане. Реакция протекает по уравнению



В какой пробирке окисление марганца произошло быстрее? Что является катализатором данной реакции [4]?

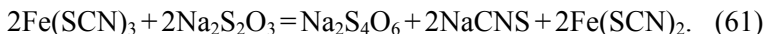
Опыт 3. Каталитическое восстановление роданида железа (III) тиосульфатом натрия.

Оборудование: пробирки.

Реактивы: роданид калия, хлорид железа (III), раствор любой соли меди двухвалентной, тиосульфат натрия.

В две пробирки налить по 3 мл раствора KCNS и по 3 капли раствора FeCl_3 . В одну из пробирок добавить 2 капли раствора какой-либо соли Cu^{2+} (катализатор) и добавить в обе пробирки по 3 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Тиосульфат натрия вос-

становливают трехвалентное железо в двухвалентное, образуя анион $S_4O_6^{2-}$. Реакция протекает по уравнению



Сравнить скорость обесцвечивания растворов в обеих пробирках [4].

Гетерогенный катализ

Опыт 4 (работать под тягой!).

Оборудование: ступка и пестик.

Реактивы: иод кристаллический, алюминиевая пудра.

Смешать в ступке несколько кристалликов иода с алюминиевой пудрой. к смеси прибавить каплю воды. Происходит реакция иода с алюминием; катализатором служит вода.

Опыт 5.

Оборудование: пробирки.

Реактивы: пероксид водорода, оксид марганца (IV), оксид свинца (IV).

К 2 мл пероксида водорода прибавить небольшое количество MnO_2 и наблюдать энергичное разложение перекиси водорода с выделением кислорода. Опыт повторяют в присутствии PbO_2 [4].

Отрицательный катализ

Опыт 6.

Оборудование: мерные цилиндры.

Реактивы: железная стружка или железные гвозди; соляная кислота, формалин.

Очищенные от оксидной пленки железные гвозди или стружки опустить в два цилиндра с соляной кислотой (1:2). Когда выделение пузырьков водорода станет заметным, внести в один цилиндр 1—2 мл формалина. Что наблюдается? Какую роль в этой реакции играет формалин [4]?

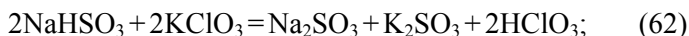
Автокатализ

Опыт 7.

Оборудование: пробирки.

Реактивы: гидросульфит натрия, хлорат калия.

В концентрированный раствор NaHSO_3 внести несколько капель кристалликов KClO_3 . Происходит разложение NaHSO_3 с выделением SO_2 :



Образование NaHSO_4 повышает кислотность среды, что усиливает выделение HClO_3 . Накопление же HClO_3 снова вызывает окисление NaHSO_3 и выделение SO_2 ; скорость реакции с течением времени растет [4].

Опыт 8 (работать под тягой!).

Оборудование: пробирки.

Реактивы: нитрит натрия, серная кислота, азотная кислота, кусочки листовой меди.

В трех пробирках приготовить следующие смеси:

10 мл H_2O + 1 мл 1 н. NaNO_2 + 1 мл 1 н. H_2SO_4 ;

2 мл H_2O + 10 мл 2 н. HNO_3 ;

10 мл 2 н. HNO_3 + 1 мл 1 н. NaNO_2 + 1 мл 1 н. H_2SO_4 .

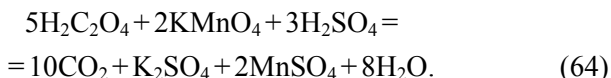
В первой пробирке содержатся HNO_2 и продукты ее распада: NO и NO_2 , во второй — только HNO_3 , в третьей — HNO_3 той же концентрации (так как общие объемы во всех пробирках равны), но уже с примесью NO_2 . В каждую из пробирок поместить по кусочку хорошо очищенной листовой меди. Реакция окисления при помощи HNO_3 является типичным автокаталитическим процессом, причем роль катализатора играет образующаяся двуокись азота. Сравнить результаты опытов.

Опыт 9.

Оборудование: коническая колба, бюретка.

Реактивы: раствор щавелевой кислоты, серная кислота, раствор перманганата калия.

В коническую колбочку налить 10 мл 5%-ного раствора щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, 5 мл 0,1 н. раствора H_2SO_4 , а затем равными порциями (например, по 1 мл) прилить из бюретки разбавленный (розовый) раствор KMnO_4 . Первая порция обесцвечивается очень медленно (отмерить время по секундомеру), а последующие — все быстрее и быстрее, так как образующиеся в результате реакции ионы Mn^{2+} служат катализатором. Реакция протекает по уравнению



Опыт повторить, добавив перед введением KMnO_4 раствор MnSO_4 [4].

Адсорбция из раствора

Опыт 10. Адсорбция лакмуса или фуксина.

Оборудование: стеклянная воронка, бумажный фильтр, пипетки.

Реактивы: порошок древесного угля, раствор лакмуса или фуксина.

В стеклянную воронку положить бумажный фильтр, на него насыпать порошок древесного угля. Взять 3—5 мл раствора лакмуса или фуксина и профильтровать через фильтр с углем. Как изменилась окраска раствора? Почему?

Опыт 11. Адсорбция иона MnO_4^- сульфатом бария.

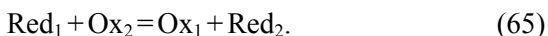
Оборудование: пробирки, стеклянная палочка.

Реактивы: раствор перманганата калия, серная кислота, раствор хлорида бария, перекись водорода.

В пробирку внести 1 мл раствора перманганата калия, 1 мл 2 н. серной кислоты и 2 мл раствора BaCl_2 . Перемешать раствор стеклянной палочкой. Отметить его окраску. Добавить 2 мл H_2O_2 . Наблюдать обесцвечивание раствора и окраску осадка сульфата бария [4].

Лабораторная работа № 13 Окислительно-восстановительные реакции

В окислительно-восстановительных взаимодействиях участвует пара веществ: восстановитель Red и окислитель Ox. Они обмениваются электронами. В общем случае окислительно-восстановительный процесс можно записать так



Red₁ / Ox₁ и Ox₂ / Red₂ соответствующие сопряженные окислительно-восстановительные пары.

Определение степени окисления атома в химическом веществе основано на предположении, что валентные электроны полностью переходят от менее электроотрицательных атомов к более электроотрицательным. Химические реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, называются окислительно-восстановительными. При этом процесс отдачи электронов называется окислением, а процесс принятия электронов — восстановлением. Частицы, отдающие электроны, называются восстановителями, а принимающие — окислителями.

Любой окислительно-восстановительный процесс выполняется в соответствии с фундаментальным законом природы — законом сохранения электрического заряда. Окисление и восстановление всегда протекают одновременно: если один атом теряет электрон, то другой его приобретает, и наоборот.

Окислительно-восстановительные реакции бывают внутримолекулярными, межмолекулярными и диспропорционирования [2].

Опыт 1. Окисление хлорной водой.

Оборудование: конические пробирки, пипетки.

Реактивы: свежеприготовленный раствор соли Мора, раствор роданида аммония, хлорная вода.

В две конические пробирки поместить по 3 капли свежеприготовленного раствора соли Мора $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (раствор содержит ион Fe^{2+}). В первую пробирку внести 2 капли раствора роданида аммония, во вторую — 3 капли хлорной воды, а затем 2 капли того же раствора NH_4SCN . Чем объяснить появление более интенсивной окраски во второй пробирке? Написать ионные уравнения реакций окисления катионов Fe^{2+} хлорной водой [4].

Опыт 2. Восстановительные свойства сероводорода.

Оборудование: пробирки, пипетки.

Реактивы: раствор перманганата калия, разбавленный раствор серной кислоты, сероводородная вода, бихромат калия.

К двум каплям раствора KMnO_4 добавить 1—2 капли разбавленной серной кислоты и по каплям прибавлять сероводородную воду до обесцвечивания раствора. Что происходит? Прodelать аналогичный опыт, взяв вместо окислителя KMnO_4 , раствор $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Написать уравнения реакций ионно-электронным методом.

Опыт 3. Восстановительно-окислительные свойства сернистой кислоты.

Оборудование: пробирки, пипетки.

Реактивы: растворы сульфита натрия, сульфида натрия; серная кислота.

К 2 каплям раствора Na_2SO_3 прибавить 2 капли раствора Na_2S . Смесь подкислить 1—2 каплями раствора серной кислоты. Наблюдать появление белой мути (коллоидная сера). Написать уравнение реакции ионно-электронным методом [4].

Опыт 4. Окислительно-восстановительные свойства азотистой кислоты.

Оборудование: пробирки, пипетки.

Реактивы: раствор иодида калия, серная кислота, раствор крахмала, бензол / хлороформ, нитрит калия.

Внести в пробирку 3 капли раствора иодида калия, 5 капель 2 н. серной кислоты и немного раствора крахмала или ор-

ганического вещества (бензол, хлороформ). К этой смеси прибавить 5 капель раствора нитрита калия. Составить уравнение реакции ионно-электронным методом.

Опыт 5. Окислительно-восстановительные свойства перекиси водорода.

Оборудование: пробирки, пипетки.

Реактивы: раствор иодида калия, серная кислота, пероксид водорода, бензол / хлороформ.

К 3 каплям раствора иодида калия прибавить 2 капли 2 н. раствора серной кислоты и затем по каплям прибавлять пероксид водорода до появления желтой окраски. Для обнаружения в растворе иода внести в пробирку несколько капель хлороформа или бензола [4].

Опыт 6. Окислительно-восстановительные свойства перекиси водорода.

Оборудование: пробирки со штативом, спички.

Реактивы: разбавленный раствор перманганата калия, 2 н. раствор серной кислоты, 3%-ный раствор перекиси водорода, лучинка.

К 2 каплям раствора перманганата калия прибавить 2 капли 2 н. раствора серной кислоты и затем по каплям прибавлять раствор пероксида водорода до обесцвечивания раствора в пробирке. Испытать тлеющей лучинкой выделяющийся газ. Написать ионное уравнение методом полуреакций.

Опыт 7. Окислительные свойства перманганата калия в различных средах.

Оборудование: конические пробирки, пипетки.

Реактивы: раствор перманганата калия, серная кислота, гидроксид натрия, сульфит натрия.

В три конические пробирки поместить по 3 капли раствора KMnO_4 . Затем в первую добавить 2 капли раствора 2 н. серной кислоты, во вторую — 2 капли дистиллированной воды, в третью — 2 капли раствора гидроксида натрия, после чего добавлять по каплям в каждую пробирку раствор Na_2SO_3 до изменения цвета раствора. Как ведет себя KMnO_4 в кислой, нейтральной и щелочной среде? Написать методом полуреакций уравнения соответствующих реакций.

Опыт 8. Восстановительные свойства органических веществ.

Оборудование: конические пробирки, пипетки.

Реактивы: раствор дихромата калия, концентрированная серная кислота, этиловый спирт.

В коническую пробирку внести 3 капли раствора дихромата калия и осторожно добавить 2 капли концентрированной серной кислоты ($d=1,84$) и затем 3 капли этилового спирта. Наблюдать изменение окраски раствора. Испытать на запах образующийся ацетальдегид (CH_3CHO). Написать уравнение реакции с учетом окисления спирта в ацетальдегид.

Опыт 9. Электрохимический ряд напряжений.

Оборудование: конические пробирки.

Реактивы: растворы солей цинка, железа (II), кадмия, олова (II), меди (II) и серебра, полоски металлического цинка, железные проволоки.

В конические пробирки налить по 1 мл растворов солей цинка, железа (II), кадмия, олова (II), меди (II) и серебра и во все пробирки с растворами, кроме пробирки с солью цинка, поместить узкие полоски цинка. Что наблюдается на поверхности пластинок? Напишите уравнение реакции в ионной форме.

Повторите данный опыт, опустив в пробирки с растворами, кроме пробирки с раствором соли железа, вместо пластинок цинка очищенные железные проволочки. Из каких растворов солей железо вытесняет металлы?

Снова повторите опыт, на этот раз опустив во все пробирки, кроме пробирок с раствором соли меди, медные проволочки. Какие металлы вытесняет медь?

Таблица 11

Результаты эксперимента

Соли	Zn^{2+}	Fe^{2+}	Cd^{2+}	Sn^{2+}	Cu^{2+}	Ag^+
Zn						
Fe						
Cu						

Заполните таблицу 11, исходя из наблюдаемого: поставить по горизонтальной линии плюс под каждым ионом металла, который вытесняется из раствора его соли цинком, железом, медью. Расположите испытуемые металлы в ряд по активности и сравните их с положением соответствующих металлов в электрохимическом ряду напряжений [4].

Опыт 10. Гальванический элемент.

Оборудование: электроды (медная пластина с припаянным к ней звонковым проводом и такая же пластинка из цинка с токоотводной проволокой), стаканы, вольтметр.

Реактивы: раствор медного купороса, раствор сульфата цинка, серная кислота.

Заполните наполовину два микростакана 1 н. раствором медного купороса и 1 н. раствором сульфата цинка. Приготовить два электрода: медную пластину с припаянным к ней звонковым проводом и такую же пластину из цинка с токоотводной проволокой. В раствор медного купороса поместить медную пластину, а в раствор сульфата цинка — цинковую. Электролитический ключ наполнить раствором сульфата калия и закрыть зажим, чтобы раствор не вытекал. После этого концы электролитического ключа опустить в растворы обоих стаканов. Проволочки от пластин присоединить к вольтметру. Установка должна быть заранее смонтирована, стаканчики и электроды закреплены.

Наблюдать отклонение стрелки вольтметра. Почему она отклоняется? Написать суммарное уравнение реакции. Вычислить ЭДС элемента и сравнить значение с измеренным.

Электролиз раствора медного купороса.

В микростакан налить 15—20 мл 2 М раствора медного купороса и подкислить 2 каплями 2 н. раствора серной кислоты. В раствор погрузить электроды, соединенные с источником тока. В качестве электродов взять анод из небольшой

медной полоски и катод из полоски алюминия. Алюминиевую пластинку нужно хорошо очистить и сполоснуть разбавленной соляной кислотой, затем дистиллированной водой.

Наблюдать, что происходит с электродами. На каком электроде происходит восстановление, а на каком — окисление? Как будет протекать процесс, если оба электрода будут угольные? Напишите для обоих случаев схемы электролиза [4].

Лабораторная работа № 14

Определение массовой доли примесей в растворимой соли

Оборудование: бюкс, стакан, стеклянная палочка, стеклянная воронка, фильтровальная бумага, сушильный шкаф.

Реактивы: навеска смеси.

Ход работы

1. Взвесить в бюксе навеску смеси (m_1).
2. Налить в стакан 50 мл дистиллированной воды и растворить навеску, перемешав раствор стеклянной палочкой.
3. Взвесить чистый фильтр (m_2).
4. Осторожно отфильтровать и полностью перенести осадок на фильтр.
5. Несколько раз промыть осадок дистиллированной водой, убедиться в полноте промывания.
6. Поставить фильтр в сушильный шкаф и высушить до постоянного веса.
7. Взвесить сухой фильтр с осадком (m_3).
8. Найти массу осадка $m_3 - m_2 = m_4$.
9. Рассчитать массовую долю примеси по формуле

$$\%_{\text{примеси}} = \frac{m_4}{m_1} \cdot 100\%. \quad (66)$$

10. Оформить лабораторную работу [4].

Лабораторная работа № 15

Установление формулы кристаллогидрата

Кристаллогидраты — кристаллические соединения веществ с водой, включающие молекулы воды в химически связанном, но структурно неизменном виде. Этим они отличаются от других продуктов присоединения воды, например, гидроксидов. Типичными кристаллогидратами являются многие природные минералы, например, гипс $\text{CaSO}_4 \times 2\text{H}_2\text{O}$, карналлит $\text{MgCl}_2 \times \text{KCl} \times 6\text{H}_2\text{O}$ и другие.

Кристаллогидраты при нагревании теряют кристаллизационную воду, переходя в безводную соль; этот процесс часто идет ступенчато. Так, медный купорос $\text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}$ (синий) выше 105°C переходит в тригидрат $\text{CuSO}_4 \times 3\text{H}_2\text{O}$ (голубой), при 150°C — в моногидрат $\text{CuSO}_4 \times \text{H}_2\text{O}$ (почти белый, со слабым зеленовато-пепельным оттенком); полное обезвоживание происходит при температуре выше 250°C . Безводный CuSO_4 — бесцветен.

Некоторые соединения (например, $\text{BeC}_2\text{O}_4 \times \text{H}_2\text{O}$) устойчивы только в форме кристаллогидрата и не могут быть обезвожены без разложения.

Определяя количественное содержание воды в кристаллогидрате по потере массы при прокаливании, можно установить формулу кристаллогидрата [3].

Оборудование: аналитические весы, муфельная печь, эксикатор, фарфоровый тигель с крышкой, щипцы для муфельной печи.

Реактивы: кристаллогидраты сульфата меди (II), сульфата кальция, сульфата натрия, хлорида бария, хлорида магния или другие.

Ход работы

1. Получить у преподавателя кристаллогидрат.
2. Взвесить тигель с крышкой на аналитических весах (m_1).
3. Взять навеску кристаллогидрата (0,5—1 г) и взвесить тигель с навеской (m_2).
4. Прокалить в муфельной печи тигель с веществом в течение 30 мин.
5. Поставить тигель в эксикатор, охладить в нем тигель в течение 20 мин и взвесить.
6. Прокалить тигель в муфельной печи еще 20 мин. Затем охладить в эксикаторе еще 20 мин и снова взвесить.
7. Процедуру прокаливания, охлаждения и взвешивания повторять до тех пор, пока разница между двумя последующими взвешиваниями будет не более 0,001 г. Записать конечную массу тигля с остатком соли (m_3).
8. Рассчитать число молей воды, приходящееся на 1 моль безводной соли по формуле

$$X = \frac{M(\text{безв.соли}) \cdot (m_2 - m_3)}{(m_3 - m_1) \cdot M(\text{воды})}. \quad (67)$$

Составить формулу кристаллогидрата.

9. Рассчитать ошибку определения по формуле

$$\% \text{ошибки} = \frac{|X_{\text{эксп.}} - X_{\text{ист.}}|}{X_{\text{ист.}}} \cdot 100. \quad (68)$$

Лабораторная работа № 16

Приготовление раствора заданной массовой доли вещества и проверка по плотности раствора

Растворы — это многокомпонентные гомогенные системы переменного состава, находящиеся в состоянии термодинамического равновесия. Они состоят из частиц растворенного вещества, растворителя и продуктов их взаимодействия (сольватов или, в случае водных растворов, гидратов). Обычно растворителем считают компонент, который в данных условиях находится в том же агрегатном состоянии, что и образующийся раствор. Если компоненты, образующие раствор, находятся в одинаковом агрегатном состоянии, то растворителем считают тот компонент, который преобладает в растворе.

Концентрация вещества в растворе — это так или иначе выраженное количество вещества, содержащееся в единице количества раствора. В качестве количества можно использовать разные величины: массу m , объем V , количество вещества n (моль). Ниже приведены наиболее часто употребляемые способы выражения концентрации.

Молярная концентрация (или молярность) C_M (моль/л или М) — это отношение количества растворенного вещества (моль) к объему раствора

$$C_M = \frac{n (в-ва)}{V (р-ра)}, \quad (69)$$

где n (в-ва) — количество вещества, моль; V (р-ра) — объем раствора, л. Запись 0,1 М HCl обозначает раствор хлористого водорода с молярной концентрацией HCl 0,1 моль/л.

Молярная эквивалентная концентрация (или нормальность) C_n (моль-экв./л) — количество эквивалента вещества, содержащееся в единице объема:

$$C_M = \frac{n_{\text{э}}(\text{в-ва})}{V(\text{р-ра})}, \quad (70)$$

где $n_{\text{э}}(\text{в-ва})$ — количество эквивалентов вещества, моль-экв.; $V(\text{р-ра})$ — объем раствора, л. Запись 0,1 н. H_2SO_4 обозначает раствор серной кислоты с нормальной концентрацией H_2SO_4 0,1 моль/л.

Титр T (г/мл) — отношение массы (г) растворенного вещества к объему раствора (мл):

$$T = \frac{m(\text{в-ва})}{V(\text{р-ра})}, \quad (71)$$

где $m(\text{в-ва})$ — масса вещества, г; $V(\text{р-ра})$ — объем раствора, мл.

Моляльность C_m (моль/кг) — это отношение количества растворенного вещества к массе растворителя:

$$C_m = \frac{m(\text{в-ва}) \cdot 1000}{M(\text{в-ва}) \cdot m(\text{р-ля})}, \quad (72)$$

где $m(\text{в-ва})$ — масса растворенного вещества, г; $M(\text{в-ва})$ — молярная масса растворенного вещества, г/моль; $m(\text{р-ля})$ — масса растворителя, г; 1000 — коэффициент пересчета г в кг.

Особое место занимают доли компонентов в растворе. Массовая доля равна отношению массы одного из компонентов раствора к общей массе раствора и выражается в долях единицы или в %:

$$\omega = \frac{m(\text{в-ва})}{m(\text{р-ра})} \text{ (доли ед.) или } \omega = \frac{m(\text{в-ва})}{m(\text{р-ра})} \cdot 100 \text{ (\%)}, \quad (73)$$

где $m(\text{в-ва})$ — масса растворенного вещества, г; $m(\text{р-ра})$ — масса раствора, г; 100 — коэффициент пересчета, %.

Объемная доля равна отношению объема одного из компонентов раствора к общему объему раствора и выражается в долях единицы или в %:

$$\varphi = \frac{V(\text{в-ва})}{V(\text{р-ра})} \text{ (доли ед.) или } \varphi = \frac{V(\text{в-ва})}{V(\text{р-ра})} \cdot 100 \text{ (\%)}, \quad (74)$$

где $V(\text{в-ва})$ — объем растворенного вещества, л; $V(\text{р-ра})$ — объем раствора, л; 100 — коэффициент пересчета, %.

Мольная доля равна отношению количества моль одного из компонентов раствора к общему количеству моль всех компонентов в растворе и выражается в долях единицы или в %:

$$\chi = \frac{n_{\text{(в-ва)}}}{n_{\text{общ}}} \text{ (доли ед.) или } \chi = \frac{n_{\text{(в-ва)}}}{n_{\text{общ}}} \cdot 100 \text{ (\%)}, \quad (75)$$

где n (в-ва) — количество растворенного вещества, моль; $n_{\text{общ}}$ — сумма количества моль всех компонентов в растворе, моль; 100 — коэффициент пересчета, % [3].

Оборудование: аналитические весы, часовое стекло (по 3 шт. на каждого студента), набор ареометров, термостат, термометры, мерные цилиндры на 50 и 100 мл, бюретка с дистиллированной водой, стаканы на 100 мл (по 1 шт. на каждого студента), стеклянные палочки (по 1 шт. на каждого студента).

Реактивы: кристаллические $\text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}$, Na_2SO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, NaOH или другие соли, концентрированные растворы HCl и H_2SO_4 .

Опыт 1.

Рассчитайте массу вещества, необходимую для приготовления раствора заданной массовой доли (по указанию преподавателя). Какой объем воды следует при этом взять? На аналитических весах с использованием часового стекла взвесьте вещество. Отмерьте цилиндром (или бюреткой) необходимый объем дистиллированной воды. Навеску вещества перенесите в стакан, после чего ополосните часовое стекло (над стаканом!) водой из цилиндра (или бюретки). Дистиллированную воду из цилиндра (или бюретки) перелейте в стакан по стеклянной палочке. Перемешайте смесь до полного растворения вещества, а затем перелейте в цилиндр емкостью 100 мл. При помощи ареометров определите плотность полученного раствора. Сравните фактическую концентрацию раствора с заданной (узнать у преподавателя) и рассчитайте относительную ошибку [4].

Опыт 2. Приготовление раствора заданной концентрации разбавлением концентрированного раствора.

Необходимо приготовить 100 мл раствора HCl или H_2SO_4 заданной массовой доли вещества (по указанию преподавателя) из концентрированного раствора. Для этого определите плотность исходного концентрированного раствора с помощью ареометра. По таблице плотности растворов найдите, какая массовая доля (%) растворенного вещества соответствует измеренной плотности. Рассчитайте, какой объем концентрированного раствора необходимо взять для приготовления заданного объема раствора требуемой концентрации. Вычисленный объем исходного раствора налейте из бюретки в мерную колбу на 100 мл, предварительно влив в нее дистиллированную воду на $\frac{1}{3}$ объема. Перемешайте раствор круговыми движениями колбы и охладите его до комнатной температуры. Затем долейте воду в колбу до метки, причем последние порции воды следует прибавлять по каплям (уровень жидкости определяется по нижнему мениску!). Плотно закройте колбу пробкой и хорошо перемешайте раствор. Проверьте правильность приготовления раствора по плотности с помощью ареометра. Приготовленный раствор следует сдать лаборанту [4].

Лабораторная работа № 17
Приготовление раствора заданной нормальной концентрации
и проверка титрованием. Определение эквивалента кислоты
методом титрования

Растворы имеют переменный химический состав и не подчиняются законам стехиометрии (в отличие от состава индивидуальных стехиометрических веществ). Поэтому состав растворов выражается концентрациями их компонентов.

Концентрация вещества — это количественная (численная) характеристика содержания вещества в растворе.

Нормальность раствора, или молярная концентрация эквивалентов — это концентрация, выраженная числом молей эквивалентов i -го растворенного вещества, содержащегося в 1 л раствора. Ее можно вычислить, поделив количество вещества эквивалентов на объем раствора, выраженный в литрах. Концентрацию «моль/л» допускается обозначать «н.» или «N».

Согласно закону химических эквивалентов вещества А и В вступают в реакцию $A + B \rightarrow C$ в эквивалентных количествах. Поскольку количество вещества $n = C \times V$ (C — молярная концентрация эквивалента вещества, V — объем раствора, в котором растворено вещество), для двух стехиометрически реагирующих веществ справедливо соотношение

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2, \quad (76)$$

где C_1, C_2 — молярная концентрация эквивалента вещества А и В соответственно; V_1, V_2 — объем раствора вещества А и В соответственно.

Следовательно, можно найти неизвестную концентрацию одного из веществ, если известны объем его раствора, а также объем и концентрация прореагировавшего с ним вещества.

Титрование — это аналитический метод определения количества компонента; основан на измерении объема раствора с

известной концентрацией (титранта или рабочего раствора), пошедшего на реакцию с определенным компонентом. Раствор с известной концентрацией называют титрантом, а титрование как процесс — добавление этого титранта порциями. Определение нормальной концентрации раствора методом титрования заключается в фиксировании точки эквивалентности (то есть момента окончания реакции между компонентами А и В) [4].

Оборудование: мерная колба, конические колбы для титрования, пипетка, штатив, бюретка.

Реактивы: кристаллы органической кислоты, фенолфталеин, щелочь установленной концентрации.

Ход работы

1. Получить у лаборанта кристаллы органической кислоты. Взвесить около 1 г кислот с точностью до 0,01 г.

2. Перенести навеску в мерную колбу на 100 мл, довести объем до метки дистиллированной водой, перемешать до полного растворения кислоты.

3. В четыре конические колбы для титрования отобрать пипеткой по 10 мл приготовленного раствора, добавить по 2—3 капли индикатора фенолфталеина.

4. Бюретку заполнить раствором щелочи, нормальность которой установлена. Титрование не менее 4 раз до получения результатов, отличающихся друг от друга не более чем на 0,1 мл.

5. Пользуясь формулой

$$N_{\text{к-ты}} \times V_{\text{к-ты}} = N_{\text{щ}} \times V_{\text{щ}}, \quad (77)$$

найти нормальность приготовленного раствора кислоты.

6. Зная массу навески и объем приготовленного раствора, найти эквивалент кислоты по формуле

$$Э_{\text{к}} = \frac{m_{\text{навески}} \cdot 1000}{V_{\text{к}} \cdot N_{\text{к}}}, \quad (78)$$

где $V_{\text{к}}$ — объем колбы.

7. Рассчитать ошибку приготовления:

$$\%_{\text{ошибки}} = \frac{|\mathcal{E}_{\text{расч.}} - \mathcal{E}_{\text{эксп.}}|}{\mathcal{E}_{\text{расч.}}} \cdot 100\%. \quad (79)$$

Лабораторная работа № 18

Методы очистки веществ

Наиболее часто используемыми методами очистки веществ являются перекристаллизация, возгонка, фильтрование, перегонка, поглощение. Перекристаллизация и возгонка применяется для очистки твердых веществ, а для жидких используется перегонка и фильтрация. Очистка газов проводится методом поглощения газов-примесей различными веществами [2].

Перекристаллизация

Принцип перекристаллизации зависит от растворимости: соединения с примесями (называемые растворенными веществами), как правило, более растворимы в горячих жидкостях (растворителях), чем в холодных.

Перекристаллизация может быть проведена тремя разными способами в зависимости от растворимости выбранного вещества: а) методом охлаждения насыщенного раствора (если растворимость соли сильно зависит от температуры); б) методом упаривания растворителя (если растворимость соли мало зависит от температуры); в) методом упаривания (используют для очистки веществ, не выдерживающих нагревание).

В случае горячего насыщенного раствора, если ему дать остыть, растворенное вещество (соединение) перестает растворяться в растворителе и начинается образование кристаллов чистого соединения. Примеси растворяются и исключаются из кристаллов с образованием чистых твердых кристаллов, которые можно отделить в процессе фильтрации.

Процесс кристаллизации может начаться в результате падения температуры, добавления небольшого кусочка чистого

кристалла (затравки), или образования мелких кристаллов на стенках стеклянного стакана в местах имеющихся царапин (процесс называется «зародышеобразованием»).

Под растворимостью подразумевается концентрация растворенного вещества в насыщенном растворе. Она обычно выражается в процентах или граммах растворенного вещества в 100 г растворителя [4].

Опыт 1. Очистка медного купороса методом перекристаллизации.

Оборудование: цилиндр, стакан, стеклянная палочка, воронка для горячего фильтрования или воронка Бюхнера, кристаллизатор, фильтровальная бумага.

Реактивы: пятиводный кристаллогидрат медного купороса.

Для проведения эксперимента, вычислите, какое количество воды и медного купороса нужно взять для приготовления насыщенного при 80 °С раствора соли, чтобы при последующем охлаждении до 0 °С выделилось 10 г $\text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}$. Используйте для этого таблицу 12.

Таблица 12

**Растворимость некоторых солей,
г/100 г раствора из расчета на безводную соль**

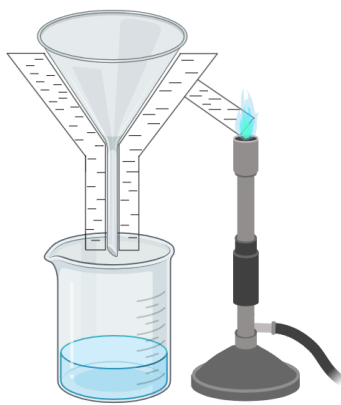
Соль	Температура, °С								
	0	10	20	30	40	50	60	80	100
CuSO_4	12,9	14,8	17,2	20,0	22,8	25,1	28,1	34,9	42,4
$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	4,4	7,5	11,1	15,4	20,6	25,9	31,2	41,1	50,5
KNO_3	11,6	17,7	24,1	31,5	39,1	46,2	52,5	62,8	71,1
NaNO_3	42,2	44,6	46,8	49,0	51,2	53,3	55,5	59,7	63,5
NaCl	26,2	26,3	26,4	26,5	26,8	27,0	27,1	27,7	28,4
NH_4Cl	23,0	25,0	27,1	29,3	31,4	33,5	35,6	39,6	43,6

Так как медный купорос загрязнен небольшим количеством хлорида калия и нерастворимыми примесями (уголь, песок), нужно взять на 10% массы больше, чем было определено.

С помощью цилиндра отмерить вычисленный объем дистиллированной воды, вылить в стакан объемом 50 мл, нагреть до начала кипения и растворить в стакане навеску медного купороса, помешивая при этом раствор стеклянной палочкой. Полученный раствор отфильтровать через воронку для горячего фильтрования либо через воронку Бюхнера под давлением (рис. 3) для удаления нерастворимых примесей. Полученный фильтрат охладить до комнатной температуры, помешивая стеклянной палочкой, а затем охладить до 0°C в кристаллизаторе.



Фильтрование на воронке Бюхнера



Воронка для горячего фильтрования

Рис. 3. Фильтрование на воронке Бюхнера и воронке для горячего фильтрования

Выпавшие кристаллы соли отделить фильтрованием от маточного раствора, снять образовавшиеся кристаллы и отжать между листками фильтровальной бумаги до тех пор, пока они не перестанут прилипать к сухой стеклянной палочке. Взвесить полученные кристаллы и определить в процентах выход соли, принимая вычисленное количество $\text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}$, которое должно было выделиться, за 100% [4].

Возгонка

Возгонкой называют процесс перехода твердого вещества в пар без образования жидкости. Когда твердое вещество достигает температуры возгонки, без образования жидкости происходит переход в пар, который конденсируется на охлажденных поверхностях. Осуществление возгонки происходит при более низкой температуре, чем температура плавления вещества.

Сублимация вызвана поглощением тепла, которое дает некоторым молекулам достаточно энергии, чтобы преодолеть силы притяжения соседних частиц и перейти в паровую фазу. Поскольку процесс требует дополнительной энергии, сублимация сопровождается эндотермическим эффектом. Энтальпию сублимации (также называемую теплотой сублимации) можно рассчитать суммированием энтальпии плавления и энтальпии испарения [4].

Опыт 2. Очистка йода возгонкой.

Оборудование: стеклянный стакан, стеклянная палочка, круглодонная колба, асбестовая сетка, электроплитка.

Реактивы: кристаллический иод, иодид калия.

Для проведения опыта нужно взвесить 0,3 г кристаллического иода и 0,1 г иодида калия, поместить их в стеклянный стакан и перемешать стеклянной палочкой. Стакан со смесью накрыть круглодонной колбой с холодной водой со льдом (рис. 4) и осторожно нагреть через асбестовую сетку на электроплитке. Конденсированные кристаллы иода на дне колбы собрать, взвесить и определить процент выхода от взятой изначально массы.



Рис. 4. Возгонка йода

Перегонка

Перегонка или дистилляция — это процесс разделения компонентов смеси, основанный на различных температурах кипения. Простую перегонку осуществляют путем однократного частичного испарения жидкости и последующей конденсации пара. Повторение процесса над собранной жидкостью для повышения чистоты продукта называется двойной перегонкой. Хотя этот термин чаще всего применяется к жидкостям, обратный процесс может использоваться для разделения газов путем сжижения компонентов с использованием изменений температуры и/или давления [3].

Опыт 3. Очистка воды перегонкой.

Оборудование: штатив с кольцом и штативной лапкой, круглодонная колба, кипелки, пробки, термометр, водяной холодильник (Либиха), аллонж, коническая колба, часовое стекло, горелка.

Реактивы: раствор перманганата калия, серная кислота.

Для проведения эксперимента по очистке воды методом перегонки необходимо собрать установку, которая показана на рисунке 5. В колбу налить водопроводной воды до середины и добавить 3—4 капли раствора перманганата калия и 4—5 капель серной кислоты, а также поместить в колбу керамические кипелки. Горло колбы закрыть пробкой, оснащенной термометром. Отводную трубку колбы соединить с холодильником, присоединенному к водопроводному крану. Под второй край холодильника соединить через аллонж с колбой-приемником.

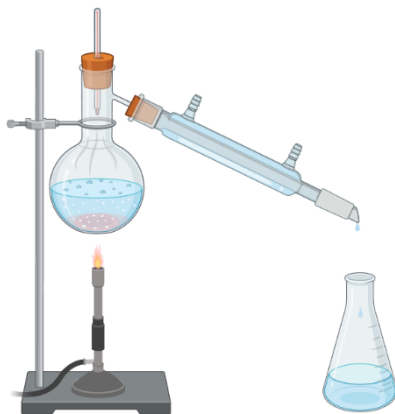


Рис. 5. Прибор для перегонки воды

После сборки прибора, нагреть воду в колбе до кипения. Отбросить первую небольшую порцию дистиллята (объяснить зачем), после чего собрать 1—3 мл дистиллята. Поместить несколько капель полученного дистиллята на часовое стекло и сделать то же самое с водопроводной водой и выпарить над горелкой. Сравнить полученные результаты.

Очистка газов

Для очистки газов от примесей необходимо использовать специальные вещества, которые способны поглотить эти примеси. Например, при процессе получения двуокиси углерода с использованием аппарата Киппа вместе с ней выделяются примеси в виде хлороводорода и паров воды. Однако пропустив двуокись углерода вместе с этими примесями сперва через промывалку с водой для поглощения хлороводорода, а затем через хлоркальциевую трубку для поглощения паров воды, можно получить практически чистую двуокись углерода.

Для определения степени чистоты вещества, используются разнообразные физические и химические методы исследования. К физическим методам относят измерение плотности и температуры кипения жидких веществ, а также определение показателя преломления. В отношении твердых веществ, физические методы включают определение температуры плавления и других характеристик. Химические методы включают в себя качественное и количественное определение содержания примесей [4].

Опыт 4. Очистка двуокиси углерода.

Оборудование: капиллярная трубка, капиллярная пипетка, газоотводная трубка, хлоркальциевая трубка.

Реактивы: мрамор, 10%-ный раствор соляной кислоты, сульфат меди.

Аппарат Киппа (рис. 6) — универсальный прибор для получения газов действием растворов кислот и щелочей на твердые вещества.

В аппарате Киппа присутствуют четыре важнейших элемента:

- колба-реактор с резервуаром, соединяющимся с колбой через узкий «перешеек»;
- воронка с очень длинным стеблем — он доходит почти до дна аппарата;

- газоотводная трубка с краном, присоединяемая к резервуару;
- устанавливаемая в горловину воронки другая воронка — предохранительная, защищающая от испарений или случайных выбросов при работе с аппаратом.

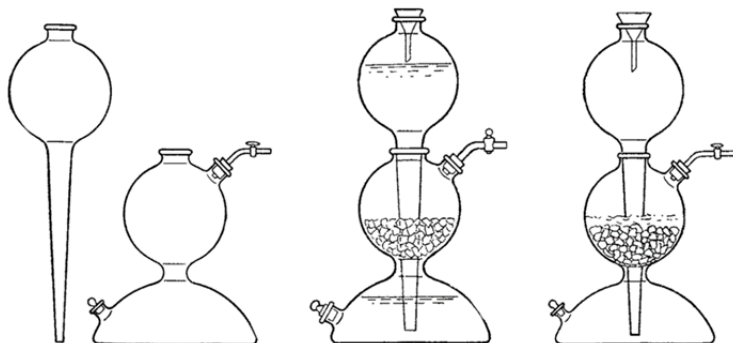


Рис. 6. Аппарат Киппа

Воронка с колбой-реактором, газоотводная трубка с резервуаром, и воронки — основная с предохранительной — соединяются с помощью пришлифованных конусов.

Для получения углекислого газа собрать установку Киппа, как показано на рисунке 6, поместить в колбу куски мрамора и 20%-ный раствор соляной кислоты. С помощью капиллярной трубки присоединить газоотводную трубку прибора с капиллярной пипеткой. Конец пипетки опустить в коническую пробирку с дистиллированной водой. Пропустить выделяющийся газ через воду в течение 3—5 минут. Газоотводную трубку прибора соединить с хлоркальциевой трубкой, заполненной небольшим количеством безводного сульфата меди и снова пропускать газ. Опишите, что наблюдаете [4].

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. *Ахметов Н. С.* Лабораторные и семинарские занятия по неорганической химии. М., 1979. С. 250.
2. *Ардашникова Е. И., Демидова Е. Д., Алешин В. А.* Неорганическая химия : практикум / под ред. А. В. Шевелькова. М. : Лаборатория знаний, 2021.
3. *Наумов А. В., Сушкова Т. П.* Лабораторный практикум по общей и неорганической химии : учеб.-метод. пособие для вузов. Воронеж : Издательско-полиграфический центр ВГУ, 2010.
4. *Хомченко Г. П.* Лабораторный практикум по общей химии / под ред. Г. Д. Вовченко. М. : Изд-во Моск. ун-та, 1957.

Учебное издание

ВВЕДЕНИЕ В НЕОРГАНИЧЕСКУЮ ХИМИЮ

Учебно-методическое пособие

Составление

Ларина Виктория Викторовна
Шевелюхина Александра Васильевна
Юдина Вероника Дмитриевна

Редактор *О. И. Бессчастнова*
Компьютерная верстка *Г. И. Винокуровой*

Подписано в печать 04.07.2025 г.
Дата выхода в свет 05.09.2025 г.
Формат 60×90 ¹/₁₆. Усл. печ. л. 5,1
Тираж 300 экз. (1-й завод 40 экз.). Заказ 80

Издательство Балтийского федерального университета им. И. Канта
236041, г. Калининград, ул. А. Невского, 14