

ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Часть I
Физико-химические основы



Тамбов
2020

**МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ**

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ТАМБОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ИМЕНИ Г.Р. ДЕРЖАВИНА»**

ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Учебно-методическое пособие

В двух частях

Часть I

Физико-химические основы



Тамбов 2020

УДК 546
ББК 24.1
Л12

Рекомендовано Учебно-методическим советом
ТГУ имени Г.Р. Державина

С о с т а в и т е л и :

О.В. Алехина, А.А. Урядников, М.Н. Урядникова

Р е ц е н з е н т ы :

кандидат химических наук, доцент ФГБОУ ВО
«Тамбовский государственный университет
имени Г.Р. Державина» **А.В. Рязанов**;

доктор химических наук, профессор
ФГБОУ ВО «Тамбовский государственный
технический университет» **Т.П. Дьячкова**

Лабораторный практикум по неорганической химии
Л12 [Электронный ресурс] : учебно-методическое пособие : в 2 ч.
Ч. I. Физико-химические основы / сост. О.В. Алехина;
А.А. Урядников, М.Н. Урядникова ; М-во науки и высш. обр.
РФ, ФГБОУ ВО «Тамб. гос. ун-т им. Г.Р. Державина».
– Тамбов, 2020. – 100 с.

ISBN 978-5-00078-352-8

Пособие предназначено для студентов, обучающихся по специальности 04.03.01 – Химия. Практикум полностью соответствует учебной программе курса неорганической химии и содержит детальное описание лабораторных работ, выполняемых в 1-м семестре. Каждая работа включает методики, формы представления экспериментальных и расчетных данных, контрольные вопросы и задания.

**УДК 546
ББК 24.1**

ISBN 978-5-00078-352-8

© ФГБОУ ВО «Тамбовский государственный
университет имени Г.Р. Державина», 2020

ОГЛАВЛЕНИЕ

Введение	5
-----------------------	---

Глава 1. Порядок работы в химической лаборатории

1.1. Подготовка к проведению химического эксперимента	6
1.2. Основные правила техники безопасности при работе в лаборатории	7
1.3. Правила безопасности при работе с кислотами и щелочами	9
1.4. Оказание первой медицинской помощи	9
1.5. Оформление рабочего журнала	10

Глава 2. Основные приемы работы в химической лаборатории

2.1. Химические реактивы	12
2.2. Правила работы с химическими реагентами	13
2.3. Взвешивание	13
2.4. Фильтрование	14
2.4.1. Фильтрование через химическую воронку	15
2.4.2. Фильтрование под уменьшенным давлением	16
2.5. Нагревание. Охлаждение	18
2.6. Высушивание. Упаривание	20

Глава 3. Эксперимент

3.1. Установление содержания кристаллизационной воды в кристаллогидратах и их формул	21
3.2. Способы очистки веществ от примесей	22
3.2.1. Определение массовой доли поваренной соли в сме- си с песком	22
3.2.2. Очистка йода методом сублимации	23
3.2.3. Очистка воды от растворимых в ней солей методом перегонки	25
3.2.4. Перекристаллизация. Очистка хлорида калия от примеси хлорида железа (III)	27

3.3. Определение молярной массы эквивалента магния методом вытеснения	29
3.4. Определение молярной массы оксида углерода (IV)	32
3.5. Тепловые эффекты химических реакций	36
3.6. Скорость химической реакции	41
3.7. Химическое равновесие	46
3.8. Растворы	49
3.8.1. Свойства растворов. Растворимость веществ	49
3.8.2. Приготовление растворов и определение их концентрации	51
3.9. Электролитическая диссоциация	59
3.10. Реакции в растворах электролитов. Производство растворимости	65
3.11. Гидролиз солей	71
3.12. Комплексные соединения	74
3.13. Окислительно-восстановительные реакции	78
3.14. Гальванические элементы	83
3.15. Электролиз	86
3.16. Коррозия и защита металлов	88
Список использованных источников	92
Приложение	94

ВВЕДЕНИЕ

Лабораторный практикум по неорганической химии составлен в соответствии с программой курса «Неорганическая химия» для студентов направления подготовки 04.03.01 Химия и является основным руководством в 1 семестре для лабораторных занятий.

Основные задачи лабораторного практикума:

- подтверждение экспериментом теоретических положений и законов;
- обучение навыкам проведения лабораторных работ: техникой обращения с лабораторным оборудованием, химическими реактивами, основными приемам проведения химических операций;
- освоение методов обработки опытных данных, умение сопоставлять и анализировать результаты опытов и делать выводы.

Лабораторные работы проводятся параллельно с лекционным курсом в течение всего периода обучения, что дает возможность более полно усвоить изученный материал.

В практикуме приводятся основные правила техники безопасности при работе в химической лаборатории, основные приемы проведения химического эксперимента, принципы обращения с химическими реактивами, оказание первой медицинской помощи, а также требования к оформлению рабочего журнала и отчета по работе.

Практикум содержит детальное описание лабораторных работ, выполняемых в 1 семестре. Каждая работа включает подробные методики, формы представления экспериментальных и расчетных данных, а также контрольные вопросы и задания, что способствует более полному и осознанному усвоению знаний студентами.

ГЛАВА 1

ПОРЯДОК РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

1.1. Подготовка к проведению химического эксперимента

Перед началом лабораторного практикума по неорганической химии студент должен изучить действующую инструкцию по технике безопасности при работе в данной лаборатории и затем расписаться в специальном журнале.

Работа в химической лаборатории только тогда продуктивна, когда она выполняется сознательно с пониманием теоретического ее обоснования. В связи с этим к выполнению каждой лабораторной работы допускаются студенты, предварительно ознакомившиеся с содержанием лабораторной работы и теоретическим материалом по данной теме. Кроме того, необходимо предварительно оформить лабораторный журнал, произвести необходимые расчеты.

Опыты, проводятся в химической лаборатории, оборудованной вытяжными шкафами и лабораторными столами. Все запланированные работы выполняются студентами в группах (состав групп – 2–3 человека является постоянным на весь семестр) в соответствии с лабораторным практикумом.

На рабочем столе во время занятий могут находиться только необходимые для работы в данное время предметы. Необходимо поддерживать его в чистоте и порядке.

При выполнении работ необходимо соблюдать все меры предосторожности, последовательность операций и количественные соотношения веществ, указанные в руководстве. Запрещается проводить эксперименты, не предусмотренные данной лабораторной работой.

Даже самыми подробными инструкциями невозможно охватить все конкретные ситуации, возникающие на практике. Важно понимать суть требований, уметь их применять в нестандартных ситуациях и оценивать последствия своих действий.

1.2. Основные правила техники безопасности при работе в лаборатории

1. Вся работа должна быть предварительно тщательно спланирована студентом и одобрена преподавателем. Любое действие, особенно выполняемое впервые, обязательно согласуйте с преподавателем.

2. В лаборатории можно находиться только в рабочем халате из хлопковой или хлопчатобумажной ткани (но не из синтетики !). В кармане халата должно быть маленькое сухое чистое полотенце или платок для быстрого удаления попавших на кожу твердых и жидких реагентов.

3. Каждый должен знать, где находятся средства индивидуальной защиты, аптечка, средства для тушения пожара. В составе аптечки – медикаменты, необходимые для оказания первой медицинской помощи.

4. Принимать пищу в лаборатории запрещается. Перед выходом из лаборатории тщательно мойте руки с мылом.

5. Эксперименты проводите в защитных очках и маске.

6. Все реактивы индивидуального пользования, представляющие собой разбавленные водные растворы кислот солей и оснований, находятся на рабочих столах в специальных штативах в склянках с пипетками. Необходимые для проведения лабораторных работ реактивы общего пользования находятся в специально отведенных для них местах (под тягой, на полках рабочих мест или на специальных столах), нельзя перемещать их оттуда. После взятия требуемого количества реактива немедленно возвращайте на место пробки или пипетки от них, чтобы не спутать пробки от разных реактивов.

7. При работе с сухими веществами их следует брать специальной ложечкой или шпателем.

8. Если реактив взят в избытке, то его нельзя выливать (высыпать) из пробирки обратно в склянку.

9. Если реактив отбирают пипеткой, то нельзя той же пипеткой, не вымыв ее, брать реактив из другой склянки.

10. Все работы, связанные с применением или получением ядовитых или неприятно пахнущих веществ, а также с использованием концентрированных кислот и щелочей, проводятся в вытяжном шкафу при включенной вытяжной вентиляции.

11. Запрещается выносить из лаборатории реактивы, посуду и оборудование и проводить эксперименты, не предусмотренные в методических указаниях к данной лабораторной работе.

12. Значительная часть реакций в ходе лабораторного практикума выполняется в стеклянных пробирках. При перемешивании реактивов пробирку держат за верхнюю часть большим, указательным и средним пальцами левой руки, а указательным пальцем правой руки ударяют косым скользящим движением по ее нижней части несколько раз. Можно встряхивать пробирку, закрывая ее пробкой, но не пальцем.

13. При нагревании растворов в пробирке необходимо пользоваться специальным держателем. Отверстие пробирки должно быть направлено в сторону от себя и соседей.

14. Все химические опыты и синтезы выполняйте стоя, не сидите возле работающего прибора.

15. Запах газа следует определять осторожно, направляя воздух над склянкой или пробиркой легким движением руки к себе.

16. Не рекомендуется без необходимости покидать своё рабочее место.

17. После окончания лабораторной работы студент обязан вымыть химическую посуду, привести рабочее место в порядок.

1.3. Правила безопасности при работе с кислотами и щелочами

1. Хранить и переливать концентрированные кислоты и щелочи следует в вытяжном шкафу в прочной посуде на поддоне.

2. Все работы с кислотами и щелочами нужно проводить в защитных очках.

3. Разбавление кислот следует проводить в жаростойкой посуде, при этом кислоту необходимо приливать к воде небольшими порциями, при перемешивании (нельзя приливать воду к концентрированной кислоте, так как в этом случае выделяется большое количество теплоты, вода, как менее плотное вещество, вскипает на поверхности кислоты, и жидкость может быть выброшена из сосуда).

4. При растворении гидроксидов натрия и калия кусочки щелочи брать только пинцетом или шпателем, но не руками; растворение этих веществ проводят небольшими порциями.

1.4. Оказание первой медицинской помощи

Химический ожог кожи. При попадании на кожу кислот (серной, азотной, уксусной и т.д.) обожженное место следует немедленно промыть сильной струёй воды, а затем 3%-м раствором гидрокарбоната натрия. При ожогах щелочами поврежденный участок кожи нужно также промыть сильной струей воды, затем 3%-м раствором борной кислоты. При сильных ожогах после оказания первой помощи необходимо немедленно обратиться к врачу.

Термический ожог. При термических ожогах первой степени (краснота и припухлость) обожженное место обрабатывают спиртовым раствором танина, 96%-ным этиловым спиртом или раствором перманганата калия. При ожогах второй и третьей степени (пузыри и язвы) необходимо пораженный участок закрыть стерильным бинтом и обратиться к врачу. Не применяйте мазей и масла!

Ожог глаз. Необходимо многократно промыть глаза струей воды комнатной температуры! После этого нужно завязать поражённый глаз чистой салфеткой и сразу обратиться к врачу. Не применяйте никаких нейтрализующих жидкостей!

Ожог рта, желудка. Необходимо сразу выпить большое количество воды. Если обожжена только ротовая полость, нужно прополоскать рот большим количеством воды. При попадании кислот нужно пить или полоскать ротовую полость взвесью мела. При попадании щелочей применяется разбавленный раствор пищевого уксуса (не эссенции!) или лимонной кислоты.

Отравление ядами. Необходимо сразу выпить насыщенный раствор поваренной соли и вызвать рвоту для удаления яда из желудка.

Отравление газами и парами Пострадавшего нужно немедленно вывести на свежий воздух и при необходимости обратиться к врачу.

Порез. Края раны нужно обработать антисептиком (3%-м раствором пероксида водорода и 5%-ной настойкой йода), затем закрыть стерильным бинтом или пластырем. Нельзя промывать рану водой и накладывать вату! При попадании инородных тел или тяжёлых ранениях необходимо вызвать врача. При повреждении артерии нужно наложить жгут на конечность с запиской о времени наложения жгута и тотчас вызвать врача.

Травма глаз и век. Пострадавшего нужно положить, накрыть глаза чистой салфеткой и зафиксировать её лёгкой повязкой. Необходимо немедленно вызвать врача!

1.5. Оформление рабочего журнала

При работе в лаборатории необходимо вести лабораторный журнал, фиксируя в нем все операции и наблюдения при выполнении опытов. Результаты взвешивания, измерения объема, определения температуры и т.д. сразу заносятся в рабочий журнал. Использование черновиков не допускается. Записи в тетради

для лабораторных работ должны быть краткими, четкими и записываться сразу же после окончания каждого опыта.

Рабочий журнал должен содержать два основных раздела: план работы и наблюдений, отчет о проделанной работе, выводы и ответы на вопросы. Первый раздел заполняется дома и отражает подготовленность студента к занятиям. В этот раздел входят:

- дату выполнения лабораторной работы,
- номер и название работы,
- полные схемы всех приборов;
- уравнения всех химических реакций;
- расчеты исходных количеств веществ;
- план работы – перечень последовательных операций с указанием условий и количеств реагирующих веществ.

Вторая часть журнала является отчетом о проделанной работе и должна содержать следующие сведения:

- результаты взвешивания и измерения объема;
- наблюдаемые изменения при проведении опыта или синтеза (изменение окраски, выделение бесцветного или окрашенного газа, кипение, возгонка, выпадение или растворение осадка с указанием его цвета);
- краткие выводы, объяснения наблюдаемых явлений и ответы на вопросы заданий.

При оценке лабораторной работы учитывается:

- умение работы в практикуме;
- правильность и аккуратность ведения лабораторного журнала;
- способность студента теоретически объяснить результаты экспериментов.

ГЛАВА 2

ОСНОВНЫЕ ПРИЕМЫ РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

Прежде чем приступать к работе с химическими реактивами, необходимо ознакомиться с правилами работы с ними.

2.1. Химические реактивы

В лаборатории используются твердые и жидкие химические реактивы. Химические реактивы выпускаются и хранятся в стеклянных или пластмассовых банках с плотно закрывающимися крышками. Каждая банка снабжается этикеткой с названием вещества, его химической формулой и информацией о классе чистоты реактива. На этикетке указывается также содержание основного вещества и основных примесей. Существуют следующие градации чистоты реактивов по повышению степени очистки: «техн.» – технический; «ч» – чистый; «ч.д.а.» – чистый для анализа; «х.ч.» – химически чистый и «ос.ч.» – особо чистый. Реактивы «ч» и «ч.д.а.» используются при проведении большинства опытов и синтезов. Для технических целей, например для, приготовления охлаждающих смесей или мытья посуды, рекомендуется брать реактивы «техн.».

В практикуме твердые реактивы фасуют в маленькие склянки емкостью 100–150 мл. Растворы солей разливают по склянкам емкостью 250–300 мл. Концентрированные и сильно пахнущие растворы кислот, оснований и других реагентов помещают в вытяжном шкафу. Горючие и легко воспламеняющиеся жидкости хранят в металлических шкафах.

2.2. Правила работы с химическими реагентами

1) твердые химические реактивы отбирают из банок специальными шпателями (фарфоровыми, металлическими, стеклянными, пластмассовыми) или фарфоровыми ложечками;

2) для измельчения и смешивания химических реактивов используются ступки. Совместное перетирание веществ позволяет получать достаточно тонкие смеси реагентов. Запрещается совместно перетирать окислители и восстановители во избежание взрыва!

3) для загрузки твердых веществ в реакционные колбы применяют специальные воронки с широким горлом;

4) жидкости переливают через химические воронки. Слянку, из которой наливают жидкость, держат этикеткой в руке во избежание её загрязнения и порчи;

5) крышки и пробки от банок с реактивами кладут на стол в перевернутом виде;

6) неизрасходованные реактивы ни в коем случае не высыпают (не выливают) обратно в банки;

7) для проведения качественных опытов сухое вещество берут в количестве, закрывающем дно пробирки, а раствор – около 1–2 мл.

При проведении химического эксперимента необходимо уметь проводить такие операции как:

- взвешивание химических реактивов;
- фильтрацию;
- нагревание, охлаждение;
- высушивание твердых веществ и жидкостей, упаривание растворов.

2.3. Взвешивание

Взвешивание неагрессивных веществ. Взвешивание на весах всегда проводят с использованием тары. Химические вещества никогда не помещают прямо на чашку весов. В качестве тары

используют стаканчики для взвешивания или бюксы. Допускается взвешивание на часовом стекле или кальке. Не допускается взвешивание нагретых или горячих предметов.

Взвешивание агрессивных веществ. Агрессивные вещества взвешивают только в закрытых бюксах. Ампулы, пробирки и приёмники с полученным веществом взвешивают в стеклянном стакане.

Взятие навесок сыпучих веществ. Стаканчик для взвешивания поместите на чашку весов и запишите его массу или обнулите показания весов, нажатием соответствующей клавиши. Снимите стаканчик с чашки весов, поставьте на чистый лист бумаги, перенесите в него взвешиваемое вещество и снова поместите на чашу весов. Если масса вещества не соответствует заданной, то стаканчик с веществом снимите с чашки весов и добавьте (или отберите) необходимое количество вещества. Для взятия точной навески допускается добавлять на весах небольшое количество вещества. При взвешивании помещайте вещество в тару над весами, так как вещество может попасть на весы и загрязнить их. В этом случае необходимо тотчас же выключить весы, протереть их и лишь затем повторить взвешивание.

2.4. Фильтрация

Синтезируемое вещество может быть получено в виде кристаллического или студенистого осадка, или коллоидного раствора. Перед фильтрованием осадки желательно промыть, а коллоидные растворы скоагулировать.

Для осаждения частиц из коллоидного раствора его нагревают и при необходимости кипятят.

Для отделения осадков от маточного раствора часто используют декантацию. Для этого осадку дают осесть на дно стакана и затем осторожно, не взмучивая его, сливают жидкость по стеклянной палочке на фильтр в воронке. Далее в стакан с осадком вливают небольшое количество воды (промывной жидкости), перемешивают с осадком и снова повторяют процедуру.

Далее, после трех-четырёх промывок, проверяют полноту отмывки. Если отмываемые вещества не обнаруживаются, осадок взбалтывают с небольшим количеством воды и переносят по палочке на фильтр.

2.4.1. Фильтрование через химическую воронку

Для отделения осадков используются фильтры. В практикуме применяются бумажные и стеклянные пористые фильтры. *Бумажный фильтр* готовят из фильтровальной бумаги разной плотности и используют при фильтровании на химической воронке или воронке Бюхнера. Выпускаются и готовые фильтры, нарезанные кругами разного диаметра из фильтровальной бумаги разной плотности, которую можно определить по цвету ленты, скрепляющей пачку.

Принята следующая маркировка бумаги по её плотности:

Черная лента – быстрофильтрующие фильтры;

белая лента – бумага средней проницаемости;

синяя лента – плотные фильтры для отделения мелкозернистых осадков. Недостаток бумажных фильтров – низкая химическая стойкость к агрессивным реагентам.

Стеклянный пористый фильтр с вплавленной фильтрующей пластиной из прессованного (пористого) стекла устойчив к действию агрессивных реагентов и пригоден для фильтрования кислот и щелочей.

Для *фильтрования через химическую воронку* используют гладкий или складчатый бумажный фильтр. В зависимости от задач практикума проводится фильтрование через воронку как при комнатной, так и при повышенной температуре («горячее фильтрование»).

Гладкий фильтр готовят из круглого фильтра, соответствующего размеру воронки, или вырезают из квадратного листа фильтровальной бумаги. Для этого фильтровальную бумагу складывают пополам и еще раз пополам и обрезают по дуге по размеру воронки. Полученный конус вставляют в воронку

и смачивают дистиллированной водой. Фильтр всей поверхностью должен плотно прилегать к стенкам воронки без пузырьков воздуха. Край фильтра должен быть ниже края воронки примерно на 0.5 см. Стеклообразную воронку с бумажным фильтром помещают в кольцо штатива так, чтобы нижний конец её соприкасался со стенкой стакана, в который фильтруют раствор. Фильтруемый раствор с взмученным осадком переносят на фильтр по стеклянной палочке (рис. 1).

Складчатый фильтр используют для ускорения фильтрования, особенно горячего, когда недопустимо охлаждение фильтруемого раствора. Складчатый фильтр можно приготовить из гладкого (рис. 1б). Рекомендуемый размер складок по краю фильтра около 5–8 мм.

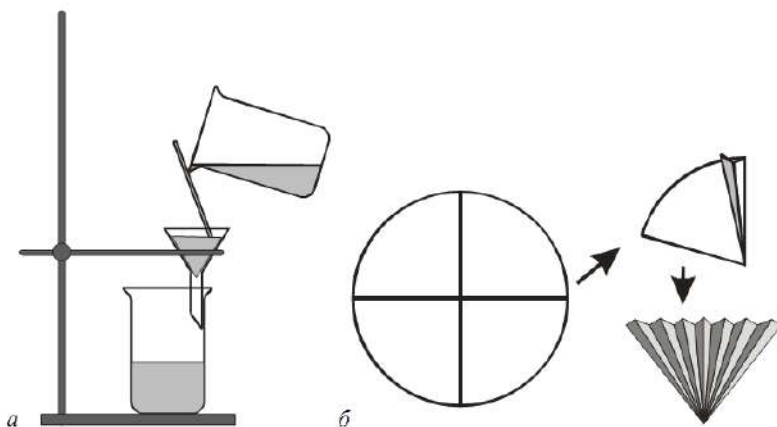


Рис. 1. Фильтрование:

- а) фильтрование через химическую воронку
- б) изготовление складчатого фильтра

2.4.2. Фильтрование под уменьшенным давлением

Для ускорения фильтрования его проводят под уменьшенным давлением на воронке Бюхнера (рис. 2, 2) или воронке со стеклянным фильтрующим дном. В качестве приёмника filtra-

та обычно применяют толстостенную колбу Бунзена (рис. 2, 1). Для создания разрежения используют водоструйный или масляный насос (рис. 2, 4). Между колбой Бунзена и водоструйным насосом помещают пустую предохранительную склянку (рис. 2, 3) для предотвращения перебрасывания воды из водоструйного насоса в колбу Бунзена. Колба должна быть закрыта защитным кожухом или сеткой.

Размер фарфоровой воронки Бюхнера для отсасывания выбирают, сообразуясь с количеством осадка. Чем больше осадка, тем крупнее должна быть воронка. Внутри воронки 2 на сетчатое дно ее кладут два кружка фильтровальной бумаги. Для того чтобы вырезать эти фильтры, на верх воронки кладут два листка фильтровальной бумаги и прижимают их плотно ладонью, затем вырезают ножницами один по обозначенному контуру, а другой на 3–4 мм меньше.

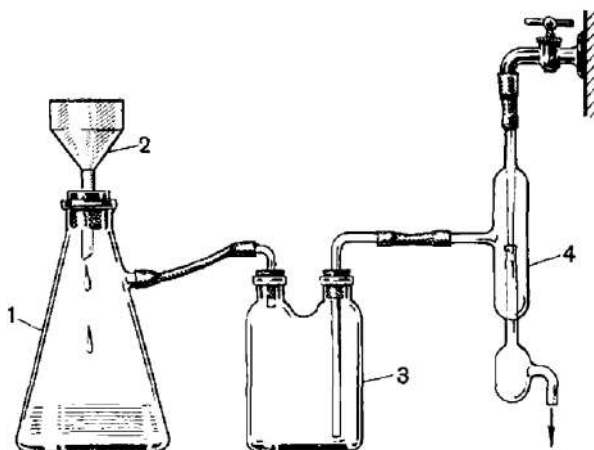


Рис. 2. Установка для фильтрования под уменьшенным давлением
(1 – колба Бунзена, 2 – воронки Бюхнера,
3 – промежуточная емкость, 4 – водоструйный насос)

На дно воронки кладут вначале фильтр меньшего диаметра, а затем большего, смачивают их дистиллированной водой, при-

жимают края к стенкам воронки, присоединяют прибор к насосу и включают его.

Процедура фильтрования проводится следующим образом. При выключенном водоструйном насосе переносят на воронку Бюхнера по стеклянной палочке раствор со взмученным осадком таким образом, чтобы осадок равномерно распределился по всей поверхности фильтра, а затем включают насос.

В водоструйном насосе (рис. 2, 4) сильная струя воды вытекает из узкой трубки, вставленной с небольшим зазором в другую более широкую. В зазоре струя воды захватывает воздух и уносит его в водосток, системе, к которой присоединен насос, создается разрежение. Хорошо работающий водоструйный насос позволяет создать в системе остаточное давление, равное давлению насыщенного пара H_2O при температуре воды в водопроводе ($\sim 2 \cdot 10^3$ Па).

Фильтрование считается законченным, если на конце воронки не появляются новые капли. Для промывания осадка на фильтре вначале выключают насос, добавляют к осадку промывную жидкость и проводят повторное фильтрование.

2.5. Нагревание. Охлаждение

Нагревание растворов или твердых веществ можно проводить в пробирке, стакане, колбе (на термостойкой посуде имеется матовая метка ТУ или Therm). В качестве нагревателя используются спиртовки, электроплитки, колбонагреватели, водяные и песчаные бани.

При нагревании пробирок с небольшим количеством вещества пробирку закрепляют в держателе (отверстие пробирки должно быть направлено в сторону от себя и соседей!). Небольшим пламенем спиртовки осторожно прогревают всю пробирку, затем доводят до кипения верхний слой жидкости и нагревают до кипения все содержимое пробирки. Можно также нагревать при непрерывном встряхивании рукой пробирки, зажатой

в держателе. Большие количества жидкостей или растворов нагревают в стакане или колбе на водяной бане или на плитке.

Нагревание плоскодонной посуды. Нагревание растворов в химическом стакане или плоскодонной колбе проводят на электрической плитке или банях различного типа.

Нагревание раствора в круглодонной колбе. При нагревании раствора в круглодонной колбе ее необходимо закрепить в лапке штатива. Для нагревания также используют электроплитки, колбонагреватели, бани.

Для нагревания твердых веществ используют керамические тигли, выдерживающие температуру выше 1000 °С. Для нагревания до температур порядка 300 °С можно использовать электроплитку. Нагревание в тиглях при более высоких температурах ведется в электрических муфельных печах.

Охлаждение. Для охлаждения реакционного сосуда его помещают в баню (кристаллизатор) или химический стакан с охлаждающей смесью. В качестве охлаждающих смесей используют лед с водой или лед с солью (таблица 1), обычно хлоридом натрия. Присутствие воды в смеси необходимо для более эффективного охлаждения реакционного сосуда, так как воздух является плохим проводником тепла.

Для приготовления охлаждающей смеси льда с водой заверните кусок льда в полотенце и разбейте молотком на мелкие куски. Измельченный лед поместите в кристаллизатор (стакан) и добавьте воды. Вместо льда можно использовать снег.

Таблица 1

**Состав и минимальная температура
некоторых охлаждающих смесей**

Соль	NH_4NO_3	NaNO_3	NaCl	$\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
Количество соли (г) на 100 г льда	45	59	33	143
$t_{\min}, ^\circ\text{C}$	-17,3	-18,5	-21,2	-40

2.6. Высушивание. Упаривание

После отделения твердого вещества от раствора следует стадия высушивания.

Высушивание в сушильном шкафу. Вещества, устойчивые на воздухе и не разлагающиеся при нагревании, можно сушить в сушильном шкафу до постоянной массы. Сухое вещество не должно прилипать к стеклянной палочке и стенкам сосуда.

Кристаллогидраты и другие вещества, не выдерживающие нагревания, сушат на воздухе или в эксикаторе.

Высушивание на воздухе небольшого количества вещества осуществляют на часовом стекле или в чашке Петри. Вещества насыпают тонким слоем. Высушивание в эксикаторе проводят над водоотнимающим реагентом. При высушивании кристаллогидратов подбирают такой реагент, который при высушивании не отнимает кристаллизационную воду.

Упаривание растворов.

Упаривание растворов – операция удаления растворителя путём испарения с целью повышения концентрации раствора или выделения вещества, содержащегося в нём.

Скорость испарения жидкости зависит от ряда факторов: температуры, давления, площади поверхности испарения.

Упаривание раствора можно проводить при атмосферном давлении на водяной (паровой) или песчаной бане. Выпарительная чашка с раствором помещается на водяную баню таким образом, чтобы дно чашки не касалось поверхности воды и только обогревалось водяным паром.

ГЛАВА 3

ЭКСПЕРИМЕНТ

3.1. Установление содержания кристаллизационной воды в кристаллогидратах и их формул

Целью работы – определение содержания кристаллизационной воды в кристаллогидрате – медном купоросе и вычислении его формулы.

Приборы, посуда: фарфоровый тигель, песчаная баня, тигельные щипцы

Реактивы: кристаллогидрат сульфата меди (II) (медный купорос) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Ход работы

1. Взвесить пустой фарфоровый тигель с точностью до 0,01 г. Во взвешенный тигель насыпать около 1,00 г медного купороса. Тигель с кристаллогидратом снова взвесить.

2. Поместить тигель в нагретую песочную баню и нагревать при температуре 240–260 °С в течение 20–30 минут. Какие изменения происходят с медным купоросом при прокаливании или просушивании? По каким это видно признакам?

3. Перенести щипцами тигель в эксикатор и охладить. Почему нельзя тигель с солью охлаждать на воздухе?

4. Взвесить охлажденный тигель.

5. Повторить прогревание тигля, снова охладить его в эксикаторе и взвесить. Если масса изменилась не более чем на 0,01 г, прогревание прекратить. По результатам последнего взвешивания заполнить таблицу результатов опыта:

Масса пустого тигля, г	Масса тигля с кристаллогидратом, г	Масса кристаллогидрата, г	Масса тигля с веществом после прокаливания, г	Масса безводной соли, г	Масса воды, г

7. Вычислить процентное содержание воды в кристаллогидрате и число молей воды, приходящихся на один моль безводной CuSO_4 . Составить формулу медного купороса, определенную опытным путем.

8. Определить относительную погрешность опыта, исходя из того, что реальная формула медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

9. По результатам эксперимента рассчитать в процентах насколько вам удалось обезвожить медный купорос.

$$\% \text{ обезвоживания} = \frac{m(\text{г}) \text{ воды, удаленной при сушке}}{m(\text{г}) \text{ воды в навеске кристаллогидрата}}$$

10. Сделать вывод о проделанной работе.

Контрольные вопросы и задания

1. Какие вещества называются кристаллогидратами? Приведите примеры кристаллогидратов.

2. Определить формулу кристаллической соды, если при нагревании 286 г данной соли образовалось 106 г карбоната натрия.

3. Установите формулу кристаллогидрата сульфата железа (II), если известно, что эта соль содержит 45,32% воды по массе.

3.2. Способы очистки веществ от примесей

Цель работы – освоение простейших способов очистки веществ: фильтрования, перегонки, возгонки и перекристаллизации.

3.2.1. Определение массовой доли поваренной соли в смеси с песком

Приборы, посуда: штатив с кольцом, мерный цилиндр емкостью 50 мл, фарфоровая чашка, фильтровальная бумага.

Растворы, реактивы: смесь хлорида натрия с песком, нитрат серебра (0,1 н.).

Опыт 1. Собрать установку для фильтрования по рис. 1. Для этого взять штатив, закрепить в нём кольцо, подобрать во-

ронку и вырезать по размерам воронки бумажный фильтр (как указано на рис. 1), подогнать его к воронке, не смачивая водой. Установку для фильтрования оставить для следующего опыта.

Опыт 2. Из ёмкости отвесить (можно на листке бумаги) 1 г. смеси песка с поваренной солью (результат взвешивания записать) и количественно, т.е. без потерь, перенести в стакан, прилить 25 мл воды. Воду отмерить с помощью мерного цилиндра. Растворить смесь в воде, перемешивая стеклянной палочкой. Внимательно проследите, всё ли растворилось. Полученный раствор отфильтровать, пользуясь собранной установкой для фильтрования, через предварительно взвешенный бумажный фильтр (записать массу фильтра). После окончания фильтрования, фильтр с остатком высушить в сушильном шкафу и снова взвесить (записать результат взвешивания). Внимательно следите, чтобы при фильтровании остаток в стакане весь был перенесен на фильтр. Фильтрат сохраните для следующего опыта.

По результатам взвешивания установите (приблизительно) массовую долю поваренной соли в смеси.

Опыт 3. В фарфоровую чашку поместить 1–2 мл фильтра от предыдущего опыта, поставить на горячую плитку и осторожно выпаривать досуха. Что наблюдается? Результаты наблюдений запишите в тетрадь.

Как доказать, что полученный остаток после выпаривания хлорид натрия? Какую качественную реакцию вы проделаете? Растворите остаток после выпаривания прямо в чашке в небольшом количестве воды и проведите эту реакцию. Запишите уравнение этой реакции в молекулярной и сокращенной ионной форме.

3.2.2. Очистка йода методом сублимации

Приборы, посуда: прибор для сублимации йода (стакан, колба с отростком, асбестовая сетка), бюкс.

Реактивы: йод кристаллический, йодид калия КJ.

Сублимация (возгонка) – переход твёрдого вещества в газообразное состояние, минуя жидкую фазу. Используя способность

ряда веществ (йода, иодида сурьмы (III), иодида олова (IV) и др.) возгоняться, легко получить их в чистом виде, если примесь не возгоняется.

На дно низкого стакана без носика положить 0,5 г кристаллического йода и 0,2 г йодида калия (рис. 3). Вставить в этот стакан колбочку, имеющую вниз отросток. Наполнить колбочку холодной водой, желательной проточной. Поместить прибор на асбестовую сетку и осторожно нагреть дно стакана в пламени газовой горелки (спиртовки). Следить за этим, чтобы вода в колбочке была всё время холодной. Что наблюдается? Кристаллы, полученные возгонкой йода, собрать в бюкс или часовое стекло и взвесить. Определить выход йода в процентах.

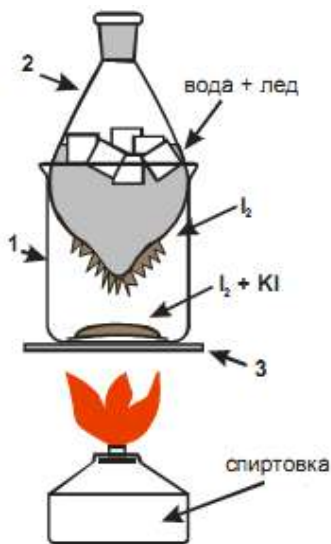


Рис. 3. Прибор для сублимации йода:

1 – стакан, 2 – колба с отростком,
3 – асбестовая сетка.

Контрольные вопросы

1. Какие вещества и от каких примесей можно очистить методом сублимации?
2. Зачем при очистке I_2 добавляют KI?
3. Какого цвета пары йода?
4. Может ли существовать йод в виде жидкости при атмосферном давлении?

3.2.3. Очистка воды от растворимых в ней солей методом перегонки

Приборы, посуда: штатив, установка для перегонки воды (колбонагреватель, круглодонная колба, холодильник, аллонж, хлоркальциевая трубка), термометр, кондуктометр, pH-метр.

Собрать прибор для перегонки (рис. 4)

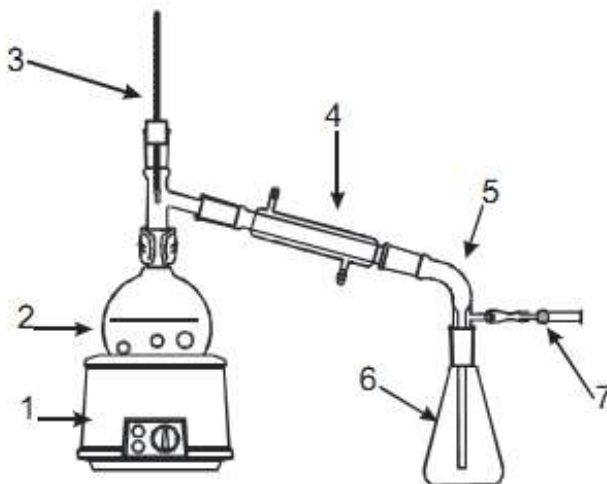


Рис. 4. Установка для перегонки воды:

- 1 – колбонагреватель, 2 – круглодонная колба, закрепленная в штативе,
3 – термометр, 4 – холодильник, 5 – аллонж,
6 – колба-приемник, 7 – хлоркальциевая трубка

Установить термометр таким образом, чтобы ртутный шарик термометра находился на одном уровне с отводной трубкой из колбы. Хлоркальциевая трубка должна быть заполнена натронной известью (смесь оксида кальция и гидроксида натрия).

Определить электропроводность, pH и температуру исходной очищаемой воды, содержащей примеси сульфата меди или хлорида натрия, с помощью кондуктометра «Эксперт 002» и анализатора жидкости «Эксперт 001» (см. раздел. 3.9.) (предварительно ознакомьтесь с инструкцией работы на приборе!).

На дно круглодонной колбы поместить кусочки пористой керамики. Очищаемую воду налить в перегонную колбу примерно до половины её объёма.

Заполнить холодильник проточной водой, которая должна поступать снизу вверх.

Нагреть раствор в колбе до кипения. Отметить температуру, при которой начинает перегоняться жидкость. После того, как в колбе-приемнике соберется около 5 мл воды, нужно поменять приемник. Перегонку можно закончить, когда в приемнике соберется жидкость в количестве, достаточном для измерения электропроводности. Записать в рабочем журнале температуру, при которой шла перегонка основной порции воды, величину атмосферного давления и соответствующую этому давлению температуру кипения чистой воды ($T_{\text{кип.}}$).

Измерьте температуру воды и определить электропроводность, pH очищенной воды для данной температуры. Что и как изменилось по сравнению с исходным раствором?

Сделать вывод о степени очистки воды таким методом.

Контрольные вопросы

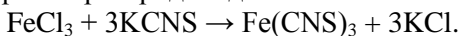
1. Для чего хлоркальциевая трубка заполняется натронной известью?
2. Зачем используется пористая керамика?
3. Является ли температура конденсации характеристикой чистоты вещества? От какого параметра зависит температура кипения чистой жидкости?
4. От каких примесей нельзя очистить воду простой перегонкой?

3.2.4. Перекристаллизация. Очистка хлорида калия от примеси хлорида железа (III)

Приборы, посуда: установка для фильтрования под вакуумом (колба Бунзена, воронка Бюхнера, водоструйный насос), стакан химический емкостью 100 мл, кристаллизатор, фарфоровая чашка, фильтровальная бумага.

Реактивы, растворы: хлорид калия с примесью хлорида железа (III), роданид калия KCNS (0,5 н).

В данном опыте проводят очистку хлорида калия от примеси методом перекристаллизации. Содержание FeCl_3 легко определить по интенсивности окраски при действии на анализируемое вещество раствором роданида калия KCNS:



Образующаяся соль имеет кроваво-красную окраску.

Интенсивность окраски полученного раствора определяют визуально, сравнением с окраской растворов, в которых известно содержание железа. Нужно сначала оценить содержание железа в исходной загрязненной соли, а потом в очищенной.

Хлорид калия удобно очищать перекристаллизацией, поскольку при нагревании его растворимость в воде (S) значительно возрастает.

Ход работы

1. В стакан ёмкостью на 100 мл взвешивают 20 г загрязнённого хлорида калия.

2. Используя данные таблицы 2, рассчитайте объём воды, необходимый для приготовления насыщенного при 100 °С раствора KCl исходя из полученной навески (массой примеси в ней пренебречь).

Таблица 2

Растворимость хлорида калия в воде, г/100 г воды

$t_0, ^\circ\text{C}$	0	10	20	30	50	70	90	100
$S, \text{ г/100 г } H_2O$	28,5	32,0	34,7	37,4	42,8	48,3	53,8	56,6

3. Отмерьте мерным цилиндром рассчитанный объём воды и перелейте её в стаканчик с навеской.

4. Непрерывно перемешивая смесь, нагрейте её до полного растворения соли, избегая кипения раствора (!).

5. Полученный насыщенный раствор охладите в кристаллизаторе с холодной водой до температуры 20 °С. Во время охлаждения раствора взвесьте пустую фарфоровую чашку:

$$m_1(\text{чашки}) = \dots \text{ г.}$$

6. Соберите прибор для фильтрования при пониженном давлении (рис. 2) и отфильтруйте выделившиеся кристаллы KCl.

7. Аккуратно с помощью шпателя перенесите кристаллы из воронки в чашку.

8. Высушите кристаллы KCl в чашке в сушильном шкафу при температуре 110°C и охладите до комнатной температуры.

9. Взвесьте чашку с кристаллами и рассчитайте практическую массу очищенного KCl:

$$m_2(\text{чашки}) = \dots \text{ г}; m(\text{KCl})_{\text{практ}} = m_2(\text{чашки}) - m_1(\text{чашки}) = \dots \text{ г.}$$

10. Рассчитайте теоретическую массу $m(\text{KCl})_{\text{теор}}$:

$$m(\text{KCl})_{\text{теор}} = \dots \text{ г.}$$

11. Рассчитайте практический выход очищенного KCl (%).

Сравнительный анализ образцов KCl на содержание примеси FeCl₃

а) В две пробирки внесите немного исходного (загрязнённого) и очищенного вами хлорида калия, добавьте по 1 мл воды и перемешайте до полного растворения кристаллов.

б) В каждую из пробирок добавьте по 1 капле раствора роданида калия KNCS и перемешайте их содержимое.

Сравните интенсивность окраски в пробирках, и сделайте вывод о сравнительном содержании примеси FeCl₃ в исходном и в очищенном образцах.

Контрольные вопросы и задания

1. Почему при перекристаллизации происходит очистка от растворимых примесей?

2. Какие соли нельзя разделить методом перекристаллизации?

3. В 500 г воды растворено при нагревании 300 г NH_4Cl . Какая масса хлорида аммония выделится из раствора при охлаждении его до 50°C , если растворимость NH_4Cl при этой температуре равна 50 г в 100 г воды?

4. Коэффициент растворимости сульфата меди при 30°C равен 25 г на 100 г. воды. Будет ли при этой температуре 18% раствор соли насыщенным?

3.3. Определение молярной массы эквивалента магния методом вытеснения

Цель работы – знакомство с простейшим экспериментальным методом определения эквивалентной и атомной массы элемента.

Приборы: весы с разновесом; прибор для определения молярной массы; барометр; термометр (комнатный).

Реактивы: магний (лента); серная кислота H_2SO_4 (2 н).

Ход работы

1. Собрать прибор (рис. 5), состоящий из бюретки 1 (емкостью 50 мл), соединенной посредством резиновых трубок с воронкой 2 и пробиркой 3, укрепить его на штативе. Бюретку и пробирку плотно закрыть пробками со стеклянными трубками.

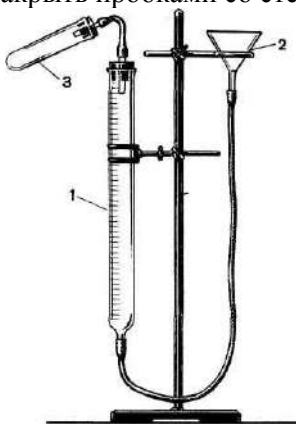


Рис. 5. Прибор для определения молярной массы металла:

1 – бюретка; 2 – воронка; 3 – пробирка

2. Для проверки прибора на герметичность в бюретку налить воду, которая заполнит также и резиновую трубку, соединяющую бюретку с воронкой. Затем бюретку закрыть пробкой, соединить с пробиркой и заметить уровень воды в бюретке. Опусканием кольца штатива переместить воронку вниз. Если прибор герметичен, то в первый момент при опускании воронки уровень воды в бюретке немного понизится, но потом останется постоянным. Если же уровень воды будет понижаться непрерывно, это означает, что прибор пропускает воздух и следует исправить дефекты, допущенные при его сборке.

3. Взвесить кусочек ленты магния весом 0,03 г. Вынуть пробку из пробирки и передвижением воронки установить уровень воды в бюретке на нулевом делении.

4. 5 мл разбавленной серной кислоты влить в пробирку через воронку. Положить ленту магния на сухую стенку пробирки так, чтобы магний не соприкасался с серной кислотой. Присоединить пробирку к прибору, плотно закрыв ее пробкой, и передвижением воронки привести воду в бюретке и в воронке к одинаковому уровню. Отметить и записать уровень воды в бюретке, производя отсчет по нижнему мениску жидкости с точностью до 0,1 мл.

5. Стряхнуть магний в серную кислоту.

6. По окончании реакции дать пробирке остыть до комнатной температуры, после чего снова привести воду в бюретке и воронке к одинаковому уровню, отметить и записать уровень воды в бюретке.

7. Отметить и записать показания комнатного термометра и барометра (1 мм рт. ст. = 133,3 Па) во время опыта.

Форма записи данных

Масса магния – m (г); температура – t (°C); атмосферное давление – p (кПа); давление насыщенного водяного пара – p_h (кПа) (таблица 3); уровень воды в бюретке до реакции – a_1 (мл); уровень воды в бюретке после реакции – a_2 (мл).

Обработка результатов

1. Вычислить объем водорода (в мл), вытесненного магнием при температуре t и давлении p .

2. Вычислить парциальное давление водорода:

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

3. Привести найденный объем водорода к нормальным условиям, используя объединенное уравнение газового состояния (водород собран над водой, поэтому в уравнение вместо p следует поставить $p(\text{H}_2)$).

4. Вычислить массу выделившегося водорода.

5. Рассчитать эквивалентную и молярную массу магния.

6. Определить абсолютную и относительную ошибку опыта.

Вычислите относительную ошибку эксперимента (ε), принимая теоретическое значение молярной массы эквивалента магния за 100%:

$$\varepsilon = \frac{M_{\text{э,теор}} - M_{\text{э,эксп}}}{M_{\text{э,теор}}} \cdot 100\%$$

Укажите возможные источники ошибки при определении молярной массы эквивалента магния в ходе данной работы.

Таблица 3

Давление насыщенного водяного пара (h) при различных температурах

$t, ^\circ\text{C}$	P , мм. рт. ст	$t, ^\circ\text{C}$	P , мм. рт. ст	$t, ^\circ\text{C}$	P , мм. рт. ст	$t, ^\circ\text{C}$	P , мм. рт. ст.
11	9,8	15	12,8	19	16,5	23	21,1
12	10,5	16	13,6	20	17,5	24	22,4
13	11,2	17	14,5	21	18,7	25	23,8
14	12	18	15,5	22	19,8	100	760

Поправка на давление водяных паров вводится в связи с тем, что выделившийся водород в приборе контактирует с водой и общее давление, вытесняющее воду из прибора складывается из парциальных давлений водорода и водяного пара.

Контрольные вопросы и задания

1. Дайте определение понятиям: молярная масса металла, эквивалент, молярная масса эквивалента, эквивалентный объем.
2. При каком давлении (больше или меньше атмосферного) будет находиться водород в приборе для определения молярной массы металла, если уровень воды в уравнительном сосуде будет: а) выше уровня воды в бюретке, б) ниже уровня воды в бюретке, в) равен уровню воды в бюретке?
3. Выведите формулу для нахождения молярной массы металла, указав размерность каждой величины.
4. Определить эквивалентную массу металла, если 0,195 г его вытесняют 56 мл водорода при нормальных условиях.
5. При растворении 16,2 г двухвалентного металла в кислоте выделилось 6,52 л водорода, собранного над водой и измеренного при температуре 298 К и давлении 730 мм.рт.ст. Определить молярную массу эквивалента металла и назвать металл. Давление паров воды при температуре 298 К равно 23,76 мм. рт. ст.

3.4. Определение молярной массы оксида углерода (IV)

Цель работы – освоение методов определения молярной массы газообразного вещества на примере углекислого газа (оксида углерода (IV)).

Приборы и посуда: аппарат Киппа, промывные склянки, колбы с пробками (100 мл), мерный цилиндр.

Реактивы и материалы: мрамор (кусочки), соляная кислота (20%), серная кислота H_2SO_4 (конц.) для промывной склянки.

Ход работы

1. Ознакомиться с установкой для получения углекислого газа в аппарате Киппа (рис. 6) и убедиться в том, что она работает.

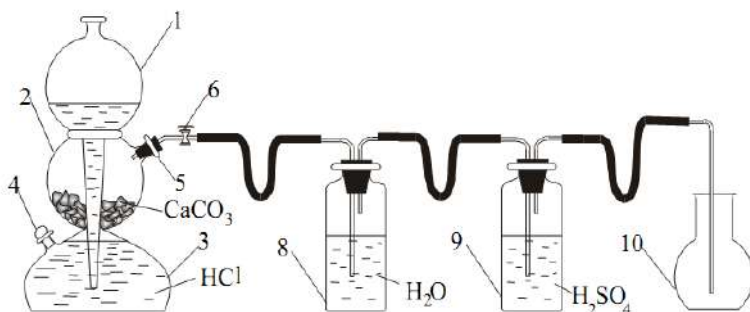


Рис. 6. Установка для получения и очистки оксида углерода (IV)
 1 – шарообразная воронка, 2, 3 – соединённые между собой резервуары,
 4, 5 – тубусы, 6 – кран, 8 – промывная склянка, 9 – склянка Дрекселя
 для осушки газа, 10 – приёмник углекислого газа.

Аппарат Киппа состоит из трех сообщающихся резервуаров 1, 2 и 3. Твердый реагент помещают в средний шарообразный резервуар 2 на пластмассовый кольцевой или фарфоровый вкладыш, предохраняющий от попадания твердого реагента в резервуар 3.

Для загрузки аппарата Киппа вынимают боковую трубку с краном 6 и через тубус 5 помещают куски реагента на кольцо вокруг центрального отверстия.

При включении аппарата Киппа (кран 6 открыт) жидкость из верхнего резервуара перетекает в нижний и поднимается до уровня твердого реагента. В результате реакции начинает выделяться газ. Аппарат Киппа способен автоматически длительно поддерживать заданный ток газа и прекращать получение газа при перекрывании выхода, так как за счет генерации газа уровень жидкости опускается ниже твердого реагента и реакция прекращается. Жидкость при этом перетекает из нижнего резервуара в верхний.

2. Колбу закрыть пробкой и отметить чертой уровень, до которого пробка вошла в горло колбы. Взвесить на теххимических весах колбу с пробкой с точностью до 0,01 г (m_1).

3. Наполнить колбу диоксидом углерода из аппарата Киппа, опустив газоотводную трубку до дна колбы. 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 тотчас закрыть колбу пробкой (пробка должна входить на ту же глубину, что и при взвешивании колбы); после этого закрыть кран 6.

Чтобы быть уверенным в том, что воздух из колбы полностью вытеснен и она целиком наполнена оксидом углерода (IV), надо, взвесив колбу, еще раз на несколько минут опустить в нее газоотводную трубку, пропустить газ и вновь взвесить колбу, повторяя эту операцию до получения постоянной массы колбы с газом.

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 измерить объем.

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

Форма записи данных

1. Масса колбы (с пробкой) с воздухом m_1 , г		
2. Масса колбы (с пробкой) с оксидом углерода (IV) m_2 , г		
3. Объем колбы – V_1 , мл		
температура	t , °C	
	T , K	
Атмосферное давление	P , мм. рт. ст	
	P , Па	

Обработка результатов

1. Объем воздуха в колбе V_0 привести к нормальным условиям по уравнению Менделеева–Клапейрона.

2. Вычислить массу воздуха m_3 , который находился в колбе, зная, что масса 1 л воздуха при нормальных условиях 1,29 г.

3. Вычислить массу оксида углерода (IV) в колбе:

$$m(\text{CO}_2) = m_2 - (m_1 - m_3)$$

4. Вычислить плотность оксида углерода (IV) по воздуху:

$$D_B = m(\text{CO}_2)/m_3$$

5. Молярную массу углекислого газа рассчитайте тремя способами:

а) по воздуху:

$$M(\text{CO}_2) = 29 D_B$$

б) по молярному объему газа при н.у.:

$$M(\text{CO}_2) = 22,4 m(\text{CO}_2)/V_0$$

в) по уравнению Менделеева – Клапейрона:

при расчете по этой формуле обратите внимание на размерность давления P , объема V и универсальной газовой постоянной R :

$$M(\text{CO}_2) = m(\text{CO}_2) RT/PV$$

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

7. Вычислить абсолютную и относительную погрешность.

Абсолютная погрешность ($\Delta M_{\text{абс}}$) представляет собой разность между молярной массой ($M = 44$ г/моль), и полученной опытным путем ($M_{\text{оп}}$):

$$\Delta M_{\text{абс}} = |44 - M_{\text{оп}}|$$

Относительная погрешность обычно выражается в процентах:

$$(\%) = (M_{\text{теор}} - M) / M_{\text{теор}} \cdot 100\%$$

Контрольные вопросы и задания

1. От каких примесей происходит очистка хлора при пропускании через склянки с водой и концентрированной серной кислотой?

2. В аппарате Киппа для получения CO_2 из мрамора используется соляная кислота. Почему нельзя использовать более дешевую серную кислоту?

3. Во сколько раз углекислый газ тяжелее воздуха?

4. Масса 1 л газа при 21 °С и 96,26 кПа равна 2,52 г. Рассчитайте относительную плотность газа по водороду и его молярную массу.

5. При некоторой температуре плотность по воздуху паров серы равна 6,62, а паров фосфора 4,28. Из скольких атомов состоят молекулы серы и фосфора при этих условиях?

6. Масса одного литра газа равна 2,86 г. Определите его молярную массу.

7. Плотность газа 1,96 г/л. Определите его молярную массу.

3.5. Тепловые эффекты химических реакций

Цель работы – определение теплового эффекта реакций гашения извести, нейтрализации щёлочи кислотой.

Приборы и посуда: простейший калориметр, магнитная мешалка, термометр с ценой деления не менее 0,1 °С.

Реактивы и материалы: оксид кальция, соляная кислота (0,1 н), гидроксид натрия (0,1 н).

Экспериментальное определение тепловых эффектов химических реакций проводят в специальных устройствах – калориметрах. Простейший калориметр (рис. 7) состоит из двух стаканов: наружного и внутреннего – собственно калориметра, установленного на теплоизолирующей подставке и снабженного крышкой с отверстиями для воронки, термометра. Калориметр установлен на магнитную мешалку. Чтобы свести потери тепла к минимуму, внутренний стакан не должен касаться стенок внешнего.

Количество теплоты, выделившейся или поглощённой в ходе реакции, определяется по формуле:

$$Q = K \cdot \Delta T,$$

где K – теплоемкость калориметра, ΔT – изменение температуры в ходе реакции.

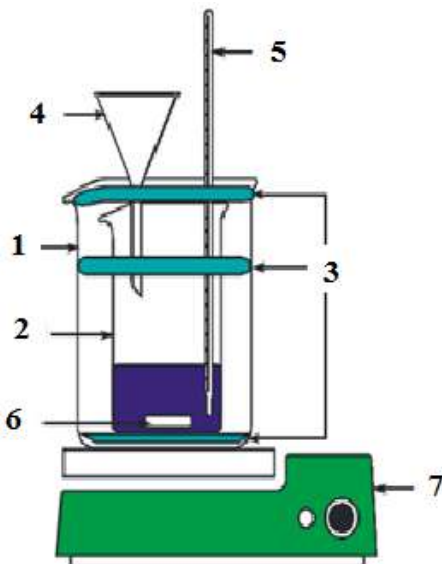


Рис. 7. Калориметр:

1 – внешний стакан, 2 – внутренний стакан,
3 – пенополиэтиленовые прокладки, 4 – воронка, 5 – термометр,
6 – сердечник магнитной мешалки, 7 – магнитная мешалка

Теплоемкость калориметра есть количество теплоты, необходимое для нагрева всех его частей на один градус. Она складывается из теплоемкости раствора, который находится во внутреннем стакане ($C_p \cdot m_p$), и теплоемкости самого стакана ($C_{ст} \cdot m_{ст}$):

$$K = C_p \cdot m_p + C_{ст} \cdot m_{ст}$$

Удельная теплоемкость раствора принимается равной теплоемкости воды (4,18 Дж/(г·К)), т.к. концентрация раствора мала. Теплоемкость стакана можно определить экспериментально. Поэтому данная работа выполняется в два этапа: 1) определение теплоемкости калориметра; 2) определение теплоты реакции.

Опыт 1. Определение теплоемкости калориметра с помощью горячей воды.

Ход работы

1. Записать температуру калориметра (T_1).
2. С помощью мерного цилиндра набрать в стакан 100 мл воды, нагретой до 50–60 °С, температуру измерить с точностью до десятых долей градуса и записать (T_2). Быстро вылить нагретую воду во внутренний стакан калориметра. Постоянно перемешивая, через каждую минуту замерять температуру воды в калориметре, показания термометра записать в следующей форме:

Время, мин	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
T, °C										

В ходе измерений наблюдается три периода: 1) температура в калориметре быстро уменьшается, т.к. нагревается внутренний стакан калориметра; 2) температура стабилизируется – наступает тепловое равновесие; 3) температура медленно уменьшается за счет рассеивания тепла.

Для расчетов теплоемкости брать температуру второго периода, которая остается постоянной в течение 2–3 мин. Эту температуру назовем равновесной (θ).

Количество тепла, сообщенное калориметру нагретой водой, определяется по уравнению:

$$Q = C_{H_2O} \cdot m_{H_2O} \cdot (T_2 - \theta)$$

Количество теплоты, поглощенное калориметром, определяется по уравнению:

$$Q = K \cdot (\theta - T_1)$$

Таким образом, приравняв правые части этих уравнений, получим формулу для расчета теплоемкости калориметра (K , Дж/град):

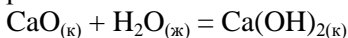
$$K = \frac{C_{H_2O} \cdot m_{H_2O} \cdot (T_2 - \theta)}{\theta - T_1} = \frac{4,18 \cdot 100 \cdot (T_2 - \theta)}{\theta - T_1}$$

Вычисление теплоемкости калориметра

Приблизительное значение теплоемкости калориметра может быть вычислено по формуле: $K = C_p \cdot m_p + C_{ст} \cdot m_{ст}$. Для этого внутренний стакан калориметра взвешивается на теххимических весах, с точностью до $\pm 0,1$ г, а удельная теплоемкость стекла, из которого изготовлен стакан, принимается равной $0,78 \text{ Дж/(г}\cdot\text{К)}$.

Опыт 2. Определение теплоты реакции гашения извести.

Реакцией гашения извести называется взаимодействие оксида кальция с водой, которое сопровождается выделением тепла и описывается уравнением



Ход работы

1. Во внутренний стакан калориметра налить 100 мл воды, выдержанной в комнате, температуру воды записать (Т).

2. Взвесить оксид кальция 5–10 г.

3. Всыпать оксид кальция в калориметр. Постоянно перемешивая, через каждую минуту измерять температуру и записывать ее в таблицу аналогично опыту 1.

Для вычисления брать температуру второго периода (равновесную).

Обработка данных

1. Вычислить количество тепла, выделившегося в калориметре по формуле:

$$Q = K \cdot \Delta T = K \cdot (\theta - T),$$

где K – теплоемкость калориметра, определенная в опыте 1 (или вычисленная); θ – температура второго периода.

2. Исходя из молярной массы и навески оксида кальция, пересчитать полученный результат на тепловой эффект реакции, обозначив его $\Delta H_{оп}^0$ («дельта аш нулевое опытное») и выразив его в кДж/моль.

3. Исходя из энтальпии образования оксида кальция ($-635,5 \text{ кДж/моль}$), воды ($-285,3 \text{ кДж/моль}$) и гидроксида кальция ($-986,6 \text{ кДж/моль}$), вычислить теоретическое значение теплового эффекта реакции $\Delta H_{теор}^0$.

4. Вычислить погрешность опыта (в %) по формуле

$$\eta = \pm \frac{\Delta H_{\text{теор}}^0 - \Delta H_{\text{оп}}^0}{\Delta H_{\text{теор}}^0}$$

В выводе указать на возможные причины погрешности.

Опыт 3. Определение теплоты реакции нейтрализации.

Реакцией нейтрализации называется взаимодействие сильных кислот со щелочами, которое описывается одним и тем же ионным уравнением образования воды. Например:



По этой причине теплота нейтрализации не зависит от состава кислот и щелочей и всегда равна одной и той же величине $-57,2$ кДж/моль.

Ход работы

1. Получить у лаборанта растворы кислоты и щелочи (0,1 н), выдержанные при комнатной температуре; температуру (Т) записать.

2. Отмерить мерным цилиндром 50 мл кислоты и налить ее в калориметр.

3. Отмерить с помощью другого мерного цилиндра 50 мл раствора щелочи, влить его через воронку в кислоту и перемешать. Наблюдать изменение температуры, для вычисления брать температуру второго периода θ (аналогично опыту 1 и 2).

Обработка результатов

1. Вычислить количество тепла, выделившегося в калориметре, по формуле

$$Q = K \cdot \Delta T = K \cdot (\theta - T),$$

где К – теплоемкость калориметра, определенная в опыте 1 (или вычисленная).

2. Вычислить количество (моль) кислоты и щелочи, взятых для опыта, и количество образующейся воды.

3. Вычислить энтальпию нейтрализации в кДж/моль.

4. Определить погрешность опыта. В выводе указать на возможные причины погрешности.

Контрольные вопросы и задания

1. Как называются реакции, идущие с выделением тепла, с поглощением? Какой знак имеют значения их энтальпий?
2. Почему энтальпия взаимодействия гидроксида натрия с различными сильными кислотами имеет одинаковое значение?
3. Почему процесс нейтрализации всегда происходит с выделением тепла, а растворение твердых солей не всегда?
4. Экспериментально установлено, что при взаимодействии 2,3 г натрия с водой выделяется 14,0 кДж теплоты. Вычислите энтальпию реакции.

3.6. Скорость химической реакции

Цель работы – экспериментальное изучение факторов, влияющих на скорость химической реакции (концентрация, температура, катализаторы).

Приборы и посуда: секундомер; термометр на 100 °С; штатив с пробирками; пробирки емкостью 50 мл с номерами (3 шт.); мерный цилиндр; химические стаканы емкостью 100 мл (2 шт.), шпатель, водяная баня.

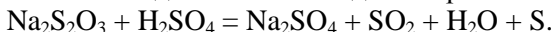
Реактивы и материалы: серная кислота H_2SO_4 (2 н 0,5%-ный раствор); тиосульфат натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (1 н и 0,5%-ный раствор); перекись водорода (3%); оксид марганца (IV), оксид свинца (IV), нитрат свинца $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, йодид калия KI, хлорид калия KCl; хлорид железа (III) FeCl_3 (0,3 М, 0,001 н и насыщ.); роданид калия KSCN (0,001 н и насыщ.), бихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (0,3 М), уксусная кислота (0,1 М), хлорид бария (0,5 н.), ацетат натрия CH_3COONa .

Ход работы

Опыт 1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

а) К 1 н раствору тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ прилить 2 н раствор серной кислоты H_2SO_4 . Наблюдается помутнение рас-

твора, которое вызвано взаимодействием тиосульфата натрия и серной кислоты с выделением свободной серы:



Время, которое проходит от начала реакции до заметного помутнения раствора, характеризует скорость реакции.

б) Налейте в стаканчик 10 мл 0,5%-ного раствора серной кислоты. В другой стаканчик налейте 10 мл раствора тиосульфата натрия и 20 мл дистиллированной воды. Затем к раствору кислоты прилейте содержимое второго стакана и отметьте по часам продолжительность опыта. Появление опалесценции удобнее фиксировать на темном фоне при ярком боковом освещении. Повторите опыт еще два раза, изменив концентрацию $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (табл. 4).

Обработка данных

1. Записать результаты в виде таблицы 4:

Таблица 4

Зависимость скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия

№	Объем раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	Объем раствора H_2SO_4 , мл	Объем воды, мл	$\text{C}(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$, моль/л	Время реакции, τ	Скорость реакции в условных единицах, $\nu = (100/\tau)$
1	10	10	20	0,016		
2	20	10	10	0,032		
3	30	10	—	0,048		

2. Результаты изобразить графически, отложив на оси абсцисс условные концентрации $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, а на оси ординат – скорость реакции $\nu = 100/\tau$. (Коэффициент пропорциональности берем для удобства расчетов и построения графика). Сделать вывод о зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

3. Определите порядок реакции по тиосульфату натрия (метод Вант-Гоффа):

$$n_1 = \frac{\lg\left(\frac{\vartheta_2}{\vartheta_1}\right)}{\lg\left(\frac{C_2}{C_1}\right)}, \quad n_2 = \frac{\lg\left(\frac{\vartheta_3}{\vartheta_2}\right)}{\lg\left(\frac{C_3}{C_2}\right)}, \quad n_{\text{ср.}} = \frac{n_1 + n_2}{2}$$

Опыт 2. Зависимость скорости реакции от температуры.

Для опыта взять 0,5%-растворы $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и H_2SO_4 . Налить в три большие нумерованные пробирки по 10 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, в другие три – по 10 мл раствора серной кислоты и разделить их на три пары: по пробирке с раствором $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и H_2SO_4 в каждой паре. Отметить температуру воздуха в лаборатории, слить вместе растворы первых двух пробирок, встряхнуть и определить время с момента добавления кислоты до помутнения раствора.

Две другие пробирки поместить в химический стакан с водой и нагреть воду до температуры на 10°C выше комнатной. За температурой следить по термометру, опущенному в воду. Слить содержимое пробирок, встряхнуть и отметить время от слива до появления мути. Повторить опыт с оставшимися двумя пробирками, нагрев их в том же стакане с водой до температуры на 20°C выше комнатной.

Обработка результатов

1. Записать результаты в виде таблицы 5:

Таблица 5

Зависимость скорости реакции от температуры

№ пробирки	Объем раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	Объем раствора H_2SO_4 , мл	Температура, $^\circ\text{C}$	Время реакции, τ	Скорость реакции в условных единицах, $\nu = (100/\tau)$
1	10	10	$^\circ\text{C}$		
2	10	10	$^\circ\text{C} + 10^\circ$		
3	10	10	$^\circ\text{C} + 20^\circ$		

2. Построить график зависимости скорости реакции от температур: на оси абсцисс нанести значения температуры в опытах, на оси ординат – величины скорости реакции $\nu = 100/\tau$.

3. Рассчитайте средний температурный коэффициент реакции:

$$\gamma_1 = v_2/v_1, \gamma_2 = v_3/v_2, \gamma_{cp} = (\gamma_1 + \gamma_2) / 2$$

В выводе обсудите, согласуется ли рассчитанная величина с температурным коэффициентом химических реакций, определяемым правилом Вант-Гоффа.

4. Оцените энергию активации по уравнению:

$$E_a = RT_1T_3 \ln(v_3 / v_1) / (T_3 - T_1)$$

Опыт 3. Скорость гетерогенных химических реакций.

В сухой ступке осторожно смешать (не растирая) несколько кристаллов нитрата свинца (II) и йодида калия. Происходит ли изменение окраски? Энергично растирать кристаллы. Что происходит? Из пипетки добавить к смеси несколько капель воды; обратить внимание на изменение окраски. Объяснить опыт. Написать уравнение реакции.

Опыт 4. Влияние катализаторов на скорость реакции.

Гомогенный катализ. В две мерные конические пробирки налейте по 1 мл 3%-ного водного раствора пероксида водорода. В одну пробирку добавьте две капли 0,3 М раствора дихромата калия ($K_2Cr_2O_7$), а в другую пробирку – четыре капли. С помощью секундомера измерьте время протекания реакции (от начала и до окончания выделения пузырьков газа) в обеих пробирках, а также окраску раствора.

Проведите аналогичный эксперимент с 0,3 М раствором $FeCl_3$ в качестве катализатора.

Обработка результатов

1. Исходные данные, наблюдения, результаты занесите в таблицу 6.

Таблица 6

Гомогенный катализ

Катализатор	Количество (капли)	Время реакции τ , с	Условная скорость, $v = 100/\tau$	наблюдения
$K_2Cr_2O_7$	2			
	4			
$FeCl_3$	2			
	4			

2. Отметьте цвета растворов в начале реакции и после ее завершения.

3. Вычислите условную скорость реакции по формуле: $v = 100/\tau$, где τ – время протекания реакции.

4. Сделайте вывод относительно эффективности действия различных катализаторов.

5. Как влияет на скорость разложения H_2O_2 концентрация катализатора?

Гетерогенный катализ. В две пробирки налейте по 3 мл 3% раствора пероксида водорода. В первую пробирку добавьте немного (на кончике шпателя) порошка диоксида марганца MnO_2 (или PbO_2) и одновременно включите секундомер. Отметьте время протекания реакции до окончания выделения пузырьков газа.

Повторите опыт, добавив в 2 раза больше количества диоксида марганца (или диоксида свинца).

Обработка результатов

1. Результаты измерений и наблюдения оформите в виде таблицы 7:

Таблица 7

Гетерогенный катализ

Катализатор	Условное количество катализатора	Время реакции τ , с	Условная скорость реакции, $v = 100/\tau$,	Наблюдения выводы

2. Вычислите условную скорость реакции по формуле:

$$v = 100/\tau,$$

где τ – время протекания реакции.

3. Сравните каталитическую активность диоксида марганца и диоксида свинца. За меру активности принимается скорость реакции с данным катализатором при одинаковом их количестве.

4. Сделайте вывод о влиянии количества катализатора на скорость разложения пероксида водорода.

Контрольные вопросы и задания

1. Что называют скоростью химической реакции? Какова ее размерность? Как и почему скорость химической реакции зависит от концентрации реагирующих веществ и температуры?

2. Как изменяется скорость реакции: $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$ а) при увеличении концентрации NO в два раза; б) при одновременном увеличении концентрации NO и O_2 каждой в три раза?

3. Чему равна константа скорости химической реакции? Каков физический смысл этой величины?

4. Что такое энергия активации? Каковы ее порядок и размерность?

5. Что такое катализ? Какие две основные его разновидности известны?

6. Укажите отличительные особенности гомогенного и гетерогенного катализа.

7. Может ли катализатор влиять на состояние химического равновесия в соответствии с принципом Ле Шателье?

8. Чем объясняется повышение скорости реакции при введении в систему катализатора?

3.7. Химическое равновесие

Цель работы – экспериментальное изучение факторов, влияющих на состояние динамического равновесия.

Опыт 1. Смещение химического равновесия при изменении концентраций реагирующих веществ.

В стакане смешать по 10 мл 0,001 н растворов хлорида железа (III) FeCl_3 и роданида калия KSCN . Написать уравнение этой обратимой реакции и выражение константы равновесия.

Полученный раствор разлить поровну в четыре пробирки. В первую пробирку добавить концентрированного раствора хлорида железа (III), во вторую – концентрированного раствора роданида калия, в третью – кристаллического хлорида калия, а четвертую пробирку оставить для сравнения. Сравнить цвет жидкостей в пробирках.

Обработка данных

Записать свои наблюдения. Составить уравнение соответствующей обратимой реакции и написать выражение константы равновесия.

1. Какие вещества находятся в исследуемом растворе при равновесии?

2. Какое вещество придает раствору красную окраску?

3. Как изменяется интенсивность окраски раствора и в каком направлении смещается равновесие данной равновесной системы при добавлении: а) хлорида железа (III); б) роданида калия; в) хлорида калия?

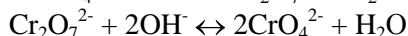
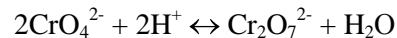
4. Как изменяются при этом в каждом случае концентрации компонентов равновесной системы: а) роданида железа; б) хлорида калия; в) хлорида железа (III); г) роданида калия по сравнению с их концентрациями при установлении первоначального равновесия?

Опыт 2. Влияние кислотности среды раствора на положение гомогенного химического равновесия.

1. В две пробирки внести раствор хромата калия (K_2CrO_4) и добавить несколько капель раствора серной кислоты до изменения окраски раствора. Одну пробирку оставить для сравнения, а в другую добавить раствор щелочи до изменения окраски раствора.

2. Повторить опыт, взяв в двух пробирках исходным веществом дихромат калия $K_2Cr_2O_7$. Одну пробирку оставить для сравнения, а в другую добавить раствор щелочи до изменения окраски раствора.

Описать опыт. Написать молекулярные уравнения перехода хромата в дихромат и обратного процесса, используя следующие ионные уравнения:



Сделать вывод о влиянии среды на образование хроматов и дихроматов.

3. Вновь налить в две пробирки растворы хромата и дихромата калия. В обе добавьте несколько капель раствора $BaCl_2$.

Опишите происходящие изменения. В обоих случаях выпадает один и тот же осадок малорастворимого хромата бария BaCrO_4 , произведение растворимости которого равно $L_p = 2,4 \cdot 10^{-10}$.

Укажите цвет и состав осадков, выпадающих из растворов хромата и дихромата калия при добавлении в них BaCl_2 . Приведите в молекулярном виде уравнения соответствующих реакций. Объясните происходящие процессы с точки зрения смещения положения равновесия. Объясните, почему в обоих случаях образуется нерастворимый BaCrO_4 .

Опыт 3. Смещение равновесия при диссоциации слабых кислот.

В две пробирки внести по 1 мл 0,1 М уксусной кислоты. В каждую прибавить одну каплю метилоранжа. Под влиянием каких ионов индикатор принимает розовую окраску? Одну пробирку с кислотой оставить в качестве контрольной, а в другую внести немного ацетата натрия и перемешать раствор стеклянной палочкой. Сравнить окраску полученного раствора с окраской в контрольной пробирке. На изменение концентрации каких ионов указывает изменение окраски индикатора?

Написать схему диссоциации уксусной кислоты и выражение константы её диссоциации (константы равновесия). Объяснить смещение равновесия диссоциации кислоты при добавлении к ней ацетата натрия. Как изменяется при этом степень диссоциации кислоты и концентрация катионов водорода в растворе? Подтвердился ли в опытах принцип Ле Шателье?

Контрольные вопросы и задания

1. Какие реакции называют обратимыми и необратимыми?
2. Что называют химическим равновесием? Почему оно называется динамическим? Какие концентрации реагирующих веществ называют равновесными?
3. Что называют константой химического равновесия? От каких факторов она зависит?
4. Как можно управлять химическим равновесием? Какие факторы влияют на смещение химического равновесия?

5. Система $C_{(\text{графит})} + CO_{2(g)} \leftrightarrow 2CO_{(g)}$ ($\Delta H^\circ = 172,5 \text{ кДж}$) находится в состоянии равновесия. Указать: а) как изменится содержание СО в равновесной смеси с повышением температуры при неизменном давлении? С ростом общего давления при неизменной температуре? б) изменится ли константа равновесия при повышении общего давления и неизменной температуре? При увеличении температуры? При введении в систему катализатора?

6. При состоянии равновесия в системе: $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \leftrightarrow 2NH_{3(g)}$ ($\Delta H^\circ = -92,4 \text{ кДж}$) концентрации участвующих веществ равны: $[N_2] = 3 \text{ моль/л}$, $[H_2] = 9 \text{ моль/л}$, $[NH_3] = 4 \text{ моль/л}$. Определить: а) исходные концентрации H_2 и N_2 ; б) в каком направлении сместится равновесие, если уменьшить объем реакционного сосуда? в) рассчитайте константу равновесия.

3.8. Растворы

3.8.1. Свойства растворов.

Растворимость веществ

Цель работы – изучение свойств растворов, освоение методик приготовления растворов и определения их концентрации.

Приборы и посуда: термометры (на 150°C и комнатный), штатив с кольцом и лапкой, спиртовка, стаканы емкостью 100, 250 мл, пробирки.

Реактивы и материалы: нитрат аммония NH_4NO_3 , этанол C_2H_5OH , нитрат натрия $NaNO_3$, ацетат натрия CH_3COONa , Сульфат меди $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.

Опыт 1. Явления, наблюдаемые при растворении веществ.

а) изменение температуры

В две пробирки налить (до 1/3) воды и измерить ее температуру. В первую пробирку всыпать 2–3 г нитрата аммония, осторожно перемешать термометром и отметить самую низкую температуру. Во вторую пробирку внести несколько кусочков гидроксида натрия и после перемешивания отметить самую высо-

кую температуру. При растворении какого из веществ теплота выделяется, а какого поглощается? Объяснить происходящие явления.

б) изменение объема

Налить в пробирку (до 1/3) воды и осторожно добавить равный объем спирта. Положение верхнего уровня жидкости отметить резиновым кольцом. Закрыть пробкой и хорошо перемешать. После охлаждения отметить уровень раствора. Объяснить происходящее явление.

Опыт 2. Зависимость растворимости солей от температуры.

Налить в пробирку воды, всыпать в нее небольшое количество нитрата натрия, истолченного в порошок, и взбалтывать до полного растворения соли. Добавлять нитрат натрия и взбалтывать до тех пор, пока на дне пробирки не останется немного соли, не растворяющейся при взбалтывании. Нагреть пробирку до растворения соли и продолжать добавлять NaNO_3 в горячий раствор до получения насыщенного раствора. Что указывает на образование такого раствора? Нагреть раствор до кипения и затем дать ему охладиться до комнатной температуры. Отметить, какое количество кристаллов выделится. Сформулировать вывод о растворимости NaNO_3 в холодной и горячей воде.

Опыт 3. Пересыщенные растворы.

В пробирку насыпать 5 г ацетата натрия, прибавить 3 мл воды и нагревать до растворения соли. Затем, закрыв отверстие пробирки ватой, поставить пробирку в стакан с холодной водой. Когда раствор охладиться, вынуть вату и бросить в пробирку кристаллик ацетата натрия. Что наблюдается? Обратит внимание на разогревание раствора. Объяснить наблюдаемые явления. Объяснить происходящие изменения.

Опыт 4. Свойства кристаллогидратов.

Всыпать в пробирку несколько кристаллов медного купороса. Закрепить пробирку в штативе так, чтобы дно ее было немного выше отверстия (зачем?), и нагревать пробирку. Наблюдать за изменением цвета кристаллов. Когда все взятое вещество изменит свой цвет, нагревание прекратить. Написать уравнение реакции.

После охлаждения пробирки влить в нее 2 – 3 капли воды. Обратить внимание на разогревание соли и изменение ее цвета. Объяснить наблюдаемые явления. Написать уравнение реакции.

3.8.2. Приготовление растворов и определение их концентрации

Приборы и посуда: весы с разновесом, набор ареометров, термометр на 100 °С, мерная колба емкостью 100 мл, мерные цилиндры емкостью 50 и 250 мл, стаканы емкостью 100 мл, 300 мл, конические колбы, пипетки Мора на 10 мл, бюретки, воронки.

Реактивы и материалы: карбонат натрия кристаллический $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, серная кислота H_2SO_4 ($\rho = 1,84$ г/мл), соляная кислота HCl (0,1 н, $\rho = 1,19$ г/мл), гидроксид натрия NaOH (0,1 н раствор), индикатор (фенолфталеин, метилоранж).

Определение плотности раствора ареометром.

Между плотностью раствора и концентрацией растворенного вещества существует непосредственная зависимость. Для наиболее часто применяемых кислот, растворимых оснований и солей эта зависимость установлена и приводится в справочниках в виде таблиц (см. приложение таблица 1). Благодаря этому определение концентрации растворенного вещества в пределах точности – 0,5% может быть проведено путем экспериментального измерения плотности раствора и последующего нахождения концентрации вещества по табличным данным.

Плотность раствора определяют чаще всего с помощью ареометров. Ареометр – это стеклянный поплавоч, имеющий сверху шкалу, градуированную в единицах плотности. Исследуемый раствор наливают в стеклянный цилиндр. Осторожно погружая в него поочередно ареометры, подбирают такой из них, при котором уровень жидкости находится в пределах его шкалы. При этом ареометр не должен касаться стенок цилиндра. Показания шкалы ареометра на уровне мениска жидкости отвечает плотности этой жидкости.

Если в таблице нет значения плотности, точно соответствующего показанию ареометра, концентрацию находят интер-

поляцией. Например, измеренная плотность раствора карбоната натрия равна 1,070 г/мл. В таблице имеются значения:

Концентрация, % (масс.)	ρ , г/мл
8	1,0816
6	1,0606
Разность	0,0210

Полученное значение 1,070 г/мл отличается от плотности 6%-ного

раствора на $1,070 - 1,0606 = 0,0094$ г/мл. Составляем пропорцию:

$$\begin{array}{ll} 0,0210 \text{ г/мл} & \text{—} 2\% \\ 0,0094 \text{ г/мл} & \text{—} x \end{array} \quad x = 0,90\%$$

Таким образом, концентрация раствора карбоната натрия с плотностью 1,070 г/мл равна $6 + 0,90 = 6,90\%$.

Опыт 1. Приготовление растворов с заданной массовой долей вещества

а) из твердого вещества и воды.

Приготовить ____ г ____%-ного раствора карбоната натрия из кристаллической соды $\text{Na}_2\text{CO}_3 \times 10\text{H}_2\text{O}$ и воды (по заданию преподавателя).

Ход работы

1. Вычислить, какая масса $\text{Na}_2\text{CO}_3 \times 10\text{H}_2\text{O}$ требуется для приготовления ____ г ____%-ного раствора в расчете на безводную соль Na_2CO_3 .

2. Отвесить эту массу измельченной соды в предварительно взвешенном стаканчике на весах с точностью до 0,01 г.

3. Рассчитать, какой объем воды необходим для растворения взятой навески. Отмерить мерным цилиндром этот объем воды. Вылить воду в стакан и растворить в ней отвешенную соль.

4. Измерить температуру приготовленного раствора и, если она не равна температуре, указанной в таблице, довести ее до указанной величины, нагревая или охлаждая раствор.

5. Вылить раствор в сухой (или ополоснутый этим раствором) высокий узкий цилиндр и определить с помощью ареометра его плотность. Ареометр промыть водой, вытереть досуха и сдать лаборанту. Раствор вылить в приготовленную склянку.

6. По найденной плотности (таблица 8), определить ω (%) Na_2CO_3 в растворе. Если в таблице нет этой величины плотности, а есть немного меньшая или большая, то использовать метод интерполяции.

7. Рассчитать молярную и нормальную концентрации приготовленного раствора.

Таблица 8

**Массовая доля (ω ,%) и плотность
раствора карбоната натрия при 20°C**

ω , %	1	2	4	6	8	10	12	14
ρ , г/см ³	1,0086	1,0190	1,0398	1,0606	1,0816	1,1029	1,1244	1,1463

б) из концентрированного раствора и воды

Приготовить ____ г ____%-ного раствора соляной (серной или уксусной) кислоты из имеющегося в лаборатории раствора. (Масса раствора и массовая доля по заданию преподавателя)

Ход работы

1. Определить ареометром плотность раствора кислоты, имеющейся в лаборатории.

2. Найти в таблице 1 (приложение) ω (%) раствора кислоты, отвечающую найденной плотности.

3. Рассчитать, какую массу этого раствора кислоты нужно взять для приготовления заданного раствора, и затем пересчитать полученную величину на объем.

4. Рассчитать нужный объем воды, отмерить его мерным цилиндром и влить в стакан.

5. Отмерить мерным цилиндром рассчитанный объем раствора кислоты, влить его в воду, соблюдая правила техники

безопасности при работе с кислотами, и тщательно перемешать раствор.

6. Охладив его до нужной температуры (см. приложение, таблица 1) перелить в сухой высокий цилиндр и определить плотность ареометром.

7. Слить полученный раствор кислоты в приготовленную склянку. Пользуясь справочником определить ω (%) полученного раствора и проверить таким образом точность выполнения опыта.

8. Вычислить молярную и нормальную концентрации полученного раствора.

Опыт 2. Приготовление растворов определенной нормальной (молярной) концентрации.

Приготовьте 100 мл 0,1 н раствора соляной, серной кислоты и уксусной кислоты (*по заданию преподавателя*) из раствора, имеющегося в лаборатории. Для этого:

1. Определить ареометром плотность раствора серной (или соляной) кислоты, имеющейся в лаборатории.

2. Найти в таблице 1, приложения ω (%) раствора кислоты, отвечающую найденной плотности.

3. Рассчитать, какой объем этого раствора кислоты нужно взять для приготовления 0,1 н раствора.

4. В мерную колбу налить примерно третью часть объема дистиллированной воды и отмеренный пипеткой рассчитанный объем кислоты. Перемешать раствор и довести объем дистиллированной водой до метки. Снова перемешать. Использовать приготовленный раствор в следующем опыте.

Опыт 3. Определение концентрации растворов методом кислотно-основного титрования.

В данном опыте предлагается методом титрования определить точные концентрации, приготовленной в предыдущем опыте 0,1 н раствора кислоты.

В качестве стандартного раствора используют раствор щелочи с известной концентрацией (например, 0,1 н NaOH), установленной по первичному стандарту 0,1 н HCl.

В качестве первичного стандарта часто используют растворы, приготовленные из *фиксаналов (стандарт – титров)*, представляющих собой, точно отмеренное количество реактива в запаянной ампуле и предназначенных для быстрого приготовления раствора с заранее известной концентрацией.

Для приготовления такого раствора, в мерную колбу 1 емкостью 1 л (рис. 8) вставляют химическую воронку 2 и помещают в нее боек 3. Ампула 4 имеет углубления с двух сторон. Сухую, тщательно вымытую ампулу слегка ударяют углублением об острие бойка, а вторым бойком 3' пробивают верхнее отверстие и дают содержимому ампулы полностью вылиться. Затем, не изменяя положения ампулы, тщательно промывают ее изнутри дистиллированной водой из промывалки 6. Для промывания рекомендуется не менее чем пятикратный (по отношению к объему ампулы) объем воды. Затем доводят объем раствора дистиллированной водой до метки 5 и тщательно перемешать, закрыв колбу пробкой и переворачивая ее вверх дном и обратно несколько раз.

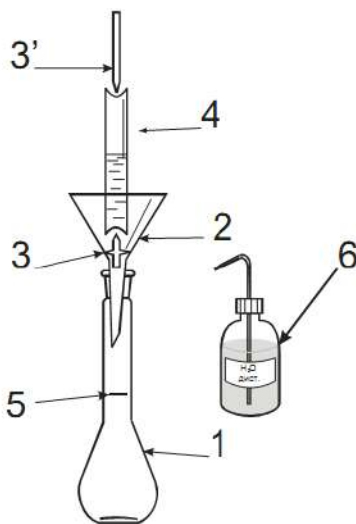


Рис. 8. Приготовление раствора из фиксанала

Ход работы

Таким образом, концентрацию приготовленного раствора кислоты ($\sim 0,1$ н.) можно определить, оттитровав её раствором NaOH известной концентрации.

Для этого к аликвоте исследуемого раствора, взятой пипеткой Мора, добавляют из бюретки стандартный раствор, по которому определяется концентрация исследуемого раствора. Момент нейтрализации устанавливают по изменению окраски индикатора (фенолфталеин, метилоранж).

Для увеличения точности определения концентрации растворов титрование необходимо провести не менее трёх раз и взять средний результат.

Для выполнения работы отмерьте пипеткой Мора три пробы по 10 мл в три конические колбы (рис. 9), добавьте в каждую из них по две капли фенолфталеина (метилоража). Заполните бюретку 1 раствором NaOH. Вначале бюретку заполняют немного выше деления, принятого за начало отсчёта, а затем избыток раствора сливают в стаканчик 3. Для этого большим и указательным пальцами сжимают эластичную трубку на клапане-бусинке 2. При этом необходимо следить, чтобы в носике бюретки не было пузырьков воздуха, влияющих на точность измерения. При наличии пузырьков воздуха в носике бюретки их необходимо предварительно удалить и лишь затем приступить к титрованию.

Провести титрование раствора кислоты гидроксидом натрия, добавляя его по каплям и непрерывно перемешивая раствор. Для этого колбу нужно держать пальцами одной руки, а клапан-бусинку открывать другой рукой.

Окончание титрования определяется по достижению малиновой окраски фенолфталеина, не исчезающей в течение 30 с от последней добавленной капли раствора NaOH (или по изменению цвета другого индикатора (метилрот, метилоранж)).

Отметить показания бюретки по нижнему мениску жидкости (рис. 9), который должен касаться метки. Снова заполнить бюретку стандартным раствором щелочи и повторить титрование кислоты, находящейся во второй, а затем в третьей колбах. Допустимое расхождение между измерениями 0,05 мл.

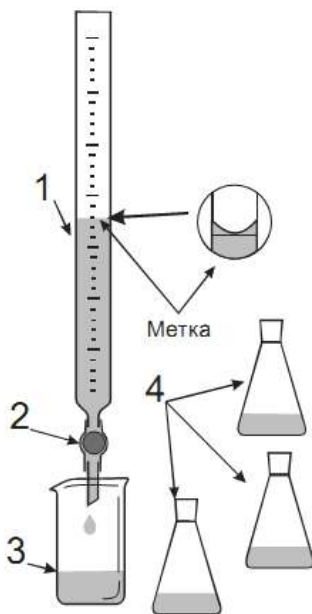


Рис. 9. Бюретка для титрования:

1 – бюретка, 2 – клапан-бусинка, 3 – стаканчик, 4 – конические колбы

Результаты титрования занести в таблицу 9. Из экспериментальных данных рассчитать нормальную концентрацию кислоты. Напишите уравнение реакции нейтрализации в молекулярной и сокращенной ионной формах.

Таблица 9

**Определение концентрации HCl
методом титрования гидроксидом натрия**

№	$\text{C}_{\text{н}} (\text{NaOH}),$ н	$V (\text{NaOH}),$ мл Пошедший на титрование 10 мл HCl	$V_{\text{сп}} (\text{NaOH}),$ мл	$\text{C}_{\text{н}} (\text{HCl}),$ н
1				
2				
3				

Вопросы и задания к лабораторной работе

1. Дайте определение раствору, растворителю, растворенному веществу?
2. Дайте определение насыщенному, пересыщенному растворам. Как можно приготовить пересыщенный раствор?
3. Объясните, как происходит процесс растворения.
4. Какие способы выражения концентрации растворов вы знаете?
5. В чем заключается принцип титрования? Напишите выражение основной расчетной формулы определения концентрации методом титрования.
6. Как можно определить нейтральность среды?
7. Каковы интервалы pH перехода окраски фенолфталеина, метилроta и метилоранжа?
8. В каких объемных соотношениях будет реагировать щелочь с кислотой при одинаковой нормальности их растворов?
9. Чему равны химические эквиваленты гидроксида натрия, соляной, уксусной и серной кислот?
10. Сколько миллилитров 24%-ного раствора аммиака ($\rho = 0,915$ г/мл) потребуется для приготовления 2 л 0,5 н раствора?
11. Смешали 350 мл раствора с концентрацией HCl 0,05 М и 500 мл раствора с концентрацией HCl 250 ммоль/л. Вычислите молярную концентрацию соляной кислоты в полученном растворе.
12. Определить процентную концентрацию, молярность и молярность 1,9 н. раствора фосфорной кислоты, плотность которого 1,031 при $f_{\text{экв}} = 1/3, 1/2$.
13. Чему равен титр раствора серной кислоты, если для получения 2 л этого раствора взяли 25 мл серной кислоты с массовой долей 61,54% и плотностью 1,1515?

3.9. Электролитическая диссоциация

Цель работы – ознакомление с процессами в водных растворах электролитов и их характеристиками: электролитическая диссоциация, степень и константа диссоциации, ионное произведение воды.

Приборы и посуда: штатив с пробирками, колбы мерные емкостью 50 и 100 мл, кондуктометр, рН-метр.

Реактивы: цинк (гранулы); хлорид кальция CaCl_2 ; хлорид меди CuCl_2 , ацетон $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$; этанол $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$,

Растворы: соляная кислота HCl (0,1 н. и конц.); серная кислота H_2SO_4 (0,1 н., разб. конц.); уксусная кислота CH_3COOH (0,1 н.), гидроксид натрия NaOH (2 н.); Аммиак водный (2 н., 0,1 н., конц.), хлорид натрия NaCl (1 н.), хлорид калия KCl (1 н.); хлорид меди CuCl_2 (0,5 н.); хлорид железа FeCl_3 (0,5 н.); хлорид кобальта CoCl_2 (насыщ.); нитрат серебра AgNO_3 (0,1 н.); нитрат калия KNO_3 (1 н.); Сульфат натрия Na_2SO_4 (1 н.); ацетат натрия CH_3COONa (1 н.); лакмус; метиловый оранжевый; фенолфталеин.

Ход работы

Опыт 1. Электропроводность кислот, щелочей и солей.

а) Подготовьте 0,1 н растворы соляной, серной, уксусной кислоты и растворов гидроксида натрия и аммиака.

С помощью кондуктометра Эксперт – 002 (рис. 10) измерьте электропроводность этих растворов, используя датчики наливного типа (предварительно ознакомьтесь с работой прибора). При этом измерительная часть датчика (кольца) должна быть полностью покрыта образцом. В процессе измерения следует визуально контролировать отсутствие газовых пузырьков на внутренней стенке датчика. При их появлении следует встряхнуть датчик и удалить пузырьки. Между измерениями в различных образцах ополаскивайте датчик дистиллированной водой.

На основании полученных результатов расположите кислоты и основания в ряд их активности.

б) Испытать электропроводность 1 н. растворов солей хлорида калия, нитрата калия, сульфата натрия, ацетата натрия. Сделать вывод о силе исследованных электролитов.

Почему электролиты одинаковой концентрации проводят эл. ток по-разному? Что такое слабые и сильные электролиты? Что такое степень диссоциации?



Рис. 10. Кондуктометр Эксперт – 002 с датчиком наливного типа.

Опыт 2. Диссоциация солей.

а) Взять немного хлорида меди (II) и отметить цвет твердой соли. Одну часть соли растворить в ацетоне, а другую – в воде. Наблюдать окраску раствора в первом и во втором случаях. Дать объяснение.

б) Кристаллик хлорида меди (II) растворить в 2–3 каплях воды. Отметить окраску раствора. Добавить несколько миллилитров воды. Наблюдать изменение окраски раствора. Дать объяснение. Написать уравнение реакции диссоциации хлорида меди (II).

Опыт 3. Сравнение химической активности сильных и слабых электролитов.

а) В одну пробирку налить 5 мл 0,1 н. раствора соляной кислоты, в другую – столько же 0,1 н. раствора уксусной кислоты. Опустить в каждую пробирку по одинаковому кусочку цинка.

Какой газ выделяется в пробирках? Написать уравнение происходящих реакций. В какой кислоте процесс идет более энергично?

Объяснить это явление, пользуясь данными о степени диссоциации соляной и уксусной кислот в их 0,1 н. растворах.

б) Налить в две пробирки раствор хлорида кальция. В одну пробирку добавить 2 н. раствор гидроксида натрия, а в другую – такой же объем 2 н. раствора аммиака (растворы не должны содержать карбонатов). Что наблюдается? Объяснить причину различного действия на хлорид кальция взятых оснований.

Опыт 4. Окраска индикаторов

а) Налить в три пробирки по 3 мл дистиллированной воды и прибавить по 2 капли раствора одного из индикаторов: лакмуса, метилового оранжевого и фенолфталеина. Отметить в таблице их цвет в нейтральной среде. В каждую пробирку прибавить раствор какой-нибудь кислоты. Наблюдать изменения окраски и записать их в соответствующие графы таблицы 10.

б) Прodelать то же самое, взяв вместо кислоты раствор какой-либо щелочи.

Таблица 10

Окраска индикаторов

среда	Цвет индикатора		
	лакмус	Метилоранж	фенолфталеин
Нейтральная			
Кислая			
Щелочная			

Опыт 5. Химическое равновесие в растворах электролитов.

а) три пробирки налить по несколько капель насыщенного раствора хлорида кобальта (II) CoCl_2 , отметив предварительно окраску раствора. В первую пробирку внести несколько капель концентрированной HCl , во вторую – несколько кристаллов CaCl_2 и в третью – спирт. Наблюдать изменение окраски раствора во всех случаях.

К раствору, находящемуся в первой пробирке, добавить несколько капель воды до изменения окраски раствора, затем сно-

ва добавить концентрированной HCl . Что наблюдается? Написать уравнение реакции диссоциации CoCl_2 . Объяснить изменение окраски растворов во всех случаях, исходя из того, что гидратированный ион кобальта (II) $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ имеет розовую окраску, а молекулы CoCl_2 синюю.

б) Налить в пробирку 5 мл воды и две капли фенолфталеина. Внести в пробирку одну каплю концентрированного раствора аммиака. Как изменилась окраска фенолфталеина? Какова реакция среды раствора аммиака?

Написать уравнения реакций обратимых процессов, происходящих при растворении аммиака в воде. Разлить содержимое пробирки пополам и к одной части добавить щепотку хлорида аммония NH_4Cl . Перемешать раствор стеклянной палочкой и сравнить окраску растворов в двух пробирках. Объяснить смещение равновесия процесса диссоциации гидроксида аммония при добавлении NH_4Cl . Написать выражение константы его диссоциации.

Опыт 6. Зависимость pH раствора сильного электролита от концентрации.

1. Приготовить 100 мл 0,1 М раствор HCl и определить его концентрацию методом титрования (или взять раствор, полученный ранее в работе «Приготовление растворов»).

2. Методом последовательного разбавления приготовить 10^{-2} М, 10^{-3} М, 10^{-4} М растворы HCl . Для этого пробу 10 мл 0,1 М раствора, взятую мерной пипеткой, перенести в мерную колбу на 100 мл, довести объем раствора дистиллированной водой до метки и перемешать раствор. Полученный 10^{-2} М раствор HCl , в свою очередь, разбавить в 10 раз и т.д.

3. Растворы перенести в пронумерованные стаканы и измерить pH, начиная с минимальной концентрации, с помощью анализатора «Эксперт – 001» (рис. 11). Предварительно ознакомьтесь с инструкцией работы на анализаторе! Промывать электроды водой перед измерением более концентрированного раствора не нужно. Сравнить полученные значения pH с рассчитанными. Полученные данные занести в таблицу 11:

Зависимость pH от концентрации раствора HCl

C, моль/л	pH_{эксп}	pH_{теор}
10^{-1}		
10^{-2}		
10^{-3}		
10^{-4}		

**Рис. 11.** Анализатор жидкости «Эксперт – 001»

1. Для каких концентраций HCl наблюдается совпадение рассчитанных и экспериментальных данных?

2. В чем причина различия экспериментальных и расчетных данных для некоторых растворов?

Опыт 7. Зависимость pH растворов слабых кислот от концентрации.

1. Приготовить 0,1 М раствор уксусной кислоты и определить его концентрацию методом титрования.

2. Методом последовательного разбавления приготовить $2 \cdot 10^{-2}$ М, $4 \cdot 10^{-3}$ М, растворы. Для этого пробу 10 мл 0,1 М раствора мерной пипеткой перенести в мерную колбу на 50 мл, до-

вести объем раствора дистиллированной водой до метки и перемешать. Полученный таким образом $2 \cdot 10^{-2}$ М раствор разбавить еще в 5 раз и т. д.

3. Растворы перенести в пронумерованные сухие стаканы и измерить их pH, начиная с минимальной концентрации.

4. Из полученных значений pH рассчитать степень диссоциации (α) и константу диссоциации (K_a) уксусной кислоты для каждого раствора в приближении равенства активностей участвующих в равновесии соединений и ионов их концентрациям. Полученные данные внести в таблицу 12. Сравнить полученное значение K_a со справочной величиной (см. приложение, табл. 2).

Таблица 12

**Зависимость pH и степени диссоциации α
от ее концентрации**

С, моль/л	pH _{эксп}	α _{эксп}	K_a эксп	pH _{теор}
10^{-1}				
$2 \cdot 10^{-2}$				
$4 \cdot 10^{-3}$				

Как зависит степень диссоциации слабых электролитов от концентрации раствора?

Контрольные вопросы и задания

1. Какие электролиты называются сильными, а какие – слабыми? Перечислите кислоты и основания, являющиеся сильными электролитами.

2. Написать уравнение электролитической диссоциации следующих веществ и показать, когда процесс диссоциации идет ступенчато: $AlCl_3$, H_3PO_4 , $Ca(OH)_2$, $Cu(NO_3)_2$.

3. Почему в растворе электролиты распадаются на ионы неодинаково?

4. Какими фактами можно подтвердить, что диссоциации процесс обратимый?

5. Какова взаимосвязь между типом химической связи и электролитической диссоциацией?

6. Какая из кислот наиболее сильная: H_2S , H_2Se , HCl , HJ . Почему, ответ мотивируйте. Составьте уравнения диссоциации каждой кислоты.

7. Составьте схему ступенчатой диссоциации сернистой кислоты. Объясните с точки зрения химического равновесия, почему диссоциация по второй ступень происходит значительно слабее, чем по первой?

3.10. Реакции в растворах электролитов. Произведение растворимости

Цель работы – проведение необратимых и обратимых ионообменных реакций в водных растворах, изучение влияния условий взаимодействия на состояние равновесия ионообменных реакций; получение и исследование свойств малорастворимых веществ.

Приборы и посуда: шпатель, штатив с пробирками, стеклянная палочка, термометр, воронка.

Реактивы и материалы: цинк, гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$, фенолфталеин, универсальная индикаторная бумага, фильтровальная бумага.

Растворы: соляная кислота HCl (2 н.), серная кислота H_2SO_4 (2 н.), уксусная кислота CH_3COOH (2 н.), гидроксид натрия NaOH (2 н.), гидроксид калия KOH (2 н.), ацетат натрия CH_3COONa (2 н. и 0,5 н.), сульфат натрия Na_2SO_4 (2 н.), сульфид натрия Na_2S (1 н.), хлорид бария BaCl_2 (0,5 н. и насыщ.), хлорид стронция SrCl_2 (0,5 н.), сульфат стронция SrSO_4 (насыщ.), хлорид кальция CaCl_2 (0,5 н.), хлорид меди (II) CuCl_2 (0,5 н.), сульфат цинка ZnSO_4 (0,5 н.), сульфат железа (II) FeSO_4 (0,5 н.), сульфат алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (0,5 н.), хлорид хрома (III) CrCl_3 (0,5 н.), нитрат висмута $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ (0,5 н.), хлорид аммония NH_4Cl (0,5 н.), хлорид калия KCl (0,5 н.), йодид калия KI (0,5 н.), хромат калия K_2CrO_4 (0,5 н.), нитрат серебра AgNO_3 (0,1 н.), нитрат свинца $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ (0,5 н.).

Ход работы

Опыт 1. Реакция нейтрализации.

а) Взаимодействие сильной кислоты и сильного основания

Налить в фарфоровую чашку 5 мл 2 н. раствора HCl и прибавлять к нему по каплям 2 н. раствор NaOH . Раствор перемешивать стеклянной палочкой и испытывать его действие на лакмус, перенося каплю раствора на лакмусовую бумажку. Нужно добиться нейтральной реакции (синяя и красная лакмусовая бумажка не изменяет окраску). Полученный раствор выпарить досуха. Что образовалось? Написать молекулярные и ионные уравнения реакций.

б) Взаимодействие слабой кислоты и сильного основания

Налить в пробирку 2 мл 2 н. раствора щелочи и добавить одну каплю фенолфталеина. Добавлять по каплям 2 н. раствор уксусной кислоты до обесцвечивания раствора. Написать молекулярные и ионные уравнения реакций. Объяснить, почему равновесие ионной реакции, в которой принимает участие слабый электролит (уксусная кислота), сдвигается в сторону образования молекул воды.

Опыт 2. Выделение теплоты при нейтрализации.

а) Отмерить по 50 мл 2 н. растворов NaOH и HCl . Вылить растворы в два стакана и измерить температуру растворов. Смешать кислоту со щелочью в одном из стаканов и осторожно перемешать жидкость термометром. Что наблюдается? Написать молекулярные и ионные уравнения реакций.

б) Повторить предыдущий опыт, взяв 2 н. растворы другой щелочи (например, KOH) и другой кислоты (например, H_2SO_4). Написать молекулярные и ионные уравнения реакций. Чем объясняется одинаковое повышение температуры в этих опытах?

Опыт 3. Получение малорастворимых оснований.

а) В три пробирки внести по 2–3 капли растворов солей: хлорида магния, сульфата меди (II) и нитрата висмута (III); в каждую добавить гидроксид натрия до выпадения осадка. Описать опыт. Отметить цвет и структуру полученных малорастворимых оснований, написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

б) Наполнить $1/4$ часть пробирки раствором хлорида хрома (III), добавить раствор гидроксида натрия по каплям до выпадения осадка. Осадок разделить на две части. В одну пробирку с осадком прилить избыток щелочи, в другую – соляную кислоту.

Написать уравнения реакций получения гидроксида хрома (III) и его взаимодействия с HCl и NaOH. Повторить и описать опыт с использованием сульфата алюминия и сульфата цинка.

Опыт 4. Действие на соль слабой кислоты сильной кислотой.

В две пробирки налить по 5 мл 2 н. раствора соляной кислоты и опустить в каждую из них по одинаковому кусочку цинка. Когда в обеих пробирках установится равномерное выделение водорода, прилить в одну из них 5 мл 2 н. раствора ацетата натрия CH_3COONa , а в другую – 5 мл воды. Что наблюдается? Написать молекулярные и ионные уравнения реакций.

Применяя закон действия масс, объяснить, почему добавление соли слабой кислоты к раствору сильной кислоты уменьшает реакционную способность последней.

Опыт 5. Образование труднорастворимых солей.

Налить в три пробирки по 2–3 мл растворов хлоридов бария, стронция и кальция. В первую пробирку прилить раствор сульфата натрия, во вторую – насыщенный раствор сульфата калия и в третью – насыщенный раствор сульфата стронция.

Объяснить наблюдаемые явления, пользуясь правилом произведения растворимости. Написать молекулярные и ионные уравнения реакций.

Опыт 6. Растворение осадка электролита при уменьшении концентрации одного из его ионов.

а) Всыпать в пробирку немного гидроксида кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$, добавить воды и взболтать. К полученному насыщенному раствору с осадком прилить разбавленную соляную кислоту. Что наблюдается? Написать выражение произведения растворимости $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и объяснить происходящее явление.

Опыт 7. Зависимость растворимости осадков труднорастворимых электролитов от величины их произведения растворимости.

Получить осадки сульфидов железа (II) и меди. Подействовать на полученные осадки 2 н. раствором соляной кислоты. Какой из осадков растворился? Объяснить различие в растворимости осадков, используя значения произведений растворимости, написать ионные уравнения реакций.

Опыт 8. Реакции, идущие с образованием летучего соединения.

В пробирку налить немного раствора какой-нибудь соли аммония, прибавить 1–2 мл раствора NaOH и нагреть до кипения. В выделяющиеся пары внести влажную красную лакмусовую бумажку. Что наблюдается? Дать объяснение. Написать уравнения реакций.

Опыт 9. Дробное осаждение.

В двух пробирках получить отдельно хлорид и йодид свинца (II). Отметить цвет образовавшихся осадков. В третью пробирку внести 4 капли раствора йодида калия и столько же раствора хлорида натрия. Добавить одну каплю раствора нитрата свинца (II). С какими ионами (I^- или Cl^-) в первую очередь взаимодействуют катионы Pb^{2+} ?

Налить избыток нитрата свинца (II). Дать осадку отстояться. Что наблюдается? В отчете описать опыт и наблюдаемые явления. Написать уравнения протекающих реакций. Объяснить (с учетом соответствующих значений L_p) последовательность образования осадков при добавлении $Pb(NO_3)_2$ к раствору, содержащему хлорид (Cl^-)-ионы и йодид (I^-)-ионы.

Сделать вывод о практическом значении дробного осаждения ионов.

Опыт 10. Переосаждение малорастворимых веществ.

а) *Получение сульфида свинца (II) из сульфата свинца (II).*
В пробирку внести 2 капли раствора нитрата свинца (II) и прибавить туда же три капли раствора сульфата натрия. Осадок какого вещества образовался?

Осадку дать отстояться и кусочком фильтровальной бумаги или пипеткой отобрать жидкую фазу. К осадку добавить 3–4 капли сульфида аммония и перемешать осадок стеклянной палочкой. Как изменился цвет осадка? Какое вещество образовалось?

Описать опыт и наблюдаемые явления. Написать ионно-молекулярные уравнения реакций, выражения произведения растворимости и их численные значения (см. табл. 3, приложение) для полученных малорастворимых веществ. В выводе объяснить переход одного осадка в другой.

б) *Получение хромата свинца (II) из сульфата свинца (II)*. Прodelать опыт аналогично опыту 10 а по получению сульфата свинца (II) и перевести его в хромат свинца (II). Как изменился цвет осадка?

Описать опыт и наблюдения, написать уравнения реакций. Записать численные значения произведений растворимости полученных веществ и объяснить переход сульфата свинца (II) в хромат свинца (II).

в) *Получение йодида серебра из хромата серебра и сульфида серебра из йодида серебра*. В пробирку внести раствор хромата калия, добавить раствор AgNO_3 , отметить цвет образовавшегося осадка. После отстаивания осадка удалить раствор пипеткой или фильтровальной бумагой. К осадку добавить 2–3 капли раствора йодида калия и перемешать его стеклянной палочкой. Как изменился цвет осадка? Дополнительно прибавить 3–4 капли раствора сульфида натрия и вновь наблюдать изменение цвета осадка.

В отчете описать опыт и написать уравнения всех реакций, протекающих по ходу превращений: $\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag}_2\text{CrO}_4 \downarrow \rightarrow \text{AgI} \downarrow \rightarrow \text{Ag}_2\text{S} \downarrow$

Используя численные значения L_p (табл. 3, приложение), объяснить направление протекания каждой реакции.

Контрольные вопросы и задания

1. Напишите полные и краткие ионно-молекулярные уравнения реакций между: а) серной кислотой и гидроксидом натрия; б) сероводородной кислотой и гидроксидом натрия. Поче-

му краткие ионно-молекулярные уравнения этих реакций различны? Будет ли одинаковым тепловой эффект этих реакций нейтрализации? В каких случаях ионно-обменная реакция идет до конца, а в каких – до состояния равновесия?

2. Определите, возможно ли протекание до конца реакций между:

а) гидроксидом аммония и хлороводородной (соляной) кислотой

б) сульфатом калия и нитратом натрия

в) хлоридом меди и гидроксидом калия

Ответы подтвердите записью уравнений реакций в молекулярной и ионно-молекулярной форме и сравнением $K_{\text{дис}}$, если это необходимо.

3. Чем определяются амфотерные свойства гидроксидов? Что получится при растворении амфотерного гидроксида в щелочи? Напишите в молекулярной и ионно-молекулярной форме реакции растворения гидроксида цинка в соляной кислоте и в гидроксиде калия.

5. Как влияет на равновесие в растворе электролита добавление вещества, содержащего одноименный ион? Как изменится концентрация ионов водорода в растворе уксусной кислоты при добавлении ацетата натрия? Как изменится концентрация гидроксид-ионов в растворе гидроксида аммония при добавлении в раствор хлорида аммония?

6. Используя понятие о произведении растворимости, объяснить растворимость гидроксида цинка в соляной кислоте.

7. Рассчитайте pH 10^{-3} М растворов хлористоводородной (соляной) кислоты, фтористоводородной кислоты, гидроксида калия, гидроксида аммония. (При решении задач следует использовать понятия сильный и слабый электролит)

8. В 500 мл насыщенного раствора содержится $0,94 \cdot 10^{-3}$ г AgCl. Вычислить произведение растворимости этой соли.

9. Произведение растворимости иодида свинца при 25 °С равно $8,7 \cdot 10^{-9}$. Вычислить растворимость этой соли в моль/л.

10. Сколько граммов BaCO_3 содержится в 5 л раствора, насыщенного при 25 °С?

3.11. Гидролиз солей

Цель работы – изучение реакции гидролиза некоторых солей, изучение влияния состава солей и внешних условий на полноту их гидролиза.

Приборы и посуда: мерный цилиндр емкостью 10 мл, спиртовка, воронка, стеклянная палочка, штатив с пробирками.

Реактивы и материалы: магний (порошок), универсальная индикаторная бумага, фильтровальная бумага.

Растворы. Соляная кислота HCl (2 н.), гидроксид натрия NaOH (2 н.), сульфат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ (2 н.), хлорид алюминия (III) AlCl_3 (2 н.), хлорид железа (III) FeCl_3 (2 н.), сульфат железа (II) FeSO_4 (2 н.), сульфат меди (II) CuSO_4 , (0,5 н.), нитрит натрия NaNO_2 (2 н.), сульфид натрия Na_2S (1 н.), сульфит натрия Na_2SO_3 (2 н.), карбонат натрия Na_2CO_3 (2 н.), Ацетат натрия CH_3COONa (2 н.), хлорид натрия NaCl (2 н.), хлорид сурьмы SbCl_3 (0,5 н.), фенолфталеин (спиртовой).

Ход работы

Опыт 1. Реакция среды растворов солей при гидролизе.

а) Из имеющихся в лаборатории реактивов подобрать растворы солей, образованных слабой кислотой и сильным основанием. Налить в одну пробирку раствор соли, образованной одноосновной кислотой, в другую – раствор соли, образованной многоосновной кислотой, и исследовать реакцию среды растворов, нанося каплю раствора на лакмусовую бумажку стеклянной палочкой. Написать молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза взятых солей. В каком случае гидролиз будет происходить ступенчато?

б) Написать уравнение реакции гидролиза сульфата меди (II) в молекулярной и ионной форме. Как действует его раствор на лакмус? Проверить правильность заключения, проделав опыт.

Какие ионы обусловили изменение цвета лакмуса? В результате какого процесса эти ионы появились?

в) Какую реакцию на лакмус должен показывать раствор хлорида натрия? Проверить правильность заключения, осуществив опыт.

Результаты испытаний растворов солей на индикатор представить в виде таблицы 13:

Таблица 13

Исследование реакции среды солей при гидролизе

Формула соли	Окраска лакмуса	Реакция среды	Значение pH в растворе

Опыт 2. Исследование продуктов гидролиза.

Налить в пробирку немного раствора хлорида железа (III) FeCl_3 и испытать его действие на лакмусовую бумажку. Написать уравнение реакции гидролиза FeCl_3 по первой ступени.

В раствор FeCl_3 внести немного порошка магния. Наблюдать выделение пузырьков газа. Какой газ выделяется? Дать объяснение.

Опыт 3. Влияние температуры на степень гидролиза.

Смешать в пробирке по 3 мл растворов хлорида железа (III) и ацетата натрия. Заметны ли внешние признаки протекания химической реакции? Нагреть жидкость до кипения. Что наблюдается? Написать уравнения реакций образования ацетата железа (III) и его гидролиза.

Опыт 4. Влияние разбавления раствора на степень гидролиза.

Налить в пробирку 1 мл раствора хлорида сурьмы (III) и добавить в него по каплям дистиллированную воду до образования осадка. Написать уравнения реакций гидролиза, считая, что до разбавления гидролиз практически протекает по первой ступени. После разбавления усиливается вторая ступень гидролиза и образуется SbOCl (продукт разложения дигидроксохлорида сурьмы (III) $\text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl}$). Раствор с полученным осадком сохранить для следующего опыта.

Опыт 5. Обратимость гидролиза.

а) К раствору с осадком, полученным в опыте 5, прилить HCl до растворения осадка, затем снова добавить воду. Дать объяснение наблюдаемым явлениям. Как влияет изменение концентрации ионов водорода в данном случае на равновесие гидролиза?

б) Написать уравнение реакции гидролиза ацетата натрия CH_3COONa в молекулярной и ионной форме. Какова должна быть реакция среды? К раствору CH_3COONa добавить 2-3 капли фенолфталеина. Отметить интенсивность окраски. Половину полученного раствора отлить в другую пробирку и оставить для сравнения, а оставшийся раствор нагреть до кипения. Как меняется интенсивность окраски? Охладить раствор и сравнить его с контрольным образцом. Дать объяснение наблюдаемым явлениям.

Опыт 6. Изучение влияния заряда катиона на полноту гидролиза по катиону

С помощью универсальной индикаторной бумаги сравнить pH растворов FeSO_4 и FeCl_3 . Какая из двух солей гидролизуеться сильнее и почему? Написать молекулярные и ионные уравнения гидролиза этих солей по первой ступени.

Опыт 7. Сравнение гидролизуетьмости по аниону.

С помощью универсальной индикаторной бумаги сравнить pH растворов Na_2SO_3 и Na_2CO_3 . Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза. По величине pH указать, в каком из двух растворов больше: а) степень гидролиза; б) концентрация OH^- ионов. Какой анион обладает большей поляризуетьмостью?

Опыт 8. Полный гидролиз.

К раствору соли алюминия в пробирке прилить раствор карбоната натрия Na_2CO_3 . Нагреть пробирку, отфильтровать образовавшийся осадок и промыть его на фильтре горячей водой для удаления избытка Na_2CO_3 . Доказать опытным путем, что полученный осадок является не солью угольной кислоты, а гидроксидом алюминия. Составить уравнения реакций образования карбоната алюминия и его гидролиза.

Контрольные вопросы и задания

1. Приведите примеры растворимых в воде солей, среда растворов которых нейтральная, кислая, щелочная. Напишите уравнения их гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

2. Приведите примеры солей, гидролиз которых идет только по катиону, только по аниону, и по катиону и по аниону одновременно. Напишите уравнения их гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

3. Приведите примеры солей, гидролиз которых возможен по одной, двум и трем ступеням. Напишите уравнения их гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

4. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения совместного гидролиза: а) сульфата хрома (III) и карбоната натрия и б) нитрата алюминия и сульфида калия.

5. Как влияет добавление растворов KOH, $ZnCl_2$, Na_2S , соляной кислоты и твердого NaCl на гидролиз карбоната калия (гидролиз усиливает, ослабляется, влияния не наблюдается).

6. Почему соли, состоящие из катионов сильного основания и анионов сильной кислоты, не подвергаются гидролизу? Приведите два примера.

7. Как вычислить константу гидролиза соли? Какая соль лучше гидролизуется: карбонат натрия или гидрокарбонат натрия, фосфат натрия или фторид натрия (молярные концентрации солей одинаковы)?

8. Как влияет повышение температуры и разбавление на степень гидролиза?

3.12. Комплексные соединения

Цель работы – ознакомление со свойствами комплексных соединений, способами их получения и устойчивостью в растворах.

Приборы и посуда: Мерный цилиндр емкостью 10 мл, штатив с пробирками, спиртовка.

Реактивы: Цинк, хлорид хрома (III) $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (кристаллы).

Растворы: гидроксид натрия NaOH (2 н.), аммиак водный (2 н.), азотная кислота HNO_3 (2 н.), сульфид аммония $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ (2 н.), хлорид бария BaCl_2 (1 н.), Нитрат висмута (III) $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ (0,5 н.), сульфат железа (II) FeSO_4 (0,5 н.), хлорид железа (III) FeCl_3 (0,5 н.), железоаммонийные квасцы $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ (0,5 н.), йодид калия KI (насыщ. и 0,1 н.), гексацианоферрат (III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (0,5 н.), роданид калия KSCN (насыщ. и 0,5 н.), Хлорид кобальта (II) CoCl_2 (0,5 н.), хлорид натрия NaCl (2 н.), тиосульфат натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (1 н.), хлорид меди (II) CuCl_2 (0,5 н.), нитрат серебра AgNO_3 (0,1 н.).

Опыт 1. Образование и диссоциация соединений с комплексным катионом.

а) Налить в пробирку 1–2 мл раствора AgNO_3 и добавить немного раствора NaCl . К образовавшемуся осадку приливать раствор аммиака до его растворения. Составить уравнения реакций, учитывая, что координационное число Ag^+ равно двум. Объяснить происходящие изменения.

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

Полученный раствор сохранить для опыта № 4.

Опыт 2. Образование и диссоциация соединения с комплексным анионом.

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

уравнение реакции образования и диссоциации комплексного соединения, учитывая, что его координационное число Вi^{3+} равно четырем.

Опыт 3. Различие между простыми и комплексными ионами железа (III).

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

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

в) Налить в одну пробирку немного раствора FeCl_3 , а в другую – $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и добавить в каждую одинаковый объем раствора FeSO_4 . Объяснить отсутствие изменений в первой пробирке и образование во второй осадка так называемой турнбулевой сини $\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

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

Опыт 4. Прочность и разрушение комплексных ионов.

а) Получить в пробирке $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, как это было сделано в опыте 1. Полученный раствор разлить в четыре пробирки и использовать в опытах 4 б), в) и д).

б) Налить в пробирку 1 – 2 мл раствора $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, полученного в опыте 4 а), и добавить туда кусочек цинка. Что наблюдается? Записать уравнение реакции образования комплексного аммиаката цинка, учитывая, что координационное число Zn^{2+} равно четырем.

Объяснить, пользуясь таблицей констант нестойкости комплексных ионов (табл. 4, приложение), причину вытеснения цинком серебра из его аммиачного комплексного иона.

в) Налить в две пробирки одинаковые объемы раствора AgNO_3 . В одну из них добавить раствор NaOH , в другую – KJ . Записать наблюдения.

Эти реакции характерны для иона Ag^+ и могут быть использованы для его обнаружения. Составить уравнения реакций.

Раствор $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, полученный в опыте 4 а), налить по 1 мл в две пробирки. В одну пробирку прилить раствор NaOH , а в другую – раствор KJ . Что происходит? Написать уравнение диссоциации комплексного иона $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ и выражение константы нестойкости его. Дать объяснение наблюдаемым явлениям, пользуясь уравнением диссоциации комплексного иона и правилом произведения растворимости.

г) Получить в пробирке осадок AgCl . Затем добавлять 1 н. раствор $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ до полного растворения осадка. Написать уравнение реакции образования $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$. К полученному раствору комплексного соединения добавить раствор KJ . Сравнить результаты с полученными в опыте 4 в). Написать выражения для констант нестойкости аммиачного и тиосульфатного комплексов серебра и решить по результатам опытов 4 в) и г), какая константа имеет большее значение.

д) Налить в пробирку 1–2 мл раствора $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, полученного в опыте 4а), и добавлять разбавленную HNO_3 до выпадения осадка AgCl . Объяснить наблюдаемые явления, исходя из того, что константы нестойкости ионов $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ и NH_4^+ соответственно равны $6,8 \cdot 10^{-8}$ и $6,0 \cdot 10^{-10}$.

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

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

Дать объяснение наблюдаемым явлениям, исходя из данных о величинах произведений растворимости $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и CuS и константы нестойкости иона $[\text{Cu}((\text{NH}_3)_4)]^{2+}$ (табл. 3 и 4, приложение).

Опыт 5. Диссоциация двойной соли.

Доказать наличие ионов NH_4^+ , Fe^{3+} , SO_4^{2-} в растворе железо-аммонийных квасцов $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$, проделав для них характерные реакции с помощью растворов щелочи, KSCN и BaCl_2 .

Написать ионные уравнения реакций. Составить уравнение электролитической диссоциации железоаммонийных квасцов.

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

Опыт 6. Влияние концентрации раствора на комплексообразование.

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

Контрольные вопросы и задания

1. Какие соединения являются соединениями первого порядка, а какие – второго?

2. На примере $\text{Co}[(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ расскажите о структуре комплексных соединений

3. Какое основание является более сильным $\text{Cu}(\text{OH})_2$ или $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$? Почему?

4. Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя в следующих комплексах: $\text{K}[\text{AuBr}_4]$, $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$, $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$, $\text{Ba}[\text{Cu}(\text{SCN})(\text{CN})_3]$

3.13. Окислительно-восстановительные реакции

Цель работы – практическое ознакомление с наиболее распространенными окислителями и восстановителями и с различными типами окислительно-восстановительных реакций.

Растворы, реактивы: перманганат калия KMnO_4 (0,1 н.), дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (0,5 н.), сульфит натрия Na_2SO_3 (0,5 н.), нитрит натрия NaNO_2 (0,5 н.), гидроксид калия KOH (0,1 н.), серная кислота H_2SO_4 (2 н.), сульфат железа FeSO_4 (0,5 н.), хлорид железа (III) FeCl_3 (0,5 н.), роданид аммония NH_4CNS (0,5 н.), бромид калия KBr (0,1 н.), йодид калия KI (0,1 н.), хлорид хро-

ма (III) CrCl_3 (0,5 н.), хлорид олова (II) SnCl_2 (0,5 н.), нитрат висмута(III) $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ (0,5 н.), пероксид водорода H_2O_2 (3%), хлорная вода, диоксид марганца MnO_2 (тв.), дихромат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (тв.).

Опыт 1. Влияние среды на окислительные свойства перманганата калия.

а) В пробирку наливают раствор KMnO_4 , раствор серной кислоты и добавляют раствор Na_2SO_3 или K_2SO_3 . Что наблюдается? Составьте уравнение реакции и подберите коэффициенты.

б) В пробирку наливают немного раствора KMnO_4 и добавляют немного раствора Na_2SO_3 или K_2SO_3 . Наблюдается образование осадка. Установите его формулу, составьте уравнение реакции.

в) В пробирку наливают немного раствора KMnO_4 , прибавляют столько же концентрированного раствора KOH и немного раствора K_2SO_3 . Отметить цвет полученного раствора. Что происходит при стоянии раствора? Сделать вывод об устойчивости окрашенного раствора. Написать уравнения реакций.

Для опытов *а, б, в* напишите уравнения реакций в полной ионной и сокращенной ионной формах. Составьте для этих реакций электронно-ионные схемы процессов окисления и восстановления. Выпишите из справочника значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов (φ^0) и вычислите значение $\Delta\varphi^0$ для каждой реакции. В каком случае, по вашему мнению, окислительно-восстановительный процесс идет более интенсивно. Согласуйте это с результатами ваших наблюдений.

Опыт 2. Восстановительные свойства нитрита натрия.

Испытайте восстановительные свойства NaNO_2 , взяв в качестве окислителя раствор KMnO_4

а) в кислой (H_2SO_4) среде;

б) в нейтральной среде;

в) в щелочной среде (раствор KOH или NaOH).

Сравнить полученные результаты с опытами *1 а, б, в*. Сделать вывод. Написать уравнения реакций, подобрать коэффициенты любым способом.

Опыт 3. Окислительные свойства дихромата калия.

а) В пробирку наливают раствор $K_2Cr_2O_7$, раствор H_2SO_4 и добавляют раствор Na_2SO_3 или K_2SO_3 . Что наблюдается? Напишите уравнение реакции в молекулярной, полной ионной и сокращенной формах. Составьте электронно-ионные схемы окисления и восстановления.

б) К подкисленному серной кислотой раствору $K_2Cr_2O_7$ по каплям раствор $FeSO_4$ до достижения устойчивой окраски. Отметить окраску раствора. Определите тип окислительно-восстановительной реакции. Составьте уравнение реакции, подберите коэффициенты. Подобрать коэффициенты методом полуреакций.

Опыт 4. Окислительная активность галогенов.

В две пробирки налейте соответственно по 1 мл растворов KJ и KBr . В каждую пробирку добавьте по 2 мл хлорной воды. Как изменился цвет растворов? Почему? Напишите уравнения реакций.

Сравните окислительную активность галогенов Cl_2 с активностью I_2 и Br_2 . Напишите схемы превращений и расставьте коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций.

Опыт 5. Окислительно-восстановительная двойственность пероксида водорода.

1. В пробирку наливают раствор хлорида хрома (III) и по каплям добавляют раствор KOH до растворения первоначально образующегося осадка. К полученному раствору $K_3[Cr(OH)_6]$ (отметить окраску) приливают раствор пероксида водорода и пробирку осторожно нагревают в пламени спиртовки до появления желтой окраски раствора. Составить уравнения реакций, подобрать коэффициенты. Какие свойства проявляет пероксид водорода в этой реакции?

2. К 1-2 мл раствора KI , подкисленного серной кислотой, добавляют такое же количество раствора пероксида водорода. Наблюдают изменение окраски. Написать уравнение реакции, подобрать коэффициенты методом полуреакций.

3. К подкисленному раствору KMnO_4 приливают по каплям раствора пероксида водорода до полного обесцвечивания раствора. Наблюдать выделение газа. Составить уравнение реакции, сопоставить поведение H_2O_2 в реакциях с KJ и KMnO_4 . Подобрать коэффициенты методом полуреакций, указать окислитель и восстановитель.

4. *Диспропорционирование пероксида водорода.* В пробирку поместить 5–6 капель раствора пероксида водорода и столько капель воды. Добавить несколько кристалликов твердого MnO_2 . Что наблюдается? Написать уравнение реакции. Указать окислитель и восстановитель и тип реакции.

Опыт 6. Окислительные свойства ионов металлов.

1. *Ион Fe^{3+} – окислитель.* В пробирку поместить 2–3 капли раствора хлорида олова (II) и добавить одну каплю раствора хлорида железа (III). Добавить к продуктам реакции одну каплю роданида аммония NH_4SCN . При появлении красного окрашивания раствора добавить еще две-три капли хлорида олова (II).

Уравнения протекающих реакций записать последовательно. Сначала написать уравнение качественной реакции на ионы Fe^{3+} . Затем написать уравнение реакции восстановления FeCl_3 хлоридом олова (II) (в случае, если Fe^{3+} восстановился полностью, красная окраска раствора исчезает). Сделать вывод об окислительно-восстановительных свойствах ионов Fe^{3+} и Sn^{2+} .

2. *Ион Bi^{3+} – окислитель.* В пробирку поместить 2–3 капли хлорида олова (II), добавить по каплям раствор щелочи NaOH сначала недостаток, в результате чего в пробирке образуется белый осадок гидроксида олова (II) Sn(OH)_2 . Затем прибавить избыток щелочи до полного растворения осадка с образованием тетрагидроксоанната (II) натрия по уравнению:



К образовавшемуся тетрагидроксоаннату (II) натрия добавить 3–4 капли раствора нитрата висмута (III).

Составить уравнение окислительно-восстановительной реакции, учитывая, что среда щелочная и в результате реакции образуется гексагидроксоаннат (IV) натрия, металлический висмут (в виде осадка черного цвета) и нитрат натрия. Найти сте-

хиометрические коэффициенты перед веществами любым методом. К какому типу относится реакция? Указать в ней окислитель и восстановитель.

Опыт 7. Термическое разложение дихромата аммония.

На асбестированную сетку насыпают небольшую кучку сухого $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Нагревают в пламени спиртовки стеклянную палочку и вносят в кучу с дихроматом. При этом вулканообразно происходит разложение дихромата. Написать уравнение реакции разложения дихромата. К какому типу окислительно-восстановительных реакций относится процесс разложения дихромата?

Контрольные вопросы и задания

1. Дайте определения понятиям: степень окисления, окислитель и процесс окисления; восстановитель и процесс восстановления.

2. Как связаны электронное строение атомов и ионов с их окислительно-восстановительными свойствами. Рассмотрите на примерах серы, азота, галогенов.

3. Может ли одно и то же вещество быть окислителем в одной реакции, а восстановителем – в другой?

4. Сопоставьте два метода нахождения коэффициентов и укажите особенности каждого из них. Какой метод нахождения окислительно-восстановительных коэффициентов удобно использовать для реакций, идущих в газовой и твердой фазах, в расплавах, в неводных и водных растворах?

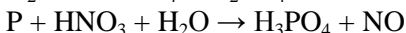
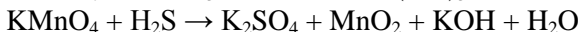
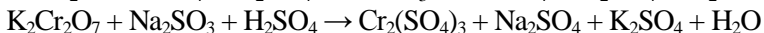
5. Как учитывается при нахождении коэффициентов в окислительно-восстановительных уравнениях кислотность или щелочность водных растворов?

6. Определите, какие процессы относятся к процессам окисления, а какие к процессам восстановления: $\text{S} \rightarrow (\text{SO}_4)^{2-}$; $\text{S} \rightarrow \text{S}^{2-}$; $\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{4+}$; $\text{K} \rightarrow \text{K}^+$; $\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{Br}^-$; $2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2$; $\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}^-$; $\text{V}^{2+} \rightarrow (\text{VO}_3)^-$; $\text{Cl}^- \rightarrow (\text{ClO}_3)^-$; $(\text{IO}_3)^- \rightarrow \text{I}_2$; $(\text{MnO}_4)^- \rightarrow (\text{MnO}_4)^{2-}$

7. Определите, какими свойствами в окислительно-восстановительных реакциях обладают следующие молекулы (только окислительными, только восстановительными или и окисли-

тельными и восстановительными): KCrO_2 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, SO_2 , H_2S , Na_2SO_3 , H_2SO_4 , HCl , HClO_4 , Cl_2 , HNO_3 , NaNO_2 , Fe .

8. Расставьте коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций с помощью электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:



3.14. Гальванические элементы

Цель работы – изучение электрохимической активности наиболее известных металлов, овладеть методикой сборки гальванического элемента и определение его ЭДС.

Приборы, посуда: штатив с пробирками, химические стаканы емкостью 250 мл, вольтметр, электролитический мостик, медный электрод, цинковый электрод.

Реактивы и материалы: железо (опилки), магний (стружка), цинк (гранулы), медь (стружка), свинец (гранулы), фильтровальная бумага.

Растворы: хлорид магния (0,5 н.), хлорид цинка (0,5 н., 1 н.), сульфат железа (II) (0,5 н.), хлорид олова (II), нитрат свинца (0,5 н.), сульфат меди (0,5 н., 1 н.)

Ход работы

Опыт 1. Исследование электрохимической активности металлов.

В шесть пробирок налить по 10 капель растворов солей магния, цинка, железа (II), олова (II), свинца (II), меди (II). Опустить в пробирки по кусочку магния, исключая первую пробирку. Отметить изменения, наблюдаемые в пробирках, написать уравнения реакций.

Повторить опыт ещё пять раз, опуская цинк, железо, олово, свинец и медь во все пробирки, кроме тех, в которых содержится раствор соли того же самого металла. Написать уравнения наблюдаемых реакций.

Опытные данные занести в таблицу 14, поставив знак "+" под ионами металлов в тех случаях, когда эти металлы вытеснялись из их солей, и знак "0", когда вытеснения не происходило.

Таблица 14

**Способность металлов восстанавливать друг друга
из растворов их солей**

металл	Ионы металла в растворе					
	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Fe ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺
Mg						
Zn						
Fe						
Sn						
Pb						
Cu						

В выводе охарактеризовать восстановительную способность изученных металлов и расположить их в ряд по уменьшению этого свойства. Соответствует ли расположение металлов в этом ряду их расположению в ряду электрохимической активности металлов?

Опыт 2. Сборка гальванического элемента и измерение его ЭДС.

1. Собрать гальванический элемент, электродами которого служат цинк и медь. Для этого взять два химических стакана и заполнить их растворами солей с известной концентрацией: один – сульфатом цинка, а другой – сульфатом меди (II), и соединить их электролитическим мостиком. Электролитический мостик – это U-образная стеклянная трубка, заполненная раствором электролита, например хлорида или сульфата натрия, а в простейшем случае это лента фильтровальной бумаги, смоченная раствором любого электролита.

2. В первый стакан опустить цинковый электрод, во второй – медный.

3. Подключить к клеммам вольтметр и измерить напряжение на электродах.

Обработка результатов

1) Записать электрохимическую схему собранного гальванического элемента;

2) написать схемы анодного и катодного процессов и уравнение токообразующей реакции;

3) вычислить теоретическое значение ЭДС, сравнить его с измеренным и рассчитать погрешность опыта;

4) в выводе объяснить, почему измеренное значение ЭДС отличается от теоретического.

Контрольные вопросы и задания

1. Какой потенциал называется стандартным потенциалом? От каких факторов зависит величина электродного потенциала?

2. Среди металлов свинец, золото, кадмий, кальций, медь укажите:

а) взаимодействующие с соляной и разбавленной серной кислотами; б) вытесняющие никель из растворов его солей.

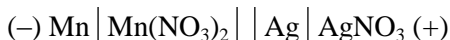
3. Вычислите значение электродного потенциала цинка, если цинк находится в растворе своей соли с концентрацией катионов $0,01\text{ M}$, а температура раствора равна $15\text{ }^{\circ}\text{C}$.

4. Вычислите значение электродного потенциала меди, если электрод находится в растворе соли меди (II) с концентрацией катионов $0,1\text{ M}$, температура раствора равна $10\text{ }^{\circ}\text{C}$.

5. Напишите электрохимическую схему гальванического элемента, составленного из медного и марганцевого электродов с растворами солей меди (II) и марганца (II). Вычислите ЭДС элемента при стандартных условиях и при концентрации катионов в растворах $0,1\text{ M}$ (температура стандартная).

6. Напишите схему двух гальванических элементов, в одном из которых цинк является катодом, а в другом анодом; вычислите их ЭДС.

7. Приведена электрохимическая схема гальванического элемента:



Напишите схему катодного и анодного процессов, уравнение токообразующей реакции в молекулярном и ионном виде. Определите ЭДС элемента при стандартных условиях.

3.15. Электролиз

Цель работы – экспериментальное ознакомление с различными типами электролиза солей.

Приборы, посуда: электролизер, электроды графитовые, источник постоянного тока.

Растворы, реактивы: хлорид никеля NiCl_2 (0,5 н.), сульфат меди CuSO_4 (0,5 н.), йодид калия KI (0,5 н.), сульфат натрия Na_2SO_4 (0,5 н.), фенолфталеин, лакмус, раствор крахмала.

Опыт 1. Электролиз хлорида никеля (II) с инертными электродами.

Собрать электролизер, используя графитовые стержни в качестве электродов. Залить в электролизер раствор хлорида никеля (II), включить электроды в сеть постоянного электрического тока и вести электролиз 5–6 мин. Наблюдать выделение металла на одном электроде (как этот электрод называется?) и газа (какого?) – на другом электроде (как он называется?).

В отчете нарисовать схему электролизера, описать опыт и наблюдения. Записать уравнения катодного и анодного процессов и общее уравнение электролиза хлорида никеля (II).

Опыт 2. Электролиз сульфата натрия с инертными электродами.

Собрать электролизер так, как это было сделано в первом опыте, и наполнить его раствором сульфата натрия. Вести электролиз 5–6 мин, наблюдать выделение газов (каких?) на обоих электродах. В конце опыта отобрать пипеткой пробы раствора из катодной и анодной части электролизера и установить среду растворов.

В отчёте описать опыт и наблюдения, написать схемы процессов на электродах, «вторичных» процессов и общее уравнение реакции электролиза.

Опыт 3. Электролиз йодида калия.

В электролизер налить раствор йодида калия и добавить по 5–6 капель фенолфталеина в катодное пространство и раствора крахмала в анодное пространство. Опустить графитовые электроды и включить ток.

Отметить изменение цвета раствора в катодном и анодном пространстве. Написать уравнения катодного и анодного процессов.

Опыт 4. Электролиз сульфата меди (II) с инертными электродами.

Собрать электролизер так, как это было сделано в первом опыте, наполнить его раствором CuSO_4 и вести электролиз 5–6 мин. Наблюдать выделение металла (какого?) на катоде и газа (какого?) на аноде.

В отчёте описать опыт и наблюдения, привести схемы электродных процессов и уравнения реакций.

Опыт 5. Электролиз сульфата меди (II) с активным анодом.

После выполнения опыта 4, поменяйте полюса электродов при подключении их к источнику постоянного тока. В этом случае электрод, бывший катодом (покрытый слоем меди), становится анодом. Провести электролиз 5–6 мин, описать наблюдения, записать уравнения анодного и катодного процессов.

Сделать общий вывод о закономерностях электролиза различных типов солей при использовании инертных электродов и активного анода.

Контрольные вопросы и задания

1. Приведите примеры металлов, которые можно получить электролизом растворов их солей.

2. Какова последовательность электродных процессов на катоде и аноде?

3. Водный раствор, содержащий смесь нитратов меди, свинца, серебра, калия, цинка и лития с одинаковыми концен-

трациями, подвергли электролизу. Укажите значение молярной массы вещества, которое будет восстанавливаться на катоде в первую очередь.

4. Газообразными продуктами электролиза каких солей являются только хлор и водород?

5. Электролиз раствора какой соли приводит к увеличению её концентрации в растворе: FeCl_3 , NaNO_3 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, NaCl ?

6. Чем отличаются процессы при электролизе с растворимыми и нерастворимыми анодами?

7. Вычислите объем хлора в литрах (н.у.), который можно получить при электролизе расплава хлорида натрия массой 585 г считая, что хлорид натрия израсходован полностью.

8. При электролизе раствора сульфата меди с медными электродами масса катода увеличилась на 40 г. Какое количество электричества (в кулонах) было пропущено через раствор?

9. Гидроксид калия какой массы (в граммах) образуется при пропускании через раствор калийной соли 48250 кулонов электричества?

3.16. Коррозия и защита металлов

Цель работы – исследование влияния природы металла, среды и внешних условий на процессы коррозии металлов, ознакомление со способами их защиты от коррозии.

Реактивы и материалы: цинк (гранулы), медь (проволока), алюминий (стружка), железо (проволока), олово (гранулы), уротропин, стальные пластинки, уротропин, фильтровальная бумага.

Растворы: серная кислота H_2SO_4 (2 н., 0,2 н.), азотная кислота HNO_3 (конц. $\rho = 1,52$ г/мл), соляная кислота HCl (1:1), гидроксид натрия NaOH (2 н.), хлорид натрия NaCl (3%), сульфат меди CuSO_4 (0,5 н.), хлорид меди CuCl_2 (0,5 н.), гексацианоферрат (III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (0,5 н.).

Ход работы

Опыт 1. Химическая и электрохимическая коррозия цинка.

В пробирку с 8–10 каплями раствора серной кислоты опустить гранулу цинка. Отметить образование пузырьков газа на поверхности гранулы. Написать уравнение реакции взаимодействия цинка с кислотой. В ту же пробирку опустить медную проволоку и коснуться ею гранулы цинка. Что изменилось? Какую функцию выполняет медная проволока? Написать схему коррозионного медно-цинкового гальванического микроэлемента и схемы анодного и катодного процессов при его работе.

Опыт 2. Влияние концентрации окислителя на скорость коррозии.

Проделать опыт, аналогичный опыту а) разбавив раствор в 2 раза. Сделать вывод о влиянии концентрации H^+ -ионов на скорость коррозии.

Опыт 3. Коррозия как результат различного доступа кислорода.

Хорошо очистить стальную пластинку наждаком, промыть ее и осушить фильтровальной бумагой. На поверхность пластинки нанести большую каплю специально приготовленного реактива. Реактив состоит из 3%-го раствора хлорида натрия, несколько капель гексацианоферрата (III) калия и фенолфталеина. В течение 30–40 минут наблюдать появление окрашивания капли. Чем оно вызвано? Чем оно вызвано? Составьте схему коррозионного процесса, напишите уравнение реакции.

Опыт 4. Действие стимулятора коррозии.

Взять две пробирки, в одну налить раствор $CuSO_4$, в другую – $CuCl_2$. В каждую из пробирок опустить по кусочку алюминия. Алюминий покрыт защитной пленкой оксида Al_2O_3 . При разрушении этой пленки возможно вытеснение меди из раствора ее соли более активным металлом (алюминием). Вытеснение меди в первой пробирке идет очень медленно, во второй – быстро. Объяснить различие и написать уравнения процессов, идущих на пластинах.

Опыт 5. Коррозия алюминия при удалении защитной оксидной пленки.

Положить в пробирку кусочек алюминиевой стружки, залить дистиллированной водой и взболтать. Происходит ли реакция? Добавить в пробирку несколько капель гидроксида натрия, нагреть до кипения. После этого жидкость слить, алюминий промыть несколько раз водой и оставить стоять с водой. Выделение какого газа наблюдается? Дать объяснение. Написать уравнение реакции.

Опыт 6. Пассивация металлической поверхности.

При обработке железа концентрированной серой или азотной кислотами на его поверхности образуется слой защитной оксидной пленки. Такой процесс называется пассивацией.

Железную пластинку зачистить наждачной бумагой и опустить в 2 н раствор H_2SO_4 . Отметить интенсивность выделения газа. Налить в другую пробирку 4–5 мл дымящейся азотной кислоты, плотностью $1,52 \text{ г/см}^3$ (опыт проводить в вытяжном шкафу), перенести в нее железную пластину из первой пробирки на 2–3 мин. Затем снова перенести пластинку в первую пробирку. Изменилась ли интенсивность выделения водорода?

Написать уравнения пассивации железа дымящейся HNO_3 считая, что образовавшаяся на поверхности оксидная пленка имеет состав Fe_2O_3 .

Опыт 7. Защита металла от коррозии пленкой оксида, полученной при термообработке.

Очистить наждачной бумагой две стальные проволочки. Одну из них нагреть в пламени спиртовки до появления цветов побежалости, то есть до появления оксидной пленки цвета «воронья крыла». Эта операция в технике получила название «воронение». Опустить обе проволоки в пробирки с раствором сульфата меди (II). Описать наблюдения и составить уравнения реакции железа с раствором CuSO_4 . По скорости появления меди на поверхности проволоки оценить защитные свойства оксидной пленки, полученной при воронении.

Опыт 8. Контактная коррозия.

Две пробирки заполнить наполовину дистиллированной водой и добавить в каждую 3 капли 2н раствора серной кислоты и 2–3 капли гексацианоферрата (III) калия, перемешать.

Две железные проволоочки хорошо зачистить наждаком. Одной плотно зажать кусочек цинка, а другой олова. Опустить проволоки в пробирки с растворами. Что наблюдается? Объяснить, как влияет образование гальванических пар на коррозию.

Опыт 9. Влияние ингибитора на коррозию металла.

Две железные проволоки зачистить наждачной бумагой, промыть холодной водой и на 2–3 мин опустить в раствор HCl (1:1). В две три пробирки влить по 10–15 капель 0,2 н раствора H_2SO_4 и по 2–3 капли $K_3[Fe(CN)_6]$. В одну пробирку добавить немного уротропина. В обе пробирки поместить проволоку. Отметить время появления окрашивания раствора в синий цвет в каждой пробирке и интенсивность окраски. Какова роль уротропина?

Контрольные вопросы и задания

1. Кратко сформулируйте отличие электрохимической защиты от химической.
2. Чем вызвана электрохимическая неоднородность поверхности металла?
3. Каковы причины возникновения микрогальванопар?
4. Какие вы знаете методы защиты от коррозии?
5. Что такое анодные и катодные защитные покрытия?
6. В чем заключается сущность катодной защиты металлов?
7. Что такое протекторная защита металлов? Какие металлы используются для протекторной защиты железных изделий от коррозии?
8. Какой металл разрушается при электрохимической коррозии в микрогальванопаре: Fe или Mg, Fe или Cd, Fe или Ni?
9. Какие процессы происходят при повреждении поверхностного слоя никелированного железа?

СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННЫХ ИСТОЧНИКОВ

1. Ахметов, Н.С. Лабораторные и семинарские занятия по неорганической химии / Н.С. Ахметов, М.К. Азизова, Л.И. Бадыгина. – СПб.: Лань, 2014. – 368 с.
2. Васильев, А.А. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии / А.А. Васильев, Н.Ф. Стась, Т.А. Юрмазова. – Томск: изд. ТПУ, 1997. – 64 с.
3. Воскресенский, П.И. Техника лабораторных работ / Воскресенский П.И. – М.: Химия, 1972. – 717 с.
4. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебно-практическое пособие / Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Попкова, А.В. Бабкова. – 14-е изд. – М.: Издательство Юрайт, 2020. – 236 с.
5. Коренев Ю.М. Задачи и вопросы по общей и неорганической химии с ответами и решениями / Ю.М. Коренев, А.Н. Григорьев, Н.Н. Желиговская, К.М. Дунаева. – М.: Мир. 2004. – 368 с.
6. Лурье, Ю.Ю. Справочник по аналитической химии. (6-е изд., перераб. и доп.) / Ю.Ю. Лурье. – М.: Химия. 1989. – 464 с.
7. Лабораторный практикум по неорганической химии / сост. С.В. Жеглов, Н.П. Ускова; Ряз. гос. ун-т им. С.А. Есенина. – Рязань, 2012. – 196 с.
8. Неорганическая химия: вопросы и задания (часть I): Учеб.-метод. Пособие / О.В. Алехина. – Тамбов: Изд-во ТГУ им. Г.Р. Державина, 2013. – 34 с.
9. Общая и неорганическая химия. Лабораторный практикум: учебное пособие для вузов/ И.Б. Аликина [и др.]. – М.: Издательство Юрайт, 2019. – 477 с.
10. Практикум по неорганической химии: Учеб. пособие / Л.В. Бабич, С.А. Балезин, Ф.Б. Гликина и др. – 4-е изд. перераб. – М.: Просвещение, 1991. – 320 с.

11. Практикум по неорганической химии. часть I. Физико-химические основы неорганической химии. Уч. метод. пособие. / сост. Л.Ф. Крылова, Г.И. Шамовская, М.Ф. Могилёвкина и др. Новосибирский государственный университет. 2009. – 83 с.

12. Практикум по неорганической химии: учеб. Пособие для студ. высш. учеб. заведений / В.А. Алешин, К.М., Дунаева, А.И. Жиров и др.; под ред. Ю.Д. Третьякова. – М.: Издательский центр «Академия», 2004. – 384 с.

13. Практикум по общей химии: учебное пособие для академического бакалавриата / Н.Л. Глинка, В.А. Попков, А.В. Бабков, О.В. Нестерова. – М.: Издательство Юрайт, 2019. – 248 с.

14. Стась, Н.Ф. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии: Учебное пособие. 3-е доп. издание / Н.Ф. Стась, А.А. Плакидкин, Е.М. Князева. – Томск: Изд-во НИТПУ, 2010. – 210 с.

Приложение

Таблица 1

**Плотности растворов некоторых кислот, щелочей
и аммиака при 20°C (г/мл). ω – массовая доля, %**

ω , %	H ₂ SO ₄	HNO ₃	HCl	KOH	NaOH	NH ₃
2	1,013	1,011	1,009	1,016	1,023	0,992
4	1,027	1,022	1,019	1,033	1,046	0,983
6	1,040	1,033	1,029	1,048	1,069	0,973
8	1,055	1,044	1,039	1,065	1,092	0,967
10	1,069	1,056	1,049	1,082	1,115	0,960
12	1,083	1,068	1,059	1,100	1,137	0,953
14	1,098	1,080	1,069	1,118	1,159	0,946
16	1,112	1,093	1,079	1,137	1,181	0,939
18	1,127	1,106	1,083	1,156	1,213	0,932
20	1,143	1,119	1,100	1,176	1,225	0,926
22	1,158	1,132	1,110	1,196	1,247	0,919
24	1,174	1,145	1,121	1,217	1,268	0,913
26	1,190	1,158	1,132	1,240	1,286	0,908
28	1,205	1,171	1,142	1,263	1,310	0,903
32	1,238	1,198	1,163	1,310	1,352	0,893
36	1,273	1,225	1,183	1,358	1,395	0,884
40	1,307	1,251		1,411	1,437	
44	1,342	1,277		1,460	1,478	
48	1,380	1,303		1,511	1,519	
52	1,419	1,328		1,564	1,560	
56	1,460	1,351		1,616	1,601	
60	1,503	1,373			1,643	
64	1,547	1,394				
68	1,594	1,412				
72	1,640	1,429				
76	1,687	1,445				
80	1,732	1,460				
84	1,776	1,474				
88	1,808	1,486				
92	1,830	1,496				
98	1,841	1,510				
100	1,838	1,522				

Таблица 2

**Константы диссоциации некоторых
слабых электролитов в водных растворах при 25°C**

Электролит	K	Электролит	K
Азидоводород HN_3	$2,6 \cdot 10^{-5}$	Сероводород H_2S K_1 K_2	$6 \cdot 10^{-8}$ $1 \cdot 10^{-14}$
Азотистая кислота HNO_2	$4 \cdot 10^{-4}$	Сернистая кислота H_2SO_3 K_1 K_2	$1,6 \cdot 10^{-2}$ $6,3 \cdot 10^{-8}$
Аммония гидроксид NH_4OH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	Циановодород HCN	$7,9 \cdot 10^{-10}$
Борная кислота H_3BO_3 K_1	$5,8 \cdot 10^{-10}$	Угольная кислота H_2CO_3 K_1 K_2	$4,5 \cdot 10^{-7}$ $4,7 \cdot 10^{-11}$
Бромноватистая кислота HOBr	$2,1 \cdot 10^{-9}$	Уксусная кислота CH_3COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$
Водород перекиси H_2O_2 K_1	$2,6 \cdot 10^{-12}$	Хлорноватистая кислота HOCl	$5 \cdot 10^{-8}$
Кремневая кислота H_2SiO_3 K_1 K_2	$2,2 \cdot 10^{-10}$ $1,6 \cdot 10^{-12}$	Муравьиная кислота HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$
Фтороводород HF	$6,6 \cdot 10^{-4}$	Фосфорная кислота H_3PO_4 K_1 K_2 K_3	$7,5 \cdot 10^{-3}$ $6,3 \cdot 10^{-8}$ $1,3 \cdot 10^{-12}$

Таблица 3

**Произведения растворимости (Lp) некоторых
малорастворимых веществ при 25°C**

вещество	Lp	вещество	Lp
AgBr	$6 \cdot 10^{-13}$	Co(OH) ₂	$2 \cdot 10^{-15}$
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	Fe(OH) ₂	$1 \cdot 10^{-15}$
Ag ₂ CO ₃	$8,2 \cdot 10^{-12}$	Fe(OH) ₃	$3,8 \cdot 10^{-38}$
Ag ₂ CrO ₄	$4 \cdot 10^{-12}$	FeCO ₃	$2,5 \cdot 10^{-11}$
AgI	$1,1 \cdot 10^{-16}$	FeS	$5 \cdot 10^{-18}$
Ag ₂ S	$6 \cdot 10^{-50}$	HgS	$1,6 \cdot 10^{-52}$
Ag ₂ SO ₄	$2 \cdot 10^{-5}$	MgS	$2 \cdot 10^{-15}$
AgCN	$7 \cdot 10^{-15}$	MgCO ₃	$1 \cdot 10^{-5}$
AgSCN	$1,1 \cdot 10^{-12}$	MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
BaCO ₃	$5 \cdot 10^{-9}$	Mn(OH) ₂	$2 \cdot 10^{-13}$
BaC ₂ O ₄	$2 \cdot 10^{-7}$	NiCO ₃	$1,3 \cdot 10^{-7}$
BaCrO ₄	$1,6 \cdot 10^{-10}$	Ni(OH) ₂	$1 \cdot 10^{-15}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	PbBr ₂	$9,1 \cdot 10^{-6}$
CaCO ₃	$5 \cdot 10^{-9}$	PbCl ₂	$2 \cdot 10^{-5}$
CaC ₂ O ₄	$2 \cdot 10^{-9}$	PbCO ₃	$7,5 \cdot 10^{-14}$
CaF ₂	$4 \cdot 10^{-11}$	PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$
CaSO ₄	$1,3 \cdot 10^{-4}$	PbI ₂	$8 \cdot 10^{-9}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$1 \cdot 10^{-29}$	PbS	$1 \cdot 10^{-27}$
Cd(OH) ₂	$2 \cdot 10^{-14}$	PbSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$
CdS	$7,9 \cdot 10^{-27}$	Pb(OH) ₂	$2 \cdot 10^{-16}$
Cu(OH) ₂	$2,2 \cdot 10^{-20}$	SnS	$1 \cdot 10^{-26}$
Zn(OH) ₂	$1 \cdot 10^{-17}$	SrCO ₃	$1,1 \cdot 10^{-10}$
ZnS	$1,6 \cdot 10^{-24}$	SrC ₂ O ₄	$5,6 \cdot 10^{-8}$
CuC ₂ O ₄	$2,5 \cdot 10^{-22}$	SrSO ₄	$3,2 \cdot 10^{-7}$
CuS	$6 \cdot 10^{-36}$	Mg(OH) ₂	$2 \cdot 10^{-5}$

Таблица 4

Константы нестойкости некоторых комплексных ионов

Комплексный ион	$K_{\text{нест}}$	Комплексный ион	$K_{\text{нест}}$
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$1 \cdot 10^{-21}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1 \cdot 10^{-37}$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$7 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1 \cdot 10^{-44}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	$1 \cdot 10^{-13}$	$[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$	$1 \cdot 10^{-3}$
$[\text{AgI}_2]^-$	$1 \cdot 10^{-12}$	$[\text{HgBr}_4]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-21}$
$[\text{CdCl}_4]^{2-}$	$9 \cdot 10^{-3}$	$[\text{HgCl}_4]^{2-}$	$8 \cdot 10^{-16}$
$[\text{CdI}_4]^{2-}$	$8 \cdot 10^{-7}$	$[\text{HgI}_4]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-30}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-17}$	$[\text{Hg}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-22}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$8 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	$3 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$8 \cdot 10^{-6}$	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$2 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	$6 \cdot 10^{-36}$	$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	$2 \cdot 10^{-17}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2 \cdot 10^{-13}$	$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$4 \cdot 10^{-10}$
$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$	$5 \cdot 10^{-28}$	$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-17}$

Учебное электронное издание

ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Учебно-методическое пособие

В двух частях

Часть I
Физико-химические основы

Составители:

Алехина Ольга Владимировна
Урядников Александр Алексеевич
Урядникова Марина Николаевна

Тексты пособия представлены в авторской редакции

Компьютерная верстка *С.Г. Павловой*

Дизайн обложки *В.А. Ерофеева*

ISBN 978-5-00078-352-8



Подписано к использованию 07.10.2020 г. Заказ № 20116

Объём издания – 1,83 Мб

Комплектация издания – 1 pdf файл

Издательский дом «Державинский»
392008, г. Тамбов, ул. Советская, 190г
Телефон: 8 (4752) 45-28-19
e-mail: izdat_tsu09@mail.ru

