

САНКТ-ПЕТЕРБУРГСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

ОБЩАЯ ХИМИЯ

ОПИСАНИЕ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

Учебно-методическое пособие

Под редакцией
А. А. Селютина

ИЗДАТЕЛЬСТВО САНКТ-ПЕТЕРБУРГСКОГО УНИВЕРСИТЕТА

УДК 546.05 (546.06 546.07)

ББК 24.1

C29

Рецензенты: д-р хим. наук, проф. *И. А. Соколов* (С.-Петербург. политехн. ун-т Петра Великого); д-р хим. наук, доц. *Н. Г. Суходолов* (С.-Петербург. гос. ун-т); канд. хим. наук, вед. науч. сотр. *Е. П. Подольская* (Институт токсикологии ФМБА России)

Составители: доц. Е. И. Давыдова, доц. О. Н. Пестова, доц. Т. Н. Севастьянова, доц. А. А. Селютин (отв. редактор), доц. М. Ю. Скрипкин, проф. А. Ю. Тимошкин, доц. А. В. Федорова, доц. В. Д. Хрипун, доц. С. М. Шугуров

*Печатается по рекомендации
Учебно-методической комиссии по УГСН 04.00.00 Химия
Санкт-Петербургского государственного университета*

Общая химия. Описание лабораторных работ: учеб.-метод.
C29 пособие / под. ред. А. А. Селютина. — СПб.: Изд-во С.-Петербург. ун-та, 2021. — 44 с.

Настоящее пособие предназначено для студентов 1 курса основной образовательной программы *04.03.01 Химия*. Пособие представляет собой руководство для практического изучения основных понятий дисциплины «Общая химия» на примере физико-химических процессов и химических реакций неорганических веществ. В пособии представлены описания и методические указания к лабораторным работам, краткое изложение теоретического материала, контрольно-измерительные материалы (отчёты по лабораторным работам), вопросы и задачи для самоподготовки к каждой лабораторной работе. Учебное пособие охватывает вопросы общей, неорганической, физической химии и электрохимии, содержит список необходимой литературы для подготовки к выполнению лабораторных работ. Пособие, подготовленное преподавателями кафедры общей и неорганической химии СПбГУ, также может быть полезно при изучении дисциплин «Общая химия» и «Неорганическая химия» для студентов, обучающихся по направлениям подготовки биологических и медицинских направленностей.

При составлении настоящего пособия было использовано методическое пособие: *Общая химия для студентов 1 курса химического факультета. Описание лабораторных работ: Е. А. Воеводина, Г. П. Костикова, А. О. Козин, А. В. Суворов (отв. редактор). СПб., 2000. 26 с.*

УДК 546.05 (546.06 546.07)

ББК 24.1

© Санкт-Петербургский
государственный университет, 2021

© Авторы, 2021

СОДЕРЖАНИЕ

Введение.....	5
Рекомендуемая форма отчета по лабораторной работе	8
Лабораторная работа № 1. Основные классы неорганических соединений. Определение состава кристаллогидрата соли.....	9
Лабораторная работа № 2. Определение молярной массы эквивалента по объёму выделившегося водорода	11
Лабораторная работа № 3. Закон Гесса. Определение энтальпии образования кристаллогидрата из безводной соли и воды	14
Лабораторная работа № 4. Определение скорости разложения тиосульфатного иона	17
Лабораторная работа № 5. Химическое равновесие. Определение условной константы равновесия	19
Лабораторная работа № 6. Принцип Ле Шателье-Брауна. Смещение химического равновесия.....	21
Лабораторная работа № 7. Коллигативные свойства растворов. Способы выражения концентраций.....	23
Лабораторная работа № 8. Приготовление раствора кислоты заданной концентрации	24
Лабораторная работа № 9. Определение концентрации водородных ионов в растворе.....	25
Лабораторная работа № 10. Гидролиз солей	27
Лабораторная работа № 11. Изучение сложных кислотно-основных равновесий в растворах электролитов.....	29
Лабораторная работа № 12. Малорастворимые электролиты. Произведение растворимости. Конкурирующие равновесия в растворах.....	31

Лабораторная работа № 13. Примеры окислительно-восстановительных реакций.....	33
Лабораторная работа № 14. Окислительно-восстановительные реакции. Восстановительные потенциалы	35
Приложение	38
Таблица 1П. Значения давления насыщенных паров воды для разных температур.....	38
Таблица 2П. Молярная интегральная теплота растворения KCl	39
Таблица 3П. Энтальпии растворения в воде солей, образующих кристаллогидраты	39
Таблица 4П. Плотности водных растворов некоторых кислот и солей (г/см ³)	40
Таблица 5П. Интервалы переходов и цвета кислотно-основных индикаторов	41
Список рекомендуемой литературы	42

ВВЕДЕНИЕ

Данное пособие содержит описание 14 работ по курсу «Общая химия» для студентов образовательных программ химической направленности и специальностей технических университетов. Лабораторные работы могут быть соотнесены с основными разделами курса «Общей химии»:

Атомно-молекулярная теория — лабораторные работы №№ 1–2. **«Основные классы неорганических соединений. Определение состава кристаллогидрата соли», «Определение эквивалентной массы металла по объёму выделившегося водорода».**

Учение о химическом процессе — лабораторные работы №№ 3–6. **«Закон Гесса. Определение энтальпии образования кристаллогидрата из безводной соли», «Определение скорости разложения тиосульфатного иона», «Химическое равновесие. Определение условной константы равновесия», «Принцип Ле Шателье-Брауна. Смещение химического равновесия».**

Растворы — лабораторные работы №№ 7–12. **«Коллигативные свойства растворов. Способы выражения концентраций», «Приготовление раствора кислоты заданной концентрации», «Определение концентрации водородных ионов в растворе», «Гидролиз солей», «Изучение сложных кислотно-основных равновесий в растворах электролитов», «Малорастворимые электролиты. Произведение растворимости. Конкурирующие равновесия в растворах».**

Окислительно-восстановительные реакции — лабораторные работы №№ 13–14. **«Примеры окислительно-восстановительных**

реакций», «Окислительно-восстановительные реакции. Восстановительные потенциалы».

Проведение предлагаемых в данном пособии экспериментов позволит лучше усвоить теоретический материал по дисциплине «Общая химия», а также овладеть основными практическими навыками работы в химической лаборатории. Не забудьте о том, что всё, что находится в химической лаборатории, является источником повышенной опасности.

Помните о соблюдении правил техники безопасности! Вот только самые основные из них:

1. При нахождении и работе в лаборатории необходимо надеть рабочий халат для предохранения одежды и вас от воздействия реактивов.
2. Перед началом работы внимательно ознакомьтесь с помещением лаборатории, с оборудованием, приборами, средствами пожаротушения (огнетушитель, противопожарное одеяло, песок для тушения).
3. Ёмкости с концентрированными растворами кислот, щелочей, а также с растворами сильно пахнущих веществ находятся на подносе в вытяжном шкафу. Бутыли с этими веществами обязательно должны быть закрыты стеклянными пробками. Растворы, находящиеся в вытяжном шкафу, уносить на рабочий лабораторный стол запрещается. В вытяжном шкафу находятся также ёмкости для слива отходов кислот и щелочей, а также органических жидкостей.
4. Не забудьте, что при разбавлении концентрированных кислот следует тонкой струёй вливать кислоту в воду небольшими порциями при постоянном перемешивании.
5. Все операции, связанные с получением газообразных веществ, проводите в вытяжном шкафу.
6. При работе с газовой горелкой следите, чтобы пламя не загоралось внутри горелки (так называемый «проскок» пламени). Если же это произошло, закройте кран, дайте горелке остыть и только после этого вновь откройте её, уменьшив приток воздуха.
7. Если пламя охватило Вашу одежду или одежду соседа, используйте противопожарное одеяло для прекращения доступа воз-

- духа. Немедленно обратитесь к лаборанту или преподавателю! После этого воспользуйтесь медицинской аптечкой.
8. При попадании кислот на кожу или в глаза сразу промойте поражённый участок большим количеством воды, а затем раствором питьевой соды; при попадании щелочей — раствором борной кислоты. Затем снова промойте водой. Немедленно обратитесь к лаборанту или преподавателю!
 9. При работе с горючими и легковоспламеняющимися веществами ни в коем случае не ставьте их вблизи открытого пламени газовых горелок.
 10. При проведении реакции не наклоняйтесь над ёмкостью с реакционной смесью.
 11. Все реактивы берите чистым сухим шпателем, эксперимент проводите в предварительно вымытой, чистой химической посуде.
 12. При нагревании и кипячении растворов в пробирке необходимо пользоваться держателями и следить за тем, чтобы отверстие пробирки не было обращено в сторону самого работающего или соседа по рабочему столу.

РЕКОМЕНДУЕМАЯ ФОРМА ОТЧЕТА ПО ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ

Ф. И. О. _____

Отчёт по лабораторной работе № *Название лабораторной работы*

Каждый пункт работы должен содержать:

1. Схему установки (при наличии).
2. Уравнение реакции.
3. Наблюдаемые явления и эффекты (выпадение осадка, его цвет, выделение газа, поглощение или выделение тепла и т. д.).
4. Доказательство выделения продукта (если требуется; включая уравнение качественной реакции и наблюдаемых явлений).
5. Вывод (обоснование возможности/невозможности протекания реакции, подтвержденное значениями ΔE^0 , K_d , K_s и т. д.).
6. Ответы на теоретические вопросы.

Лабораторная работа № 1

ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ. ОПРЕДЕЛЕНИЕ СОСТАВА КРИСТАЛЛОГИДРАТА СОЛИ

В работе предлагается осуществить реакции, характерные для основных классов неорганических соединений, а также изучить их генетическую связь. Для каждого опыта запишите уравнения протекающих реакций, укажите условия их проведения, наблюдаемые явления и эффекты (выпадение осадка, его цвет и вид, выделение газа, поглощение или выделение тепла и т. д.), ответьте на вопросы в тексте.

1. **Определение состава кристаллогидрата соли.** Во взвешенный сухой тигель или фарфоровую чашку поместите около 2 г кристаллогидрата карбоната натрия, хлорида бария, сульфата меди или другой соли. Взвесьте тигель с солью с точностью до ± 0.01 г. Затем поставьте тигель на фарфоровый треугольник (рис. 1) и нагрейте в пламени горелки сначала слегка, а затем сильно.



Рис. 1. Схема установки прокаливания тигля на пламени горелки.

Сильное нагревание проводите в течение 10 минут, затем тигель охладите в эксикаторе. Взвесьте тигель с солью и повторите прокаливание до достижения постоянной массы. Обратите внимание на изменение внешнего вида соли при обезвоживании. По окончании опыта произведите расчеты и найдите формулу кристаллогидрата. **Какие соли нельзя обезвоживать прокаливанием? Почему?**

2. **Опыт проводить в вытяжном шкафу!** Получение сульфида железа (II) из простых веществ. Взвесьте на весах рассчитанные количества порошков серы и железа, необходимые для получения 1 г сульфида железа (II) (серу следует взять с 10% избытком из-за возможного улетучивания части вещества в ходе опыта). Вещества **тщательно перемешайте** в пробирке встряхиванием и аккуратно нагрейте в пламени газовой горелки до начала реакции (не допускайте горения серы в ходе опыта). **Полученный продукт остудите и используйте для следующего опыта. Какие продукты могут быть получены в данном синтезе?**

3. **Опыт проводить в вытяжном шкафу!** На полученный в п.2 сульфид железа (II) подействуйте разбавленной соляной кислотой. Для этого поместите в пробирку небольшой кусочек сульфида железа, прилейте ~2 мл разбавленного раствора соляной кислоты, закройте пробирку с выделяющимся газом пробкой с газоотводной трубкой. Докажите образование сероводорода, используя фильтровальную бумагу, смоченную раствором нитрата свинца. Подействуйте полученным газом на водный раствор $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$. Отметьте цвета образующихся осадков. **Почему в данном эксперименте возможно вытеснение сильной кислоты из соли слабой кислотой? Что произойдет, если разбавленную соляную кислоту заменить на концентрированную серную или азотную?**

4. На раствор соли меди подействуйте в отдельных пробирках растворами карбоната и гидроксида натрия. Отметьте цвет осадков. Отделите полученные осадки декантацией или фильтрованием. Просушите и затем медленно и аккуратно прокалите полученные осадки в пробирках в пламени газовой горелки. **Различаются ли осадки и продукты прокаливания? Чем они различаются и почему?**

- Используя раствор соли хрома, получите гидроксид и убедитесь в его амфотерности. **Как доказать свойство амфотерности?**
- Опыт проводить в вытяжном шкафу!** Подействуйте на растворы солей никеля, меди, цинка, хрома и железа (двух и трёхвалентного) концентрированным раствором аммиака. **В каких случаях образуются комплексные соединения?**
- Исходя из оксида меди (II) получите сульфат меди (II) и переведите его в гидроксид меди (II).
- К 1–2 мл растворов солей олова (II) и магния добавьте по одной грануле металлического цинка. **Что наблюдается?**
- В банках №1 и №2 находятся соли: Na_2CO_3 (безв.) и NaHCO_3 . Используя два-три разных химических способа, определите, какая из этих солей находится в банке №1, а какая в банке №2. Полученный результат подтвердите уравнениями реакций.
- Опыт проводить в вытяжном шкафу!** Проведите реакции взаимодействия концентрированного и разбавленного растворов серной кислоты с цинком и медью. **Чем различаются эти реакции?**

Лабораторная работа № 2

ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЯРНОЙ МАССЫ ЭКВИВАЛЕНТА ПО ОБЪЁМУ ВЫДЕЛИВШЕГОСЯ ВОДОРОДА

В настоящей работе предлагается количественно, на основании закона эквивалентов, определить молярную массу эквивалента неизвестного металла по объёму выделившегося водорода в реакции с кислотой.

Определение молярной массы эквивалента металла осуществляется с использованием установки, изображённой на рис. 2.

Соберите установку, придерживаясь следующего плана:

- Две бюретки закрепите в лапках штатива и соедините друг с другом резиновой трубкой.
- К бюретке 1 резиновой трубкой присоедините реакционную колбу ёмкостью 50–100 мл.

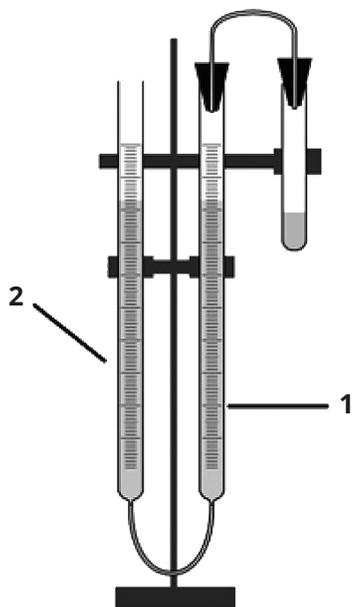


Рис. 2. Схема волюмометрической установки для определения эквивалентной массы металла.

3. Чтобы подготовить прибор к работе, выньте пробку из колбы и в бюретку 2 налейте столько воды, чтобы обе бюретки были заполнены примерно до половины своего объёма.
4. Проверьте герметичность прибора. Для этого закройте реакционную колбу пробкой и опустите бюретку 2 на 10–15 см и закрепите её. После этого наблюдайте за уровнем воды в бюретке 1. Если прибор герметичен, то уровень воды в бюретке 1 должен оставаться без изменений в течение нескольких минут. Убедившись в герметичности прибора, верните бюретку 2 в прежнее положение. Вода в обеих бюретках должна быть на одном уровне.
5. Запишите отсчёт уровня в бюретке 1 (V_1). Отсчёт производите по нижнему мениску жидкости.
6. Определите и запишите условия эксперимента: температуру и атмосферное давление в лаборатории. Условия проведения эксперимента занесите в таблицу вашего лабораторного журнала.

$T, ^\circ\text{C}$	$P_{\text{атм}}$ мм. рт. ст.	$P(\text{H}_2\text{O}),$ мм. рт. ст.	$m_{\text{навески Me}}$ г	$V_1,$ мл	$V_2,$ мл	$\Delta V,$ мл

Определение молярной массы эквивалента металла

Получите у преподавателя навеску неизвестного металла.

В реакционную колбу через воронку налейте 20–25 мл кислоты, указанной преподавателем. Закрепите колбу почти горизонтально. Поместите пакетик с металлом в сухое горло колбы. Закройте колбу пробкой и снова проверьте герметичность прибора. Убедившись в герметичности прибора, наклоните колбу так, чтобы пакетик с металлом упал в раствор кислоты. Выделяющийся водород вытесняет воду из бюретки 1 в бюретку 2. Наблюдайте за реакцией и изменением уровней воды в бюретках. Бюретку 2 время от времени опускайте вниз, чтобы уровень в обеих бюретках был одинаков.

Когда весь металл растворится, и понижение уровня воды прекратится, дайте колбе остыть в течение 3–5 минут. Затем приведите положение воды в обеих бюретках точно к одному уровню. Отметьте уровень воды в бюретке 1 и запишите его точное значение (V_1). Разность уровней показывает объём выделившегося водорода.

Расчеты

1. Определите парциальное давление водорода. Давление насыщенного пара воды при температуре измерения возьмите из справочника (*Таблица 1П, Приложение*).
2. Приведите полученный объём водорода к нормальным условиям.
3. Пользуясь полученными данными и на основании закона эквивалентов, рассчитайте молярную массу эквивалента неизвестного металла.
4. Сделайте заключение о природе металла и вычислите погрешность эксперимента.

Лабораторная работа № 3

ЗАКОН ГЕССА. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭНТАЛЬПИИ ОБРАЗОВАНИЯ КРИСТАЛЛОГИДРАТА ИЗ БЕЗВОДНОЙ СОЛИ И ВОДЫ

В работе для определения энтальпии образования кристаллогидрата применяется открытый калориметр. Калориметр — это прибор для измерения тепловых эффектов различных процессов и химических реакций. Преимуществом открытого калориметра является простота, а недостатком — влияние колебаний температуры комнаты в течение опыта на точность результата. Температура опыта при работе с открытым калориметром определяется температурой комнаты в момент опыта.

Работа состоит из трех частей:

1. Сборка калориметра.
2. Определение тепловой постоянной калориметра.
3. Определение энтальпии образования кристаллогидрата из безводной соли.

Выполнение работы

1. Сборка калориметра.

В условиях лаборатории соберите калориметр открытого типа. Для этого используйте следующее оборудование: химический стакан, термометр, магнитную мешалку.

Для калориметрических опытов следует пользоваться дистиллированной водой, отмеряя ее объём мерным цилиндром. Количество воды определяется объёмом калориметра. Уровень воды должен быть ниже края сосуда на 2–3 см.

Воду вливают в стакан калориметра (необходимо, чтобы температура воды в калориметре отличалась от температуры комнаты не более чем на 1.0°C), погружают в воду термометр и ожидают 10–20 мин. для того, чтобы все части калориметра приняли одинаковую температуру. Затем проводят измерение температуры калориметра.

2. *Определение теплового значения калориметра (W).*

Тепловое значение калориметра W (или теплоемкость, тепловое значение калориметра) — это теплота, необходимая для нагревания калориметра на 1К. Тепловая постоянная калориметра определяется по известной теплоте растворения стандартного вещества, в качестве которого часто используется KCl. При проведении калориметрических экспериментов измеряемой величиной является изменение температуры калориметра (Δt) со временем. Поэтому температуру следует фиксировать через равные промежутки времени, которые обычно составляют 30 с. Этот интервал времени называют отсчётом.

Калориметрический эксперимент состоит из трёх периодов: начального, главного и конечного. Во время начального периода тепловых изменений в калориметре практически не наблюдается. Убедитесь в этом, проведя измерение температуры в калориметре в течение пяти отсчетов. Главный период начинается с момента внесения соли в калориметр. В этот период происходят процессы взаимодействия соли с водой, что отражается в изменении температуры в системе. Время главного периода зависит от скорости растворения исследуемой соли. Конечный период характеризуется неизменностью температуры калориметра во времени.

Для определения тепловой постоянной калориметра чистый и высушенный KCl предварительно тщательно разотрите в ступке. Всыпьте в калориметр навеску KCl. С этого момента начинается главный период, который обычно длится 3–4 мин. Большая продолжительность опыта указывает или на низкую скорость перемешивания раствора, или на недостаточное измельчение соли. Главный период опыта следует считать законченным, когда изменение температуры со временем становится постоянным. По полученным экспериментальным данным постройте график зависимости в координатах температура-время. С его помощью определите изменение температуры и вычислите тепловое значение калориметра.

Тепловое значение калориметра (W) вычисляется по формуле:

$$W = \frac{Q \cdot m}{\Delta t \cdot M},$$

где Q — мольная интегральная теплота растворения соли при данной температуре (эта величина находится из *Таблицы 2П, Приложение*); m — навеска KCl, взятая для растворения; Δt — изменение температуры калориметра; M — молекулярная масса KCl.

3. *Определение энтальпии образования кристаллогидрата из безводной соли.*

Для определения энтальпии образования кристаллогидрата находят теплоту растворения безводной соли и теплоту растворения кристаллогидрата.

Возьмите навеску кристаллогидрата и определите изменение температуры в процессе его растворения в той же последовательности, как это делалось при определении W .

Значение интегральной теплоты зависит от концентрации раствора. Поэтому для определения теплоты растворения безводной соли берется такая ее навеска, чтобы мольная концентрация раствора была такой же, как и в предыдущем опыте (*необходимо учесть кристаллизационную воду*).

Важно: При определении теплоты растворения можно пользоваться определенным ранее значением W только при условии:

- а) навеска воды и все части калориметра в этих опытах остаются такими же, как и при определении W ;
- б) раствор достаточно разбавлен, и различием в теплоемкости раствора KCl и соли можно пренебречь;
- в) все опыты проведены в близком интервале температур.

Мольная интегральная теплота растворения соли может быть вычислена по формуле:

$$Q = \frac{W \cdot \Delta t \cdot M}{m}.$$

Теплота образования кристаллогидрата из безводной соли и воды ($Q_{\text{образования КГ}}$) рассчитывается как разность мольных интегральных теплот растворения безводной соли и кристаллогидрата:

$$Q_{\text{образования, КГ}} = Q_{\text{растворения б/в соли}} - Q_{\text{растворения кристаллогидрата}}$$

Для проведенного эксперимента изобразите энтальпийную диаграмму (термохимический цикл). Воспользуйтесь справочными данными (*Таблица ЗП, Приложение*) и сравните полученную величину с расчетной. Объясните невысокое значение погрешности эксперимента несмотря на несовершенство используемого прибора.

Лабораторная работа № 4

ОПРЕДЕЛЕНИЕ СКОРОСТИ РАЗЛОЖЕНИЯ ТИОСУЛЬФАТНОГО ИОНА

В работе предлагается исследовать кинетику процесса разложения тиосульфатного иона. На основании концентрационных зависимостей скорости разложения тиосульфатного иона от концентрации реагентов определить порядок реакции по каждому веществу, а на основании зависимости скорости от температуры — энергию активации процесса.

Скорость суммарного процесса разложения тиосульфата натрия в кислой среде определяется медленной стадией:



Опыт 1. Зависимость скорости от концентрации тиосульфата

В пробирку из бюреток налейте раствор тиосульфата натрия и воду в объёмах, указанных в таблице 1. Во вторую пробирку налейте из бюретки 5 мл раствора серной кислоты.

Таблица 1. Объёмы для смешения растворов в опыте 1

Объём раствора, мл			Концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ в реагирующем растворе, моль/л
$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_4	
1	4	5	
2	3	5	
3	2	5	
4	1	5	
5	0	5	

Слейте растворы тиосульфата и серной кислоты и, используя секундомер, зафиксируйте время появления помутнения раствора в пробирке. Время появления помутнения занесите в таблицу. Рассчитайте условную скорость реакции, которая обратно про-

порциональна измеренному времени ($V_{\text{усл}}=1/\tau$). Для определения порядка реакции по тиосульфату-постройте график зависимости условной скорости от концентрации $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Для уточнения полученного порядка реакции постройте график зависимости логарифма условной скорости от логарифма концентрации $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Опыт 2. Зависимость скорости от концентрации серной кислоты

В пробирку из бюреток налейте раствор серной кислоты и воду в объёмах, указанных в таблице 2. Во вторую пробирку налейте из бюретки 5 мл раствора тиосульфата натрия.

Слейте растворы тиосульфата натрия и серной кислоты и секундомером отсчитайте время до начала появления помутнения раствора в пробирке. Запишите время начала помутнения растворов для разных концентраций серной кислоты. Рассчитайте условную скорость реакции ($V_{\text{усл}}=1/\tau$). Для определения порядка реакции по серной кислоте постройте график зависимости условной скорости от концентрации серной кислоты. Для уточнения полученного порядка реакции постройте график зависимости логарифма условной скорости реакции от логарифма концентрации H_2SO_4 .

Таблица 2. Объёмы для смешения растворов в опыте 2

Объём раствора, мл			Концентрация H_2SO_4 в реагирующем растворе, моль/л
$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_4	
1	4	5	
2	3	5	
3	2	5	
4	1	5	
5	0	5	

Опыт 3. Зависимость скорости от температуры

Исследуйте влияние температуры на скорость изучаемой реакции. Вместе с преподавателем определите температуры, при которых будете проводить исследование.

Подготовьте горячую и холодную бани. Для этого используйте термостойкий фарфоровый стакан. Температуру горячей и холодной водяной бани задайте добавлением горячей и холодной воды или льда и измерьте термометром, погруженным в баню.

Пробирки с растворами тиосульфата натрия (5 мл) и серной кислоты (5 мл) выдержите не менее 5–10 минут в водяной бане при определённой температуре. Термостатированные растворы слейте и секундомером установите время появления помутнения раствора в пробирке. Запишите результаты и рассчитайте условную скорость реакции.

Для определения энергии активации реакции воспользуйтесь графическим методом. Для этого постройте график зависимости натурального логарифма условной скорости ($\ln V_{\text{усл}}$) реакции от обратной температуры ($1/T$).

Почему уточнение порядков реакции по каждому из реагирующих веществ осуществляется дифференциальным методом Вант-Гоффа? Можно ли для данного эксперимента определить порядки реакции по веществам интегральным методом Вант-Гоффа? Как следует изменить концентрации реагирующих веществ для определения порядков реакции по веществам методом изолирования Оствальда? Уточнит ли данный метод полученные значения?

Рассчитайте периоды полупревращения в опыте 1 и 2. *Можно ли по полученным значениям определить порядки реакции по веществам?*

Лабораторная работа № 5

ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ. ОПРЕДЕЛЕНИЕ УСЛОВНОЙ КОНСТАНТЫ РАВНОВЕСИЯ

Работа предполагает определение условной константы равновесия образования трийодид аниона из йода и йодид-аниона.

Равновесие некоторых химических реакций в растворах можно изучить, исследуя распределение растворенного вещества между двумя несмешивающимися жидкостями. Процесс извлечения рас-

творенного вещества из раствора называется экстрагированием. В исследуемом водном растворе между йодид-анионом и йодом устанавливается равновесие $I^- + I_2 = I_3^-$. Известно, что йод плохо растворим в воде, но хорошо растворяется в органических растворителях. Для определения концентрации йода в изучаемом равновесии выделите его в отдельную фазу.

Для этого в колбу мерным цилиндром добавьте 50 мл водного раствора йодида калия и йода. В эту же колбу добавьте 50 мл гексана. Очень плотно закройте колбу полиэтиленовой пробкой и тщательно встряхните, придерживая пробку. Встряхивать надо несколько раз на протяжении примерно получаса, для установления всех равновесий. Старайтесь не нагревать колбу руками во время встряхивания, равновесие должно устанавливаться при постоянной температуре.

После установления равновесия содержимое колбы залейте в делительную воронку. После полного разделения двух жидкостей отделите водный слой от органического (рис. 3) в отдельные колбы и закройте их во избежание испарения. Из каждого раствора (водного и органического) отберите по четыре аликвоты в колбы для титрования.

Раствор йода в водном слое оттитруйте раствором тиосульфата натрия с большей концентрацией чем раствор йода в органическом.

Следует соблюдать верную последовательность титрования органического и водного слоя!



Рис. 3. Схема разделения водного и органического растворов

В бюретку залейте раствор тиосульфата натрия и оттитруйте четыре аликвоты по 10 мл раствора йода в органическом слое. При титровании водным раствором титранта раствора определяемого вещества в несмешивающемся с водой растворителе следует очень хорошо перемешивать и встряхивать реагенты в колбе для титрования. В качестве индикатора используйте один миллилитр водного раствора крахмала. Определите концентрацию йода во взятом вами растворе.

В бюретку залейте раствор тиосульфата натрия и оттитруйте четыре аликвоты по 10 мл раствора йода в водном слое. В качестве индикатора используйте 1–2 капли водного раствора крахмала. Определите концентрацию йода во взятом вами растворе.

Рассчитайте равновесные концентрации всех компонентов и условную константу равновесия. Известно, что константа распределения йода между водой и гексаном равна 20.

Лабораторная работа № 6

ПРИНЦИП ЛЕ ШАТЕЛЬЕ-БРАУНА. СМЕЩЕНИЕ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

1. В пробирку налейте по одному миллилитру растворов роданида калия или аммония и хлорида трехвалентного железа. Разбавьте содержимое пробирки в четыре раза и разделите на четыре пробирки.
2. В три пробирки с раствором из п.1 добавьте:
А) раствор соли трехвалентного железа;
Б) раствор роданида калия или аммония;
В) сухой хлорид калия, соответственно.
Четвертую пробирку оставьте для сравнения. **Объясните изменение окраски в пробирках.**
3. В две пробирки налейте по 2–3 мл раствора хлорида меди и в каждую насыпьте сухого хлорида калия или натрия. Одну пробирку охладите в стакане с тщательно перемешанной смесью льда и хлорида кальция, вторую осторожно нагрейте в пламени газовой горелки или в стакане с горячей водой. Отметьте разницу в окраске растворов в пробирках и объясните её.

4. **Опыт проводить в вытяжном шкафу!** Получите диоксид азота действием концентрированной азотной кислоты на медную стружку в колбе Вюрца (рис. 4). Наполните полученным газом две пробирки и закройте их пробками. Исследуйте влияние температуры на окраску газа в обеих пробирках, поместив пробирки в стаканы со смесью льда и хлорида кальция и с горячей водой.
5. В колбе Вюрца взаимодействием мрамора с соляной кислотой получите углекислый газ и пропустите его в пробирку с раствором гидроксида кальция. Отметьте появление, а затем исчезновение помутнения раствора в пробирке. Полученный прозрачный раствор разлейте по четырём пробиркам. В три из них добавьте пару капель разбавленного раствора кислоты; пару капель разбавленного раствора щёлочи; один миллилитр раствора гидроксида кальция, соответственно; четвертую пробирку осторожно нагрейте в пламени газовой горелки. Запишите свои наблюдения и объясните происходящее.

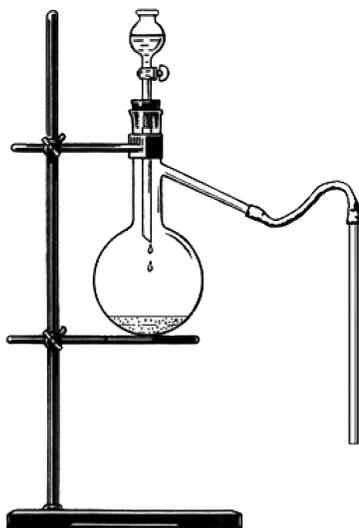


Рис. 4. Схема установки для получения газов в колбе Вюрца.

6. **Опыт проводить в вытяжном шкафу!** Налейте в пробирку раствор хлорида магния. К раствору добавьте несколько капель концентрированного раствора аммиака до появления

осадка. К полученному раствору с осадком добавьте несколько капель концентрированного раствора хлорида аммония. Опишите наблюдаемое равновесие и объясните его смещение.

7. В пробирку поместите 1 мл раствора дихромата калия и прибавьте 5 капель раствора гидроксида натрия. **Что наблюдается?** Затем к этому же раствору по каплям прибавляйте раствор фосфорной кислоты до тех пор, пока окраска не станет опять оранжевой. Объясните изменение окраски раствора.
8. Возьмите две пробирки. В каждую пробирку внесите 2–5 мл дистиллированной воды, 1 каплю раствора крахмала и 1 каплю раствора йода. Как изменилась окраска растворов в пробирках? Одну из пробирок поставьте в штатив, оставив для сравнения. Вторую пробирку закрепите в держателе и нагрейте. Сравните окраски растворов в обеих пробирках. Охладите раствор во второй пробирке водой из-под крана. Отметьте изменение окраски раствора.

Лабораторная работа № 7

КОЛЛИГАТИВНЫЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИЙ

1. Получите у преподавателя раствор хлорида натрия или калия. Весовым методом определите его плотность и массовую долю растворённого вещества (*Таблица 4П, Приложение*). Рассчитайте объём воды, необходимый для получения двухмоляльного раствора NaCl и приготовьте его.
2. В химическом стакане нагрейте до кипения раствор, полученный в п. 1. Термометром определите температуру кипения раствора. Аналогично определите температуру кипения дистиллированной воды. Рассчитайте изотонический коэффициент хлорида натрия ($K_E(\text{H}_2\text{O}) = 0.52$) и оцените погрешность его определения. **О чем свидетельствует полученное значение изотонического коэффициента? Как следует изменить постановку опыта для определения изотонического коэффициента с большей точностью?**
3. «Силикатный сад». Налейте в химический стакан 20%-й (по массе) раствор силиката натрия. На дно стакана бросьте кристал-

лики солей различных металлов: меди, кобальта, никеля, хрома, марганца. **Что наблюдается? Объясните происходящее.**

4. «Искусственная клетка Траубе». Налейте в химический стакан раствор ферроцианида калия. На дно стакана бросьте кристаллик соли меди. Что наблюдается? Объясните происходящее.
5. Смешайте одинаковые массы **мелкораздробленного** льда и различных солей: NaCl , CaCl_2 , KCl , $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. **Обратите внимание на обязательное тщательное перемешивание получаемых смесей.** Измерьте температуры полученных охлаждающих смесей. Объясните полученные результаты. **Можно ли таким способом определить изотонический коэффициент?**

Лабораторная работа № 8

ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРА КИСЛОТЫ ЗАДАННОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ

В основу работы положен закон эквивалентов, используемый для проверки нормальности раствора кислоты, полученного разбавлением концентрированного раствора, и для определения неизвестного количества щелочи методом обратного титрования.

Весовым методом определите плотность предоставленного исходного концентрированного раствора кислоты (азотной, серной, соляной, хлорной и т. д.). Найдите по справочной таблице процентное содержание кислоты (*Таблица 4П, Приложение*), отвечающее данной плотности. Основываясь на полученных данных, рассчитайте объём исходной концентрированной кислоты, необходимой для приготовления определённого объёма (200–250 мл) разбавленного раствора. Рассчитанный объём исходной кислоты отмерьте мерным цилиндром, перенесите его в мерную колбу, доведите раствор в колбе до метки дистиллированной водой. После этого колбу с полученным раствором закройте пробкой и хорошо перемешайте, переворачивая колбу несколько раз вверх дном.

Методом кислотно-основного титрования определите точное значение концентрации кислоты в полученном растворе.

Метод кислотно-основного титрования основан на реакции взаимной нейтрализации кислот и щелочей, точка эквивалентно-

сти которой устанавливается с помощью индикатора (метилоранжевый или метиловый красный). Для определения точной концентрации кислоты промойте бюретку и заполните ее полученным раствором кислоты. В конические колбы для титрования при помощи пипетки Мора поместите аликвоту (обычно 10 мл) раствора щёлочи с известной точной концентрацией. В каждую колбу с раствором щёлочи добавьте 2–3 капли раствора индикатора. После этого щелочь в каждой колбе оттитруйте раствором кислоты до точки эквивалентности.

Важно: В точке эквивалентности индикатор должен поменять свой цвет от одной капли раствора кислоты.

Необходимо получить не менее трёх хорошо сходящихся значений объёмов кислоты (в пределах 0.1 мл), пошедших на титрования аликвоты щёлочи. Из полученных данных рассчитайте среднее значение точной концентрации приготовленной кислоты, которое используйте при определении задачи, выдаваемой преподавателем.

ЗАДАЧА

Для проверки правильности определения концентрации приготовленной кислоты оттитруйте этим раствором раствор щёлочи, выданный преподавателем, и определите либо массу щёлочи, находящейся в задаче, либо молярную массу эквивалента щёлочи в задаче (на усмотрение преподавателя).

Лабораторная работа № 9

ОПРЕДЕЛЕНИЕ КОНЦЕНТРАЦИИ ВОДОРОДНЫХ ИОНОВ В РАСТВОРЕ

1. Налейте в одну пробирку 1 мл 1 н раствора соляной кислоты, в другую пробирку столько же 1 н раствора уксусной кислоты. В каждую пробирку добавьте 2–3 капли метилвиолета. Отметьте окраску индикатора. В третью пробирку налейте 1 мл 1 н раствора уксусной кислоты и добавьте 2–3 капли метилоранжа. На основе полученных данных определите рН (Таблица 5П, Приложение) и концентрации ионов водорода в исследуемом растворе.

двух растворов. На основании ваших экспериментальных данных рассчитайте степень диссоциации каждой кислоты. Сделайте вывод об относительной силе соляной и уксусной кислот. С раствором HCl проделайте следующий опыт.

2. Добавьте в 1 мл раствора соляной кислоты 2 капли метилвиолета и разбавьте раствор в 10 раз. Отметьте изменение окраски индикатора, сделайте вывод о влиянии разбавления на рН раствора и степень диссоциации сильной кислоты.
3. При помощи индивидуальных индикаторов определите рН 1 н растворов гидроксида натрия и аммиака. На основании ваших экспериментальных данных рассчитайте степени диссоциации каждого основания. Сделайте вывод об относительной силе этих оснований.
4. К измеренному объёму (1–3 мл) раствора уксусной кислоты прибавьте 2–3 капли метилоранжа. Отметьте окраску индикатора. Затем в эту же пробирку прилейте измеренный объём (1–3 мл) раствора ацетата аммония. Объясните причину изменения окраски. Напишите уравнение соответствующего равновесия и укажите, как оно смещается при добавлении ацетата аммония.
5. К измеренному объёму (1–3 мл) раствора аммиака прибавьте 2–3 капли ализарина желтого. Отметьте окраску индикатора. Затем в эту же пробирку прилейте измеренный объём (1–3 мл) раствора ацетата аммония. Объясните причину изменения окраски. Напишите уравнение соответствующего равновесия и укажите, как оно смещается при добавлении ацетата аммония.
6. **Опыт проводить в вытяжном шкафу!** В колбах Вюрца получите газообразные CO_2 и SO_2 . Приготовьте *насыщенные* растворы каждого газа, пропуская ток газа в стакан с водой, охлаждаемый льдом. Полученные растворы перенесите в пробирки. Каждый раствор разбавьте в два раза. Определите рН каждого раствора с помощью индивидуальных индикаторов и универсального индикатора. Сделайте вывод о силе полученных кислот.

Используя справочные данные по растворимости газов, рассчитайте теоретическое значение рН насыщенных растворов CO_2 и SO_2 (*расчет с учётом только первой степени диссоциации*).

7. В бюретку залейте 0.1 н раствор NaOH. В колбу для титрования поместите аликвоту 0.1 н раствора HCl (10 мл) и добавьте

3–4 капли раствора универсального индикатора. По мере добавления раствора гидроксида натрия в раствор сильной кислоты отмечайте на графике цвет индикатора в зависимости от объёма прилитого раствора титранта.

Рассчитайте теоретическую кривую титрования децинормального раствора сильной кислоты децинормальным раствором гидроксида натрия и нанесите её на тот же график.

8. В бюретку залейте 0.1 н раствор NaOH. В колбу для титрования поместите аликвоту 0.1 н раствора CH_3COOH (10 мл) и добавьте 3–4 капли раствора универсального индикатора. По мере добавления раствора гидроксида натрия в раствор слабой кислоты отмечайте на графике цвет индикатора в зависимости от объёма прилитого раствора титранта.

Рассчитайте теоретическую кривую титрования децинормального раствора уксусной кислоты децинормальным раствором гидроксида натрия и нанесите её на тот же график.

ЗАДАЧА

- A. Получите у преподавателя колбочку с 20 мл раствора и методом индикаторов определите его pH, применяя НЕ БОЛЕЕ трёх индивидуальных индикаторов. **Проверьте ответ у преподавателя. В случае неверного ответа получите у преподавателя колбочку с другим раствором!**
- B. Определите pH раствора задачи с помощью универсального индикатора.
- C. Определите pH раствора задачи с помощью pH-метра.

Лабораторная работа № 10

ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

1. **ОБЩИЙ ОПЫТ.** Поместите одну-две капли четырёххлористого титана
- A) на часовое стекло;
 - B) в пробирку, куда предварительно налейте немного воды и встряхните так, чтобы на стенках осели капли.
- Опишите наблюдаемые в обоих случаях явления.**

2. Раствор трихлорида железа поместите в два стаканчика и поставьте их на нагревательную плитку. Раствор в первом стаканчике нагрейте до температуры 80–90 °С. **Как меняется окраска раствора при нагревании? Чем это обусловлено?** Затем стаканчик с раствором поставьте на стол для охлаждения примерно на 15 минут. Опишите наблюдаемые явления. Раствор во втором стаканчике прокипятите на нагревательной плитке. Затем стаканчик с раствором поставьте на стол для охлаждения примерно на 15 минут. **Опишите наблюдаемые явления. Сделайте вывод об обратимости процессов.**
3. Методом индикаторов определите pH растворов солей Na_2S , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, NaCl , MgSO_4 , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, HCOONa . Представьте результаты опытов в виде таблицы. **Почему растворы этих солей имеют различные значения pH?**
4. Испытайте растворы Na_3PO_4 , Na_2HPO_4 , NaH_2PO_4 при помощи индикаторов. Отметьте окраску индикаторов и определите pH растворов. Представьте результаты опытов в виде таблицы. **Почему растворы этих солей имеют различные значения pH?**
5. Исследуйте растворы Na_2SO_3 , Na_2CO_3 , Na_2SO_4 , NaHSO_3 , NaHCO_3 , NaHSO_4 при помощи индикаторов. Представьте результаты опытов в виде таблицы. **Объясните полученные результаты с точки зрения возможных процессов диссоциации и гидролиза.**
6. Поместите кусочки магния и гранулы цинка в пробирки с растворами сульфата алюминия и хлорида аммония. **Что наблюдается? Дайте объяснение этим явлениям.**
7. Подействуйте растворами Na_2CO_3 , NaHCO_3 , NaOH и NH_4OH на растворы BaCl_2 , CuSO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Обратите внимание на цвет и консистенцию осадков и на то, в каких случаях выделяется газ.
8. Пробирку с раствором ZnSO_4 и двумя каплями метилроta нагрейте до кипения. **Объясните, почему изменилась окраска индикатора.**
9. **Выполнять в стаканчике.** Раствор хлорида сурьмы разбавьте водой примерно в 5 раз. Выпавший осадок растворите, добавив в стакан несколько капель концентрированной соляной кислоты. Снова разбавьте раствор водой. **Дайте объяснение наблюдаемым явлениям.**

10. В пробирку налейте 2 мл 1 н раствора AlCl_3 и затем добавьте 2 мл 1 н раствора карбоната натрия. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, которую погрузите в пробирку с раствором гидроксида кальция. Наблюдайте образование осадка в обеих пробирках. Осадок в первой пробирке разделите на две части. К одной добавьте соляной кислоты, к другой — раствор гидроксида натрия. **Почему в обоих случаях осадок растворился? Наблюдается ли при этом выделение газа?**

Лабораторная работа № 11

ИЗУЧЕНИЕ СЛОЖНЫХ КИСЛОТНО-ОСНОВНЫХ РАВНОВЕСИЙ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

В настоящей работе предлагается количественно изучить равновесия с участием ионов H^+ и характер смещения этих равновесий при изменении условий.

Для определения концентрации ионов водорода в водном растворе используется рН-метр, измеряющий активность ионов H^+ в единицах рН. Работа лабораторного рН-метра (рис. 5) основана на преобразовании электродвижущей силы электродной системы

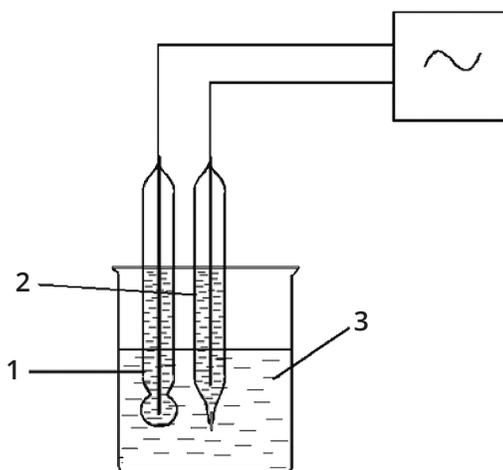


Рис. 5. Схема лабораторного рН-метра.

в постоянный ток, пропорционально измеряемой величине ЭДС. Электродная система состоит из измерительного электрода 1 (стеклянного электрода с водородной функцией) и электрода сравнения 2 (обычно хлорид-серебряного). Цепь из этих двух электродов и рН-метра замыкается раствором 3, в котором необходимо определить активность катионов водорода.

Опыт 1. Равновесия в растворах сильного электролита

Измерьте рН исходного раствора соляной или азотной кислоты с концентрацией 0.1 моль/л и вычислите активность ионов H^+ .

Приготовьте раствор соляной или азотной кислоты с концентрацией 0.01 моль/л разбавлением исходного раствора кислоты. Измерьте рН полученного раствора сильной кислоты и вычислите активность ионов H^+ .

Приготовьте раствор сильной кислоты с концентрацией 0.001 моль/л разбавлением раствора кислоты с концентрацией 0.01 моль/л. Измерьте рН полученного раствора соляной или азотной кислоты и вычислите активность ионов H^+ .

Определите, во сколько раз меняется активность ионов водорода при каждом разбавлении. На основе полученных экспериментальных данных рассчитайте коэффициент активности и докажите, что соляная или азотная кислота являются сильными электролитами.

Опыт 2. Равновесия в растворах слабого электролита

Измерьте рН исходного раствора слабой кислоты HA (уксусной или муравьиной) с концентрацией 0.1 моль/л и вычислите активность ионов H^+ .

Приготовьте раствор кислоты HA с концентрацией 0.01 моль/л разбавлением исходного раствора кислоты. Измерьте рН полученного раствора кислоты и вычислите активность ионов H^+ .

Приготовьте раствор кислоты HA с концентрацией 0.001 моль/л разбавлением раствора кислоты с концентрацией 0,01 моль/л. Измерьте рН полученного раствора кислоты и вычислите активность ионов H^+ .

Определите, во сколько раз меняется активность ионов водорода при каждом разбавлении. На основе полученных экспери-

ментальных данных рассчитайте коэффициент активности и докажите, что кислота является слабым электролитом. Вычислите величину константы равновесия и степень диссоциации кислоты. Установите, являются ли они функциями концентрации.

Опыт 3. Равновесия в буферном растворах

Приготовьте эквимольный ацетатный или формиатный 0.01 М буферный раствор и определите рН полученного буферного раствора. Для приготовления такого раствора в колбу на 200 мл налейте пипеткой аликвоты по 20 мл растворов кислоты и соли, доведите раствор в колбе дистиллированной водой до метки. После измерения рН вычислите активность ионов водорода и константу диссоциации слабой кислоты.

Разбавьте буферный раствор в десять раз, измерьте рН и вновь вычислите активность ионов водорода и константу диссоциации.

Возьмите 40 мл исходной буферной смеси и прилейте туда 2 мл 0.01 М раствора соляной кислоты и измерьте рН. То же самое сделайте с 20 мл чистой воды. Рассчитайте буферную ёмкость данного буферного раствора.

Лабораторная работа № 12

МАЛОРАСТВОРИМЫЕ ЭЛЕКТРОЛИТЫ. ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ. КОНКУРИРУЮЩИЕ РАВНОВЕСИЯ В РАСТВОРАХ

1. На весах взвесьте фарфоровую чашку объемом 20–30 мл, прилейте в неё из бюретки 10 мл насыщенного раствора сульфата кальция и поставьте чашку с раствором на разогретую электрическую плитку. Когда вся вода испарится и на стенках чашки появится белый налет гипса, с помощью металлических щипцов перенесите чашку в эксикатор, заполненный осушителем. Спустя 20–30 минут взвесьте чашку и вычитанием из результата взвешивания массы пустой чашки определите массу выделившейся соли.

Определите произведение растворимости сульфата кальция, считая, что осадок соответствует формуле $\text{CaSO}_4 \cdot 0.5\text{H}_2\text{O}$.

- Сопоставьте полученную величину с табличными данными и оцените погрешность определения ПР.
2. Смешайте в пробирке по 2 мл 0.5 н раствора BaCl_2 и насыщенного раствора CaSO_4 . **Что происходит?** Теперь смешайте в пробирке по 2 мл насыщенного раствора BaSO_4 и 0.5 н раствора CaCl_2 . Происходит ли образование осадка в этом случае? **Объясните результаты опыта, используя величины произведения растворимости.**
 3. В пробирку налейте 2 мл раствора нитрата свинца и добавьте к нему 2 мл раствора хлорида натрия. Декантируйте осадок в другую пробирку. Отберите пипеткой жидкую фазу и перенесите ее в две пробирки по 0.5 мл в каждую. В одну из пробирок добавьте 2–3 капли раствора хлорида натрия, а в другую — йодида калия. **Опишите свои наблюдения.**
 4. **Опыт проводить в вытяжном шкафу!** Внесите в одну пробирку 1–2 мл раствора сульфата железа (II), а в другую — 1–2 мл раствора сульфата меди. В каждую пробирку добавьте по две капли раствора сульфида натрия. Отметьте появление осадков. К осадкам сульфидов железа и меди добавьте по 5–7 капель соляной кислоты (2н). **Что наблюдается?**
 5. **Опыт проводить в вытяжном шкафу!** Прилейте к 1 мл раствора CuSO_4 2 мл раствора NaOH . Добавьте в пробирку с осадком концентрированный раствор аммиака. **Что происходит?**
 6. Поместите в пробирку 0.5 мл 0.5 н раствора хлорида кобальта CoCl_2 и добавьте к нему твердого роданида калия KSCN . Укажите окраску раствора и приведите уравнение реакции образования комплексного соединения.
 7. Раствор, полученный в п. 6, разделите на две пробирки. В одну добавьте раствор щелочи, а к другой прилейте раствор сульфида натрия. **Почему осадок образуется только в одной пробирке?** Для сравнения сделайте те же эксперименты, но с раствором хлорида кобальта без добавления роданида калия.
 8. В пробирку налейте 3–4 мл раствора йодида калия и по каплям прилейте небольшое количество 0.5 н раствора нитрата ртути. **Что наблюдается?** Перемешайте раствор. **Какие равновесия устанавливались в растворе?** Повторите эксперимент, только теперь в пробирку налейте 3–4 мл раствора нитрата ртути и по каплям прилейте раствор йодида калия. **Какие реакции протекают в этом варианте эксперимента?**

Лабораторная работа № 13

ПРИМЕРЫ

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ

В работе предлагается провести ряд окислительно-восстановительных реакций и объяснить, почему они идут или нет, и какие продукты образуются. На основании таблицы стандартных восстановительных потенциалов докажете возможность или невозможность протекания реакции.

1. Налейте в пробирку 1–2 мл раствора хлората калия, затем добавьте несколько миллилитров раствора йодида калия. Подождите минуту. Отметьте наличие признаков реакции. Добавьте в пробирку несколько капель концентрированной серной кислоты. Отметьте изменение окраски раствора. Объясните происходящее и химическими методами докажете наличие того или иного продукта.
2. Налейте в пробирку пару капель раствора йодида калия. Добавьте около миллилитра хлорной воды. Отметьте цвет раствора. Докажите выделение продукта. К образовавшемуся раствору добавьте большой избыток хлорной воды. **Что происходит?**
3. Налейте в пробирку пару капель раствора йодида калия. Добавьте около миллилитра бромной воды. Отметьте цвет раствора. Докажите выделение продукта. К полученному раствору добавьте примерно миллилитр раствора щёлочи.
4. К 1–2 мл раствора KBrO_3 добавьте 1–2 мл раствора KI . Отметьте наличие признаков реакции. Подкислите полученную смесь парой капель азотной кислоты. Отметьте изменение цвета. Докажите выделение свободного галогена. Повторите опыты с разным соотношением растворов KBrO_3 и KI . Объясните происходящее.
5. К раствору соли свинца добавьте небольшое количество раствора сульфида калия или натрия. Образовавшийся осадок промойте декантацией и обработайте раствором пероксида водорода. **Что происходит?**
6. К 2–3 мл раствора пероксида водорода добавьте небольшое количество раствора перманганата калия. Наблюдайте происхо-

дящее в пробирке. **Что будет происходить при дальнейшем добавлении перманганата?**

7. К 2–3 мл раствора тиосульфата натрия добавьте 1 каплю раствора универсального индикатора, а затем две-три капли 3 % раствора пероксида водорода. **Что происходит и почему?** Повторите опыт, добавив сразу избыток пероксида. **Объясните различия.**
8. К 1–2 мл раствора хлорида сурьмы добавьте 2–3 мл раствора сульфида натрия или калия. К выпавшему осадку добавьте несколько миллилитров концентрированной азотной кислоты. Если реакция сразу не начинается, можно слегка подогреть пробирку. **Объясните происходящее.**
9. К 1–2 мл раствора соли Мора добавьте несколько капель раствора перманганата калия. Докажите появление в растворе ионов трёхвалентного железа.
10. Налейте в одну пробирку 2–3 мл розового раствора KMnO_4 , а в другую пробирку налейте такое же количество раствора щавелевой кислоты. Последнюю следует подогреть. В первую пробирку по каплям добавьте теплый раствор $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, а во вторую — по каплям раствор KMnO_4 . **Что наблюдается? Объясните разницу в реакциях.**
11. К 2–3 мл раствора сульфита натрия добавьте раствор щёлочи, а затем по каплям раствор KMnO_4 . **Что наблюдается?**
12. Слейте в пробирке по 1–2 мл растворов KMnO_4 и соли двухвалентного марганца. **Что наблюдается?**
13. К 1–2 мл раствора бихромата калия добавьте 1–2 мл концентрированного раствора соляной кислоты. Раствор подогрейте. Докажите выделение газообразного хлора. Повторите предыдущий опыт с добавлением не только соляной кислоты, но и раствора сульфита натрия или калия. **Выделяется ли хлор в этом случае?**
14. К 1 мл разбавленного раствора бихромата калия добавьте 4–5 мл раствора сульфида натрия или калия. **Объясните все происходящие процессы.**

Лабораторная работа № 14

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ. ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ

- ОБЩИЙ ОПЫТ.** Соберите установку для проведения электролиза водного раствора сульфата меди (рис. 6). Для этого предварительно взвесьте на аналитических весах графитовые электроды. Подключите источник постоянного тока и установите напряжение так, чтобы сила тока не превышала 0.05 ампер. Проводите электролиз раствора сульфата меди на протяжении часа-полтора.

Важно:

- Следите за тем, чтобы металлическая медь покрывала катод равномерным блестящим слоем. На протяжении всего времени электролиза следите за силой тока, и записывайте его значения.
- После проведения электролиза, катод аккуратно промойте водой и спиртом, просушите в токе воздуха и снова взвесьте. Исходя из силы тока, времени электролиза и массы выделившейся меди рассчитайте постоянную Фарадея. Сравните её с табличным значением.

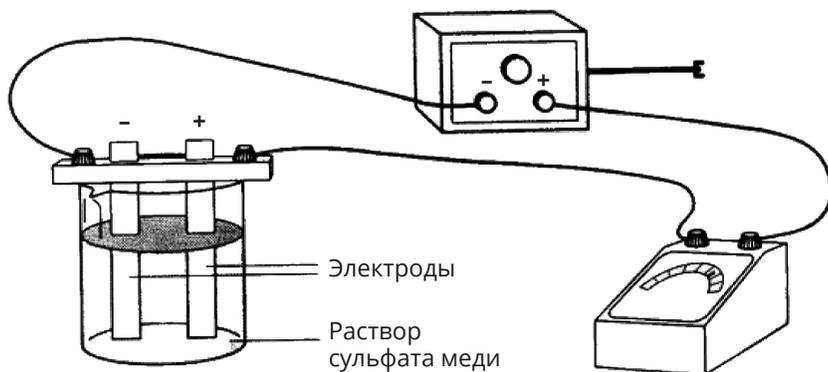
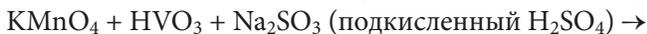
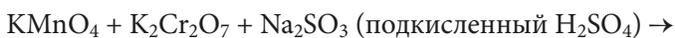


Рис. 6. Схема опыта по электролизу водного раствора сульфата меди.

2. Проведите следующие реакции и объясните результаты:
 NaBiO_3 (тв) + HCl (конц) \rightarrow
 KI (р-р) + H_2SO_4 (конц) \rightarrow
 KNO_2 (р-р) + H_2SO_4 (конц) \rightarrow
 MnO_2 (тв) + HCl (конц) \rightarrow
3. Объясните реакции с участием пероксида водорода:
 H_2O_2 + KMnO_4 (подкисленный H_2SO_4) \rightarrow
 H_2O_2 + MnSO_4 (добавление щёлочи) \rightarrow
 H_2O_2 + $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ (добавление щёлочи) \rightarrow
 H_2O_2 + PbO_2 (подкисленный HNO_3) \rightarrow
4. В три пробирки налейте подкисленные растворы KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и HVO_3 и добавьте в каждую раствор Na_2SO_3 . Что наблюдается?

Затем в отдельных пробирках проведите последовательное восстановление смеси окислителей и объясните результаты наблюдений:



Важно: Раствор восстановителей добавляется к смесям по каплям из пипетки.

5. Исследуйте равновесия диспропорционирования йода в нейтральной и щелочной среде. Для этого слейте равные объёмы растворов KI и KIO_3 , добавьте раствор крахмала. Добавляя по каплям раствор щёлочи, наблюдайте исчезновение йода. Вычислите, при каком значении рН происходит диспропорционирование йода, если считать, что концентрации реагентов стандартные.
6. В 2–3 мл подкисленного раствора соли трёхвалентного хрома в пробирке поместите пару гранул металлического цинка. Пробирку закройте пробкой с клапаном Бунзена. С течением времени наблюдайте изменение цвета раствора. После окончания реакции пробирку с раствором откройте и перелейте раствор в другую пробирку или стаканчик. **Что наблюдается?**
7. В две пробирки налейте 1–2 мл раствора йодида калия. В одну пробирку прибавьте раствор хлорида железа (III), в другую — раствор красной кровяной соли. **В какой пробирке наблюдаются признаки реакции? Объясните наблюдаемые процессы. Докажите выделение продуктов реакции.**

8. В пробирку налейте 1–2 мл раствора нитрата серебра и поместите кусочек медной пластинки или проволоки. Предварительно поверхность меди следует почистить в азотной кислоте. **Опишите и объясните наблюдаемый процесс.**
9. На дно чашки Петри поместите фильтровальную бумагу и смочите её концентрированным раствором нитрата аммония или калия. На смоченную фильтровальную бумагу пинцетом поместите тщательно вымытые в растворах щёлочи, кислоты и в воде кусочки металлов: медь, цинк, свинец, железо, кадмий. **Зачем следует мыть металлы в кислоте и щёлочи? Какие кислоты для каких металлов следует использовать?** На каждый кусочек металла капните раствор соли того же металла. Следите за тем, чтобы растворы солей не перемешались. Подсоедините к каждой паре металлов щупы микровольтметра и запишите показания. Рассчитайте стандартную разность потенциалов в каждой паре металлов. Данные сведите в таблицу. **Чем можно объяснить отличие разностей потенциалов теоретических и полученных экспериментально?**

ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица 1П. Значения давления насыщенных паров воды
для разных температур

t, °C	P		t, °C	P	
	кПа	мм рт. ст.		кПа	мм рт. ст.
15	1.7056	12.79	29	4.0078	30.06
16	1.8185	13.64	30	4.2455	31.84
17	1.9380	14.54	31	4.4953	33.72
18	2.0644	15.48	32	4.7578	35.69
19	2.1978	16.48	33	5.0335	37.75
20	2.3388	17.54	34	5.3229	39.93
21	2.4877	18.66	35	5.6267	42.20
22	2.6447	19.84	36	5.9453	44.59
23	2.8104	21.08	37	6.2795	47.10
24	2.9850	22.39	38	6.6298	49.73
25	3.1690	23.77	39	6.9969	52.48
26	3.3629	25.22	40	7.3814	55.37
27	3.5670	26.75	41	7.7840	58.38
28	3.7818	28.37	42	8.2054	61.55

**Таблица 2П. Молярная интегральная
теплота растворения KCl**

Температура, °С	Q, кДж/моль
15	-18.342
20	-17.921
25	-17.640
30	-17.078

**Таблица 3П. Энтальпии растворения в воде солей,
образующих кристаллогидраты**

Вещество	ΔH, кДж/моль
BaCl ₂	-8.66
BaCl ₂ ·H ₂ O	-6.49
BaCl ₂ ·2H ₂ O	+18.49
CuSO ₄	-66.53
CuSO ₄ ·H ₂ O	-39.04
CuSO ₄ ·3H ₂ O	-15.10
CuSO ₄ ·5H ₂ O	+11.72
MgSO ₄	-84.94
MgSO ₄ ·H ₂ O	-55.65
MgSO ₄ ·2H ₂ O	-46.23
MgSO ₄ ·4H ₂ O	-17.74
MgSO ₄ ·6H ₂ O	+0.42
MgSO ₄ ·7H ₂ O	+6.11

**Таблица 4П. Плотности водных растворов
некоторых кислот и солей (г/см³)**

ω %	HCl	H₂SO₄	HNO₃	HClO₄	CCl₃COOH	NaCl	KCl
1	1.0032	1.0051	1.0036	1.0293	1.0034	1.0053	1.0045
2	1.0082	1.0118	1.0091	1.0374	1.0083	1.0125	1.0108
4	1.0181	1.0250	1.0201	1.0462	1.0182	1.0268	1.0239
6	1.0279	1.0385	1.0312	1.0556	1.0279	1.0413	1.0369
8	1.0376	1.0522	1.0427	1.0656	1.0378	1.0559	1.0500
10	1.0474	1.0661	1.0543	1.0763	1.0479	1.0707	1.0633
12	1.0574	1.0802	1.0661	1.0877	1.0583	1.0857	1.0768
14	1.0675	1.0947	1.0781	1.0998	1.0692	1.1009	1.0905
16	1.0776	1.1094	1.0903	1.1125	1.0806	1.1162	1.1043
18	1.0878	1.1243	1.1026	1.1258	1.0921	1.1319	1.1185
20	1.0980	1.1394	1.1150	1.1399	1.1035	1.1478	1.1323
22	1.1083	1.1548	1.1276	1.1545	1.1149	1.1640	1.1474
24	1.1187	1.1704	1.1404	1.1699	1.1260	1.1804	1.1623
26	1.1290	1.1862	1.1534	1.1859	1.1373	1.1888	
28	1.1392	1.2023	1.1666	1.2026	1.1485	1.1972	
30	1.1493	1.2185	1.1800	1.2199	1.1599		
32	1.1593	1.2349	1.1934	1.2379	1.1713		
34	1.1691	1.2515	1.2071	1.2565	1.1827		
36	1.1789	1.2684	1.2205	1.2758	1.1947		
38	1.1885	1.2855	1.2335	1.2958	1.2068		
40		1.3028	1.2463	1.0293	1.2188		
44		1.3384	1.2719	1.3377	1.2435		
48		1.3758	1.2975	1.3822	1.2682		
52		1.4148	1.3219	1.4294			
56		1.4557	1.3449	1.4792			
60		1.4983	1.3667	1.5317			

ω %	HCl	H ₂ SO ₄	HNO ₃	HClO ₄	CCl ₃ COOH	NaCl	KCl
64		1.5421	1.3866	1.5868			
68		1.5874	1.4048	1.6446			
72		1.6338	1.4218				
80		1.7272	1.4521				
90		1.8144	1.4826				
98		1.8361	1.5008				
100		1.8305	1.5129				

**Таблица 5П. Интервалы переходов
и цвета кислотно-основных индикаторов**

Индикатор	Окраска индикатора	Значение pH
Метилловый фиолетовый (метилвиолет)	Желто-зеленый Голубой Фиолетовый	pH ≤ 0 1 ≤ pH ≤ 2 pH ≥ 3
Метилоранж	Красный Желтый	pH ≤ 3 pH ≥ 5
Метил-рот	Красный Желтый	pH ≤ 4 pH ≥ 6
Пара-нитрофенол	Бесцветный Желтый	pH ≤ 5 pH ≥ 7
Фенолфталеин	Бесцветный Малиновый	pH ≤ 8 pH ≥ 10
Ализарин желтый	Желтый Красно-оранжевый	pH ≤ 10 pH ≥ 12
Индиго-кармин	Синий Желтый	pH ≤ 12 pH ≥ 14

СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

Справочные материалы

- Р. А. Лидин, Л. Л. Андреева, В. А. Молочко. Справочник «Константы неорганических веществ» 2-е издание. М.: «Дрофа», 2006. 685 с.
- А. И. Волков, И. М. Жарский. Большой химический справочник. Минск: «Современная школа», 2005. 607 с.
- Химическая энциклопедия (в пяти томах) / под ред. Н. С. Зефирова. М.: «Большая российская энциклопедия», 1993–1998.
- А. И. Ефимов, Л. П. Белорукова, И. В. Василькова, В. П. Чечев. Свойства неорганических соединений. Л.: «Химия», 1983. 392 с.
- Справочник химика (в пяти томах). Том 1. Общие сведения. Строение вещества. Свойства важнейших веществ. Лабораторная техника / под ред. Б. П. Никольского. Л.: «Химия», 1963. 1073 с.
- Новый справочник химика и технолога. Основные свойства неорганических, органических и элементарорганических веществ / под ред. А. В. Москвина. СПб.: «Мир и семья», 2002. 1280 с.
- Новый справочник химика и технолога. Химическое равновесие. Свойства растворов / под ред. С. А. Симановой. СПб.: «Мир и семья», 2004. 998 с.
- Новый справочник химика и технолога. Общие сведения. Строение вещества. Физические свойства важнейших веществ. Ароматические соединения. Химия фотографических процессов. Номенклатура органических соединений. Техника лабораторных работ. Основы технологии. Интеллектуальная собственность / под ред. А. В. Москвина. СПб.: «Мир и семья», 1464 с.
- Дж. Эмсли. Элементы. М.: «Мир», 1993. 256 с.

Для поиска термодинамических характеристик индивидуальных веществ полезны базы данных, свободно доступные on-line:

- База данных «Термические константы веществ» (ТКВ) на сайте химфака МГУ. Интернет: <http://www.chem.msu.ru/cgi-bin/tkv.pl?show=welcome.html/welcome.html>
- База данных национального института стандартов США (NIST Thermochemical data base). Интернет: <http://webbook.nist.gov/chemistry/>

Последний ресурс кроме термодинамических данных также содержит спектральные характеристики соединений (масс-спектры, ИК-спектры).

Руководства к практическим работам

- Практикум по Общей химии / под ред. С. Ф. Дунаева, 4-е изд., перераб. и доп. М.: «Изд-во МГУ», 2005. 336 с.
- О. С. Зайцев. Исследовательский практикум по Общей химии. М.: «Изд-во МГУ», 2013. 480 с.
- Практикум по Неорганической химии / под ред. Ю. Д. Третьякова. М.: «Академия», 2004. 384 с.
- Н. С. Ахметов, М. К. Азизова, Л. И. Бадыгина. Лабораторные работы и семинарские занятия по общей и неорганической химии: Учебное пособие. СПб.: Изд. «Лань», 2014. 368 с.
- Е. А. Воеводина, И. И. Кожина, А. О. Козин и др. Неорганическая химия. Основы химического эксперимента. Синтез неорганических веществ. Уч.-методическое пособие / под ред. М. Ю. Скрипкина. СПб.: «Изд-во ВВМ», 2014. 94 с.

Учебное издание

ОБЩАЯ ХИМИЯ
Описание лабораторных работ

Учебно-методическое пособие

Ответственный редактор *А. А. Селютин*
Компьютерная верстка *А. М. Вейшторг*
Обложка *Е. Р. Куныгина*

Подписано в печать 00.09.2021. Формат 60 × 90 ¹/₁₆.
Усл. печ. л. 2,75. Тираж 000 экз. Print-on-Demand. Заказ №

Издательство Санкт-Петербургского университета.
199004, Санкт-Петербург, В. О., 6-я линия, д. 11.
Тел./факс +7(812) 328-44-22
publishing@spbu.ru



publishing.spbu.ru

Типография Издательства СПбГУ.
199034, Санкт-Петербург, Менделеевская линия, д. 5.

Книги Издательства СПбГУ можно приобрести по издательским ценам
в Доме университетской книги СПбГУ

199034, Санкт-Петербург, Менделеевская линия, д. 5
Тел. (812) 329-24-71

Часы работы: 10.00–20.00 пн. — сб., а также на сайте publishing.spbu.ru