

Министерство образования Республики Беларусь

Учреждение образования
«Полоцкий государственный университет»

П. А. Галушков

ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

Учебно-методический комплекс
для студентов специальности 1-48 01 03
«Химическая технология природных энергоносителей
и углеродных материалов»

В трех частях

Часть 3

Новополоцк
ПГУ
2012

УДК 546(075.8)

ББК 24.1я73

Г15

Рекомендовано к изданию методической комиссией
инженерно-технологического факультета в качестве
учебно-методического комплекса (протокол № 1 от 20.10.2011)

РЕЦЕНЗЕНТЫ:

канд. техн. наук, нач. методико-аналитического сектора,
цех 010 завода «Полимир» ОАО «Нафтан» С. А. ПОДГОЛ;
канд. хим. наук, доц., зав. каф. химии УО «ПГУ» Е. В. МОЛОТОК

Галушков, П. А.

Г15

Теоретические основы химии : учеб.-метод. комплекс для студентов
специальности 1-48 01 03 «Химическая технология природных энерго-
носителей и углеродных материалов». В 3 ч. Ч. 3 / П. А. Галушков. –
Новополоцк : ПГУ, 2012. – 116 с.

ISBN 978-985-531-288-9.

Представлен материал, предусмотренный типовой программой по дис-
циплине «Теоретические основы химии» для химико-технологических специ-
альностей.

Включает конспект лекций (часть 1), методические материалы для подго-
товки к практическим занятиям (часть 2) и лабораторный практикум (часть 3).
По каждой теме приведены контрольные вопросы и задания, образцы тестов
(часть 2), список литературы.

Предназначен для студентов химико-технологических специальностей
вузов.

Может быть полезен научным работникам, аспирантам, специалистам
предприятий.

**УДК 546(075.8)
ББК 24.1я73**

ISBN 978-985-531-288-9 (Ч. 3)

ISBN 978-985-531-033-5

© Галушков П. А., 2012
УО «Полоцкий государственный университет», 2012

«Химик требуется не такой, который только из одного чтения книг понял сию науку, но который собственным искусством в ней прилежно упражнялся».

М.В. Ломоносов. «Слово о пользе химии».

«...Необходимо усвоить прежде всего химическую практику, т.е. мастерство предмета, искусство спрашивать природу и слышать ее ответы в лабораториях и книгах».

Д.И. Менделеев. «Основы химии», из предисловия к 4-му изданию.

ВВЕДЕНИЕ

Лабораторные занятия, в ходе которых студенты получают навыки экспериментальной работы, приучаются самостоятельно делать выводы из наблюдаемых явлений, являются неотъемлемой частью химического образования в вузе.

Для успешного и своевременного выполнения всех лабораторных работ, предусмотренных учебным планом, студенту необходимо провести определенную подготовительную работу перед каждым занятием. Он должен:

- изучить теоретический материал, относящийся к данной теме;
- ознакомиться с содержанием предстоящих опытов, понять смысл и цели, которые преследуются в ходе их выполнения;
- составить план выполнения лабораторной работы;
- написать уравнения реакций и произвести необходимые расчеты;
- разобраться, как действует тот или иной прибор, с которым предстоит работать;
- выяснить, какие опыты опасны, какие вещества ядовиты, взрывчатые и т.д.

Приступая к выполнению лабораторных работ, студенты должны ознакомиться с правилами внутреннего распорядка и техникой безопасности в лаборатории и строго выполнять их.

С первого лабораторного занятия необходимо приучаться к рациональному использованию рабочего времени. Надо так организовать свою работу, чтобы по возможности совмещать некоторые операции, не требующие непрерывного наблюдения, например, фильтрование, выпаривание, прокаливание и т.п., с последующими опытами.

Студенты первого курса, впервые оказавшись в химической лаборатории, сталкиваются с трудностями, связанными с незнанием техники лабораторных работ, которая определяет уровень и достоверность полученных в ходе эксперимента результатов. Например, чистота химической посуды, ее класс и тип играют решающую роль в ходе химического анализа.

Вот почему для химика очень важно правильное проведение любой операции или приема в лабораторной работе. Будущий специалист должен готовить себя к тому, что ему придется иметь дело с большим разнообразием используемого оборудования и материалов, а также методов работы и выполняемых операций.

Правильное проведение любой операции или приема при выполнении лабораторной работы невозможно без понимания их смысла и теоретических предпосылок, лежащих в их основе. Поэтому для овладения техникой лабораторных работ необходимо знать теоретические основы химии, физики и других наук. Кроме того, при выполнении химических опытов от исполнителя требуются такие черты, как наблюдательность, внимательность, любознательность, пунктуальность, аккуратность.

Для отражения результатов опытов необходимо вести журнал (общая тетрадь большого формата). Записи в журнале должны быть краткими и четкими. Необходимо отмечать условия проведения данного опыта и наблюдаемые при опыте явления (изменение окраски, выделение или поглощение тепла, выделение газа или образование осадка и т.п.); химический процесс следует отобразить соответствующими уравнениями реакции. В случае использования установок, приборов, каких-либо устройств необходимо привести их изображения в виде схем, чертежей или рисунков.

При проведении количественных расчетов необходимо соблюдать правила вычислений [15, с. 7, 8] и правильно выбирать единицы измерения используемых величин.

На лабораторных занятиях с каждым студентом проводятся собеседования: вначале – по методике выполнения работы и ее теоретическому содержанию, по окончании работы – по ее результатам.

Лабораторная работа считается выполненной студентом только после представления лабораторного журнала с правильно оформленным отчетом (включает описание хода работы, объяснение наблюдаемых явлений, расчеты, уравнения реакций, выводы) и ее защиты (включает ответы на вопросы преподавателя, касающиеся методики выполнения работы и ее теоретических основ).

1. НАЧАЛА ТЕХНИКИ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

1.1. Правила работы в химической лаборатории. Техника безопасности

С первого посещения химической лаборатории студент должен понять, что подавляющее большинство работ в ней в той или иной степени связано с потенциально опасными и вредными факторами, а значит, безопасности труда должно быть уделено особое внимание.

Поэтому, переступив порог химической лаборатории, студент обязан на протяжении всего времени нахождения в ней строго и неукоснительно выполнять правила поведения и работы в данной лаборатории, которые регламентируются соответствующими инструкциями.

Никакое отступление от правил не может быть оправдано, т.к. недооценка опасности может привести к тяжелым последствиям. Каждый работающий в лаборатории должен помнить, что нарушая правила, он подвергает опасности не только себя, но и окружающих его людей.

Лабораторные занятия по дисциплине «Теоретические основы химии» являются первыми занятиями в лаборатории и поэтому их начинают с ознакомления студентов с правилами работы в химической лаборатории, с инструкциями по технике безопасности и пожарной безопасности, с приборами и химической посудой, с приемами пользования ими и с техникой выполнения основных операций.

При работе в химической лаборатории необходимо знать и соблюдать следующие правила:

1. К выполнению лабораторной работы допускаются студенты, обладающие необходимыми теоретическими знаниями по данной теме и изучившие описание хода выполнения работы, понимающие ее цель и задачи.

2. Перед выполнением работы студенты обязаны изучить соответствующие инструкции по технике безопасности и пожарной безопасности и строго их выполнять.

3. Соблюдать все необходимые меры предосторожности, указанные в методическом руководстве при выполнении каждого опыта. Например, некоторые опыты выполняются в вытяжных шкафах (указано в описании опыта). **Запрещается проводить их на открытых столах.**

4. Прежде чем приступить к работе, необходимо приготовить все необходимое к ее выполнению, а в случае возникновения каких-либо неясностей обратиться к лаборанту или преподавателю.

5. Рабочее место необходимо содержать в чистоте и порядке, не загромождать его ненужными предметами. После завершения работы привести рабочее место в порядок, выключить воду, газ, электронагревательные приборы и вытяжную вентиляцию.

6. Категорически запрещается ставить склянки с реактивами на книги, тетради и т.п. Методические руководства и книги во время проведения работы следует оберегать от попадания на них воды, химических реактивов и т.д.

7. При пользовании реактивами необходимо:

- работать без лишней торопливости, стараться не проливать и не просыпать реактивы, а если это случилось, нельзя ссыпать загрязненный реактив обратно в склянку с чистым реактивом; собранный реактив необходимо передать лаборанту;

- прежде чем брать реактив с полки, следует внимательно прочесть этикетку с названием, а затем вернуть его на то же место;

- все склянки с реактивами держать закрытыми и открывать их только на время использования; закрывая склянки, не путать пробки, так как в этом случае реактивы загрязняются и становятся непригодными;

- не уносить реактивы общего пользования на свои рабочие места;

- сухие реактивы брать чистым шпателем, специальной ложечкой, чистой, сухой пробиркой;

- экономно расходовать реактивы; если в описании опыта не указано количество вещества или раствора, то выяснить это у лаборанта или преподавателя (обычно сухое вещество берут в количестве, закрывающем дно пробирки, а раствор – несколько капель, но не более 1/6 объема пробирки);

- неизрасходованные реактивы **ни в коем случае не высыпать и не выливать обратно в те склянки, из которых они взяты;**

- концентрированные кислоты, ядовитые, неприятно пахнущие вещества не выносить за пределы вытяжного шкафа;

- остатки растворов, содержащих серебро, бром и иод, выливать в специальные банки, находящиеся в вытяжном шкафу;

- при пользовании пипеткой для переноса раствора из общей склянки в пробирку **нельзя касаться пипеткой стенок пробирки и тем более ее содержимого;**

- растворы готовить с использованием **только дистиллированной воды.**

8. Без разрешения преподавателя не допускается проведение каких-либо опытов, не предусмотренных описанием лабораторной работы.

9. Работать в химической лаборатории необходимо в защитной одежде (халате), длинные волосы должны быть подобраны.

Так как работа в химической лаборатории всегда связана с потенциальной опасностью для здоровья и жизни человека, студенты обязаны соблюдать на лабораторных занятиях определенные меры предосторожности. Во избежание несчастных случаев необходимо:

1. Все опыты с ядовитыми, неприятно пахнущими веществами, а также упаривание кислот и кислых растворов проводить в вытяжном шкафу.

2. Опыты с легковоспламеняющимися веществами проводить вдали от огня.

3. При работе с металлическим натрием и другими щелочными металлами остерегаться контакта их с водой. Реакцию с водой проводить с очень малым количеством металла (размером с маковое зерно) с использованием защитной маски или очков.

4. При нагревании пробирки с раствором ее отверстие всегда направлять в сторону от себя и от соседей по рабочему столу. Желательно такие опыты проводить в вытяжном шкафу (особенно при использовании концентрированных кислот и растворов щелочей).

5. Не наклонять лицо над нагреваемой жидкостью или расплавами во избежание попадания брызг на лицо.

6. При определении веществ по запаху не наклоняться к сосуду (пробирке, колбе, стакану и т.п.), а легким движением руки направить струю воздуха от отверстия сосуда к себе и осторожно вдохнуть.

7. При измельчении крупных кусочков веществ (особенно это касается твердых щелочей) обязательно надевать защитные очки; не допускать вдыхания образующейся пыли и при необходимости использовать резиновые перчатки.

8. При разбавлении концентрированных кислот, особенно серной, вливать кислоту в воду (тонкой струей при перемешивании), а не наоборот.

9. Проявлять осторожность при обработке стеклянной посуды хромовой смесью; не допускать попадания на кожу и одежду.

10. Помнить о том, что более 3/4 веществ в лаборатории являются ядовитыми. Поэтому со всеми веществами следует обращаться с осторожностью.

11. Остатки соединений ртути, мышьяка, цианидов металлов, а также соединения ценных металлов сливать в специальные банки.

12. Не принимать пищу в лаборатории.

13. Использованные фильтры, бумагу, битое стекло бросать только в мусорные ящики или баки.

14. После окончания опытов тщательно вымыть руки.

Так как в ходе выполнения лабораторной работы студентам всегда приходится иметь дело со стеклянной посудой, то для исключения травмирования при резке стеклянных трубок, сборке и разборке приборов и деталей, изготовленных из стекла, необходимо соблюдать следующие меры безопасности:

1. Стеклянные трубки небольшого диаметра следует ломать только после надреза их напильником или специальным ножом для резки стекла; для предохранения от порезов трубку целесообразно обернуть полотенцем (куском ткани) и только после этого ломать ее по линии надреза.

2. Для облегчения вставки стеклянных трубок в резиновые пробки или резиновые трубки, а также при надевании эластичных (резиновых или полимерных) трубок на стеклянные трубки, палочки или детали стеклянных приборов нужно смочить снаружи стеклянную трубку и внутренние края резиновой (или другой эластичной) трубки или отверстие пробки водой, глицерином или вазелиновым маслом. Острые края стеклянных трубок нужно оплавить или обработать напильником (наждачной бумагой).

3. При сборке стеклянных приборов или отдельных их частей следует применять эластичные соединения и прокладки. Особо тщательная защита стеклянных деталей требуется в местах крепления их на металлических кольцах или в металлических держателях.

4. При вставке стеклянных трубок в отверстия пробок трубка не должна упираться в ладонь; ее нужно держать за боковую поверхность, обязательно обернув полотенцем или тканью в несколько слоев таким образом, чтобы стекло не контактировало непосредственно с рукой.

5. При вставке пробки в горлышко колбы или другого стеклянного сосуда следует держать сосуд за горлышко по возможности ближе к месту установки пробки, обернув при этом руку полотенцем (тканью).

6. Стеклянную посуду (стаканы, колбы и т.п.) нельзя нагревать на открытом огне горелки без специальной сетки, покрытой жаропрочным материалом, или слоя кварцевого песка, или стеклоткани. Нагревание выше 100 °С рекомендуется проводить в посуде из термостойкого стекла. На такой посуде имеется маркировка ТС (термически стойкая) или ТХС (термически и химически стойкая).

7. Стеклянные приборы и посуду больших размеров переносить только двумя руками или в специальных ящиках (корзинах). **Бутылки с реактивами (особенно с агрессивными жидкостями) категорически запрещается поднимать за горло.**

Каждый работающий в химической лаборатории должен уметь оказать первую помощь пострадавшему:

1. При ожогах кислотами или едкими щелочами пораженное место промыть обильной струей воды и затем обработать:

а) при ожогах кислотами – слабым раствором пищевой соды;

б) при ожогах щелочами – слабым раствором уксусной кислоты.

При сильных ожогах наложить марлевую повязку из ваты, смоченной 3 %-ным раствором перманганата калия, и после оказания первой помощи обратиться к врачу.

2. При попадании брызг кислоты или щелочи в глаза немедленно промыть поврежденный глаз большим количеством воды комнатной температуры, после чего обратиться к врачу.

3. При ожоге кожи горячими предметами (стекло, металл и т.д.) наложить сначала повязку из спиртового раствора танина или 3 %-ного раствора перманганата калия, а затем жирную повязку с мазью от ожогов.

4. При отравлении хлором, бромом, сероводородом и другими ядовитыми газами немедленно вывести пострадавшего на воздух и вызвать врача.

5. При ранениях края раны осторожно смазать настойкой иода и наложить стерильную повязку. Нельзя промывать раны водой. При венозном кровотечении наложить давящую повязку, а при артериальном – жгут или закрутку. Срочно обратиться к врачу.

1.2. Лабораторные приборы и химическая посуда

Лабораторные приборы делятся на приборы общего и индивидуального пользования. К первым относятся весы, сушильные шкафы, тигельные печи, насосы для отсасывания, сушилки для посуды, газовые горелки, аппараты Киппа и др.

Приборы индивидуального пользования выдают каждому студенту отдельно – штатив для пробирок, металлический штатив с набором лапок и колец, промывалка, кристаллизатор, измерительные приборы и т.д. Кроме этого, при необходимости студент может получить у лаборанта во временное пользование пинцет, тигельные щипцы, термометр, водяную баню, секундомер, скальпель и т.д.

К лабораторным приборам первой необходимости, которые должны находиться на рабочем месте при проведении химических опытов, обычно относят металлический штатив с набором лапок и колец, штатив для пробирок, газовую горелку, держатель для пробирок, керамическую подставку или стеклоткань, ерши для мытья посуды (рис. 1.1).

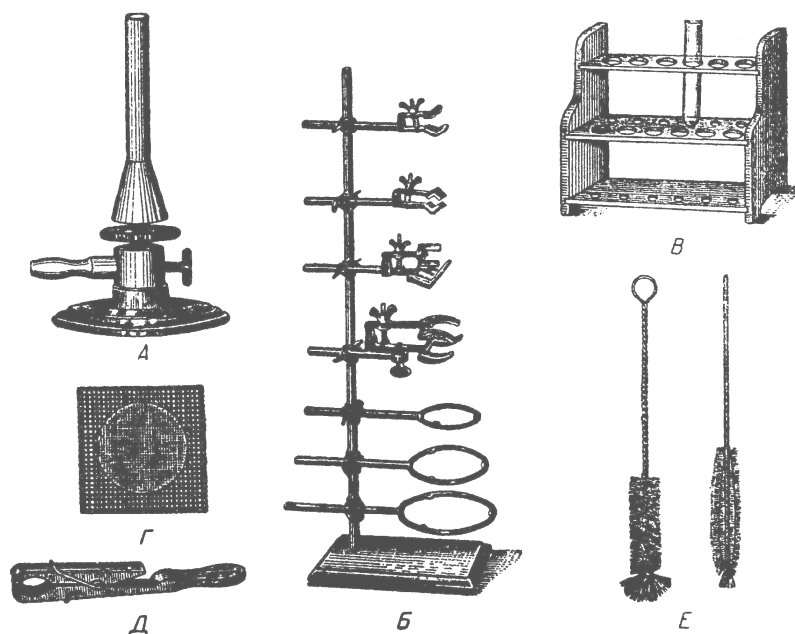


Рис. 1.1. Оборудование рабочего места:

А – горелка; Б – штатив для пробирок; Г – металлическая сетка со стеклотканью или керамическим слоем; Д – держатель для пробирок; Е – ерши для мытья посуды

Многие химические опыты при их проведении требуют нагревания. Для этого в лаборатории применяются различные нагревательные приборы – газовые горелки, электрические плитки, бани. Наиболее часто применяют газовые горелки Теклю и Бунзена (рис. 1.2, 1.3).

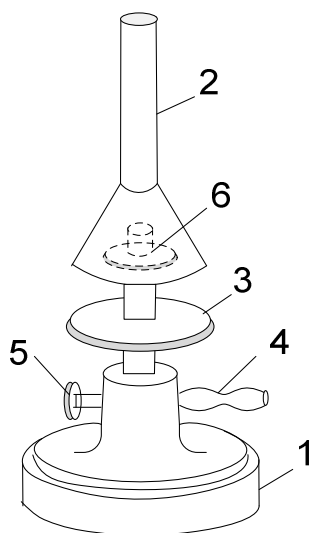


Рис. 1.2. Газовая горелка Теклю:
1 – подставка; 2 – трубка; 3 – диск для регулировки подачи воздуха; 4 – отросток для подсоединения к газовому крану; 5 – регулировочный винт; 6 – трубочка для подачи газа в горелку

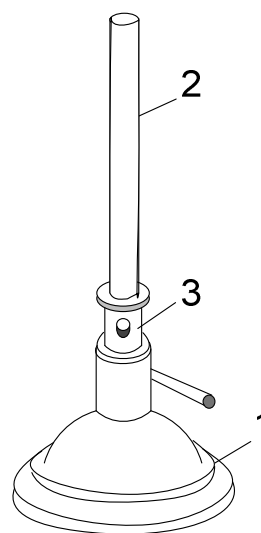


Рис. 1.3. Газовая горелка Бунзена:
1 – подставка; 2 – трубка;
3 – муфта для регулировки подачи воздуха

Как видно из рис. 1.2, газовая горелка Теклю состоит из подставки 1, на которой укреплена трубка 2 и диск 3. Газ в горелку поступает через отросток 4, соединяющийся с газовым краном с помощью резинового шланга. Количество подаваемого газа регулируется с помощью винта 5.

Газ в трубку горелки 2 из отростка 4 поступает через трубочку 6, а в щель между диском 3 и нижней конической частью трубки 2 поступает воздух, который смешивается с газом в трубке 2. В зависимости от количества подаваемого воздуха изменяется степень сгорания газа, а, следовательно, и температура пламени. Подача воздуха регулируется с помощью диска 3, который перемещается по резьбе.

Если диск 3 вплотную довести до конической части трубки 2 (закрыть щель), то сгорание газа будет неполным, пламя будет желтым и коптящим. Если же щель сделать слишком большой, то подача воздуха усилится настолько, что пламя или погаснет, или будет гореть внутри трубки 2 и она накалится (происходит «проскок пламени»). При «проскоке пламени» горелку нужно немедленно выключить с помощью газового крана.

У горелки Бунзена (см. рис. 1.3) для регулирования подачи воздуха на нижней части трубки 2 имеется отверстие, которое открывается или закрывается с помощью муфточки 3 при ее повороте. Вращая муфточку, можно уменьшить или увеличить подачу воздуха в трубку 2. Количество газа, подаваемого в горелку Бунзена, можно регулировать только с помощью газового крана.

Зажигание горелки производится следующим образом.

Закрывать доступ воздуха в горелку. Для этого закрыть отверстие в горелке Бунзена с помощью муфточки 3 или привернуть диск вплотную к конической части трубки 2 горелки Теклю.

Открыть газовый кран и, подождав 2 – 3 секунды, поднести к верхней части горелки сбоку зажженную спичку. Пламя горелки при этом получается светящимся и коптящим.

Постепенно открывая отверстие при вращении муфточки 3 горелки Бунзена или поворачивая диск горелки Теклю, отрегулировать доступ воздуха в горелку, пока пламя станет несветящимся (при этом нельзя допускать «проскока пламени»).

Гасить пламя нужно только прекращая подачу газа в горелку с помощью газового крана.

В хорошо отрегулированном пламени горелки можно различить три зоны (рис. 1.4).

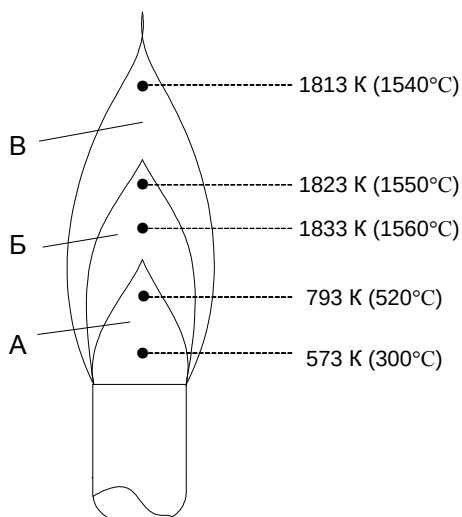


Рис. 1.4. Распределение температуры в пламени газовой горелки

Внутренняя зона пламени А имеет температуру 573 – 896 К (300 – 350 °С). В ней нет горения. Это зона смешения газа с воздухом, в которой происходит нагревание смеси до температуры воспламенения. В слегка светящейся зоне Б происходит сгорание газа. Но так как сгорание газа в ней неполное, то эта зона пламени является восстановительной, т.е. может действовать как восстановитель. Наружная зона пламени В не светящаяся. В ней происходит полное сгорание газа, и она содержит избыток воздуха. Поэтому эта зона пламени обладает окислительными свойствами.

Температуру в зонах можно экспериментально определить с помощью нихромовой проволоки по ее цвету. В зависимости от температуры накала внесенной в пламя проволоки ее цвет изменяется следующим образом:

- при 773 К (500 °С) – темно-красный;
- при 973 К (700 °С) – красный;
- при 1373 К (1100 °С) – оранжевый;
- при 1773 К (1500 °С) – белый.

В лабораторной практике в зависимости от объекта и цели нагревания применяются следующие способы нагревания:

1. *Непосредственное нагревание голым огнем.* Этим способом пользуются при кратковременном нагревании пробирок или при прокаливании веществ в фарфоровых или металлических тиглях. Тигли при этом помещают в специальный треугольник, помещенный в кольцо штатива (рис. 1.5, а).

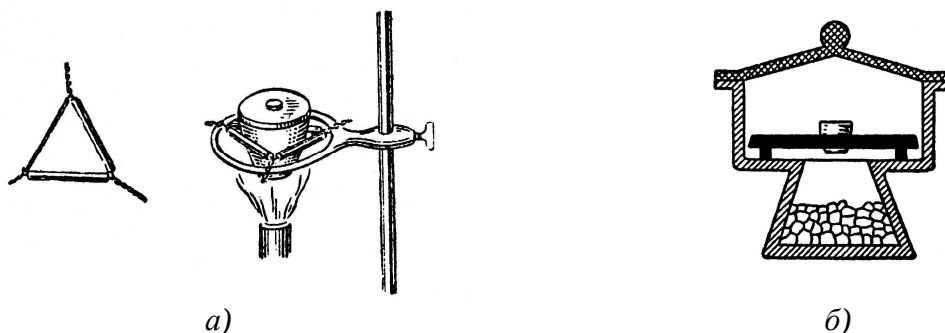


Рис. 1.5. Использование тигля для прокаливании вещества:
а – положение тигля при прокаливании; б – охлаждение тигля в эксикаторе

Нагревание производят в верхней (окислительной) зоне пламени горелки.

После прокаливания тигель охлаждают на треугольнике или несколько остывший берут за край боковой стенки (предварительно открыв крышку) с помощью тигельных щипцов, пинцета или хирургических щипцов (рис. 1.6), переносят в эксикатор для дальнейшего охлаждения и хранения (см. рис. 1.5, б).

Перед нагреванием пробирку нужно закрепить в держателе (см. рис. 1.1, Д). Нагревание нужно проводить очень осторожно, так как жидкость быстро вскипает и выплескивается из пробирки. Поэтому, как только начнут появляться пузырьки, пробирку нужно удалить из зоны сильного нагревания и, держа ее не в пламени горелки, а около него или над ним, продолжать нагревание горячим воздухом, периодически легонько встряхивая (чтобы избежать выброса жидкости).

При нагревании пробирку нужно держать в наклоненном положении (угол $\sim 45^\circ$ к вертикальной оси пламени), отверстием в сторону от себя и от соседей по столу (рис. 1.7).

Степень нагревания регулируют путем приближения пробирки к пламени или удаления от него.

2. На электроплите закрытого типа нагревают жидкости в стеклянной или фарфоровой посуде. При этом желательно на металлическую поверхность нагревательного элемента положить стеклоткань или керамическую подставку. Нагревание можно проводить и с использованием горелки. Для этого сетку со стеклотканью или керамическим материалом помещают на кольцо штатива или на треногу, на нее ставят сосуд, а под сетку – горелку.

3. Бани применяют, когда нагревание должно производиться в определенном узком интервале температур.

Бани бывают жидкостные (рис. 1.8) и песчаные.

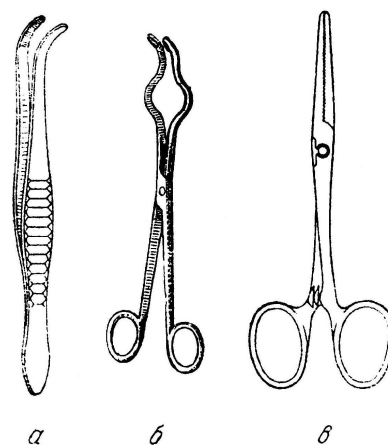


Рис. 1.6. Пинцет (а), тигельные щипцы (б) и хирургические щипцы (в)

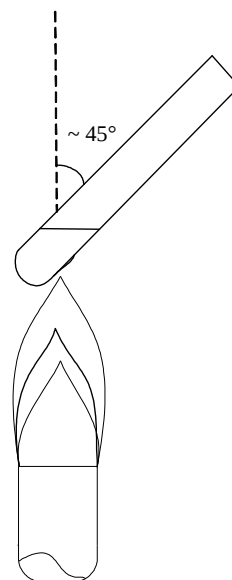


Рис. 1.7. Положение пробирки при нагревании

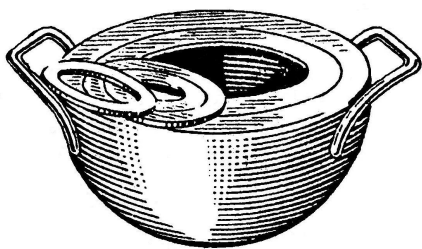


Рис. 1.8. Водяная баня

Для нагревания до температуры 373 К (100 °С) жидкостная баня наливается водой (до 2/3 объема). Вода доводится до кипения и все время поддерживается в таком состоянии. Для нагревания до более высокой температуры вместо воды наливают глицерин, минеральное масло или другую высококипящую жидкость.

Для длительного нагревания при температурах 473 К (200 °С) – 573 К (300 °С) применяют песчаную баню, которая представляет собой сковородку (железную чашку или противень), заполненную чистым, хорошо прокаленным кварцевым песком. Нагреваемый сосуд устанавливается прямо на песок.

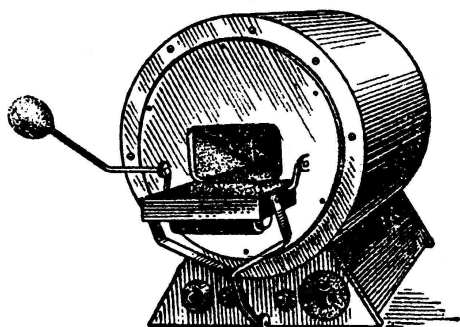


Рис. 1.9. Муфельная печь

4. *Электрические муфельные печи* используются для прокаливания, плавки и в некоторых других случаях, когда необходима высокая температура (рис. 1.9). Они очень удобны для прокаливания тиглей, особенно платиновых.

5. В *сушильном шкафу* (рис. 1.10) путем нагревания сушат посуду и вещества, устойчивые при температурах до 473 К (200 °С).

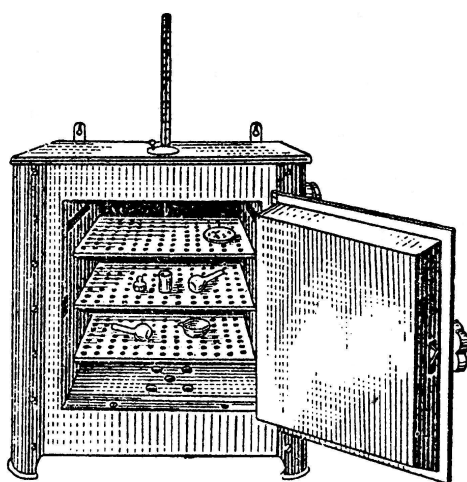


Рис. 1.10. Сушильный шкаф с электрическим обогревом

Для проведения химического эксперимента необходима химическая посуда – стеклянная и фарфоровая. Стеклянная посуда изготавливается из специального стекла, устойчивого к действию агрессивных сред. На такой посуде обычно ставится клеймо «ХС» (химически стойкое). Если же в ходе опыта требуется нагревание, то в этом случае используют химически стойкую посуду из специального жаростойкого стекла. Об этом свидетельствует клеймо «ТС» (термически стойкое) или «ТХС» (термически и химически стойкое). Изделия из термически стойкого

стекла более массивные, чем сделанные из обычного химически стойкого стекла, и цвет стекла темнее. В случае отсутствия клейма на стекле его тип определяют по цвету. Обычное химически стойкое стекло на изломе (или в торце) имеет цвет от светло-голубого до светло-зеленого. Пробирки, стаканы, колбы из такого стекла тонкостенные, легкие. Такую посуду **нельзя нагревать** на открытом огне.

Некоторые марки термически стойкого стекла имеют желтоватый оттенок, а обычное термически стойкое стекло – темное. Умение правильно отличать термически устойчивое стекло очень важно для химика, так как нагревание (особенно на открытом огне, на электроплите) можно проводить **только** в посуде из термически стойкого стекла.

Наиболее часто в химических лабораториях используют стеклянную и фарфоровую посуду, изображенную на рис. 1.11 и 1.12.

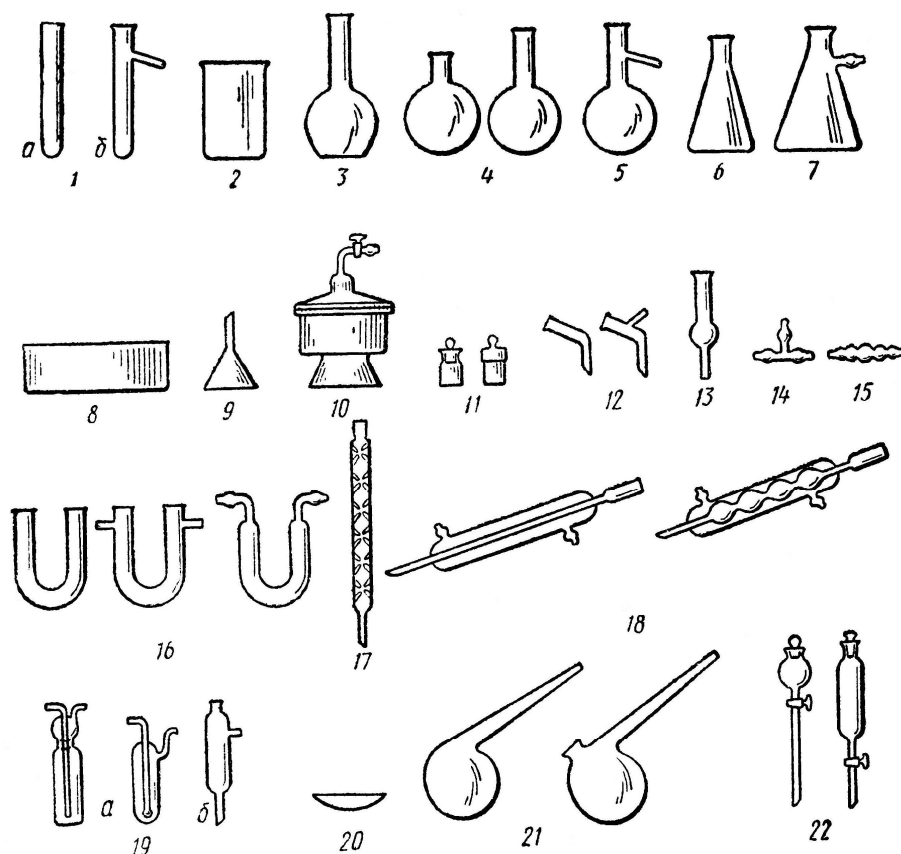


Рис. 1.11. Стеклянная посуда:

- 1а – пробирка обыкновенная; 1б – пробирка Вюрца; 2 – химический стакан;
 колбы: 3 – плоскодонная, 4 – круглодонные; 5 – Вюрца; 6 – коническая; 7 – склянка
 для отсасывания (Бунзена); 8 – кристаллизатор; 9 – воронка; 10 – эксикатор;
 11 – бюксы; 12 – хлоркальциевые трубки; 14 – тройник; 15 – переходник;
 16 – U-образные трубки; 17 – дефлегматор; 18 – холодильники; 19а – промывные
 склянки; 19б – осушительная колонка; 20 – часовое стекло; 21 – реторты;
 22 – капельные воронки

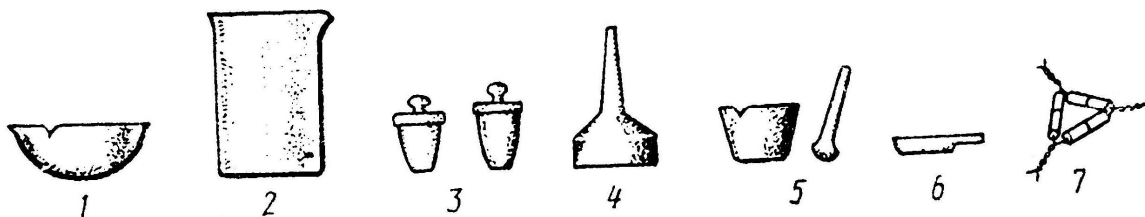


Рис. 1.12. Фарфоровая посуда:

1 – чашка; 2 – стакан; 3 – тигли с крышками; 4 – воронка Бюхнера;
5 – ступка с пестиком; 6 – лодочка; 7 – треугольник

Каждый из приведенных на рис. 1.11 и 1.12 типов химической стеклянной и фарфоровой посуды имеет определенное функциональное назначение:

- *пробирки* – для опытов с небольшими объемами растворов;
- *стаканы химические* – для приготовления растворов, осаждения и промывания осадков, проведения различных химических реакций;
- *колбы плоскодонные* и *круглодонные* – для нагревания жидкостей;
- *колбы Вюрца* – для перегонки жидкостей и для проведения реакций, сопровождающихся выделением газа;
- *колбы конические* (Эрленмейера) – для нагревания жидкостей, проведения различных реакций, титрования;
- *воронки простые* – для переливания жидкостей и для фильтрования;
- *бюксы* – стаканчики с пришлифованными крышками – для взвешивания и хранения веществ;
- *кристаллизаторы* – плоскодонные сосуды для перекристаллизации веществ;
- *эксикаторы* – стеклянные приборы для медленного высушивания и сохранения веществ, легко поглощающих влагу из воздуха;
- *аллонжи* – для соединения холодильника с приемником при перегонке;
- *холодильники* (прямые и обратные) – для охлаждения и конденсации паров (охлаждение происходит с помощью воды, подающейся снизу в рубашку холодильника);
- *дефлегматоры* – для фракционной перегонки;
- *хлоркальциевые трубки* – для предохранения различных веществ и растворов от попадания в них нежелательных примесей из воздуха;
- *промывные склянки* – для промывки газов (в склянках поглощаются нежелательные примеси из газов);

- *часовые стекла* – для взвешивания веществ;
- *реторты* – для нагревания веществ;
- *капельницы* – сосуды для жидкостей, расходуемых по каплям;
- *фарфоровые чашки* – для выпаривания растворов;
- *фарфоровые тигли* – для прокаливания различных веществ и сжигания органических соединений при определении их зольности;
- *фарфоровые лодочки* – для прокаливания веществ;
- *фарфоровая воронка Бюхнена* – для фильтрования при пониженном давлении;
- *ступки с пестиком* – для размельчения твердых веществ;
- *переходники и тройники* – для соединения резиновых или полимерных шлангов.

Для измерения объемов жидкостей служит специальная мерная посуда – мерные колбы, пипетки, бюретки, мерные цилиндры и мензурки.

Мерная колба (рис. 1.13) представляет собой плоскодонную колбу с длинным и узким горлом. На горле колбы имеется кольцевая черта, которая показывает, до какого уровня нужно налить жидкость, чтобы она при 293 К (20 °С) занимала указанный на колбе объем. Такие колбы различных объемов применяют для приготовления растворов определенной концентрации.

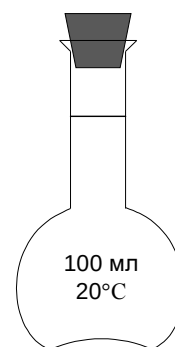


Рис. 1.13. Мерная колба

Пипетки (рис. 1.14) служат для точного отмеривания определенного объема жидкости. Обычная пипетка (пипетка Мора) представляет собой стеклянную трубку небольшого диаметра с расширением посередине. Нижний конец пипетки слегка оттянут и имеет диаметр около 1 мм. Пипетки бывают емкостью от 1 до 100 см³, в верхней части их имеется метка, до которой набирается жидкость. Широко используются также градуированные пипетки различной емкости, на наружной стенке которых нанесены деления в 0,1 мм (см. рис. 1.14, б).

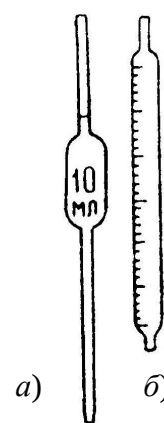


Рис. 1.14. Пипетки:
а – Мора; б – градуированная

Бюретки (рис. 1.15) – стеклянные трубки, на которых нанесена шкала с делениями, чаще всего в 0,1 см³. Нижний конец бюретки слегка оття-

нут и снабжен краном или другим приспособлением, позволяющим приливать жидкость по каплям. Часто применяют бюретки со стеклянным шариком (бусинкой), вставленным в трубку из эластичного материала (резина, силикон). При сжимании этой трубки с боков пальцами около шарика жидкость начинает вытекать с определенной скоростью.

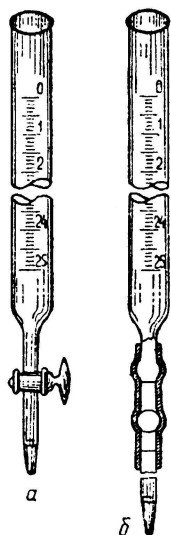


Рис. 1.15 – Бюретки:
а – с краном; б – с шариком
(бусинкой)

Мерные цилиндры и мензурка (рис. 1.16) – стеклянные сосуды с нанесенными на наружной стенке делениями. Они служат для приближенного измерения объемов жидкостей.

Химическая посуда перед работой тщательно моется водопроводной водой, затем – содой или другим моющим средством с помощью специальных ершей. После этого тщательно ополаскивается водопроводной водой и в конце – дистиллированной водой. Полотенцем посуду вытирают только снаружи. Часто для повышения уровня чистоты посуды ее моют еще и «хромовой смесью» (смесь равных объемов насыщенного водного раствора бихромата калия и концентрированной серной кислоты). После мытья посуды хромовой смесью последняя выливается обратно в склянку, а посуда многократно промывается большим количеством водопроводной воды и ополаскивается 2 – 3 раза дистиллированной водой. Посуда считается чистой, если с внутренних стенок ее при опрокидывании вода стекает сплошной пленкой (на стенках не остается капель воды). При этом внешняя часть посуды должна быть тщательно вытерта тканью (полотенцем). Сушится посуда в сушильном шкафу.

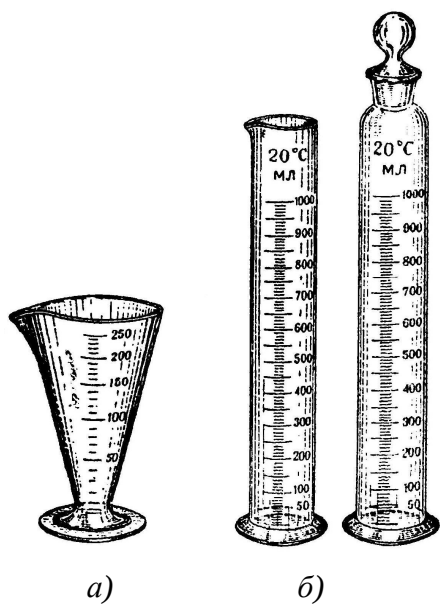


Рис. 1.16. Мензурка (а) и цилиндры (б)

1.3. Основные приемы лабораторного эксперимента

1.3.1. Сборка лабораторных установок

Для сборки различных стеклянных установок используют прежде всего лабораторные штативы (см рис. 1.1), а также стационарные рамы или стенды. Детали установок закрепляются с помощью лапок, колец, муфт. Металлические лапки и кольца обязательно должны иметь мягкие прокладки из резины или другого материала на поверхностях, соприкасающихся со стеклом. Если таких прокладок нет, то их заменяют отрезками резиновых шлангов, которые натягивают на губки лапок. На кольца при необходимости также надевают отрезки резиновых шлангов, разрезанных вдоль.

Во избежание поломки стеклянных деталей не следует туго закручивать винты лапок. Колба должна либо быть погруженной в баню, либо опираться дном на кольцо.

При сборке стеклянной установки, состоящей из нескольких деталей, требующих закрепления с помощью лапок и колец, необходимо располагать их относительно друг друга таким образом, чтобы не было перекосов. Стекло – очень хрупкий материал и при возникновении механических напряжений легко ломается. Об этом необходимо помнить всегда, особенно если детали соединяются жестко, например, с помощью шлифов. Поэтому сборка стеклянных установок является ответственной операцией, требующей от исполнителя определенных знаний, умений и сноровки. Вся последовательность действий должна быть тщательно продумана от начала до конца.

В лабораторной практике очень удобно пользоваться химической посудой и соединительными трубками на шлифах. Соединение отдельных частей прибора с помощью шлифов создает герметичность и возможность быстро его собирать и разбирать. Однако при этом необходимо помнить, что шлифы, так же как и стеклянные краны, ни в коем случае нельзя поворачивать без смазки. Они могут легко заклинить и при попытке их разъединения лопнуть.

1.3.2. Способы разделения и очистки веществ

Для отделения твердых веществ от жидких используют фильтрование. Если целью фильтрования является выделение твердого осадка, то фильтрование проводят через гладкий фильтр. В тех случаях, когда нужно

получить чистую жидкость, освобожденную от механических примесей, применяют складчатый фильтр.

Гладкий и складчатый фильтры готовят из фильтровальной бумаги, как показано на рис. 1.17.

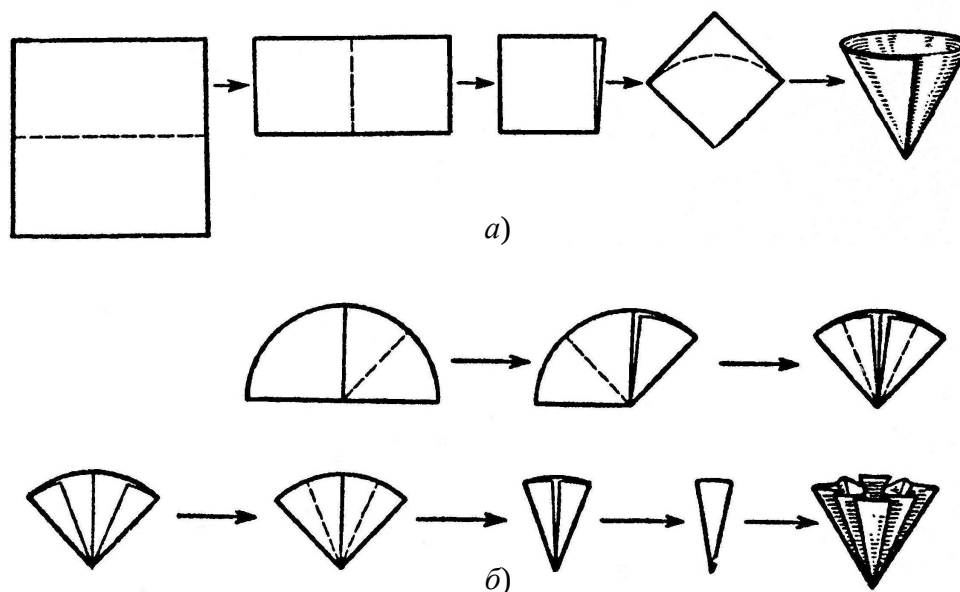


Рис. 1.17. Изготовление гладкого (а) и складчатого (б) фильтров

Полученный фильтр вставляют в воронку и смачивают дистиллированной водой. Край фильтра должен быть ниже края воронки не менее чем на 0,5 см.

Воронку с фильтром помещают в кольцо штатива так, чтобы ее нижний конец соприкасался со стенкой сосуда, в который стекает жидкость, и фильтрующаяся жидкость из воронки стекала по стенке сосуда и не разбрызгивалась. Косой срез нижнего отростка воронки при этом должен быть направлен к стенке сосуда. Жидкость переносится на фильтр по стеклянной палочке (рис. 1.18). Ее уровень в воронке не должен доходить до верхнего края фильтра на 2 – 3 мм.

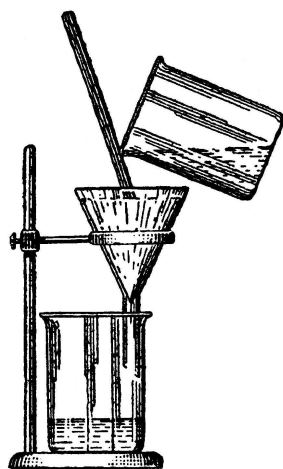


Рис. 1.18. Фильтрация

В тех случаях, когда жидкости или растворы имеют большую вязкость, а также в случаях образования насыщенных при повышенных температурах растворов кристаллических веществ их фильтрование проводят при нагревании с использованием специальной воронки (рис. 1.19).

Обычно она представляет собой двустенную медную воронку, снабженную боковым отростком. Воронка устанавливается на высокой треноге. Внутри ее заливается вода, которая служит для нагрева стеклянной воронки в момент фильтрования. Таким образом, воронка для горячего фильтрования играет роль обогревающей оболочки для обычной стеклянной воронки в момент фильтрования жидкости и не позволяет ей остывать. Значительно удобнее применять воронки для горячего фильтрования с электрообогревом, особенно при фильтровании огнеопасных жидкостей.

Для более быстрого отделения нерастворимых веществ (особенно мелкокристаллических осадков) от жидкости фильтрование производят под уменьшенным давлением (под вакуумом). Для этого используют установку (рис. 1.20), состоящую из колбы Бунзена 1, воронки Бюхнера 2, предохранительной склянки 3 и водоструйного насоса 4.

Воронку Бюхнера плотно вставляют на резиновой пробке в колбу Бунзена для фильтрования. При этом косой срез в нижней части воронки должен быть направлен в сторону, противоположную от отростка в колбе Бунзена, чтобы жидкость не засасывалась в сосуд 3. На сетчатое дно воронки укладывают круглый бумажный фильтр. Для его приготовления (в случае отсутствия готового) кусок фильтровальной бумаги кладут сверху на воронку Бюхнера, обжимают рукой и вырезают по отпечатку круга фильтр радиусом на 0,5 см меньше. Фильтр должен свободно ложиться на дно воронки, не касаясь ее краев и в то же время закрывая все отверстия. Расположив фильтр на дне воронки так, чтобы он надежно закрыл все отверстия, его смачивают водой. Если после

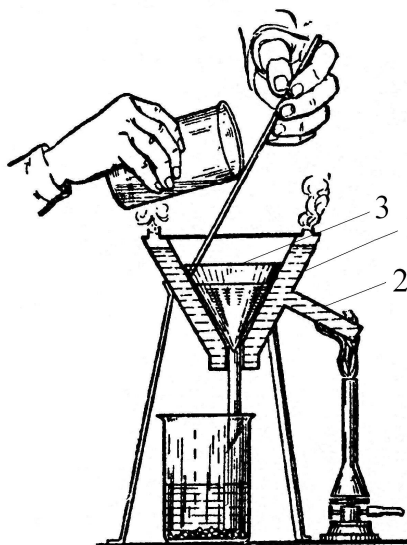


Рис. 1.19. Фильтрование с помощью воронки для горячего фильтрования:
1 – металлическая воронка;
2 – боковой отросток для нагрева;
3 – стеклянная воронка с фильтром

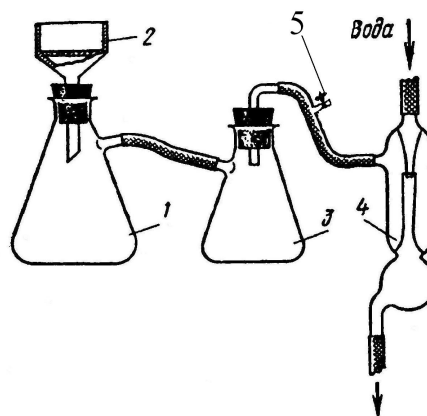


Рис. 1.20. Установка для фильтрования под вакуумом:
1 – колба Бунзена; 2 – воронка Бюхнера; 3 – промежуточная емкость; 4 – водоструйный насос; 5 – кран

включения водоструйного насоса воздух проходит через фильтр с шипением, можно начинать фильтрование.

Перед выключением водоструйного насоса (прекращением подачи воды) необходимо обязательно впустить в систему атмосферный воздух через кран 5 или (если он отсутствует) нарушив герметичность одной из пробок. В противном случае вода из водоструйного насоса из-за разряжения в системе попадет в сосуд 3 или даже в колбу Бунзена.

Очистку жидкости от растворенных в ней веществ производят перегонкой. Перегонку небольших количеств жидкости, содержащей в качестве примесей растворенные нелетучие твердые вещества, производят в приборе, состоящем из колбы Вюрца, холодильника, нагревательного элемента (горелки или электроплиты) и приемника (рис. 1.21).

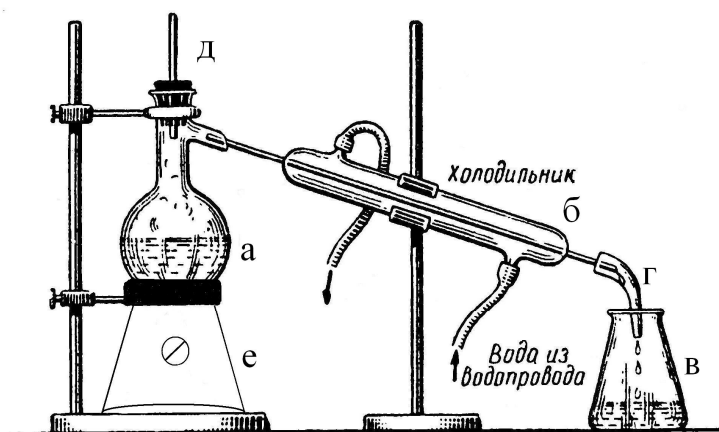


Рис. 1.21. Прибор для перегонки жидкости:

a – колба; *б* – холодильник; *в* – приемник; *г* – аллонж; *д* – термометр;
е – колбонагреватель

Жидкость в колбе *a* испаряется, а растворенные в ней твердые вещества не испаряются. Они остаются в растворе, а пары жидкости конденсируются в холодильнике *б*, и жидкость стекает через аллонж *г* в приемник *в*. Таким образом, в приемнике собирается чистая жидкость, не содержащая примесей.

1.3.3. Получение и соби́рание газов

При выполнении лабораторных работ часто приходится получать различные газы, которые нужно собирать и измерять их объем для проведения расчетов.

Простейший способ получения и собирания газов при разложении твердых веществ показан на рис. 1.22.

В этом случае пробирка с твердым веществом закрепляется в штативе почти в горизонтальном положении (чтобы выделяющаяся влага не стекала к месту нагрева). Образующийся газ через газоотводную трубку поступает в сосуд-сборник, расположение которого зависит от плотности газа. Если газ легче воздуха, то он располагается в перевернутом состоянии (см. рис. 1.22, *а*), а если тяжелее, то в нормальном положении (см. рис. 1.22, *б*). Газоотводная трубка должна погружаться в сосуд-сборник до дна, чтобы воздух из него постепенно вытеснялся газом и не происходило их перемешивание.

Если газ не реагирует с водой и необходимо измерить его объем, то обычно его собирают над водой (рис. 1.23).

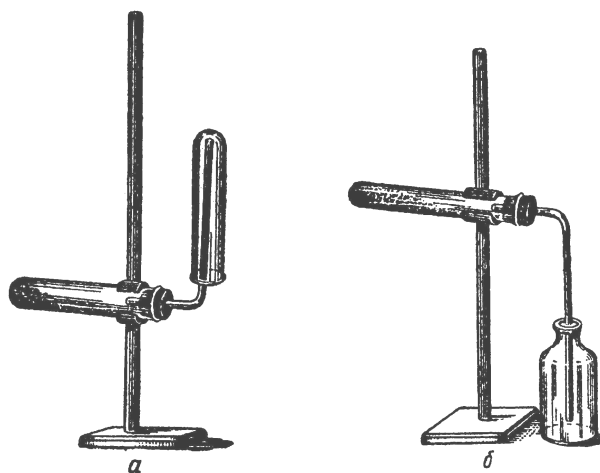


Рис. 1.22. Приемы собирания газов из сухих веществ:

а – газ легче воздуха; *б* – газ тяжелее воздуха

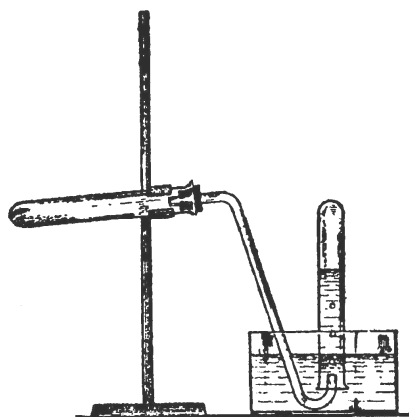


Рис. 1.23. Собиранье газа над водой

При определении объема собранного над водой газа необходимо делать поправку на присутствие в нем паров воды.

В том случае, когда газ выделяется при взаимодействии жидкости с твердым веществом (например, соляной кислоты с мрамором), используется колба Вюрца с капельницей (рис. 1.24) или аппарат Киппа (рис. 1.25).

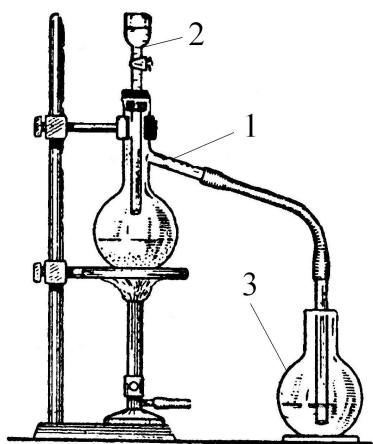


Рис. 1.24. Получение газов при взаимодействии жидкости с твердым веществом:
1 – колба Вюрца; 2 – капельница;
3 – приемник для газа

На дно колбы Вюрца помещают твердое вещество, а в капельницу – жидкость. С помощью крана капельницы регулируют скорость подачи жидкости в колбу Вюрца, что позволяет увеличивать или уменьшать количество образующегося в результате реакции газа.

Для получения газа в больших количествах без нагревания в лаборатории используют аппарат Киппа (рис. 1.25). Он состоит из двух частей – нижней и верхней. Нижняя часть включает два сосуда – 1 и 2, соединенных узким перешейком. В сосуде 1 имеется тубус 4 для слива жидкости, а в сосуде 2 – тубус 5 для отвода газа.

Верхняя часть 3 представляет собой шарообразную воронку. Верхняя часть прибора плотно вставляется в нижнюю (соединение осуществляется с помощью шлифов, смазанных специальной смазкой).

Заряжают аппарат следующим образом: через тубус 5 вводят кусочки твердого реагента (мрамор, сульфид железа и др.) размером больше щели, образованной нижним концом шарообразной воронки и перешейком 7 между сосудами 1 и 2 (в противном случае они упадут в нижний сосуд 1); закрывают тубус 5 пробкой с газоотводной трубкой; открывают кран 6 на газоотводной трубке и через воронку 8 сверху наливают кислоту в таком

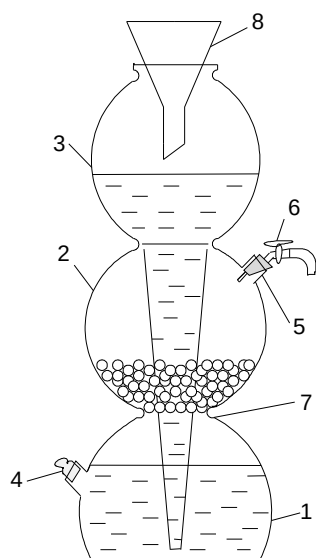


Рис. 1.25. Аппарат Киппа

количестве, чтобы кусочки твердого вещества в сосуде 2 были полностью покрыты ею. При этом начинается реакция между твердым веществом и кислотой с выделением газа (CO_2 , H_2S или др.). Кран 6 закрывают, и если прибор герметичен, кислота выдавливается из среднего шара 2 под давлением газа. Как только вся жидкость будет вытеснена из шара 2 в нижнюю часть 1 и в шарообразную воронку 3, реакция прекращается и газ не выделяется.

Для возобновления выделения газа необходимо снова открыть кран 6. По окончании работы кран 6 закрывают.

1.3.4. Работа с мерной посудой

Умение правильно обращаться с мерной посудой играет очень важную роль в химическом эксперименте, так как это определяет надежность полученных данных.

Работа с мерными колбами. Колбу (см. рис. 1.13) берут за верхнюю часть горла, избегая прикосновений руками к той ее части, которая заполнена жидкостью, потому что от тепла рук жидкость нагревается, расширяется, объем ее изменяется.

Для приготовления раствора в мерную колбу вносят рассчитанное количество исходного вещества (или его раствора), добавляют растворитель (не более чем на $1/2$ или $2/3$ ее объема) и тщательно взбалтывают плавными круговыми движениями до получения однородной смеси. После этого добавляют в колбу новые порции растворителя, не доливая до метки на 1 – 1,5 см. Последнюю порцию растворителя добавляют по каплям с помощью пипетки. При этом глаз экспериментатора и метка колбы должны находиться на одном уровне, а вогнутый мениск поверхности жидкости своей нижней частью должен сливаться с линией метки (рис. 1.26).

Если на внутренней поверхности горла колбы выше метки остались капли жидкости, их осторожно удаляют с помощью свернутой трубочкой фильтровальной бумаги. Закрыв колбу хорошо пригнанной пробкой, раствор тщательно перемешивают (придерживая пальцем пробку, многократно переворачивают колбу, встряхивая ее).

При отборе пробы из мерной колбы нижний конец пипетки погружают в раствор почти до дна, чтобы избежать попадания воздуха в нее при засасывании жидкости.

Так как действительная емкость мерной колбы может существенно отличаться от величины, указанной на ней, перед использованием колбы необходимо проверить ее емкость. Для этого вначале взвешивают тщательно вымытую (хромовой смесью) и высушенную пустую колбу, а затем – заполненную до метки дистиллированной водой при фиксированной температуре. Зная массу воды и ее плотность при данной температуре, рассчитывают действительный объем колбы.

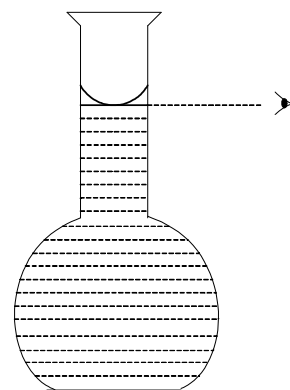


Рис. 1.26. Установка уровня жидкости в мерной колбе по мениску

Работа с пипетками. Так же, как и в случае работы с мерной колбой, во время работы с пипеткой нужно свести до минимума площадь прикосновения руки со стеклом. От тепла, сообщаемого рукой стеклу, емкость пипетки и, следовательно, объем вмещаемой ею жидкости увеличивается. Поэтому пипетку во время работы необходимо брать за верхнюю часть большим и средним пальцами правой руки и глубоко (почти до самого дна сосуда) погружать нижний конец ее в жидкость. Засасывание любых жидкостей в пипетки производят с помощью резиновой груши, медицинского шприца или другого приспособления выше метки на 2 – 3 см. Затем быстро закрывают верхнее отверстие пипетки указательным пальцем, чтобы жидкость не выливалась из пипетки. Избыток жидкости медленно сливают, слегка ослабив нажим указательного пальца (при этом нижний конец пипетки не должен касаться жидкости). Когда нижняя часть мениска коснется метки, слив жидкости прекращают, усилив нажатие указательного пальца. При этом пипетку держат так, чтобы метка находилась на уровне глаза (рис. 1.27, а).

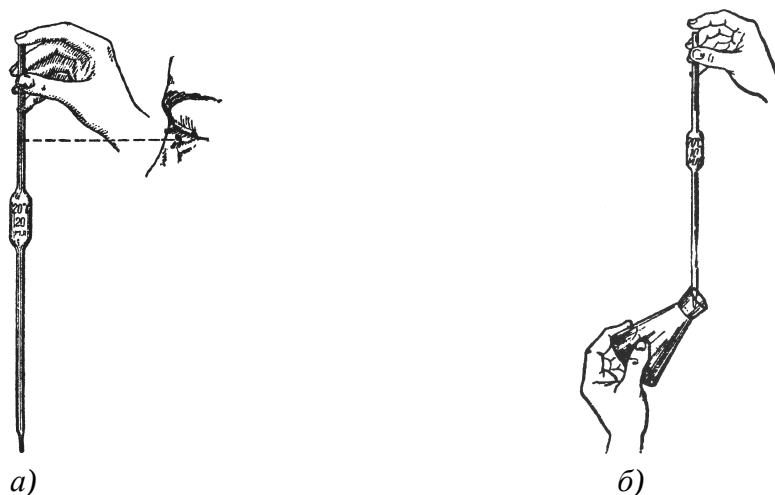


Рис. 1.27. Работа с пипеткой Мора

Выливать содержимое пипетки в другой сосуд необходимо медленно, давая всей жидкости равномерно стечь из отверстия пипетки. Нижний конец пипетки должен касаться стенки сосуда, как показано на рис. 1.27, б. Так как пипетки Мора откалиброваны на свободное вытекание жидкости, выдувать жидкость из них нельзя. Нужно несколько раз прикоснуться кончиком пипетки к стенке сосуда. Если же всасывание в пипетку и выливание из нее жидкости осуществляется с помощью медицинского шприца (с резиновым переходником) или другим подобным устройством, то необходимо установить действительную емкость пипетки с учетом полного выливания жидкости.

Емкость пипетки проверяют путем взвешивания воды, вмещаемой ею. Для этого в предварительно взвешенный сухой чистый сосуд выливают воду из пипетки при фиксированной температуре и снова взвешивают. Зная массу воды и ее плотность при данной температуре, вычисляют объем вылитой воды.

Градуированные пипетки бывают двух типов: а – с верхним отсчетом (ноль расположен в верхней части пипетки); б – с нижним (ноль – нижний конец пипетки). Это определяет и порядок работы с ними. В случае *а* жидкость всасывают до метки **0** и затем выливают необходимый объем (нижняя часть мениска должна совпадать с выбранной меткой).

В случае *б* жидкость всасывают до метки, соответствующей необходимому объему, и выливают так же, как из пипетки Мора.

При работе с пипетками любого типа необходимо уделять особое внимание:

- а) отсутствию сколов в нижней части пипетки (носик должен быть цел);
- б) чистоте пипеток (ошибки, обуславливаемые загрязнениями, могут быть значительными);
- в) технике работы с пипетками;
- г) соответствию объема, указанного на пипетке, действительному объему.

Работа с бюретками. Бюретки (см. рис. 1.15) закрепляют в вертикальном положении в штативе или на стенде. Перед каждым титрованием бюретку заполняют до верхнего (нулевого) деления, предварительно заполнив раствором нижний оттянутый конец бюретки.

Заполнению раствором нижней части бюретки (наконечника), расположенной ниже запорного приспособления, например, бусинки в эластичной трубке необходимо уделять особое внимание, так как там могут остаться пузырьки воздуха. Присутствие пузырьков воздуха приведет к ошибке при измерении использованного на титрование раствора.

У бескрановых бюреток (см. рис. 1.15, б) пузырек воздуха можно удалить, загнув соединительную эластичную трубку со стеклянным наконечником так, чтобы наконечник был направлен вверх и в сторону от соседа по столу (рис. 1.28). Затем осторожно создают условия для свободного вытекания жидкости из бюретки. Это делают путем сжатия эластичной трубки в месте нахождения бусинки, в результате чего образуется зазор между ней и стенкой трубки. С вытекающей жидкостью уходят и пузырьки воздуха.

Нажатие на бусинку нужно производить большим и указательным пальцами таким образом, чтобы она **не двигалась** вдоль эластичной трубки. С перемещением бусинки внутри трубки будут изменяться показания объема, что приведет к существенной ошибке. **Местоположение бусинки в трубке не должно изменяться в ходе работы.**

Уровень жидкости в бюретке устанавливают на ноль только после того, как работающий убедится, что в наконечнике 3 (см. рис. 1.28) не осталось пузырьков воздуха.

При отсчете по бюретке глаз наблюдателя должен находиться в одной плоскости с уровнем жидкости (на уровне нижней части мениска), как показано на рис. 1.29 (положение 2). При других положениях глаза (1 и 3) показания объема будут ошибочными.

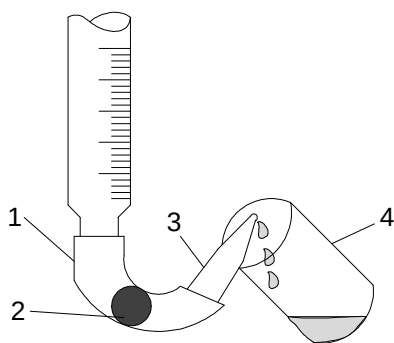


Рис. 1.28. Удаление пузырьков воздуха из нижней части бюретки:
1 – эластичная трубка; 2 – бусинка;
3 – стеклянный наконечник; 4 – стакан

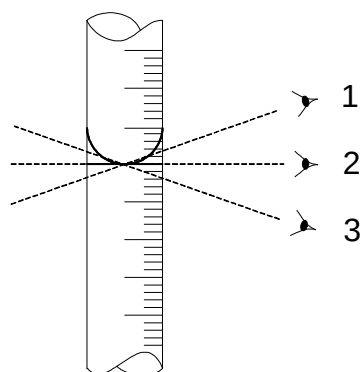


Рис. 1.29. Отсчет по бюретке при разных положениях глаза (2 – правильное положение)

1.3.5. Взвешивание

В лабораторной практике для взвешивания используют весы. В зависимости от точности, с которой производят взвешивание, весы разделяют на следующие группы:

- 1) для грубого взвешивания (точность до граммов);
- 2) для точного взвешивания (точность от 1 до 10 мг);
- 3) аналитические:
 - обычные (точность до 0,1 – 0,2 мг);
 - полумикрохимические (точность до 0,01 – 0,02 мг);
 - микрохимические (точность до 0,001 мг);
 - ультрамикрохимические (точность 10^{-6} – 10^{-9} мг);
- 4) специальные (пробирные, торзионные и др.).

При выполнении лабораторных работ по дисциплине «Теоретические основы химии» используются технохимические весы, позволяющие определять массу с точностью $\pm 0,01$ г (± 10 мг).

Технохимические весы (рис. 1.30) обычно помещают непосредственно в лаборатории на отдельном столе.

Они действуют по принципу равноплечного рычага, которым служит коромысло 1. На нем укреплены три призмы из высококачественной стали с острозаточенным ребром – одна посередине (ребром вниз) и две по краям (ребром вверх). От состояния острозаточенных ребер этих призм, особенно средней, зависит точность весов. Поэтому вся их конструкция сделана таким образом, чтобы максимально предохранить призмы (особенно среднюю) от повреждений. Вот почему в нерабочем состоянии весов средняя призма не должна контактировать с опорной пластиной. Это достигается с помощью специального устройства – арретира. Поворачивая ручку арретира 9, можно поднимать или опускать коромысло 1. При подъеме коромысла (арретир открыт) оно опирается ребром средней призмы на опорную пластину и может совершать свободное колебание. Весы находятся в рабочем состоянии. Когда коромысло опускается (арретир закрыт), оно опирается на опоры 2 и 19 и в этом случае ребро средней призмы уже не касается опорной пластины. Коромысло находится в устойчивом положении. Это положение соответствует нерабочему состоянию весов. Крайние призмы предназначены для подвешивания дужек 5 и 16 с чашками 6 и 15 с помощью сережек 4 и 17. Верхние пластинки сережек опираются на острие крайних призм и создают условия для свободного качания коромысла при открытом арретире.

Для наблюдения за качаниями коромысла имеется стрелка 11 и шкала 10. Строго вертикальное положение опорной колонки 12 достигают вращением установочных винтов 7 и 14. Положение опорной колонки контролируется с помощью отвеса 13. С помощью подвижных поворотных грузиков 3 и 18 регулируют положение стрелки 11 при настройке весов.

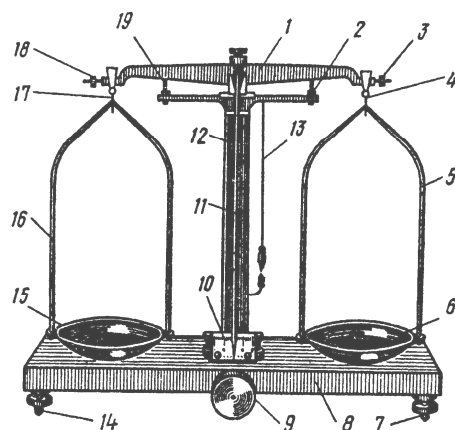


Рис. 1.30. Технохимические весы:
1 – коромысло; 2, 19 – опоры для коромысла; 3, 18 – поворотные грузики; 4, 17 – сережки; 5, 16 – дужки; 6, 15 – чашки; 7, 14 – установочные винты; 8 – корпус весов; 9 – ручка арретира; 10 – шкала; 11 – стрелка; 12 – опорная колонка; 13 – отвес

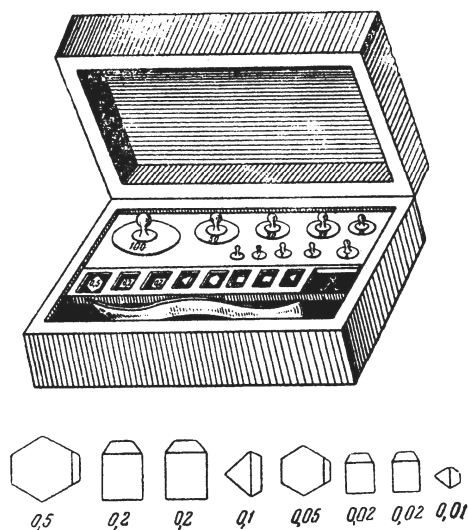


Рис. 1.31. Разновес

К весам прилагается разновес – стандартный набор гирь, на которых указана их масса (рис. 1.31).

Подготовка весов перед взвешиванием:

1. Правильно установить весы по отвесу. Для этого, вращая винты 7 и 14, добиваются совмещения острия нижнего и острия верхнего конусов отвеса 13 (см. рис. 1.30). **Арретир весов при этом должен быть закрыт.**

2. Выставить стрелку 11 в нулевое положение на шкале 10 без груза на чашках. Для этого медленно открывают арретир поворотом ручки 9 и смотрят на движение стрелки. Если стрелка совершает колебания около положения 0, отклоняясь на одинаковое число делений вправо и влево, то арретир закрывают. Весы готовы к работе. Если же этого не наблюдается, то необходимо использовать поворотные грузики 3 и 18.

Внимание! Поворотные грузики можно вращать только при закрытом арретире. При открытом арретире **категорически запрещается** что-либо делать с весами, даже прикасаться к ним или создавать какое-либо движение воздуха, толкать стол, опираться на него и т.д.

После каждого поворота грузиков открывают арретир и смотрят на положение стрелки. Эту операцию повторяют многократно до достижения цели, не забывая закрывать арретир перед очередным поворотом грузиков.

Настройка весов требует от экспериментатора терпения, аккуратности, внимания. Необходимо помнить, что весы – точный прибор. Они должны содержаться в чистоте и не подвергаться тепловым и другим воздействиям.

Правила взвешивания на весах:

1. Взвешиваемый предмет кладут на левую чашку весов, гири – на правую (при закрытом арретире).

2. Взвешиваемое вещество помещают на листок бумаги, на часовое стекло, в фарфоровую чашку или в другую тару. Гигроскопические вещества (вещества, активно поглощающие влагу из воздуха) взвешивают в бюксах (стаканчиках с притертой крышкой). Массу вещества вычисляют как разность между общей массой (вещество + тара) и массой пустой тары.

3. На чашки весов нельзя ставить нагретые предметы.
4. Гири необходимо брать только пинцетом. Класть их на чашку и убирать с нее можно только при закрытом арретире. Арретир закрывать и открывать нужно очень медленным и плавным вращением ручки 9 (см. рис. 1.30). Нельзя делать резких движений.
5. При взвешивании гири следует ставить на чашку весов, начиная с большего веса, постепенно переходя к меньшему.
6. В течение одной работы все взвешивания необходимо производить на одних и тех же весах с использованием одних и тех же разновесов.
7. С целью сокращения времени взвешивания полезно перед началом работы определить цену деления шкалы 10, предварительно установив нулевое положение стрелки. Для этого на правую чашку весов кладут гирьку массой 10 мг и фиксируют количество делений, на которые отклонилась стрелка весов 11. Затем повторяют это действие с гирькой 20 мг и 30 мг. Зная цену одного деления шкалы, можно не добиваться установления стрелки на 0 при взвешивании предмета. Если стрелка отклонилась на какое-то количество делений (от нуля) влево, то это показание нужно вычесть из массы всех гирь на правой чашке, а если вправо – прибавить.
8. После окончания взвешивания все гири возвращают на их место в коробке.
9. В конце работы весы должны оставаться чистыми и в полном порядке.

Лабораторная работа 1

ВЗВЕШИВАНИЕ. ФИЛЬТРОВАНИЕ

Опыт 1.1. Взвешивание

Выполнение многих лабораторных работ связано с определением массы вещества и требуют взвешивания. Поэтому каждый работающий в химической лаборатории должен уметь готовить весы к работе и взвешивать на них.

Экспериментальная часть

Цель опыта: научиться правильно устанавливать теххимические весы, настраивать их для работы и взвешивать предметы и вещества.

Приборы и материалы: теххимические весы и разновесы, предметы для контрольного взвешивания.

Протокол опыта

Параметр	Обозначение	Единица измерения	Численное значение
Цена деления шкалы весов	Δm	кг	
Масса контрольного образца	$m = \frac{m_1 + m_2 + m_3}{3}$	кг	
1-ое взвешивание	m_1	кг	
2-ое взвешивание	m_2	кг	
3-е взвешивание	m_3	кг	
Относительная погрешность	Δ	%	

Внимательно изучите материал, изложенный в п. 1.3.5. Ознакомьтесь с устройством весов. Правильно установите их на столе (по отвесу). Отрегулируйте весы так, чтобы стрелка отклонялась на одинаковое количество делений влево и вправо от нуля. Определите цену деления шкалы весов. Получите у лаборанта предмет для контрольного взвешивания. Правильно расположите предмет и гирьки на чашках весов. Произведите 3 взвешивания предмета. Запишите результаты в протокол.

Покажите результаты взвешивания преподавателю и получите значение точной массы предмета m_0 .

Вычислите относительную погрешность взвешивания по формуле

$$\Delta = \frac{|m - m_0|}{m_0} \cdot 100, \%,$$

где m – средняя масса предмета, полученная при взвешивании; m_0 – точная масса предмета.

Контрольные вопросы

1. С какой точностью определяют массу на теххимических весах?
2. По какому принципу действуют весы?
3. Какое устройство имеют весы? Назовите наиболее важные детали весов, определяющие их точность.
4. Как установить весы на столе по отвесу?
5. Для чего служит арретир?
6. Как установить весы в равновесное положение (стрелка симметрично отклоняется от нуля) без груза на чашках?
7. В каком положении должен находиться арретир при регулировке весов?
8. Назовите правила взвешивания на весах.

Опыт 1.2. Фильтрация

В лабораторной практике фильтрация широко используется, во-первых, для очистки жидкостей от присутствующих в них твердых частиц, во-вторых, для отделения полученного твердого вещества (или смеси веществ) от маточного раствора. Поэтому экспериментатор обязан уметь подготовить и провести этот процесс наиболее эффективно.

Экспериментальная часть

Цель опыта: получить практические навыки проведения фильтрации.

Приборы, посуда и реактивы: воронка обычная стеклянная, воронка Бюхнера, стаканы химические, штатив с кольцом, колба Бунзена, водоструйный насос, фильтровальная бумага, ножницы, палочка стеклянная, водная суспензия (CaCO_3 , песок, глина или др. труднорастворимое вещество).

Внимательно изучите материал, изложенный в п. 1.3.2. Обратите внимание на рис. 1.17, 1.18, 1.19 и 1.20. Изготовьте гладкий и складчатый фильтры (см. рис. 1.17) для фильтрации. Проведите фильтрацию воды, содержащей примеси твердых частиц (см. рис. 1.19), с использованием гладкого и складчатого фильтров. Отличается ли скорость фильтрации с использованием гладкого и складчатого фильтров? Почему?

Изготовьте фильтр для воронки Бюхнера. Используя установку для фильтрации под вакуумом (см. рис. 1.20), проведите фильтрацию суспензии.

Опишите в журнале последовательность всех проводимых операций и использованные установки. На что необходимо обратить особое внимание при фильтрации? Укажите возможные ошибки, влияющие на результат фильтрации.

Контрольные вопросы

1. В каких случаях используется фильтрация?
2. Когда для фильтрации используется гладкий фильтр?
3. Когда для фильтрации используется складчатый фильтр?
4. Как должен располагаться фильтр в стеклянной воронке?
5. Играет ли роль взаимное расположение стеклянной воронки и стакана, в который стекает жидкость? Как должна располагаться воронка? Почему?
6. Как переносят жидкость на фильтр?
7. Когда используется воронка для горячего фильтрации?
8. Опишите установку для фильтрации под вакуумом.
9. Как готовится фильтр для воронки Бюхнера?
10. Каков порядок включения и выключения установки для фильтрации под вакуумом?

2. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ. СТЕХИОМЕТРИЧЕСКИЕ РАСЧЕТЫ

Перед выполнением лабораторных работ этого раздела необходимо изучить тему «Основные понятия и законы химии» [14, с. 6 – 26; 15, с. 9 – 38].

Лабораторная работа 2

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ФОРМУЛЫ КРИСТАЛЛОГИДРАТА СУЛЬФАТА МЕДИ (II)

Вещества, в состав кристаллов которых входят молекулы воды, называются кристаллогидратами, а содержащаяся в них вода – кристаллизационной.

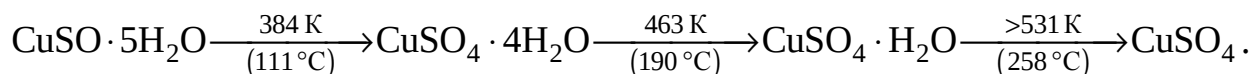
Состав кристаллогидратов обычно изображают формулами, в которых указывается количество кристаллизационной воды. Например, кристаллогидрат сульфата железа (II), содержащий на 1 моль FeSO_4 , 7 молей воды, изображается формулой $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (железный купорос); кристаллогидрат карбоната натрия – формулой $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

Прочность связи между основным веществом и кристаллизационной водой в кристаллогидратах различна. Многие из них теряют кристаллизационную воду уже при комнатной температуре («выветриваются»). Так, прозрачные кристаллы $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ легко «выветриваются» – теряя кристаллизационную воду, становятся тусклыми и постепенно рассыпаются в порошок. Для обезвоживания других кристаллогидратов требуется довольно сильное нагревание.

Многие кристаллогидраты при нагревании до определенной температуры только теряют воду, а разложение самой соли происходит при более высокой температуре.

Сульфат меди (II) образует три кристаллогидрата: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (лазурно-синий), $\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ (голубой), $\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (бесцветный). Важнейшим из них является $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (медный купорос). Уже в сухом воздухе кристаллогидрат $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ частично теряет воду и в результате образуется $\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, т.е. смесь кристаллогидратов.

При нагревании $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ постепенно теряет воду по схеме



Безводная соль CuSO_4 разлагается при температуре 926 – 993 К (653 – 720 °С):



Следовательно, для определения содержания воды в кристаллогидрате сульфата меди (II) нагревание (прокаливание) нужно вести в интервале температур 533 – 573 К (260 – 300 °С).

Формулу исследуемого кристаллогидрата можно представить в виде $\text{CuSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$. Для нахождения коэффициента x необходимо знать массы воды и безводной соли в образце, тогда

$$x = \frac{159,61 \cdot m(\text{H}_2\text{O})}{18,02 \cdot m(\text{CuSO}_4)} = \frac{8,86 \cdot m(\text{H}_2\text{O})}{m(\text{CuSO}_4)}. \quad (2.1)$$

Экспериментальная часть

Цель работы: освоение методов установления количественного состава вещества.

Приборы, посуда и реактивы: теххимические весы и разновес, эксикатор, тигельные щипцы, тигель фарфоровый, сульфат меди (II) – медный купорос кристаллический, ступка с пестиком, песчаная баня, шпатель (ложечка).

Протокол опыта

Параметр	Обозначение	Единица измерения	Численное значение
Масса пустого тигля	m_1	кг	
Масса тигля с кристаллогидратом	m_2	кг	
Масса кристаллогидрата	m_3	кг	
Масса тигля с кристаллогидратом после:			
1-го прокаливания	m'_4	кг	
2-го прокаливания	m''_4	кг	
3-го прокаливания	m'''_4	кг	
4-го прокаливания	m''''_4	кг	

Окончание табл.

Параметр	Обозначение	Единица измерения	Численное значение
Масса тигля с безводной солью (после достижения постоянного значения)	m_4	кг	
Масса безводной соли	m_5	кг	
Масса воды в кристаллогидрате	m_6	кг	
Формула кристаллогидрата	$\text{CuSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$		

В начале работы фарфоровый тигель необходимо предварительно прокалить. *Почему?* Это можно сделать или в муфельной печи (см. рис. 1.9), или с помощью газовой горелки, поместив тигель в треугольник (см. рис. 1.5, а). Прокаливание проводят в течение 5 – 10 минут. После этого тигельными щипцами перенесите тигель в эксикатор (см. рис. 1.5, б) для охлаждения на 10 – 15 минут. После охлаждения тигля до комнатной температуры взвесьте его на технохимических весах и данные внесите в протокол опыта.

Кристаллы сульфата меди (II) разотрите в ступке до тонкого порошка (*для чего?*) и шпателем (ложечкой) насыпьте ~1 – 2 г в тигель. Взвесьте тигель с кристаллогидратом и результат внесите в протокол опыта.

Поставьте тигель с кристаллогидратом на песчаную баню, которую нагрейте горелкой или электроплиткой до 533 – 573 К (260 – 300 °С). Поддерживайте эту температуру до полного обезвоживания кристаллогидрата, о чем можно судить по переходу голубой окраски в белую. После достижения белого цвета перенесите тигель щипцами в эксикатор для охлаждения (на ~10 мин).

Внимание! Края эксикатора и крышки пришлифованы и смазаны вазелином или вакуумной смазкой, чтобы они плотно прилегали друг к другу. Эксикатор открывают и закрывают скользящим движением крышки в сторону и обратно.

После охлаждения тигля взвесьте его и, записав результаты в протокол, повторите прокаливание (в течение 5 – 8 мин), охлаждение и взвешивание до достижения постоянной массы. *Почему?* Расхождение двух последних взвешиваний не должно превышать 0,02 – 0,03 г. В противном случае прокаливание и другие операции необходимо продолжить.

Опишите ход выполнения эксперимента.

Используя формулу (2.1), рассчитайте количество воды (в молях), приходящееся на 1 моль безводной соли, и напишите формулу кристаллогидрата.

Контрольные вопросы

1. Какие вещества называют кристаллогидратами?
2. Всегда ли формула кристаллогидрата остается постоянной при его хранении?
3. В каком случае для определения содержания воды в кристаллогидрате можно использовать его прокаливанию?
4. Почему тигель после прокаливания охлаждают в эксикаторе?
5. Объясните устройство эксикатора. Как он открывается? Какое вещество присутствует в эксикаторе?
6. Почему прокаливанию повторяют несколько раз? Как определить окончание прокаливания?
7. Выведите формулу (2.1).
8. Как правильно брать тигель щипцами?

Лабораторная работа 3

ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЯРНОЙ МАССЫ ОКСИДА УГЛЕРОДА (IV)

Молярная масса вещества (символ M_B или $M(B)$, единица – кг/моль или г/моль) – масса 1 моля этого вещества. Она связана с массой вещества m_B и его химическим количеством n_B соотношением

$$M_B = \frac{m_B}{n_B}. \quad (2.2)$$

Значение молярной массы вещества B численно равно значению относительной молекулярной массы этого вещества $M_r(B)$. Например, $M(H_2SO_4) = 98,08$ г/моль и $M_r(H_2SO_4) = 98,08$. Таким образом, определив численное значение молярной массы вещества B , автоматически получаем численное значение относительной молекулярной массы этого вещества. Путать эти два понятия нельзя, т.к. они имеют разный физический смысл. Относительная молекулярная масса показывает, во сколько раз средняя масса молекулы больше $1/12$ массы атома углерода $^{12}_6C$.

Молярную массу газообразного вещества B можно определить, используя уравнение Клапейрона – Менделеева:

$$pV = \frac{m_B}{M_B} \cdot RT, \quad (2.3)$$

где p – давление газа, Па; V – объем газа, м³; m_B – масса газа, кг; M_B – молярная масса, кг/моль; T – температура, К; R – универсальная газовая постоянная;

$$R = 8,31 \frac{\text{Па} \cdot \text{м}^3}{\text{моль} \cdot \text{К}} = 8,31 \frac{\text{кПа} \cdot \text{дм}^3}{\text{моль} \cdot \text{К}} = 8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}.$$

Из этого уравнения следует, что

$$M_B = \frac{m_B}{pV} \cdot RT. \quad (2.4)$$

Таким образом, для вычисления M_B нужно знать массу взятого газа, его объем, температуру и давление.

Так как уравнение (2.3) описывает свойства идеального (или близкого к идеальному) газа, то погрешность в определении молярной массы, помимо ошибок эксперимента, будет зависеть от степени отклонения свойств исследуемого газа от идеального. При низких давлениях (например, при атмосферном давлении) погрешность составляет обычно 0,5 – 1 %.

Для более точного определения M_B измерения производят при разных давлениях и экстраполируют к $p = 0$ Па.

Для расчета молярной массы можно также использовать следствие из закона Авогадро (1 моль газа при н.у. занимает объем 22,4 дм³) или формулу

$$D_{\text{возд.}} = \frac{m_B}{m_{\text{возд.}}} = \frac{M_B}{29,0}. \quad (2.5)$$

Экспериментальная часть

Цель работы: освоение методики определения молярной массы газообразного вещества.

Приборы, посуда и реактивы: весы теххимические и разновес, мерный цилиндр на 1 дм³, прибор для получения СО₂ (аппарат Киппа с двумя промывными склянками), колба плоскодонная на 0,3 – 0,5 дм³, термометр, барометр, кусочки мрамора, соляная кислота ($\rho = 1,19$ кг/дм³), серная кислота ($\rho = 1,84$ кг/дм³).

Протокол опыта

Параметр	Обозначение	Единица измерения	Численное значение
Масса колбы с пробкой и воздухом	m_1	кг	
Масса колбы с пробкой после:			
1-го заполнения СО ₂	m_2'	кг	
2-го заполнения СО ₂	m_2''	кг	
3-го заполнения СО ₂	m_2'''	кг	

Окончание табл.

Параметр	Обозначение	Единица измерения	Численное значение
Масса колбы с пробкой и CO_2	m_2	кг	
Объем газа в колбе	V	м^3	
Температура	t	$^{\circ}\text{C}$	
Абсолютная температура	T	К	
Атмосферное давление	p	Па	
Объем газа в колбе при н.у.	V_0	м^3	
Масса воздуха в колбе	m_3	кг	
Масса CO_2	m_4	кг	
Молярная масса CO_2	M_{CO_2}	кг/моль	
Относительная погрешность	Δ	%	

Для определения молярной массы оксида углерода (IV) – углекислого газа используют установку, представленную на рис. 2.1.

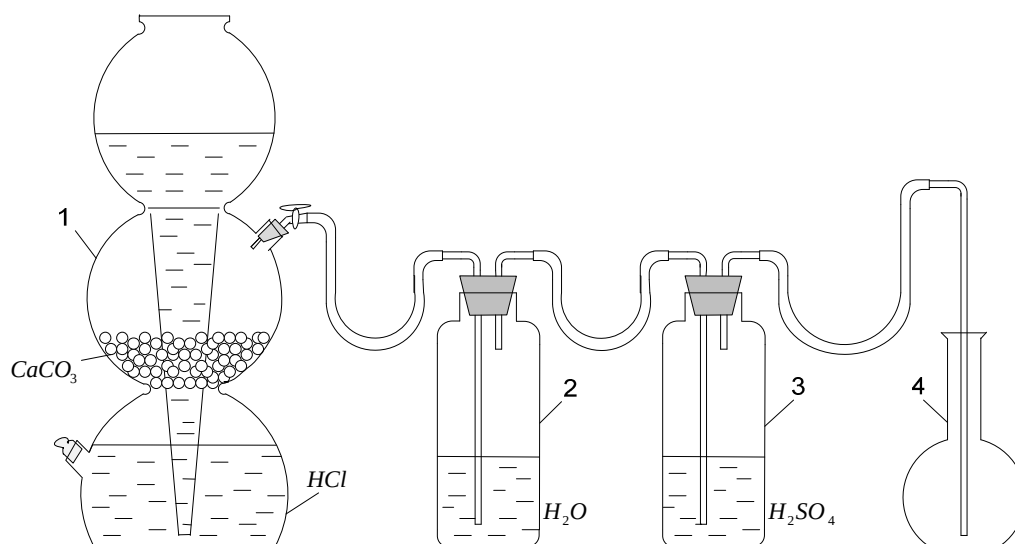


Рис. 2.1. Установка для получения оксида углерода (IV):
1 – аппарат Киппа; 2, 3 – промывные склянки; 4 – колба для CO_2

Газ получают в аппарате Киппа 1, устройство и принцип работы которого изложены в п. 1.3.3. Углекислый газ проходит через промывную склянку 2 с водой (для очистки от примеси HCl) и склянку 3 с концентрированной серной кислотой (для осушки газа). Затем он поступает в колбу 4.

Получите у лаборанта сухую колбу, плотно закройте ее пробкой и сделайте отметку, на какую глубину она входит в горло колбы. Взвесьте колбу с пробкой на технoхимических весах.

Внимание! Весы должны быть правильно установлены, отрегулированы. Все взвешивания проводить на одних и тех же весах.

Для наполнения колбы углекислым газом откройте пробку и опустите газоподводящую трубку до дна колбы. Углекислый газ тяжелее воздуха, и заполнение колбы должно происходить снизу. В этом случае воздух будет вытесняться из колбы, и при медленной подаче углекислого газа не будет происходить его перемешивания с воздухом, что привело бы к существенной ошибке. Поэтому нужно следить за скоростью подачи углекислого газа в колбу по скорости его прохождения через промывные склянки. Пузырьки газа в промывных склянках должны проходить с такой скоростью, чтобы их можно было считать. Это можно отрегулировать с помощью крана аппарата Киппа (см. рис. 1.25).

Через 15 – 20 мин, не закрывая крана аппарата Киппа, медленно выньте газоподводящую трубку из колбы (**не наклоняя колбу!**) и, держа колбу за горлышко двумя пальцами на весу в вертикальном положении (*для чего нужна эта предосторожность?*), закройте колбу пробкой до отмеченного уровня. После этого закройте кран аппарата Киппа. Взвесьте колбу с углекислым газом. Повторите заполнение колбы и ее взвешивание еще дважды до постоянной массы. В этих случаях время заполнения составляет 5 – 7 мин. Результат последнего взвешивания не должен отличаться от предыдущего более чем на 0,02 г.

Определите объем колбы V , для чего наполните ее водой комнатной температуры до метки на горле колбы и измерьте объем воды мерным цилиндром.

Занесите в протокол опыта показания термометра и барометра, расположенных в лаборатории.

Массу воздуха в колбе рассчитайте по уравнению Клапейрона – Менделеева (2.3), приняв $M_{\text{возд.}} = 29,0$ г/моль.

Затем вычислите истинную массу CO_2 . Для этого к разности масс колбы, заполненной CO_2 , и пустой прибавьте найденную массу воздуха.

По уравнению (2.4) найдите молярную массу оксида углерода (IV).

Вычислите относительную погрешность определения $M(\text{CO}_2)$ по формуле

$$\Delta = \frac{M_{\text{эксп}} - M_{\text{теор}}}{M_{\text{теор}}} \cdot 100, \%, \quad (2.6)$$

где $M_{\text{эксп}}$ – значение молярной массы CO_2 , найденное в данном опыте; $M_{\text{теор}}$ – значение молярной массы, рассчитанной по атомным массам.

Опишите ход выполнения эксперимента. Приведите все необходимые расчеты.

Рассчитайте молярную массу CO_2 другими способами (используя следствие из закона Авогадро и формулу (2.5).

Оцените аппаратную погрешность данного опыта. Это максимально возможная погрешность измерений, обусловленная классом используемых в работе приборов и химической посуды [15, с. 8]. В данном опыте максимально возможная аппаратная погрешность равна сумме погрешностей, возникающих при взвешивании, измерении объема воды, измерении температуры и давления.

Относительную погрешность при измерении данного параметра с помощью приборов и посуды σ (в %) рассчитывают по формуле

$$\sigma_i = \frac{|\pm \epsilon_i|}{A} \cdot 100, \quad (2.7)$$

где $\pm \epsilon$ – точность измеряемой величины; A – значение данной величины (параметра); i – вид измеряемой величины.

Аппаратурная погрешность в опыте равна сумме относительных погрешностей при измерении каждого параметра:

$$\sigma = \sum \sigma_i. \quad (2.8)$$

В данном опыте она равна:

$$\begin{aligned} \sigma &= \sigma_m + \sigma_V + \sigma_T + \sigma_p = \\ &= \left(\frac{|\pm \epsilon_m|}{m_{\text{CO}_2}} + \frac{|\pm \epsilon_V|}{V_{\text{CO}_2}} + \frac{|\pm \epsilon_T|}{T} + \frac{|\pm \epsilon_p|}{p} \right) \cdot 100, \end{aligned}$$

где $\pm \epsilon_m, \pm \epsilon_V, \pm \epsilon_T, \pm \epsilon_p$ – точность измерения массы, объема, температуры, давления; m_{CO_2} – масса CO_2 ; V_{CO_2} – объем CO_2 ; T – температура; p – давление.

Учет возможных погрешностей эксперимента и оценка его точности – важнейшие элементы любых исследований, определяющие надежность и достоверность полученных результатов. Поэтому перед началом эксперимента необходимо правильно выбрать тип приборов и посуды, который обеспечит уровень допустимой аппаратной погрешности. При правильном выборе методики и аккуратной работе погрешность определения искомой величины не должна превышать аппаратной погрешности.

Контрольные вопросы

1. Объясните физический смысл молярной и относительной молекулярной массы. Чем они отличаются и что у них общего?
2. Предложите три способа расчета молярной массы газа на основании данных эксперимента.

3. Чем отличается идеальный газ от реального? Как получить более точное значение молярной массы газа?
4. Из каких частей состоит установка для получения газа? Для чего нужны промывные склянки?
5. Объясните устройство и принцип работы аппарата Киппа.
6. Объясните, как нужно заполнять колбу газом. Почему нельзя колбу наклонять? Почему колбу нельзя брать руками за корпус?
7. Почему все взвешивания колбы нужно проводить на одних и тех же весах?
8. Влияет ли скорость заполнения колбы газом на точность определения молярной массы? Почему?
9. Почему заполнение колбы газом повторяют несколько раз?
10. Сравните относительную погрешность определения молярной массы CO_2 с аппаратурной погрешностью в вашем опыте. Аккуратно ли вы работали?

Лабораторная работа 4

ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЯРНОЙ МАССЫ ЭКВИВАЛЕНТОВ МЕТАЛЛА

Для определения молярной массы эквивалентов металла используют математическое выражение закона эквивалентов. Если металл является достаточно активным и энергично вытесняет водород из кислоты, то для определения его молярной массы эквивалентов используют формулу

$$\frac{m(\text{Me})}{M\left(\frac{1}{z_{\text{Me}}}\text{Me}\right)} = \frac{m(\text{H}_2)}{M\left(\frac{1}{z_{\text{H}_2}}\text{H}_2\right)}, \quad (2.9)$$

где $m(\text{Me})$ – масса металла; $M\left(\frac{1}{z_{\text{Me}}}\text{Me}\right)$ – молярная масса эквивалентов металла; z_{Me} – эквивалентное число металла; $m(\text{H}_2)$ – масса водорода; $M\left(\frac{1}{z_{\text{H}_2}}\text{H}_2\right)$ – молярная масса эквивалентов водорода; z_{H_2} – эквивалентное число водорода.

Для простого вещества – водорода, состоящего из молекул H_2 , эквивалентное число z_{H_2} равно 2 (валентность водорода, умноженная на число атомов в молекуле).

Молярная масса эквивалентов водорода

$$M\left(\frac{1}{z_{\text{H}_2}}\text{H}_2\right) = \frac{M(\text{H}_2)}{z_{\text{H}_2}} = \frac{2,02}{2} = 1,01 \text{ г/моль}.$$

Таким образом, зная массу прореагировавшего металла и массу выделившегося водорода, можно по формуле (2.9) рассчитать молярную массу эквивалентов металла.

Экспериментальная часть

Цель работы: освоение методов определения молярной массы эквивалентов металла.

Приборы, посуда и реактивы: установка для определения объема выделившегося в результате реакции газа, пинцет, термометр, барометр, навеска металла, раствор HCl.

Протокол опыта

Параметр	Обозначение	Единица измерения	Численное значение
Масса металла	m_1	кг	
Температура	T	К	
Объем выделившегося водорода	V	м ³	
Атмосферное давление	p_1	Па	
Давление насыщенного водяного пара	p_2	Па	
Парциальное давление водорода	p_3	Па	
Масса выделившегося водорода	m_2	кг	
Молярная масса эквивалентов металла	$M \left(\frac{1}{z} Me \right)$	кг/моль	
Относительная погрешность	Δ	%	

Установка для проведения опыта (рис. 2.2) состоит из реакционной колбы 1, бюретки 2, уравнительного сосуда 3, маленького стакана для навески металла 4, крана 5, штатива 6.

Перед началом опыта необходимо проверить герметичность установки. Вначале проверяют герметичность крана 5 без подсоединения реакционной колбы 1. Для этого откройте кран 5 и, медленно поднимая уравнительный сосуд 3 вверх рядом с бюреткой, доведите уровень жидкости до крана (**следите, чтобы жидкость не поднялась выше крана 5 и в то же время чтобы ниже крана не оставались пузырьки воздуха!**). Закройте кран 5 и опустите уравнительный сосуд на стол. Если кран 5 и все соединительные шланги герметичны, то уровень жидкости не должен опускаться (следите за этим несколько минут).

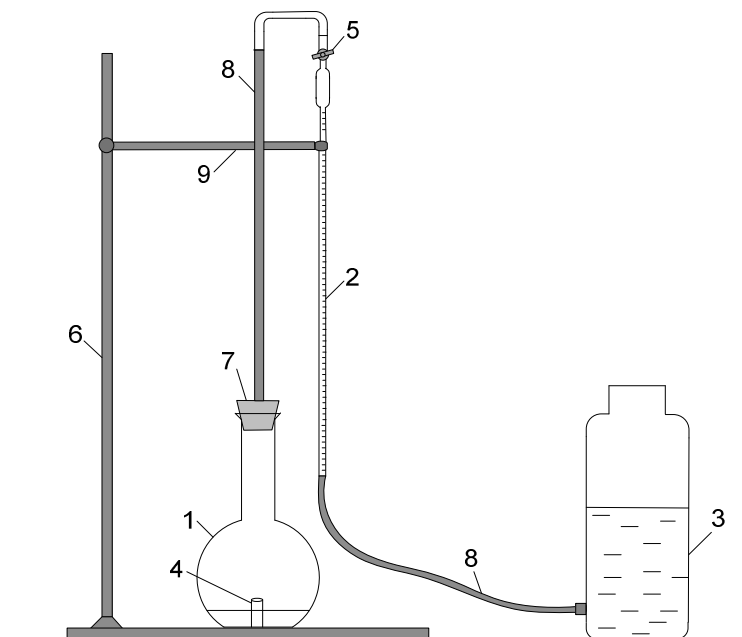


Рис. 2.2. Установка для определения молярной массы эквивалентов металла:
 1 – реакционная колба; 2 – бюретка; 3 – уравнильный сосуд; 4 – маленький стакан для металла; 5 – кран; 6 – штатив; 7 – пробка; 8 – эластичный шланг; 9 – лапка для закрепления бюретки

Убедившись в герметичности крана 5, проверьте герметичность всей установки. Для этого, не открывая крана 5, подсоедините с помощью пробки 7 реакционную колбу. Это нужно делать, аккуратно держа колбу за горло на весу в вертикальном положении (не наклоняя). Пробку плавным движением как бы вкручивают в горло колбы. *Помните! Колба стеклянная, и все прилагаемые усилия должны быть соизмеримы с прочностью стекла.* Поставьте колбу на стол. Откройте кран 5. Уровень жидкости несколько опустится ниже крана 5. Отметьте уровень жидкости и следите несколько минут за ним. Если он не опускается, то установка герметична и готова к работе. Выньте пробку 7 из горла колбы. Начните проведение опыта:

1. Получите у лаборанта навеску металла (цинка или магния).
2. Доведите уровень жидкости в установке до крана 5, закройте его и проследите за его герметичностью.
3. С помощью мерного цилиндра отмерьте 6 см^3 соляной кислоты (для магния – 15 %-ный раствор HCl , а для цинка – раствор HCl 2:1) и перенесите в реакционную колбу.
4. Поместите навеску металла в специальный маленький стакан и с помощью пинцета аккуратно опустите его в реакционную колбу так, чтобы он устойчиво стал на дно (уровень раствора кислоты должен быть ниже верхнего края стакана).

5. Держа колбу на весу за горло в вертикальном положении (**не наклонять!**), закройте ее пробкой 7 так, как указано выше.

6. Откройте кран 5, заметьте уровень жидкости и несколько минут подождите. Если уровень жидкости не опускается, значит, система герметична и опыт можно продолжать. В противном случае (если уровень жидкости опускается) нужно извлечь пробку 7 и повторить действия по пп. 2, 5, 6.

7. Слегка наклонив реакционную колбу, легонько встряхните ее так, чтобы стакан с навеской металла упал в ней и началась реакция между кислотой и металлом. **Внимание! Это нужно сделать аккуратно, чтобы не нарушить герметичность установки.**

8. После завершения реакции нужно дать установке остыть (10 – 15 минут), чтобы газ принял температуру окружающей среды. Запишите в протокол опыта показания термометра (в Кельвинах) и барометра (в Па) (показание 760 мм рт. ст. соответствует 101,3 кПа).

9. Измерьте объем выделившегося водорода. Для этого медленно поднимайте уравнильный сосуд рядом с бюреткой так, чтобы вы могли контролировать положение уровней жидкости в бюретке и в сосуде. Когда они совпадут и не будут изменяться, запишите показания бюретки. Так как бюретка и уравнильный сосуд – сообщающиеся, то при одинаковом уровне жидкости в них давление газа в установке будет равно атмосферному давлению. Общий объем газа в установке равен сумме показаний бюретки и объема, указанного на корпусе установки.

В результате этого эксперимента определяется объем газа, состоящего из водорода и паров воды. Поэтому при расчете массы водорода с помощью уравнения Клапейрона – Менделеева необходимо использовать парциальное давление водорода:

$$m(\text{H}_2) = \frac{p_{\text{H}_2} \cdot V \cdot M_{\text{H}_2}}{RT}, \quad (2.10)$$

где p_{H_2} – парциальное давление водорода; V – объем газа; M_{H_2} – молярная масса водорода; R – универсальная газовая постоянная; T – температура.

Так как общее давление газа в установке равно атмосферному давлению, то парциальное давление водорода определяется по формуле

$$p_{\text{H}_2} = p_{\text{атм}} - p_{\text{H}_2\text{O}}, \quad (2.11)$$

где $p_{\text{атм}}$ – атмосферное давление; $p_{\text{H}_2\text{O}}$ – парциальное давление паров воды (давление насыщенного водяного пара).

Температурная зависимость давления насыщенного водяного пара описывается уравнением

$$\lg p_{\text{H}_2\text{O}} = 2,832 + 0,02663 \cdot t, \quad (2.12)$$

где t – температура, °C.

Используя формулы (2.10), (2.11) и (2.12), рассчитайте массу водорода, а затем по формуле (2.9) – молярную массу эквивалентов металла.

Определите относительную погрешность эксперимента:

$$\Delta = \left| \frac{M\left(\frac{1}{z}\text{Me}\right)_{\text{теор}} - M\left(\frac{1}{z}\text{Me}\right)_{\text{эксп.}}}{M\left(\frac{1}{z}\text{Me}\right)_{\text{теор}}} \right| \cdot 100 (\%).$$

Все данные занесите в протокол опыта.

Опишите ход выполнения работы, приведите уравнение реакции и все необходимые расчеты. Сделайте выводы. Рассчитайте аппаратную погрешность (см. с. 41, формулы (2.7) и (2.8) и сравните с относительной погрешностью. Какой вывод можно сделать?

Контрольные вопросы

1. Сформулируйте закон эквивалентов.
2. Дайте определение эквивалента.
3. Как определяют эквивалентное число?
4. Чем отличается молярная масса эквивалентов вещества от его молярной массы? Какая связь между ними?
5. Приведите математическую формулу закона эквивалентов для реакции металла с кислотой.
6. Опишите установку для определения молярной массы эквивалентов металла. Из каких частей она состоит?
7. Какие моменты в ходе выполнения эксперимента вы считаете наиболее важными и определяющими его точность?
8. В каком случае давление газа внутри установки будет равно атмосферному давлению?
9. Как определить герметичность установки?
10. Дайте определение парциальному давлению газа. Сформулируйте закон Дальтона.
11. Как определить массу выделившегося водорода?
12. Как определить объем выделившегося газа?
13. Как определить парциальное давление водорода, выделившегося в ходе реакции?
14. Приведите формулу для определения аппаратной погрешности в данном опыте. Из каких слагаемых она будет состоять?

3. ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

Необходимый теоретический материал по данной теме изложен в [14, с. 147 – 160; 15, с. 70 – 86].

Лабораторная работа 5

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОВОГО ЭФФЕКТА ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

Химические реакции протекают либо с выделением, либо с поглощением теплоты. Первые называются экзотермическими ($\Delta H < 0$), а вторые – эндотермическими ($\Delta H > 0$).

Тепловой эффект реакции зависит не только от природы реагирующих веществ, но и от их агрегатного состояния. Поэтому в химической термодинамике уравнение химической реакции записывают с указанием теплового эффекта и агрегатного состояния всех веществ.

Химические уравнения, в которых указан тепловой эффект реакции при постоянном давлении и температуре, а также агрегатное состояние всех веществ, называют термохимическими уравнениями.

Обычно тепловые эффекты реакций определяют в **стандартном состоянии** ($p = 101,3 \text{ кПа}$) при температуре $T \text{ К}$ или в **стандартных условиях** ($p = 101,3 \text{ кПа}$; $T = 298 \text{ К}$). В первом случае тепловой эффект реакции обозначают $\Delta_r H^0(T)$, а во втором – $\Delta_r H^0(298 \text{ К})$ или $\Delta_r H^0_{298}$. Они называются стандартными тепловыми эффектами. Единица измерения – [кДж].

В термохимических расчетах используются также стандартные энтальпии (теплоты) образования веществ $\Delta_f H^0_{298}(B)$ и стандартные энтальпии (теплоты) сгорания веществ $\Delta_b H^0_{298}(B)$. Единица измерения – [кДж/моль].

Стандартный тепловой эффект реакции рассчитывают с использованием стандартных энтальпий (теплот) образования или сгорания веществ, участвующих в химической реакции, по формулам (7.9) и (7.10), приведенным в [14, с. 152].

Для измерения тепловых эффектов, сопровождающих химические реакции, используют приборы, называемые калориметрами.

Основным узлом калориметра является калориметрический сосуд, снабженный термометром и обогревателем. Калориметрический сосуд имеет оболочку, температура которой либо поддерживается постоянной (калориметр с изотермической оболочкой), либо равна температуре кало-

риметрического сосуда в течение всего опыта (калориметр с адиабатической оболочкой). Оболочка нужна для точного учета теплообмена между калориметром и окружающей средой.

В большинстве случаев калориметрические измерения сводятся к определению изменения температуры за время прохождения опыта. Для измерения температуры используют разного типа термометры, определяющие точность теплового эффекта. В высокоточных калориметрах используются платиновые и медные термометры сопротивления и многие другие. В современных прецизионных калориметрах температура измеряется с высокой точностью, что позволяет определять тепловые эффекты с точностью $10^{-2} - 10^{-3}$ Дж.

Известно большое число различных типов калориметров, однако значительная их часть представляет собой приборы с переменной температурой. В таких калориметрах количество теплоты, полученное или потерянное во время опыта, рассчитывается по формуле

$$\Delta H = -\Delta C_K \cdot \Delta T, \quad (3.1)$$

где ΔC_K – тепловое значение или эффективная теплоемкость калориметра; ΔT – изменение температуры.

При приближенных измерениях тепловое значение (эффективную теплоемкость) калориметра ΔC_K можно вычислить, зная, что теплоемкость всей калориметрической системы складывается из теплоемкостей калориметрической жидкости и соприкасающихся с ней частей мешалки, термометра и др. Теплоемкость каждой части калориметра рассчитывают, умножая ее удельную теплоемкость на массу: $C_i m_i$, а $\Delta C_K = \sum_i^k C_i m_i$.

Более надежным методом определения ΔC_K является измерение эффективной теплоемкости калориметрической системы путем нагревания или охлаждения калориметра и фиксирования изменения температуры при этом. Тогда $\Delta C_K = \frac{\Delta H}{\Delta T}$, где ΔH – тепловой эффект нагревания или охлаждения; ΔT – изменение температуры.

Примечание. При выполнении этой работы значение ΔC_K получают у лаборанта.

Так как во время проведения эксперимента, во-первых, происходит теплообмен между калориметром и окружающей средой вследствие хотя бы небольшой разницы в их температурах, во-вторых, некоторое (незначительное) количество тепла выделяется при трении мешалки о жидкость, то для уменьшения погрешности весь опыт делят на три периода:

1. Предварительный период (не менее 5 минут) необходим для выравнивания температур всех частей калориметра и веществ.
2. Главный период – время протекания процесса.
3. Заключительный период (не менее 5 минут) необходим для выравнивания температуры всей системы после окончания процесса.

Измерение температуры на протяжении всего опыта проводят через каждые 30 с.

Точную величину ΔT в опыте определяют графически, если главный период продолжается не более 10 минут.

На миллиметровой бумаге наносят экспериментальные значения температур в координатах температура – время. Определяют точку окончания предварительного периода (последняя точка перед началом реакции) и точку начала заключительного периода (первая точка, которая ложится на прямую, проходящую через все точки заключительного периода).

На рис. 3.1 приведен пример графического определения изменения температуры ΔT . Отрезки на оси абсцисс соответствуют периодам: AB – предварительному, BD – главному, DE – заключительному. Точка b соответствует окончанию предварительного периода, а точка d – началу заключительного периода.

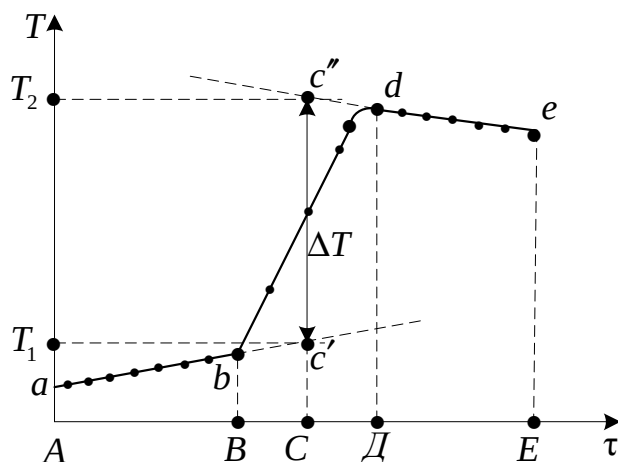


Рис. 3.1. Графическое определение ΔT

В хорошо проведенном опыте изменение температуры до начала реакции и после ее окончания изображается прямыми линиями (отрезки ab и de на рис. 3.1). Наклон этих прямых относительно оси абсцисс бывает различным в зависимости от разности температур между калориметром и окружающей его средой.

Для определения величины ΔT отрезок BD на оси абсцисс делят пополам и из полученной точки C восстанавливают перпендикуляр. Отрезки

прямых ab и de продолжают (экстраполируют) до пересечения с этим перпендикуляром. В результате получают точки c' и c'' , которым соответствуют температуры T_1 и T_2 (на оси ординат). Изменение температуры в ходе опыта

$$\Delta T = T_2 - T_1. \quad (3.2)$$

В этой работе необходимо определить теплоту нейтрализации 1 моль (экв) соляной кислоты раствором щелочи (*щелочь в избытке!*).

Измеряемый с помощью калориметра тепловой эффект в этом случае включает, помимо теплоты нейтрализации, еще и теплоту разбавления (разведения) кислоты щелочью и щелочи кислотой. Если раствор кислоты массой m прибавляют в раствор щелочи, взятый в избытке ($V_{щ} \gg V_k$), то вследствие того, что объем раствора щелочи $V_{щ}$ велик и мало изменяется после прибавления кислоты, теплота разбавления щелочи очень мала и практически не влияет на тепловой эффект реакции. Напротив, теплота разбавления кислоты щелочью может достигать 10 % от теплоты нейтрализации.

Величину теплоты разбавления соляной кислоты $\Delta_{dil} H_{(HCl)}$ щелочью можно рассчитать с использованием интегральных теплот растворения HCl . Интегральной теплотой растворения $\Delta_{sol} H(B)$ называют тепловой эффект растворения одного моля вещества B с образованием раствора определенной моляльности.

Если $\Delta_{sol} H_2(HCl)$ – интегральная теплота растворения HCl при образовании более разбавленного раствора с моляльной концентрацией $C_{m(2)}$, а $\Delta_{sol} H_1(HCl)$ – интегральная теплота растворения HCl при образовании исходного раствора с моляльной концентрацией $C_{m(1)}$, то

$$\Delta_{dil} H(HCl) = \Delta_{sol} H_2(HCl) - \Delta_{sol} H_1(HCl). \quad (3.3)$$

Необходимые для расчета значения $\Delta_{sol} H_1$ и $\Delta_{sol} H_2$ (кДж/моль) вычисляют по уравнению

$$\Delta_{sol} H_i = 0,9529 \cdot C_{mi} - 74,133, \quad (3.4)$$

где C_{mi} – моляльность раствора.

С учетом теплоты разбавления тепловой эффект реакции нейтрализации 1 моль (экв) HCl щелочью можно рассчитать с помощью следующих формул:

$$\Delta_n H(HCl) = - \left(\frac{\Delta C_K \cdot \Delta T}{n(HCl)} + \Delta_{dil} H(HCl) \right); \quad (3.5)$$

$$\Delta_n H(\text{HCl}) = - \left(\frac{\Delta C_K \cdot \Delta T \cdot M\left(\frac{1}{1} \text{HCl}\right)}{m_{p-pa} \cdot \omega(\text{HCl})} + \Delta_{dil} H(\text{HCl}) \right); \quad (3.6)$$

$$\Delta_n H(\text{HCl}) = - \left(\frac{\Delta C_K \cdot \Delta T}{C\left(\frac{1}{1} \text{HCl}\right) \cdot V_P} + \Delta_{dil} H(\text{HCl}) \right), \quad (3.7)$$

где $M\left(\frac{1}{1} \text{HCl}\right)$ – молярная масса эквивалентов HCl; m_{p-pa} – масса раствора кислоты; $\omega(\text{HCl})$ – массовая доля HCl; V_P – объем раствора HCl; $C\left(\frac{1}{1} \text{HCl}\right)$ – молярная концентрация эквивалентов HCl; $n(\text{HCl})$ – химическое количество вещества HCl; $\Delta_{dil} H(\text{HCl})$ – теплота разбавления HCl, рассчитанная по формуле (3.3).

Выбор формулы для расчета зависит от типа концентрации кислоты.

Если тепловой эффект реакции нейтрализации любой сильной кислоты любым сильным основанием в достаточно разбавленных растворах при 298 К считать равным 55845 Дж/моль, то относительную ошибку опыта можно оценить по формуле

$$\Delta = \left| \frac{\Delta_n H(\text{HCl}) - 55845}{55845} \right| \cdot 100 (\%). \quad (3.8)$$

Экспериментальная часть

Цель опыта: определить тепловой эффект химической реакции.

Приборы, посуда, реактивы: простейший калориметр, теххимические весы и разновес, растворы кислоты и щелочи, секундомер, мерный цилиндр.

Протокол опыта

Параметр	Обозначение	Единица измерения	Численное значение
Масса исходного раствора HCl	m_{p-pa}	кг	
Химическое количество вещества HCl в растворе	$n(\text{HCl})$	моль	

Окончание табл.

Параметр	Обозначение	Единица измерения	Численное значение
Масса воды в исходном растворе HCl	$m_{\text{H}_2\text{O}}$	кг	
Моляльность исходного раствора HCl	$C_{m_1}(\text{HCl})$	моль/кг	
Масса воды в разбавленном растворе HCl*	$m'_{\text{H}_2\text{O}}$	кг	
Моляльность разбавленного раствора HCl*	$C_{m_2}(\text{HCl})$	моль/кг	
Интегральная теплота растворения HCl при C_{m_1}	$\Delta_{\text{sol}} H_1(\text{HCl})$	кДж/моль	
Интегральная теплота растворения HCl при C_{m_2}	$\Delta_{\text{sol}} H_2(\text{HCl})$	кДж/моль	
Теплота разбавления соляной кислоты	$\Delta_{\text{dil}} H(\text{HCl})$	кДж/моль	
Энтальпия (теплота) нейтрализации 1 моль (экв) HCl	$\Delta_n H(\text{HCl})$	кДж/моль	
Относительная погрешность	Δ	%	

* – раствор HCl, который получился бы из исходного путем разбавления его водой массой, равной ее массе в растворе щелочи, взятой для опыта.

Перед началом опыта:

- 1) изучите устройство и принцип работы простейшего калориметра с изотермической оболочкой, изображенного на рис. 3.2;
- 2) получите задание у преподавателя.

В стеклянный стакан 1 налейте с помощью мерного цилиндра 0,150 дм³ готового раствора щелочи. Пробирку 5 предварительно взвесьте на техникохимических весах с точностью до 0,01 г (подвесив ее или поставив в стакан). Затем налейте в нее с помощью мерного цилиндра 10 см³ раствора HCl и снова взвесьте. Масса раствора кислоты равна разности масс заполненной и пустой пробирки.

Соберите прибор, как показано на рис. 3.2. Пробирку с раствором кислоты установите так, чтобы уровень жидкости в ней был ниже уровня раствора щелочи в стакане (*Почему?*), но при этом мешалка не должна при вращении задевать термометр и пробирку. В пробирку аккуратно опустите стеклянную палочку 10. После этого подготовленный к работе прибор покажите лаборанту или преподавателю и получите разрешение на его включение и проведение опыта.

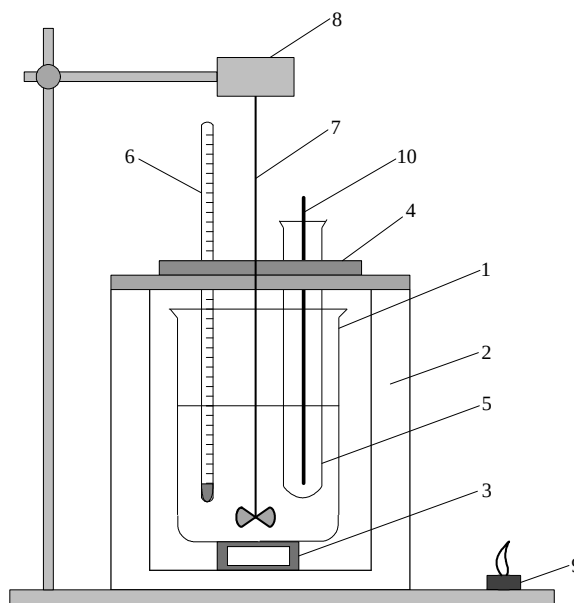
Внимание! Несмотря на то, что весь опыт разбивается на три периода, значения температуры необходимо фиксировать каждые 30 секунд **непрерывно** от начала опыта и до его конца.

Данные заносят в таблицу.

Период	τ , с	T , К	Период	τ , с	T , К

Рис. 3.2. Изотермический калориметр:

- 1 – стеклянный стакан с первым реагентом;
- 2 – изотермическая оболочка;
- 3 – подставка;
- 4 – ввинчивающаяся крышка; 5 – пробирка со вторым реагентом;
- 6 – термометр;
- 7 – мешалка;
- 8 – электродвигатель;
- 9 – выключатель;
- 10 – стеклянная палочка



Включите мешалку и фиксируйте температуру в течение 5 – 6 минут с интервалом 30 секунд. Это необходимо для выравнивания температуры всех частей калориметра (предварительный период). Записав последнее значение температуры в предварительном периоде, быстро пробейте стеклянной палочкой дно пробирки так, чтобы она не касалась мешалки. Пробирку вместе с палочкой несколько раз приподнимите на 1 – 2 см и опустите для того, чтобы пробирка и палочка промылись щелочью. Палочку извлеките из пробирки. Все эти действия должны занять менее 30 секунд перед следующим снятием показания термометра. Записывая последующие значения температуры, обратите внимание на характер ее изменения – с течением времени температура, достигнув максимального значения, начнет плавно уменьшаться (конец главного периода и начало заключительного).

Это необходимо для выбора времени окончания опыта. Заключительный период должен составлять не менее 5 минут (~10 значений температур).

После окончания заключительного периода выключите мешалку, помойте всю посуду и уберите рабочее место.

Постройте график зависимости T от τ , как показано на рис. 3.1, установите на графике точки A, B, C, D , характеризующие начало и конец каждого из периодов опыта. Определите значение ΔT .

Рассчитайте:

1. Химическое количество HCl (моль) в 10 см^3 исходной кислоты.
2. Массу воды (кг) в 10 см^3 исходного раствора HCl .
3. Моляльность C_{m1} исходного раствора HCl .
4. Массу воды (кг) в разбавленном растворе HCl , считая, что она равна сумме массы воды в 10 см^3 исходного раствора HCl и в 150 см^3 раствора щелочи.

5. Моляльность C_{m2} разбавленного раствора HCl (моль/кг), считая, что в нем содержится столько же моль HCl , сколько их было в 10 см^3 исходного раствора.

6. Интегральные теплоты растворения HCl $\Delta_{\text{sol}} H_1$ и $\Delta_{\text{sol}} H_2$ при $C_{m1}(\text{HCl})$ и $C_{m2}(\text{HCl})$ по формуле (3.4).

7. Теплоту разбавления соляной кислоты $\Delta_{\text{dil}} H(\text{HCl})$ по формуле (3.3).

8. Энтальпию (теплоту) нейтрализации 1 моль (экв) HCl по формуле (3.5), (3.6) или (3.7).

9. Относительную ошибку опыта по формуле (3.8).

Заполните протокол опыта. Опишите в журнале последовательность всех проводимых операций и произведенные расчеты. Обратите особое внимание на графическое определение ΔT , правильный выбор единиц измерения и вычисления с использованием приближенных чисел (правильный выбор количества значащих цифр). Сделайте рисунок калориметра и укажите его составные части.

Укажите факторы, влияющие на точность определения ΔT . Какие дополнительные меры необходимо применять в данном опыте для повышения точности определения теплоты нейтрализации?

Контрольные вопросы

1. Чем отличаются термохимические уравнения от обычных уравнений химических реакций?

2. Какое состояние системы называется стандартным?

3. Как определить тепловой эффект реакции на основании теплот образования или сгорания веществ?

4. Для чего используются калориметры?

5. Что является основным узлом калориметра?

6. Какие типы калориметров используются? Чем они отличаются?

7. С какой точностью измеряется температура в калориметре? От чего это зависит?

8. Как определяют тепловое значение (эффективную теплоемкость) калориметра?

9. Покажите пример графического определения ΔT . Почему опыт делят на три периода? Объясните характер изменения температуры во время проведения опыта.

10. Какие тепловые эффекты включает измеряемый калориметром тепловой эффект реакции нейтрализации? Какой их вклад?

11. Как определить теплоту разбавления кислоты или щелочи?

12. Как определить интегральную теплоту растворения кислоты?

13. Какой вид имеет формула для расчета теплоты нейтрализации 1 моль (экв) HCl ?

14. Чему равен тепловой эффект нейтрализации любой сильной кислоты сильным основанием?

15. Объясните причины погрешности опыта.

4. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА

Необходимый теоретический материал по данной теме изложен в [14, с. 161 – 178].

Лабораторная работа 6

СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Если гомогенная реакция протекает в закрытой системе без изменения реакционного объема, то ее скорость определяется по формуле

$$v = \pm \lim_{\Delta\tau \rightarrow 0} \frac{\Delta c}{\Delta\tau} = \pm \frac{dc}{d\tau}, \quad (4.1)$$

где $\Delta\tau$ – изменение времени.

Экспериментальное определение скорости не обязательно связано с непосредственным измерением концентрации реагирующих веществ или продуктов реакции. За ходом реакции можно следить и по объему выделяющегося газа или наблюдая за изменением окраски раствора, или за появлением осадка и т.д. Выбор метода зависит от своеобразия реакции и от простоты и надежности его осуществления.

На скорость реакции влияют природа веществ, их концентрация, присутствие катализаторов и примесей. Некоторые реакции (например, разложение солей серебра) идут под действием света.

Согласно закону действующих масс скорость химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ. Для простой реакции $aA + bB = dD$

$$v = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b, \quad (4.2)$$

где k – константа скорости реакции.

Кинетику различных реакций обычно сопоставляют между собой по значениям констант скоростей, а не самих скоростей, т.к. последние изменяются во времени из-за изменения концентраций веществ [14, рис. 8.1].

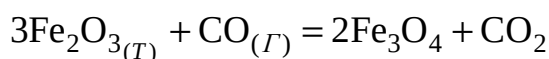
С повышением температуры на каждые 10 °С (10 К) скорость реакции увеличивается в γ раз, т.е.

$$\frac{v_{T+10X}}{v_T} = \frac{k_{T+10X}}{k_T} = \gamma^X, \quad (4.3)$$

где γ – температурный коэффициент реакции, который для многих реакций изменяется в пределах от 2-х до 4-х (правило Вант-Гоффа).

На скорость гетерогенных реакций существенное влияние оказывает величина поверхности соприкосновения реагирующих веществ (например, твердое вещество и жидкость, твердое вещество и газ). В общем случае скорость реакции в гетерогенных процессах пропорциональна поверхности соприкосновения реагирующих веществ. Помимо этого значительное влияние на нее оказывают удаление продуктов реакции с поверхности твердого вещества, диффузия веществ, разогревание или охлаждение тех участков твердого вещества, где происходит реакция.

При применении закона действующих масс к гетерогенным реакциям необходимо учитывать, что концентрация веществ, находящихся в конденсированной фазе, является величиной постоянной и включается в значение константы скорости реакции. Например, для реакции



получим: $v = k' \cdot C_{\text{Fe}_2\text{O}_3}^3 \cdot C_{\text{CO}}$, но т.к. $C_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = \text{const}$, то $k' \cdot C_{\text{Fe}_2\text{O}_3}^3 = k$ и выражение зависимости скорости реакции от концентрации примет вид

$$v = k \cdot C_{\text{CO}}. \quad (4.4)$$

Существенное влияние на скорость реакции оказывают **катализаторы** – вещества, участвующие в промежуточных стадиях реакции, но при этом остающиеся после нее в химически неизменном виде. Явление изменения скорости реакции под действием таких веществ называется **катализом**. При положительном катализе скорость реакции увеличивается, а при отрицательном уменьшается. Различают **гомогенный** и **гетерогенный катализ**. При гомогенном катализе катализатор и реагирующие вещества образуют одну фазу, а при гетерогенном – две и более.

Главной причиной ускоряющего действия катализаторов является снижение энергии активации данной реакции. Действие катализатора в гетерогенных процессах связано с адсорбцией реагирующих веществ на его поверхности.

Адсорбция – это процесс самопроизвольного концентрирования газообразных или растворенных веществ на поверхности раздела фаз.

Экспериментальная часть

Цель работы: изучить влияние различных факторов на скорость химических реакций.

Приборы, посуда, реактивы: термостат, электроплита, секундомер, пробирки, стаканы, штатив для пробирок, растворы тиосульфата натрия, серной кислоты, иодата калия, сульфита натрия.

I. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции

Опыт 4.1. Взаимодействие тиосульфата натрия с серной кислотой

Реакция между тиосульфатом натрия и серной кислотой может быть представлена суммарным уравнением



Эта реакция протекает медленно и сопровождается образованием твердых частиц серы. Сера вначале появляется в очень мелкораздробленном состоянии, что можно обнаружить по появлению голубоватой опалесценции. В этот момент она образует с водой коллоидный раствор, напоминающий по внешнему виду очень разбавленный мыльный раствор (едва уловимое помутнение). Появление этого отличительного признака позволяет оценить скорость реакции. Для этого необходимо измерить время от момента сливания растворов $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и H_2SO_4 до появления опалесценции (едва заметной мути). Зная время протекания реакции τ , можно определить ее условную скорость как величину, обратную времени $\left(v = \frac{1}{\tau} \right)$.

Получите задание у преподавателя – значение исходной концентрации C тиосульфата натрия и вариант (А, Б или В).

В пяти сухих пронумерованных пробирках приготовьте растворы $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ различных концентраций (C , $2C$, $3C$, $4C$, $5C$), смешивая определенное число капель исходного раствора с водой, как указано в табл. 4.1.

Таблица 4.1

Приготовление раствора тиосульфата натрия различной концентрации

Вариант	А					Б					В				
Номер пробирки	1	2	3	4	5	1	2	3	4	5	1	2	3	4	5
Концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	C	$2C$	$3C$	$4C$	$5C$	C	$2C$	$3C$	$4C$	$5C$	C	$2C$	$3C$	$4C$	$5C$
Число капель раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	2	4	6	8	10	4	8	12	16	20	3	5	7	9	12
Число капель H_2O	8	6	4	2	0	16	12	8	4	0	9	7	5	3	0

В первую пробирку внесите 2 капли 2н раствора серной кислоты и одновременно включите секундомер. Перемешайте растворы в пробирке, закрыв ее пробкой и встряхнув несколько раз. Запишите время, прошедшее от начала реакции до появления слабой опалесценции, τ_1 . Таким же образом поступите с другими заготовленными растворами тиосульфата натрия и получите значение времени течения реакции во второй, третьей, четвертой и пятой пробирках – $\tau_2, \tau_3, \tau_4, \tau_5$ соответственно.

Вычислите условную скорость реакции в каждой пробирке v_1, v_2, v_3, v_4, v_5 как величину, обратную времени $\left(v_i = \frac{1}{\tau_i} \right)$. Полученные данные занесите в табл. 4.2.

Таблица 4.2

Определение скорости реакции

Концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Время течения реакции τ , с	Скорость реакции в условных единицах, v , с^{-1}
C		
$2C$		
$3C$		
$4C$		
$5C$		

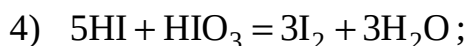
Постройте график зависимости скорости реакции тиосульфата натрия с серной кислотой от концентрации реагирующих веществ и сделайте вывод о влиянии концентрации на скорость реакции. Объясните причины образования серы и оксида серы (IV) в ходе этой реакции.

Опыт 4.2. Взаимодействие иодата калия* с сульфитом натрия в кислой среде

Процесс взаимодействия иодата калия с сульфитом натрия в присутствии серной кислоты является многостадийным и включает следующие реакции:

- 1) $2\text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{HIO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4$;
- 2) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4$;
- 3) $\text{HIO}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_3 = \text{HI} + 3\text{H}_2\text{SO}_4$;

*Вместо иодата калия возможно использование иодата натрия



Реакции (1) и (2) протекают мгновенно, и поэтому скорость суммарной реакции $5\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 5\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ будет зависеть от скоростей реакций (3), (4), (5).

Реакция (5) идет значительно быстрее реакции (4). Следовательно, свободный иод в растворе появляется только после полного окисления сернистой кислоты. С увеличением концентрации иодата калия пропорционально увеличивается концентрация иодноватой кислоты, а значит, и скорость реакции, протекающей с ее участием, в результате которой выделяется иод. Его появление легко обнаруживается в присутствии крахмала (раствор окрашивается в синий цвет).

Считая началом реакции момент сливания растворов реагентов, а концом – момент выделения иода (появление синей окраски при добавлении крахмала), можно установить время течения процесса. Изменяя концентрацию раствора иодата калия, можно установить зависимость скорости реакции от его концентрации при $T = \text{const}$.

Получите у преподавателя задание для опыта – значение исходной концентрации KIO_3 (или NaIO_3).

В четыре стакана налейте по 15 см^3 раствора Na_2SO_3 , подкислите раствором серной кислоты (по 4 капли в каждый стакан) и добавьте по 6 капель свежеприготовленного крахмала.

В четыре других стакана налейте:

№ 1 – $2,5 \text{ см}^3$ раствора KIO_3 (или NaIO_3) и $15 \text{ см}^3 \text{ H}_2\text{O}$;

№ 2 – $5,0 \text{ см}^3$ раствора KIO_3 (или NaIO_3) и $10 \text{ см}^3 \text{ H}_2\text{O}$;

№ 3 – 10 см^3 раствора KIO_3 (или NaIO_3) и $5 \text{ см}^3 \text{ H}_2\text{O}$;

№ 4 – 15 см^3 раствора KIO_3 (или NaIO_3).

Содержимое стаканов с Na_2SO_3 и KIO_3 (или NaIO_3) попарно сливайте и засекайте время появления синего окрашивания τ . Вычислите условную скорость реакции в каждом стакане v_1, v_2, v_3, v_4 как величину, обратную времени $\left(v = \frac{1}{\tau} \right)$.

Полученные данные занесите в табл. 4.3.

Постройте график зависимости скорости реакции (в условных единицах) от концентрации KIO_3 (NaIO_3). Сделайте вывод о характере влияния концентрации реагентов на скорость реакции.

Таблица 4.3

Зависимость скорости реакции от концентрации KIO_3 (NaIO_3)

Концентрация KIO_3 (NaIO_3)	Время появления синей окраски раствора τ , с	Скорость реакции в условных единицах ν , с^{-1}
C		
$2C$		
$3C$		
$4C$		

II. Влияние температуры на скорость реакции**Опыт 4.3. Взаимодействие тиосульфата натрия с серной кислотой
(описание протекающего процесса см. в опыте 4.1)**

В этом опыте в отличие от опыта 4.1 используют растворы тиосульфата натрия с одинаковой концентрацией, а реакции проводят при разных температурах.

Заполните термостат холодной водопроводной водой. Закрепите термометр так, чтобы с его помощью можно было постоянно контролировать температуру в термостате в момент протекания химической реакции.

Возьмите четыре конических пробирки. В одну из них налейте до половины 2н раствор серной кислоты, опустите в нее пипетку и погрузите в термостат (уровень жидкости в термостате должен быть выше уровня жидкости в пробирке). Эта пробирка должна находиться в термостате постоянно.

В остальные три пробирки внесите по 10 капель 1н раствора тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Поместите первую пробирку с раствором $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ в термостат. По истечении 5 минут запишите показание термометра и, **не извлекая** пробирки из термостата, добавьте в нее 2 капли раствора серной кислоты из пробирки, находящейся в этом же термостате. С помощью секундомера определите время от момента добавления кислоты до появления заметного помутнения τ_1 .

Поднимите температуру в термостате на 10 °С. Для этого отлейте часть холодной воды и добавьте необходимое количество горячей. Поместите в термостат вторую пробирку с раствором $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и спустя 5 минут добавьте в нее 2 капли раствора серной кислоты. Определите время помутнения τ_2 .

Поднимите температуру в термостате еще на 10 °С и повторите все операции с третьей пробиркой. Определите время помутнения τ_3 .

Вычислите условную скорость реакции при каждой температуре v_1 , v_2 , v_3 как величину, обратную времени $\left(v = \frac{1}{\tau}\right)$. Полученные данные занесите в табл. 4.4.

Таблица 4.4

Зависимость скорости реакции от температуры

Температура опыта, К	Время течения реакции τ , с	Скорость реакции в условных единицах v , с ⁻¹

Постройте график зависимости скорости реакции (в условных единицах) от температуры. Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от температуры.

III. Влияние катализатора на скорость химической реакции

Опыт 4.4. Разложение пероксида водорода

1. В три пробирки внесите по 15 капель 3 %-ного раствора пероксида водорода H_2O_2 . Приготовьте тлеющую лучинку для определения наличия кислорода. В первую пробирку прибавьте $\frac{1}{4}$ микрошпателя оксида марганца (IV) MnO_2 . Опустите тлеющую лучинку в пробирку, не касаясь раствора. *Что наблюдается? Почему?*

Во вторую пробирку прибавьте $\frac{1}{4}$ микрошпателя оксида хрома (III) Cr_2O_3 и снова проведите пробу тлеющей лучинкой. *Что наблюдается? Почему?*

В третью пробирку прибавьте $\frac{1}{4}$ микрошпателя оксида кремния (IV) SiO_2 . *Как ведет себя лучинка в этом случае? Почему?*

Напишите уравнение реакции разложения пероксида водорода. Какие из добавленных оксидов являются катализаторами этой реакции? Сравните их каталитическую активность.

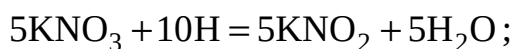
2. В две пробирки внесите по 10 капель раствора красителя индигокармина. В одну добавьте 1 – 2 капли 0,5н раствора хлорида железа (III) $FeCl_3$. Затем в обе пробирки добавьте 6 – 8 капель 3 %-ного раствора пероксида водорода и наблюдайте за обесцвечиванием красителя. *В какой пробирке это происходит быстрее? Почему?* Напишите уравнение реакции разложения пероксида водорода. *Что вызывает обесцвечивание красителя?*

Опыт 4.5. Восстановление перманганата калия водородом

Раствор перманганата калия в кислой среде обесцвечивается при действии атомарного водорода, который образуется в момент взаимодействия активного металла, например цинка, с кислотой.

Процесс восстановления перманганата калия может быть представлен суммарным уравнением реакции $2\text{KMnO}_4 + 10\text{H} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$, которая протекает очень медленно.

В присутствии ионов NO_3^- ее скорость увеличивается, т.к. значительно быстрее протекают две сопряженные реакции:



Проследите ускорение реакции восстановления перманганата калия атомарным водородом в присутствии иона NO_3^- .

Внесите в три пробирки по 5 – 6 капель 0,1н раствора перманганата калия и по 3 – 4 капли 4н раствора серной кислоты. Обратите внимание на цвет раствора.

В первую пробирку добавьте одну каплю 0,5н раствора нитрата калия KNO_3 . В первую и вторую пробирки бросьте по кусочку цинка, третью оставьте в качестве эталона. *В какой пробирке быстрее обесцветится раствор? Почему? Расходуется ли в ходе реакции KNO_3 ? Запишите все уравнения реакции.*

Опыт 4.6. (проводится под тягой!) Взаимодействие алюминия с иодом

Тщательно разотрите в абсолютно сухой фарфоровой чашке два микрошпателя порошка алюминия и один микрошпатель кристаллического иода. *Протекает ли реакция между алюминием и иодом?*

Полученную смесь соберите холмиком и обратным концом микрошпателя сделайте углубление в виде кратера. В полученное углубление внесите каплю воды. Вскоре можно наблюдать бурную реакцию образования иодида алюминия (III) AlI_3 , сопровождающуюся большим выделением тепла, за счет которого происходит возгонка иода (пары фиолетового цвета).

Запишите уравнение реакции между алюминием и иодом. *Какую роль выполняет вода в этой реакции?*

Опыт 4.7. Взаимодействие цинка с соляной кислотой

В две пробирки налейте по 1 см³ 2н соляной кислоты и опустите в них по одному кусочку цинка. Когда в пробирках станет заметным выделение пузырьков водорода, добавьте в одну из них 3 – 5 капель формалина (водный раствор формальдегида). *Как изменяется скорость реакции в присутствии формальдегида? Какую роль в данной реакции выполняет формальдегид?* Запишите уравнение реакции взаимодействия цинка с соляной кислотой.

IV. Влияние площади поверхности реагирующих веществ на скорость реакции

Опыт 4.8. Взаимодействие карбоната кальция с соляной кислотой

Возьмите небольшой кусочек мрамора и приблизительно столько же порошка мрамора на фильтровальной бумаге. Налейте в две пробирки на ¼ их объема 2н соляной кислоты и добавьте мрамор (кусочек в одну пробирку, порошок в другую). Наблюдайте за скоростью реакции в обеих пробирках. *В какой пробирке реакция идет быстрее? Почему?* Напишите уравнение реакции и сделайте вывод о влиянии площади поверхности реагирующих веществ на скорость реакции.

Контрольные вопросы

1. Дайте определение скорости химической реакции.
2. Как определяется скорость гомогенной реакции?
3. Что необходимо учитывать при определении скорости гетерогенной реакции?
4. Сформулируйте закон действующих масс.
5. Как влияет температура на скорость химической реакции?
6. Как влияет концентрация реагентов на скорость химической реакции?
7. Как влияет поверхность реагирующих веществ на скорость химической реакции?
8. Почему катализаторы изменяют скорость химической реакции?
9. Влияет ли природа катализатора на скорость химической реакции?
10. Какова роль адсорбции в гетерогенном катализе?
11. Чем отличается гомогенный катализ от гетерогенного?
12. Какова роль диффузии в гетерогенных реакциях?
13. Чем отличается положительный катализ от отрицательного?
14. Какие реакции называются сопряженными?
15. От чего зависит скорость суммарной реакции в многостадийном процессе?
16. Назовите способы увеличения скорости гомогенных и гетерогенных реакций. Какие факторы при этом необходимо учитывать?

5. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Необходимый теоретический материал по этой теме изложен в [14, с. 171 – 178].

Лабораторная работа 7

ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Химические реакции можно разделить на две группы – необратимые и обратимые. Необратимые реакции протекают до конца – до полного израсходования хотя бы одного из реагентов. Обратимые реакции протекают не до конца. В таких реакциях с течением времени устанавливается химическое равновесие, при котором скорость прямой и обратной реакции равны и поэтому видимых изменений в системе не наблюдается при неизменных условиях.

Количественной характеристикой химического равновесия является константа химического равновесия.

Чем больше константа химического равновесия, тем полнее протекает прямая реакция. Это следует из формул (9.1) и (9.2), приведенных в [14, с. 173].

Изменение условий (концентраций веществ, температуры, давления), при которых система находится в состоянии химического равновесия, приводит к нарушению равновесия. Скорости прямой и обратной реакции приобретают различные значения. Но через некоторое время снова наступает равенство скоростей прямой и обратной реакций и устанавливается новое состояние равновесия. Переход системы из одного равновесия в другое называется смещением равновесия. Смещение равновесия подчиняется принципу Ле Шателье [14, с. 175 – 177].

Согласно принципу Ле Шателье, смещение равновесия происходит в направлении ослабления внешнего воздействия на систему.

Увеличение температуры смещает равновесие в сторону протекания эндотермической реакции, а ее уменьшение – в сторону экзотермической реакции.

Увеличение давления смещает равновесие в сторону образования меньшего числа частиц (уменьшение объема), а уменьшение давления – в сторону увеличения числа частиц (увеличение объема).

Увеличение концентрации реагентов смещает равновесие в сторону увеличения концентрации продуктов, и, наоборот, увеличение концентрации продуктов смещает равновесие в сторону образования исходных веществ.

Экспериментальная часть

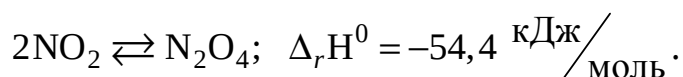
Цель работы: изучить влияние различных факторов на состояние химического равновесия и условия его смещения.

Приборы, посуда, реактивы: прибор для получения газов, термостат, U-образная трубка, химические стаканы, пробирки, штатив для пробирок, электроплитка, растворы крахмала, иода, аммиака, фенолфталеина, хлорида аммония, уксусной кислоты, ацетата натрия, хлорида железа (III), тиоцианата калия или аммония, метилового оранжевого, медь, концентрированная азотная кислота.

I. Влияние температуры на смещение химического равновесия

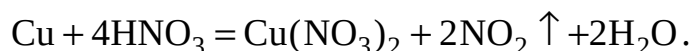
Опыт 5.1. Димеризация оксида азота (IV)

Процесс димеризации молекул NO_2 является обратимым и протекает по уравнению



Так как NO_2 – газ темно-бурого цвета, а N_2O_4 – бледно-желтый газ (почти бесцветный), различие в их окраске позволяет по цвету газовой смеси судить о смещении равновесия в сторону прямой или обратной реакции при изменении условий ее проведения.

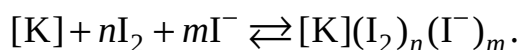
Используя прибор для получения газов (см. рис. 1.24), заполните U-образную трубку оксидом азота (IV), образующимся при взаимодействии концентрированной азотной кислоты с медной стружкой по уравнению реакции



Оба конца трубки плотно закройте резиновыми пробками. Возьмите два одинаковых стакана и заполните один холодной водой, а второй – горячей. Поставьте их рядом. Перевернув заполненную газом U-образную трубку концами вниз, поместите одно колено трубки в стакан с горячей водой, а другое – в стакан с холодной водой (лучше ледяной). Наблюдайте изменение окраски в каждом колене трубки. *О чем это изменение свидетельствует? В каком направлении сместилось равновесие в каждом случае? Почему?* На основании принципа Ле Шателье сделайте вывод о влиянии температуры на смещение химического равновесия.

Опыт 5.2. Равновесие в растворе адсорбционного соединения иода с крахмалом

Крахмал с иодом в присутствии следов иодид-ионов образует адсорбционное соединение синего цвета. Так как крахмал представляет собой смесь полисахаридов и имеет сложный состав, условно обозначим его формулу символом [K]. Его взаимодействие с иодом можно представить следующим уравнением:



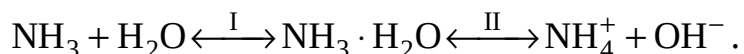
Образующийся продукт синего цвета часто называют иодокрахмалом. Данный процесс является обратимым, и поэтому в системе устанавливается равновесие. Смещение этого равновесия легко проследить по изменению окраски.

Внесите в пробирку 10 капель раствора крахмала и добавьте 1 каплю 0,1н раствора иода. *Что наблюдается?* В случае получения очень интенсивной окраски содержимое пробирки разбавьте дистиллированной водой. Нагрейте пробирку и наблюдайте изменение окраски. *В какую сторону сместилось равновесие? Что наблюдается при остывании раствора? Укажите направление смещения равновесия в этом случае. Какой вывод можно сделать о тепловом эффекте процесса образования иодокрахмала?*

На основании принципа Ле Шателье сделайте вывод о влиянии температуры на смещение химического равновесия.

Опыт 5.3. Равновесие в водном растворе аммиака

Аммиак хорошо растворим в воде (при 273 К 1 дм³ H₂O растворяет 1176 дм³ NH₃), с которой частично взаимодействует:



Равновесие (II) сильно смещено влево. Установлено, что в 1 дм³ 1н раствора аммиака содержится только 0,0042 моль(экв) ионов NH₄⁺ и OH⁻. Это свидетельствует о том, что бóльшая часть аммиака в растворе находится в виде гидрата NH₃ · H₂O. При нагревании гидраты разрушаются, т.е. равновесие (I) смещается влево, что повлечет смещение равновесия (II) также влево. Это приведет к уменьшению концентрации ионов NH₄⁺ и

OH^- . Изменение концентрации ионов OH^- можно контролировать с помощью фенолфталеина, который в щелочной среде окрашивается в малиновый цвет. Следовательно, по изменению интенсивности окраски раствора можно судить о направлении смещения равновесия (I) и (II).

В пробирку внесите 10 капель дистиллированной воды, 1 каплю концентрированного раствора аммиака и 1 каплю раствора фенолфталеина. Отметьте цвет раствора (если окраска будет слишком интенсивной, добавьте дистиллированной воды).

Нагрейте содержимое пробирки. *Что наблюдается? Почему?* Охладите раствор. *Что наблюдается в этом случае? Почему?* На основании принципа Ле Шателье объясните наблюдаемые явления и сделайте вывод о влиянии температуры на смещение химического равновесия.

II. Влияние концентрации реагирующих веществ на смещение химического равновесия

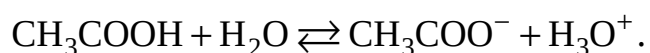
Опыт 5.4. Равновесие в водном растворе аммиака (см. опыт 5.3)

В две пробирки внесите по 5 капель раствора аммиака и по 5 капель воды. В каждую пробирку добавьте по 1 капле раствора фенолфталеина. *Какие изменения наблюдаются? Почему?*

В одну из пробирок добавьте 1 микрошпатель хлорида аммония NH_4Cl и перемешайте обратным концом микрошпателя. *Что наблюдается? В каком направлении сместилось равновесие (см. опыт 5.3)?* Учитывая, что NH_4Cl – сильный электролит и в водном растворе полностью распадается на ионы NH_4^+ и Cl^- , объясните смещение равновесия в растворе аммиака. На основании принципа Ле Шателье сделайте вывод о влиянии изменения концентрации продуктов реакции на состояние равновесия.

Опыт 5.5. Равновесие в водном растворе уксусной кислоты

В водном растворе уксусной кислоты CH_3COOH устанавливается равновесие:



О смещении этого равновесия можно судить по изменению окраски красителя метилового оранжевого, который в кислой среде (при избытке ионов H_3O^+) окрашивает раствор в красный цвет. Чем больше ионов H_3O^+ , тем интенсивнее окраска.

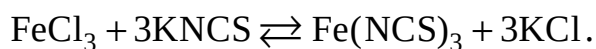
Внесите в две пробирки по 10 капель 2н раствора уксусной кислоты и по 1 капле раствора метилового оранжевого. *Что наблюдается?*

В одну из пробирок добавьте несколько кристаллов ацетата натрия CH_3COONa , перемешайте стеклянной палочкой и сравните интенсивность окраски растворов в обеих пробирках.

Учитывая, что CH_3COONa – сильный электролит и в водном растворе полностью распадается на ионы CH_3COO^- и Na^+ , объясните смещение равновесия в растворе CH_3COOH . *В каком направлении сместилось равновесие? Почему?* На основании принципа Ле Шателье сделайте вывод о влиянии изменения концентрации продуктов реакции на состояние равновесия.

Опыт 5.6. Взаимодействие хлорида железа (III) с тиоцианатом* калия (или аммония)

В водном растворе между хлоридом железа (III) FeCl_3 и тиоцианатом калия (KNCS) или аммония (NH_4NCS) протекает обратимая химическая реакция, например:



В результате образуется тиоцианат железа (III), окрашивающий раствор в красный цвет. По изменению окраски можно судить о смещении равновесия в ту или другую сторону.

К 50 дм^3 дистиллированной воды (отмерьте цилиндром и перелейте в небольшой стакан) добавьте 1 каплю раствора хлорида железа (III) FeCl_3 и

* При названии тиоцианатов не рекомендуется использовать устаревшее название «роданиды», а для иона NCS^- не допускается написание формулы SCN^- .

1 каплю раствора тиоцианата калия KNCS (или тиоцианата аммония NH_4NCS). *Что наблюдается?*

В четыре пробирки с помощью цилиндра налейте по 5 см^3 полученного раствора.

В первую пробирку добавьте 1 каплю раствора хлорида железа (III), во вторую – 1 каплю раствора тиоцианата калия или аммония, в третью – 1 каплю раствора хлорида калия, четвертая пробирка – контрольная для сравнения.

Отметьте изменение интенсивности окраски раствора в каждом случае. *В каком направлении сместилось равновесие при добавлении перечисленных реагентов?* На основании принципа Ле Шателье сделайте вывод о влиянии изменения концентрации веществ на состояние химического равновесия.

Контрольные вопросы

1. Чем отличаются обратимые реакции от необратимых?
2. Что является количественной характеристикой химического равновесия?
3. Почему происходит смещение химического равновесия при изменении условий?
4. Сформулируйте принцип Ле Шателье.
5. Как определить направление смещения химического равновесия при изменении:
 - а) температуры;
 - б) давления;
 - в) концентрации.
6. На примере проведенных опытов покажите характер влияния на химическое равновесие:
 - а) температуры;
 - б) давления;
 - в) концентрации.

6. РАСТВОРЫ

Необходимый теоретический материал по этой теме изложен в [14, с. 179 – 238; 15, с. 39 – 55; 100 – 156].

Лабораторная работа 8

ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ ЗАДАННОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ

Количественный состав раствора характеризуется концентрацией. Существует несколько способов выражения концентрации раствора [15, с. 39 – 42]:

1. Массовая доля вещества В (обозначается ω_B).
2. Молярная доля вещества В (обозначается χ_B).
3. Молярная концентрация (молярность) вещества В (обозначается C_B , единица измерения – моль/дм³).
4. Молярная концентрация эквивалентов (нормальность) вещества В (обозначается $C\left(\frac{1}{z}B\right)$, единица измерения – моль/дм³).
5. Моляльность вещества В в растворе (обозначается $C_m(B)$, единица измерения – моль/кг).
6. Титр раствора вещества В (обозначается T , единица измерения – г/см³).
7. Массовая концентрация вещества В (обозначается γ_B , единица измерения – кг/м³).

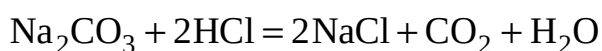
Химику в его практической деятельности очень часто приходится использовать растворы, и поэтому он должен уметь производить необходимые расчеты, работать с мерной посудой, определять концентрацию методом титрования и т.д.

В этом опыте необходимо приготовить раствор заданной концентрации из уже имеющегося более концентрированного раствора Na_2CO_3 и методом титрования определить его действительную концентрацию.

Метод титрования заключается в постепенном прибавлении к определенному объему (аликвотной части) исследуемого (титруемого) раствора другого раствора с известной концентрацией – титранта до тех пор, пока

вещества, содержащиеся в этих растворах, не прореагируют без остатка. Момент окончания реакции – конечную точку титрования определяют различными методами. Часто для этого используют индикаторы – добавляемые к титруемому раствору вещества, цвет которых изменяется в конечной точке титрования.

В соответствии с законом эквивалентов для реакции



выполняется равенство

$$n\left(\frac{1}{z}\text{Na}_2\text{CO}_3\right) = n\left(\frac{1}{z}\text{HCl}\right),$$

или

$$C\left(\frac{1}{z}\text{Na}_2\text{CO}_3\right) \cdot V_P(\text{Na}_2\text{CO}_3) = C\left(\frac{1}{z}\text{HCl}\right) \cdot V_P(\text{HCl}).$$

Отсюда

$$C\left(\frac{1}{z}\text{Na}_2\text{CO}_3\right) = \frac{C\left(\frac{1}{z}\text{HCl}\right) \cdot V_P(\text{HCl})}{V_P(\text{Na}_2\text{CO}_3)},$$

где $n\left(\frac{1}{z}\text{Na}_2\text{CO}_3\right)$ и $n\left(\frac{1}{z}\text{HCl}\right)$ – химические количества эквивалентов Na_2CO_3 и HCl ; $C\left(\frac{1}{z}\text{Na}_2\text{CO}_3\right)$ и $C\left(\frac{1}{z}\text{HCl}\right)$ – нормальность растворов Na_2CO_3 и HCl ; $V_P(\text{Na}_2\text{CO}_3)$ и $V_P(\text{HCl})$ – объемы растворов Na_2CO_3 и HCl .

Экспериментальная часть

Цель работы: освоить методику расчета, приготовления раствора заданной концентрации и определения его действительной концентрации методом титрования.

Приборы, посуда, реактивы: бюретка, пипетки, мерная колба, конические колбы, исходный раствор Na_2CO_3 , метиловый оранжевый, стандартный раствор HCl .

Протокол опыта

Параметр	Обозначение	Единица измерения	Численное значение
Объем мерной колбы	$V_K = V_P$	дм ³	
Массовая доля Na_2CO_3 в исходном растворе	ω'	%	
Плотность исходного раствора	ρ'	кг/дм ³	
Молярная масса эквивалентов Na_2CO_3	$M\left(\frac{1}{z}\text{Na}_2\text{CO}_3\right)$	кг/моль	
Нормальность приготовленного раствора Na_2CO_3 (согласно заданию)	$C\left(\frac{1}{z}\text{Na}_2\text{CO}_3\right)$	моль/дм ³	
Объем рассчитанного исходного раствора Na_2CO_3	V_P'	дм ³	
Объем пробы (аликвотной части), взятой на титрование	$V_{ал.}$	дм ³	
Нормальность раствора HCl	$C\left(\frac{1}{z}\text{HCl}\right)$	моль/дм ³	
Объем раствора HCl , израсходованного на титрование аликвотной части раствора Na_2CO_3 : 1-ое титрование 2-ое титрование 3-е титрование	$V(\text{HCl}) = \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3}$	дм ³	
	V_1	дм ³	
	V_2	дм ³	
	V_3	дм ³	
Молярная масса эквивалентов HCl	$M\left(\frac{1}{z}\text{HCl}\right)$	кг/моль	
Нормальность приготовленного раствора Na_2CO_3 по результатам титрования	$C\left(\frac{1}{z}\text{Na}_2\text{CO}_3\right)_{эксп.}$	моль/дм ³	
Относительная ошибка опыта	Δ	%	

Получите задание у преподавателя для выполнения работы:

1. Значение концентрации исходного раствора Na_2CO_3 и его плотность.
2. Значение концентрации и объем приготавливаемого раствора.
3. Значение объема аликвотной части полученного раствора для титрования.

Для успешного выполнения лабораторной работы необходимо:

1. Рассчитать объем исходного раствора Na_2CO_3 для приготовления нового раствора с заданной концентрацией соли, используя формулы (3.2) и (3.5) в [15, с. 39 – 41].

Например, если требуется приготовить V_p дм³ раствора вещества В с концентрацией $C\left(\frac{1}{z}B\right)$ из более концентрированного раствора с плотностью ρ' и массовой долей $\omega'(B)$, то алгоритм расчета может иметь следующий вид:

1) определить массу вещества В, содержащуюся в объеме V_p раствора с концентрацией $C\left(\frac{1}{z}B\right)$, используя формулу

$$m_B = C\left(\frac{1}{z}B\right) \cdot V_p \cdot M\left(\frac{1}{z}B\right), \quad (6.1)$$

где $M\left(\frac{1}{z}B\right)$ – молярная масса эквивалентов вещества В;

2) определить объем V_p' исходного раствора вещества В, необходимый для приготовления V_p дм³ раствора с концентрацией $C\left(\frac{1}{z}B\right)$, используя формулу

$$V_p' = \frac{m_B'}{\omega_B' \cdot \rho'} = \frac{m_B}{\omega_B' \cdot \rho'}, \quad (6.2)$$

где $m_B' = m_B$;

3) объединяя формулы (6.1) и (6.2), получаем общую формулу для расчета объема V_p' :

$$V_p' = \frac{C\left(\frac{1}{z}B\right) \cdot V_p \cdot M\left(\frac{1}{z}B\right)}{\omega_B' \cdot \rho'}. \quad (6.3)$$

Подставим единицы измерения в формулу (6.3):

$$[\text{дм}^3] = \frac{\left[\frac{\text{моль}}{\text{дм}^3}\right] \cdot [\text{дм}^3] \cdot \left[\frac{\text{кг}}{\text{моль}}\right]}{\left[\frac{\text{кг}}{\text{дм}^3}\right]}.$$

Единицы измерения всех параметров в формуле (6.3) выбраны правильно.

2. Научиться работать с мерной посудой, информация о которой приведена в пп. 1.2 и 1.3 (см. рис. 1.13, 1.14, 1.15). Правилам обращения с

мерной посудой посвящен п. 1.3.4, где указаны последовательность и техника выполнения всех операций (см. рис. 1.26, 1.27, 1.28, 1.29).

Для получения навыков работы с мерной посудой необходимо все перечисленные ниже операции проделать с водой.

Работа с мерной колбой. Внимательно изучите методику работы с мерной колбой в п. 1.3.4.

Налейте в мерную колбу водопроводной воды ниже метки на 1 – 1,5 см, а затем с помощью пипетки доведите уровень жидкости до метки, как показано на рис. 1.26. *Как нужно держать колбу? Как определить правильное положение мениска относительно метки на горле колбы? Как убрать капли на внутренней поверхности горла колбы? Как перемешивать содержимое колбы? Можно ли брать руками колбу? Как отбирать пробу из мерной колбы с помощью пипетки?*

Работа с пипеткой. Внимательно изучите методику работы с пипетками в п. 1.3.4. Нужно учитывать все отмеченные там нюансы в работе с пипеткой.

В коническую колбу налейте дистиллированной воды и проведите тренировочную работу с пипеткой Мора (рис. 1.27) и градуированной пипеткой. Засасывать воду в пипетки лучше всего с помощью шприца или груши (выше метки на 2 – 3 см). Довести уровень жидкости до метки, как показано на рис. 1.27. *Можно ли пипетку с жидкостью держать руками в любом месте? Почему? В каком положении должна быть пипетка при доведении жидкости до метки (пипетка Мора) или до нужного объема (градуированная пипетка)? Какое положение занимает носик пипетки при доведении уровня жидкости до метки? Какое положение мениска относительно метки? Как правильно сливать жидкость из пипетки? Можно ли жидкость выдувать из пипетки? Как определяют окончание сливания жидкости в пипетке Мора, в градуированной пипетке? Какие два типа градуированных пипеток бывают? Чем отличается техника работы с ними? На что нужно обращать внимание, выбирая пипетку для работы?*

Работа с бюреткой. Внимательно изучите методику работы с бюреткой (п. 1.3.4).

Наиболее ответственным моментом при работе с бюреткой, в которой запорную функцию выполняет бусинка, является умение правильно давить на нее пальцами так, чтобы она не смещалась в трубке. Это нужно делать с помощью большого и указательного пальца. Для правильного выполнения этой операции нужна тренировка.

В бескрановую бюретку с бусинкой налейте дистиллированной воды выше нулевой отметки и удалите пузырьки воздуха из нижней части бю-

ретки, как показано на рис. 1.28. Доведите уровень воды в бюретке до нулевой отметки. Испытайте свое умение надавливанием на бусинку выливать из бюретки воду с разной скоростью (струей и очень медленно по каплям). Это очень важно при титровании. **Помните!** Бусинка (шарик) не должна перемещаться в эластичной трубке вверх или вниз. *Почему? Как правильно определить объем вылитой жидкости? Какие ошибки при этом возможны (см. рис. 1.29)?*

Освоив технику работы с мерной посудой, можно приступить к непосредственному выполнению опыта. Перед его началом возьмите чистую мерную колбу нужного объема (ополосните ее дистиллированной водой), три сухие конические колбы, сухие пипетки (одна для отбора рассчитанного объема исходного раствора Na_2CO_3 , а вторая – для отбора аликвотной части приготовленного раствора перед титрованием). Если сухих пипеток нет, то ополосните их тем раствором, который с их помощью будете отбирать.

Отберите пипеткой рассчитанный объем исходного раствора Na_2CO_3 и перенесите его в мерную колбу. Сделать это нужно тщательно с соблюдением всех правил работы с мерной посудой, т.к. даже незначительные ошибки на этой стадии в наибольшей степени отразятся на конечном результате. Добавив дистиллированной воды, доведите уровень раствора в колбе до метки. Тщательно перемешайте раствор (см. п. 1.3.4).

Отберите из мерной колбы с помощью второй пипетки три аликвотные части полученного раствора и перенесите в три конические колбы (**Внимание!** Нужно правильно выполнять эту операцию.). Добавьте в каждую колбу по 1 – 3 капли индикатора метилового оранжевого (метилоранж).

Подготовьте к титрованию бюретку со стандартным раствором соляной кислоты (удалите воздух из нижней части, доведите уровень раствора кислоты до нулевой отметки). Проведите титрование трех образцов полученного раствора. Во время титрования раствор в конической колбе (ее держат, слегка наклонив) перемешивают, совершая круговые движения кистью руки (жидкость в колбе тоже вращается). Титрант (раствор HCl) добавляют так, чтобы последняя капля обеспечила устойчивую окраску титруемого раствора (розовую). Это нужно делать осторожно, чтобы не перетитровать раствор, т.е. не добавить лишний объем раствора HCl . Если же это произошло, необходимо повторить титрование. Для этого вылейте из конической колбы оттитрованный раствор, ополосните ее несколько раз дистиллированной водой и с помощью пипетки внесите новую аликвотную часть приготовленного раствора Na_2CO_3 . Снова титруйте раствором HCl до изменения окраски метилового оранжевого.

Опыт можно считать оконченным, если в трех случаях титрования получены очень близкие значения объемов раствора HCl. Для расчетов необходимо взять среднее значение объема HCl. По результатам титрования рассчитайте нормальность приготовленного раствора Na₂CO₃. Сравните полученное значение с выданным заданием. Рассчитайте относительную ошибку опыта по формуле

$$\Delta = \left| \frac{C\left(\frac{1}{z} \text{Na}_2\text{CO}_3\right)_{\text{эксп.}} - C\left(\frac{1}{z} \text{Na}_2\text{CO}_3\right)_{\text{теор.}}}{C\left(\frac{1}{z} \text{Na}_2\text{CO}_3\right)_{\text{теор.}}} \right| \cdot 100, \% .$$

Оцените систематическую (аппаратурную) погрешность при проведении данного опыта по формуле (2.8), учитывая, что точность измерения объема с помощью пипетки – $\pm 0,05 \text{ см}^3$, бюретки – $\pm 0,05 \text{ см}^3$. На каком этапе опыта допускается наибольшая систематическая (аппаратурная) ошибка?

Контрольные вопросы

1. Назовите способы выражения концентрации растворов. Запишите соответствующие формулы. В каких единицах измеряется каждая из концентраций?
2. В чем заключается метод титрования?
3. Какова роль кислотно-основного индикатора при титровании?
4. Как используют закон эквивалентов при титровании?
5. Выведите формулы (6.1), (6.2), (6.3). Как правильно выбрать единицы измерения всех параметров, входящих в эти формулы?
6. Как правильно работать с мерной колбой? Каких ошибок необходимо избегать при этом?
7. Как правильно работать с пипеткой? Какие типы пипеток используются? В чем их особенность? Каких ошибок необходимо избегать при работе с пипеткой?
8. Как правильно работать с бюреткой? Какие типы бюреток используются? Как определить уровень жидкости в бюретке? Каких ошибок необходимо избегать при работе с бюреткой?
9. Как необходимо проводить титрование? Какие ошибки возможны при этом?
10. Как оценить систематическую (аппаратурную) погрешность при титровании? Как можно повысить точность метода титрования?

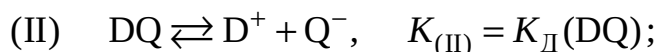
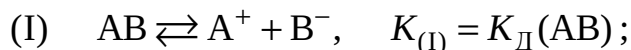
Лабораторная работа 9

ИОННЫЕ РЕАКЦИИ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

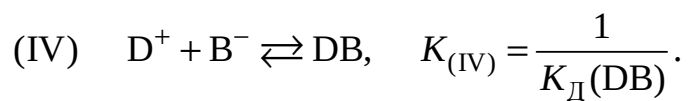
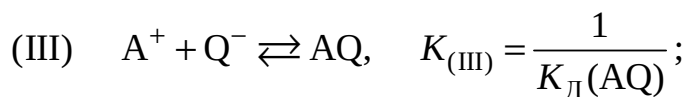
Необходимый теоретический материал по этой теме изложен в [14, с. 197 – 224].

Характеризуя химическую реакцию, протекающую в растворе между двумя электролитами АВ и DQ, необходимо учитывать следующие равновесия:

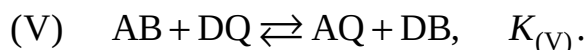
а) до сливания растворов АВ и DQ в них при определенных условиях установились равновесия, характеризующиеся константами $K_{(I)}$ и $K_{(II)}$, равными константам диссоциации этих электролитов:



б) после сливания растворов ионы A^+ , B^- , D^+ и Q^- могут взаимодействовать, и в результате устанавливаются еще два ионно-молекулярных равновесия, характеризующиеся константами $K_{(III)}$ и $K_{(IV)}$, обратными константам диссоциации AQ и DB:



Суммируя уравнения равновесий (I), (II), (III) и (IV), получаем:



Константа этого равновесия $K_{(V)}$ равна произведению констант $K_{(I)}$, $K_{(II)}$, $K_{(III)}$ и $K_{(IV)}$:

$$K_{(V)} = K_{(I)} \cdot K_{(II)} \cdot K_{(III)} \cdot K_{(IV)} = \frac{K_d(AB) \cdot K_d(DQ)}{K_d(AQ) \cdot K_d(DB)}. \quad (6.4)$$

Для придания уравнению реакции (V) более общего характера, учитывая любые заряды катионов и анионов, укажем в нем стехиометрические коэффициенты v_1 , v_2 , v_3 и v_4 :



Тогда формула (6.4) примет более общий вид:

$$K_{(VI)} = \frac{(K_d(AB))^{v_1} \cdot (K_d(DQ))^{v_2}}{(K_d(AQ))^{v_3} \cdot (K_d(DB))^{v_4}}. \quad (6.5)$$

Для того чтобы реакция (VI) с участием электролитов протекала слева направо, должно выполняться неравенство

$$-RT \ln K_{(VI)} + RT \ln \Pi < 0, \quad (6.6)$$

где $\Pi = \frac{(a_{AQ})^{v_3} \cdot (a_{DB})^{v_4}}{(a_{AB})^{v_1} \cdot (a_{DQ})^{v_2}}$; a_{AQ} , a_{DB} , a_{AB} , a_{DQ} – активности AQ, DB, AB и DQ, отличные от равновесных.

Неравенство (6.6) справедливо при условии:

$$K_{(VI)} > \Pi. \quad (6.7)$$

Условию равновесия реакции будет соответствовать равенство $K_{(VI)} = \Pi$, а если $K_{(VI)} < \Pi$, то протекает обратная реакция.

В стандартном состоянии активности всех веществ равны единице, а значит, $\Pi = 1$.

Поэтому в стандартном состоянии реакция (VI) будет протекать слева направо (в сторону продуктов) при выполнении условия:

$$K_{(VI)} > 1 \quad (6.8)$$

При использовании формулы (6.5) для определения направления протекания ионных реакций **константы диссоциации сильных электролитов необходимо исключить из нее, подставив вместо них единицу.**

Направление протекания ионных реакций в растворах зависит от состояния и вида электролитов до и после реакции.

Рассмотрим виды ионных реакций:

1. *Взаимодействие сильных электролитов с образованием слабого электролита*

Пусть AB, DQ и AQ – сильные электролиты, а DB – слабый электролит; ($K_d(DB) \rightarrow 0$).

Выражение (6.5) примет в этом случае следующий вид:

$$K_{(VI)} = \frac{1}{(K_D(DB))^{v_4}} > 1,$$

т.к. $K_D(DB) \rightarrow 0$. Реакция протекает в растворе слева направо.

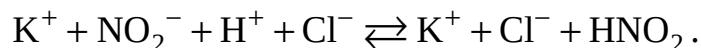
Например,



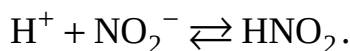
KNO_2 , HCl и KCl – сильные электролиты и в растворе находятся в полностью диссоциированном состоянии; HNO_2 – слабый электролит ($K_D(HNO_2) = 5,13 \cdot 10^{-4}$). Поэтому равновесие этой реакции смещено в сторону продуктов, т.к. выполняется условие (6.8):

$$K = \frac{1}{5,13 \cdot 10^{-4}} = 1,9 \cdot 10^3 > 1.$$

С учетом силы электролитов уравнение реакции необходимо записать в следующем виде:



После сокращений получаем уравнение в ионно-молекулярной форме:



2. **Взаимодействие сильных электролитов с образованием малорастворимого вещества**

Пусть AB , DQ и AQ – сильные электролиты, а DB – малорастворимое вещество ($PP_{DB} \rightarrow 0$). Выражение (6.5) примет в этом случае следующий вид:

$$K_{(VI)} = \frac{1}{(PP_{DB})^{v_4}} > 1,$$

т.к. $PP_{DB} \rightarrow 0$.

Реакция в растворе протекает слева направо.

Например,

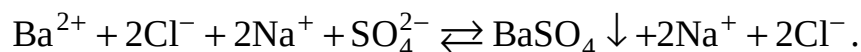


$BaCl_2$, Na_2SO_4 и $NaCl$ – сильные электролиты; $BaSO_4$ – малорастворимое вещество ($PP(BaSO_4) = 1,8 \cdot 10^{-10}$).

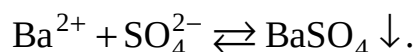
Условие смещения равновесия в сторону образования малорастворимого BaSO_4 выполняется:

$$K = \frac{1}{1,8 \cdot 10^{-10}} = 5,6 \cdot 10^9 \gg 1.$$

Так как $K \gg 1$, реакция протекает слева направо практически до конца. С учетом растворимости и силы электролитов уравнение записывается в следующем виде:



Или после сокращений:



Осадок BaSO_4 образуется при выполнении неравенства

$$C_{\text{Ba}^{2+}} \cdot C_{\text{SO}_4^{2-}} > 1,8 \cdot 10^{-10},$$

где $C_{\text{Ba}^{2+}}$ и $C_{\text{SO}_4^{2-}}$ – концентрации ионов Ba^{2+} и SO_4^{2-} .

3. *Взаимодействие сильных электролитов с образованием газообразного вещества*

Пусть АВ, DQ и AQ – сильные электролиты, а DB – слабый электролит, существующий в растворе в виде гидрата, распадающегося с образованием газообразного вещества.

В этом случае равновесие (VI) будет смещено вправо, т.к. выполняется условие (6.8). Выделение газа из раствора сможет произойти, если его концентрация в растворе превысит растворимость (моль/дм³) при данных условиях (температуре, давлении). Растворимость газа, находящегося в виде гидрата (DB), равна равновесной концентрации [DB]. Используя растворимость газа S_g , выраженную в граммах на 100 см³ растворителя, и считая плотность раствора равной плотности растворителя, получаем:

$$C_{\text{газа}} = [\text{DB}] = \frac{10S_g}{M_g},$$

где $C_{\text{газа}}$ – молярная концентрация газа в его насыщенном растворе; M_g – молярная масса газа.

Так как DB – слабый электролит, то

$$[\text{DB}] = \frac{[\text{D}^+] \cdot [\text{B}^-]}{K_{\text{д}}(\text{DB})} = \frac{10S_g}{M_g}.$$

Отсюда следует, что газ будет выделяться из раствора при выполнении условия

$$[D^+]\cdot[B^-]>\frac{10S_z\cdot K_D(DB)}{M_z}. \quad (6.9)$$

Например,



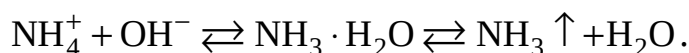
NH_4Cl , $NaOH$ и $NaCl$ – сильные электролиты.

Аммиак, образующийся в ходе реакции, присутствует в растворе в виде гидрата $NH_3 \cdot H_2O$, который обладает свойствами слабого электролита ($K_D = 1,8 \cdot 10^{-5}$). Следовательно,

$$K = \frac{1}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^4 > 1.$$

Условие (6.8) выполняется. Реакция протекает слева направо.

С учетом силы электролитов и после соответствующих сокращений получаем ионно-молекулярное уравнение реакции:



Аммиак будет выделяться из раствора при выполнении условия (6.9):

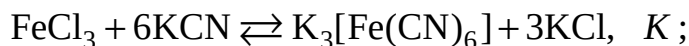
$$[NH_4^+]\cdot[OH^-]>\frac{10\cdot S_{NH_3}\cdot K_D(NH_3\cdot H_2O)}{M_{NH_3}}=\frac{10\cdot 46,2\cdot 1,8\cdot 10^{-5}}{17}\approx 5\cdot 10^{-4}.$$

4. Взаимодействие сильных электролитов с образованием комплексного соединения

Пусть AB , DQ и AQ – сильные электролиты, а DB – комплексное соединение, в состав которого входит комплексный катион или анион. Эти ионы ведут себя как слабые электролиты, и равновесие с их участием характеризуется константой нестойкости ($K_{нест.} \rightarrow 0$). Поэтому для протекания реакции (VI) должно выполняться условие:

$$K_{(VI)} = \frac{1}{(K_{нест.}(DB))^{v_4}} > 1.$$

Например,

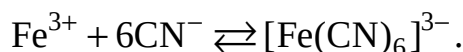


FeCl_3 , KCN и KCl – сильные электролиты; $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ включает анион $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$, состояние которого в растворе характеризуется константой нестойкости ($K_{\text{нест.}}([\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}) = 10^{-31}$). Так как выполняется условие

$$(6.8) \quad K = \frac{1}{K_{\text{нест.}}([\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-})} = \frac{1}{10^{-31}} = 10^{31} \gg 1 \text{ и } K \gg 1, \text{ реакция в растворе}$$

будет протекать слева направо практически до конца.

С учетом силы электролитов и после соответствующих сокращений получаем ионно-молекулярное уравнение реакции:

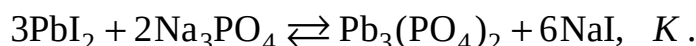


5. *Взаимодействие малорастворимого соединения с сильным электролитом с образованием нового малорастворимого соединения*

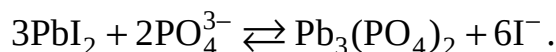
Пусть DQ и AQ – сильные электролиты, AB и DB – малорастворимые вещества. В растворе будет протекать прямая реакция, если

$$K_{(\text{VI})} = \frac{(\text{ПП}(\text{AB}))^{v_1}}{(\text{ПП}(\text{DB}))^{v_4}} > 1.$$

Например,



Так как PbI_2 и $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$ – малорастворимые вещества, а Na_3PO_4 и NaI – сильные электролиты, то ионно-молекулярное уравнение имеет вид:



Учитывая, что $\text{ПП}_{\text{PbI}_2} = 8,0 \cdot 10^{-9}$ и $\text{ПП}_{\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2} = 7,9 \cdot 10^{-43}$, рассчитаем значение K :

$$K = \frac{(\text{ПП}_{\text{PbI}_2})^3}{(\text{ПП}_{\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2})^1} = \frac{(8,0 \cdot 10^{-9})^3}{7,9 \cdot 10^{-43}} = \frac{512 \cdot 10^{-27}}{7,9 \cdot 10^{-43}} = 64,8 \cdot 10^{16} \gg 1.$$

Условие (6.8) выполняется, значит, реакция протекает слева направо. Осадок PbI_2 переходит в осадок $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$. Эта реакция протекает практически до конца, т.к. $K \gg 1$.

6. Взаимодействие комплексного соединения с сильным электролитом с образованием нового комплексного соединения

Пусть АВ и DB – комплексные соединения, а DQ и AQ – сильные электролиты.

Для протекания прямой реакции необходимо выполнение неравенства

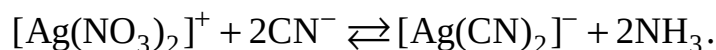
$$K_{(VI)} = \frac{(K_{\text{нест.}}(AB))^{v_1}}{(K_{\text{нест.}}(DB))^{v_4}} > 1,$$

где $K_{\text{нест.}}(AB)$ и $K_{\text{нест.}}(DB)$ – константы нестойкости комплексных ионов.

Например,



или в ионно-молекулярной форме



Учитывая, что

$$K_{\text{нест.}}([Ag(NO_3)_2]^+) = 9,3 \cdot 10^{-8} \text{ и } K_{\text{нест.}}([Ag(CN)_2]^-) = 1,4 \cdot 10^{-20},$$

проверим выполнение условия (6.8):

$$K = \frac{K_{\text{нест.}}([Ag(NO_3)_2]^+)}{K_{\text{нест.}}([Ag(CN)_2]^-)} = \frac{9,3 \cdot 10^{-8}}{1,4 \cdot 10^{-20}} = 6,6 \cdot 10^{12} \gg 1$$

Условие (6.8) выполняется, значит, реакция в растворе протекает слева направо практически до конца, т.к. $K \gg 1$.

7. Взаимодействие малорастворимого соединения с сильным электролитом с образованием комплексного соединения

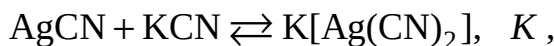
Пусть AQ и DQ – сильные электролиты, АВ – малорастворимое соединение, DB – комплексное соединение.

Для протекания прямой реакции необходимо выполнение неравенства

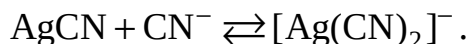
$$K_{(VI)} = \frac{(PP(AB))^{v_1}}{(K_{\text{нест.}}(DB))^{v_4}} > 1,$$

где $PP(AB)$ – произведение растворимости вещества АВ; $K_{\text{нест.}}(DB)$ – константа нестойкости комплексного иона.

Например,



или в ионно-молекулярной форме:



Учитывая, что $PP(\text{AgCN}) = 7 \cdot 10^{-15}$ и $K_{\text{нест.}}([\text{Ag}(\text{CN})_2]^-) = 1 \cdot 10^{-21}$, рассчитаем значение K :

$$K = \frac{(PP(\text{AgCN}))^1}{(K_{\text{нест.}}([\text{Ag}(\text{CN})_2]^-))^1} = \frac{7 \cdot 10^{-15}}{1 \cdot 10^{-21}} = 7 \cdot 10^6 \gg 1.$$

Условие (6.8) выполняется, значит, реакция в растворе протекает слева направо. Осадок AgCN растворяется в водном растворе KCN полностью, т.к. $K \gg 1$.

8. *Взаимодействие комплексного соединения с сильным электролитом с образованием малорастворимого соединения*

Пусть AQ и DQ – сильные электролиты, AB – комплексное соединение, DB – малорастворимое соединение.

Реакция перехода комплексного соединения AB в осадок DB будет протекать при выполнении условия:

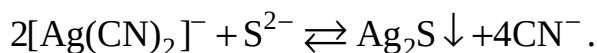
$$K_{(\text{VI})} = \frac{(K_{\text{нест.}}(\text{AB}))^{v_1}}{(PP(\text{DB}))^{v_4}} > 1,$$

где $K_{\text{нест.}}(\text{AB})$ – константа нестойкости комплексного иона; $PP(\text{DB})$ – произведение растворимости вещества DB .

Например,



или в ионно-молекулярной форме:



Учитывая, что $K_{\text{нест.}}([\text{Ag}(\text{CN})_2]^-) = 1 \cdot 10^{-21}$ и $PP(\text{Ag}_2\text{S}) = 6 \cdot 10^{-50}$, проверим выполнение условия (6.8):

$$K = \frac{(K_{\text{нест.}}([\text{Ag}(\text{CN})_2]^-))^2}{(PP(\text{Ag}_2\text{S}))^1} = \frac{(1 \cdot 10^{-21})^2}{6 \cdot 10^{-50}} = 1,7 \cdot 10^7 \gg 1.$$

Условие (6.8) выполняется, значит, в растворе происходит полное разрушение комплексного иона $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ и выпадает осадок Ag_2S , т.к. $K \gg 1$.

9. *Взаимодействие малорастворимого соединения с сильной кислотой с образованием слабой кислоты*

Пусть АВ – малорастворимое вещество, DQ – сильная кислота, DB – слабая кислота, AQ – сильный электролит.

Реакция растворения осадка АВ при добавлении сильной кислоты DQ с образованием слабой кислоты DB будет протекать в растворе при выполнении условия:

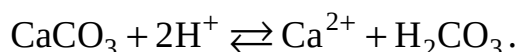
$$K_{(\text{VI})} = \frac{(\text{PP}(\text{AB}))^{v_1}}{\left(\prod_i K_i(\text{DB})\right)^{v_4}} > 1,$$

где $\text{PP}(\text{AB})$ – произведение растворимости АВ; $\prod_i K_i(\text{DB}) = K_1(\text{DB}) \cdot K_2(\text{DB}) \dots$ – произведение констант кислотности многоосновной кислоты DB.

Например,



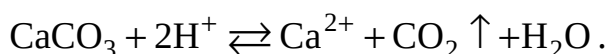
или в ионно-молекулярной форме:



Проверим выполнение условия (6.8):

$$K = \frac{(\text{PP}(\text{CaCO}_3))^1}{K_1(\text{H}_2\text{CO}_3) \cdot K_2(\text{H}_2\text{CO}_3)} = \frac{(5 \cdot 10^{-9})^2}{4,45 \cdot 10^{-7} \cdot 4,69 \cdot 10^{-11}} = 2,3 \cdot 10^7 \gg 1.$$

Условие (6.8) выполняется, поэтому осадок CaCO_3 легко растворяется в сильной кислоте, т.к. $K \gg 1$. Так как H_2CO_3 – малоустойчивое соединение и легко разлагается с выделением CO_2 , уравнение реакции нужно записать в виде:



10. Взаимодействие малорастворимого соединения со слабой кислотой с образованием новой слабой кислоты

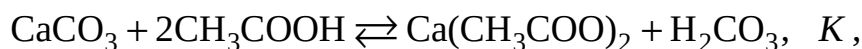
Пусть АВ – малорастворимое соединение, DQ и DB – слабые кислоты, AQ – сильный электролит.

Реакция растворения осадка АВ в растворе одноосновной слабой кислоты DQ с образованием многоосновной слабой кислоты DB будет протекать в водном растворе при выполнении неравенства

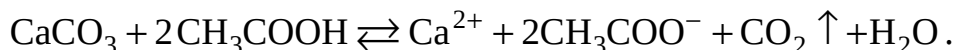
$$K_{(VI)} = \frac{(PP(AB))^{v_1} \cdot (K(DQ))^{v_2}}{\prod_i K_i(DB)} > 1,$$

где $PP(AB)$ – произведение растворимости АВ; $K(DQ)$ – константа кислотности слабой одноосновной кислоты DQ; $\prod_i K_i(DB) = K_1(DB) \cdot K_2(DB) \dots$ – произведение констант кислотности многоосновной слабой кислоты DB.

Например,



или в ионно-молекулярной форме с учетом выделения CO_2 :



Проверим выполнение условия (6.8):

$$K = \frac{(PP(CaCO_3))^1 \cdot (K(CH_3COOH))^2}{K_1(H_2CO_3) \cdot K_2(H_2CO_3)} = \frac{5 \cdot 10^{-9} \cdot (1,75 \cdot 10^{-5})^2}{4,45 \cdot 10^{-7} \cdot 4,69 \cdot 10^{-11}} = \frac{15,3 \cdot 10^{-19}}{20,9 \cdot 10^{-18}} = 0,073 < 1.$$

Условие (6.8) не выполняется, поэтому реакция в стандартном состоянии протекать не будет. Однако из этого не следует, что она не будет протекать при любых других условиях. Для окончательного заключения о возможности протекания этой реакции необходимо проверить выполнение условия (6.7) при повышенной концентрации CH_3COOH .

Исходя из того, что константа реакции незначительно меньше единицы, уже можно предположить о возможности протекания реакции при избытке уксусной кислоты.

Таким образом, все рассмотренные случаи проведения ионных реакций в растворах показывают, что в стандартном состоянии они обычно протекают в направлении образования или более слабого электролита, или менее растворимого электролита, или менее растворимого газа, или более прочного комплексного иона.

Перед проведением опытов этой лабораторной работы проверьте расчетами выполнение условия (6.8) в каждом случае, а затем экспериментально подтвердите правильность сделанного заключения. Необходимые для расчетов значения произведения растворимостей и констант кислотности приведены в [15, табл. 8.1 и 8.2]. Запишите необходимые уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Объясните результаты опытов.

Экспериментальная часть

Цель работы: изучить условия протекания реакций в растворах электролитов.

Приборы, посуда, реактивы: газовая горелка, предметное стекло, пипетки, водяная баня, пробирки, штатив для пробирок, водные растворы гидроксида натрия, соляной кислоты, ацетата натрия, хлорида аммония, карбоната натрия, силиката натрия, хлорида железа (III), нитрата свинца (II), сульфата натрия, хлорида цинка, хлорида кадмия, хлорида кальция, оксалата аммония, иодида калия, сульфатов натрия и аммония, нитрата серебра (I), хлорида натрия, сульфата меди (II), сульфата железа (II), хлорида магния, иод кристаллический.

1. *Взаимодействие сильных электролитов с образованием слабого электролита*

Опыт 6.1. Реакция нейтрализации

На предметное стекло нанесите 2 капли 2н раствора гидроксида натрия, добавьте 1 каплю фенолфталеина и прибавьте по каплям 2н раствор соляной кислоты до обесцвечивания образовавшегося раствора. Затем возьмите предметное стекло тигельными щипцами, поднесите к пламени горелки так, чтобы испарилась вода. *Какое вещество осталось на предметном стекле?*

Запишите уравнение реакции нейтрализации в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Объясните, почему эта реакция в растворе протекает практически до конца.

Опыт 6.2. Образование слабых кислот и оснований

В две пробирки внесите по 5 – 7 капель: в первую – раствора ацетата натрия CH_3COONa , во вторую – хлорида аммония. Добавьте в первую пробирку несколько капель серной кислоты (1:1), перемешайте раствор стеклянной палочкой и слегка подогрейте.

Определите по запаху, что реакция протекает в сторону образования слабой уксусной кислоты ($K_{\text{д}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$).

Во вторую пробирку добавьте 4н раствор щелочи и подогрейте. Определите по запаху выделение аммиака ($K_{\text{д}}(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$).

Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций образования CH_3COOH и $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

Объясните причину протекания этих реакций в растворе.

2. *Взаимодействие сильных электролитов с образованием малорастворимого вещества*

Опыт 6.3. Образование малорастворимых кислоты и основания

В две пробирки внесите по 2 – 3 капли растворов: в первую – силиката натрия Na_2SiO_3 , а во вторую – хлорида железа (III). Добавьте в них по такому же количеству растворов: в первую – разбавленный раствор серной кислоты H_2SO_4 , во вторую – раствор гидроксида натрия NaOH . Наблюдайте образование осадков $\text{H}_2\text{SiO}_3(\text{SiO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O})$ и $\text{Fe}(\text{OH})_3$. *Какого цвета осадки?*

Запишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций. Объясните причину протекания их в растворе.

Внимание! Так как образующийся при реакции между Na_2SiO_3 и H_2SO_4 осадок очень трудно удаляется из пробирки, необходимо для этих целей использовать одну выделенную лаборантом пробирку.

Опыт 6.4. Образование малорастворимой соли

1. В пробирку внесите 3 капли 0,5н раствора нитрата свинца (II) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ (или ацетата свинца $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$) и добавьте 3 капли раствора сульфата натрия Na_2SO_4 . Отметьте цвет выпавшего осадка.

2. В пробирку внесите 3 капли 0,5н раствора хлорида цинка ZnCl_2 (или сульфата цинка ZnSO_4) и добавьте 3 капли 0,5н раствора сульфида натрия Na_2S . Отметьте цвет выпавшего осадка.

3. В пробирку внесите 3 капли 0,5н раствора хлорида кадмия CdCl_2 и добавьте 3 капли 0,5н раствора сульфида натрия Na_2S . Отметьте цвет выпавшего осадка.

4. В две пробирки внесите по 3 капли 0,5н раствора хлорида железа (III) FeCl_3 . В одну из пробирок добавьте 2 капли 0,5н раствора сульфида натрия Na_2S , а в другую – сероводородной воды H_2S . Отметьте цвет выпавшего осадка.

5. В пробирку внесите 4 капли 0,5н раствора хлорида кальция CaCl_2 и прибавьте 8 капель 0,5н раствора сульфата натрия Na_2SO_4 . *Что наблюдается?*

Дайте раствору отстояться 3 минуты до его осветления. Пипеткой отберите жидкую фазу и перенесите ее в две пробирки по 3 капли в каждую. В одну из пробирок добавьте 2 капли 0,5н раствора сульфата натрия. *Что наблюдается? Для чего добавили раствор Na_2SO_4 ?*

Во вторую пробирку добавьте 4 капли 0,5н раствора оксалата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$. *Что наблюдается?* Сравните произведения растворимости CaSO_4 и CaC_2O_4 ($PP(\text{CaSO}_4) = 3,7 \cdot 10^{-5}$, $PP(\text{CaC}_2\text{O}_4) = 2,3 \cdot 10^{-9}$). Объясните наблюдаемое в опыте явление. *Как нужно подбирать реагент-осадитель для более полного удаления ионов Ca^{2+} (или других ионов) из раствора?*

6. В пробирку внесите 4 капли 0,5н раствора нитрата свинца $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ (или ацетата свинца $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$) и прибавьте 8 капель 0,5н раствора хлорида натрия NaCl . *Что наблюдается?* Дайте раствору отстояться до его осветления. Пипеткой отберите жидкую фазу и перенесите ее в две пробирки по 3 капли в каждую.

В одну из пробирок добавьте 2 капли 0,5н раствора хлорида натрия. *Что наблюдается? О чем это свидетельствует?*

Во вторую пробирку добавьте 4 капли 0,5н раствора иодида калия KI . *Что наблюдается?* Сравните значения произведения растворимости PbCl_2 ($1,7 \cdot 10^{-5}$) и PbI_2 ($8 \cdot 10^{-9}$).

Используя величины произведения растворимости, объясните наблюдаемые в опыте явления. *Какой из двух реагентов позволяет полнее удалить ионы Pb^{2+} из раствора?*

Запишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения для каждой из проделанных в опыте 6.4 реакций. Объясните причину их протекания в растворе на основании сравнения произведений растворимости полученных осадков [15, табл. 8.1]. *Какое условие должно выполняться для протекания реакций с образованием осадков?*

3. *Взаимодействие сильных электролитов с образованием газообразного вещества*

Опыт 6.5. Образование летучих продуктов реакции

1. В пробирку внесите 3 капли 0,5н раствора хлорида аммония (или сульфата аммония $(NH_4)_2SO_4$) и добавьте 2 капли 2н раствора гидроксида натрия. Слегка встряхните пробирку и по запаху определите, какой газ выделяется.

2. В пробирку внесите 3 капли 0,5н раствора карбоната натрия Na_2CO_3 (или карбоната калия K_2CO_3) и добавьте 3 капли 2н раствора соляной кислоты. Пробирку слегка встряхните. *Что наблюдается? Какой газ образуется и почему?*

Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций. Объясните причину их протекания в растворе. *Какие газы выделяются и почему? Какое условие должно выполняться, чтобы газы выделялись из раствора? Как это связано с растворимостью газов в воде?*

Опыт 6.6. Растворение осадка

1. В трех пробирках получите осадок $AgCl$. Для этого в каждую пробирку внесите по 2 капли 0,5н раствора $AgNO_3$ и добавьте 1 каплю 0,5н раствора $NaCl$.

В первую пробирку добавьте 3 – 5 капель насыщенного раствора хлорида натрия и наблюдайте увеличение объема осадка.

Во вторую пробирку добавьте 15 капель насыщенного раствора хлорида натрия и подогрейте ее на водяной бане. *Что произошло? Почему?*

В третью пробирку добавьте насыщенный раствор аммиака до полного растворения осадка.

Объясните наблюдаемые явления, учитывая, что

$$K_{\text{нест.}}([AgCl_2]^-) = 1,8 \cdot 10^{-5}; K_{\text{нест.}}([Ag(NH_3)_2]^+) = 9,3 \cdot 10^{-8}.$$

Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

2. В две пробирки внесите по 2 капли раствора нитрата серебра $AgNO_3$.

В первую пробирку добавьте 3 капли 0,5н раствора карбоната натрия Na_2CO_3 (или карбоната калия K_2CO_3). *Что наблюдается? Почему?*

Во вторую пробирку прибавьте 3 капли 0,5н раствора хлорида натрия $NaCl$. *Что наблюдается? Почему?*

После отстаивания с помощью пипеток удалите жидкую фазу из первой и второй пробирок. К обоим осадкам добавьте по 2 капли 2н раствора азотной кислоты. *Какой осадок растворился? Почему?* Запишите уравнения протекающих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

3. В две пробирки внесите по 2 – 3 кристаллика иода.

В первую пробирку добавьте 10 капель дистиллированной воды, а во вторую – 10 капель насыщенного раствора иодида калия KI . *Что наблюдается в каждой из пробирок? Почему?* Составьте уравнение реакции взаимодействия иода с иодидом калия в молекулярной и ионно-молекулярной формах. *Что образуется в этом случае?*

4. В две пробирки внесите по 2 капли 0,5н раствора хлорида кальция $CaCl_2$. В первую пробирку добавьте 3 капли 0,5н раствора сульфата натрия Na_2SO_4 (или сульфата калия), в другую – 3 капли 0,5н раствора карбоната натрия Na_2CO_3 (или карбоната калия K_2CO_3). *Что наблюдается в обеих пробирках?*

После отстаивания с помощью пипеток удалите жидкую фазу из пробирок. К осадкам добавьте по 6 капель 2н раствора соляной кислоты. *Что происходит с осадками? Почему?* Запишите уравнения всех реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

5. В двух пробирках получите осадки сульфида меди (II) и сульфида железа (II). Для этого в одну пробирку внесите 3 капли 0,5н раствора сульфата меди (II) $CuSO_4$, в другую – 3 капли 0,5н раствора сульфата железа (II) $FeSO_4$. В обе пробирки добавьте по 3 капли 0,5н раствора сульфида натрия Na_2S . *Что наблюдается? Почему?*

После отстаивания удалите с помощью пипеток жидкую фазу и к осадкам добавьте по 3 капли 2н раствора соляной кислоты (**работать под тягой!**). *Что наблюдается?* Произведите необходимые расчеты и покажите, какая из проведенных реакций возможна в стандартном состоянии.

Составьте уравнения всех реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

6. В двух пробирках получите гидроксид магния $Mg(OH)_2$. Для этого в каждую пробирку внесите по 3 капли 0,5н раствора хлорида магния и по 2 капли 2н раствора гидроксида натрия. *Что наблюдается? Почему?*

В одну из пробирок добавьте 2н раствор соляной кислоты, во вторую – 2н раствор хлорида аммония до полного растворения осадков. *В каком случае растворение происходит легче? Почему?*

Составьте уравнения всех реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 6.7. Получение одних малорастворимых соединений из других

1. В пробирку внесите 2 капли 0,5н раствора нитрата свинца $Pb(NO_3)_2$ (или ацетата свинца $Pb(CH_3COO)_2$) и прибавьте 3 капли 0,5н раствора сульфата натрия Na_2SO_4 (или сульфата калия K_2SO_4). *Что наблюдается? Почему?*

После отстаивания удалите жидкую фазу из пробирки с помощью пипетки. К осадку добавьте 3 капли 0,5н раствора сульфида аммония $(NH_4)_2S$ и слегка встряхните пробирку. *Что происходит? Почему?*

Составьте уравнения всех реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

2. В пробирку внесите 2 капли 0,5н раствора нитрата свинца $Pb(NO_3)_2$ (или ацетата свинца $Pb(CH_3COO)_2$) и прибавьте 3 капли 0,5н раствора сульфата натрия Na_2SO_4 (или сульфата калия K_2SO_4). *Что наблюдается? Почему?*

После отстаивания удалите жидкую фазу из пробирки с помощью пипетки. К осадку добавьте 3 капли 0,5н раствора хромата калия и слегка встряхните пробирку. *Что наблюдается? Почему?* Докажите расчетом, что данная реакция возможна в стандартном состоянии ($PP(PbCrO_4) = 1,8 \cdot 10^{-14}$).

Составьте уравнения всех реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Контрольные вопросы

1. Какое условие должно выполняться для установления ионного равновесия в растворе:
 - а) в стандартном состоянии;
 - б) при любых условиях.
2. В каком случае в растворе протекает реакция:
 - а) с образованием слабого электролита;
 - б) с образованием газообразного продукта;
 - в) с образованием осадка малорастворимого соединения;
 - г) с образованием комплексного соединения.
3. В каком случае в растворе протекает реакция взаимодействия малорастворимого соединения с сильным электролитом с образованием нового малорастворимого соединения?
4. В каком случае в растворе можно получить одно малорастворимое соединение из другого?
5. В каком случае в растворе можно получить из одного комплексного соединения другое комплексное соединение?
6. В каком случае в растворе можно малорастворимое соединение перевести в комплексное соединение?
7. В каком случае малорастворимое соединение можно растворить в сильной кислоте с образованием слабой кислоты?
8. В каком случае в растворе можно провести разрушение комплексного иона с образованием малорастворимого соединения?
9. Можно ли растворить малорастворимое соединение в растворе слабой кислоты?

Лабораторная работа 10

ИОННОЕ ПРОИЗВЕДЕНИЕ ВОДЫ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Необходимый теоретический материал по этой теме изложен в [14, с. 210 – 238; 15, с. 145 – 158].

Вода является протонным растворителем, и ее автопротолиз



характеризуется константой $K_{\text{В}}$, называемой ионным произведением воды:

$$K_{\text{В}} = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]. \quad (6.11)$$

Так как при 298 К $K_{\text{В}} = 10^{-14}$, то в чистой воде при этой температуре

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ моль/дм}^3. \quad (6.12)$$

Для удобства степенные выражения заменяют на логарифмические, имеющие специальные обозначения: $-\lg [\text{H}_3\text{O}^+] = \text{pH}$ – водородный показатель и $-\lg [\text{OH}^-] = \text{pOH}$ – гидроксидный показатель. Следовательно, в чистой воде $\text{pH} = \text{pOH} = 7$ – среда нейтральная. При увеличении концентрации ионов $[\text{H}_3\text{O}^+]$ значение pH уменьшается ($\text{pH} < 7$), среда становится кислой и, наоборот, при уменьшении концентрации $[\text{H}_3\text{O}^+]$ и увеличении концентрации ионов $[\text{OH}^-]$ pH увеличивается и среда становится щелочной ($\text{pH} > 7$). Это происходит при добавлении в воду кислоты ($\text{pH} < 7$) или щелочи ($\text{pH} > 7$). Изменение pH среды можно визуально фиксировать с помощью кислотно-основных индикаторов по их цвету.

Название индикатора	Цвет при значениях pH ниже интервала индикатора	Интервал индикатора (изменение окраски)	Цвет при значениях pH выше интервала индикатора
Метиловый оранжевый (метилоранж)	Красный	3,1 – 4,4	Желтый
Лакмус	Красный	5,0 – 8,0	Синий
Фенолфталеин	Бесцветный	8,3 – 10,5	Малиновый

Примечание. Промежуток между двумя значениями pH , в котором изменяется окраска индикатора, называется интервалом индикатора.

Для установления конкретного значения рН среды пользуются универсальным индикатором, составленным из специально подобранных веществ, или прибором – рН-метром.

При растворении в дистиллированной воде солей, образованных сильным основанием и сильной кислотой, не происходит изменения рН среды, что свидетельствует об отсутствии каких-либо дополнительных протолитических процессов. Совсем другой эффект наблюдается при растворении в воде солей, образованных:

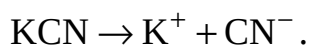
- а) сильным основанием и слабой кислотой;
- б) слабым основанием и сильной кислотой;
- в) слабым основанием и слабой кислотой.

С помощью индикаторов можно легко убедиться в изменении рН среды в случаях а, б и в. Причиной этого являются протолитические процессы, которые объединяют общим названием – гидролиз солей.

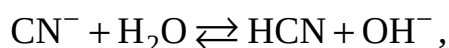
Процесс гидролиза с участием катионов или анионов происходит вследствие влияния их электрического поля на распределение электронной плотности в молекуле, входящей в гидратную оболочку иона. Это приводит к ослаблению связи Н–ОН вплоть до образования ионов H^+ и OH^- . Чем больше заряд катиона или аниона и меньше их радиус, тем сильнее они воздействуют на воду и тем интенсивнее протекает гидролиз. В результате ионы OH^- соединяются с катионом, а ионы H^+ – с анионом, что приводит к нарушению баланса между ионами H_3O^+ и OH^- в растворе и изменению рН среды. Это явление отражают с помощью уравнений гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Примеры:

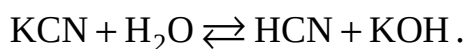
1) KCN – соль, образована сильным основанием КОН и слабой кислотой HCN. В растворе KCN – сильный электролит и полностью распадается на ионы:



В процессе гидролиза участвуют анионы CN^- :



или

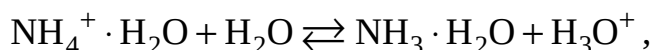


В растворе появляется избыток ионов OH^- , и поэтому среда щелочная – $\text{pH} > 7$.

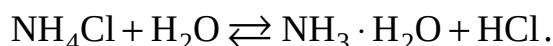
2) NH_4Cl – соль, образована слабым основанием $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ и сильной кислотой HCl . В растворе NH_4Cl полностью распадается на ионы:



В процессе гидролиза участвует катион NH_4^+ :



или

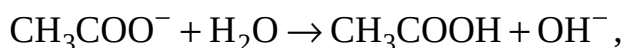
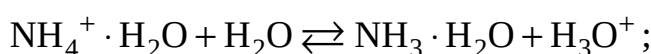


В растворе появляется избыток ионов H_3O^+ , и среда становится кислой – $\text{pH} < 7$.

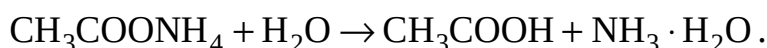
3) $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ – соль, образована слабой кислотой CH_3COOH и слабым основанием $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. В растворе $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ полностью диссоциирует:



В процессе гидролиза участвуют ионы NH_4^+ и CH_3COO^- :



или

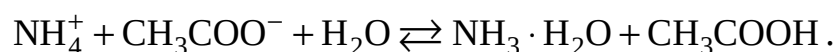


Так как в этом случае параллельно протекает процесс взаимодействия образовавшихся ионов H_3O^+ и OH^-



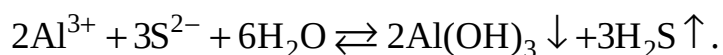
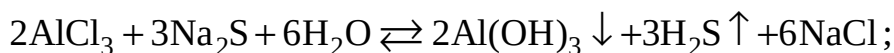
то pH среды будет зависеть от относительной силы образовавшихся кислоты и основания. Если кислота сильнее основания ($K_K(\text{к-ты}) > K_0(\text{основ.})$), то среда будет кислой и, наоборот, если кислота слабее основания ($K_K(\text{к-ты}) < K_0(\text{основ.})$), – щелочной.

Суммарное уравнение гидролиза $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ в ионно-молекулярной форме имеет вид:



В случае многозарядных катионов и анионов процесс гидролиза идет ступенчато [14, с. 234].

Связывание ионов H_3O^+ и OH^- , образующихся при гидролизе солей, всегда приводит к его усилению вплоть до полного завершения. Например, при сливании растворов AlCl_3 и Na_2S вследствие гидролиза образуются $\text{Al}(\text{OH})_3$ и H_2S вместо Al_2S_3 :



Количественно процесс гидролиза характеризуется константой гидролиза $K_{\text{гидр.}}$ и степенью гидролиза α [14, с. 227 – 230].

На степень гидролиза влияют:

- 1) концентрация раствора (с разбавлением степень гидролиза α возрастает, что следует из соотношения $\alpha \approx \sqrt{\frac{K_{\text{гидр.}}}{C}}$);
- 2) температура (так как процесс гидролиза обратимый и эндотермический);
- 3) сила кислоты и основания, образовавших данную соль (чем слабее кислота и основание, тем сильнее протекает гидролиз);
- 4) дополнительное введение в раствор посторонних электролитов (кислот, щелочей и солей, подвергающихся гидролизу);
- 5) поляризующая способность катионов и анионов, участвующих в гидролизе (чем больше поляризующая способность, тем сильнее протекает гидролиз).

Экспериментальная часть

Цель работы: изучить закономерности процесса гидролиза в растворе и факторы, влияющие на его протекание.

Приборы, посуда, реактивы: штатив для пробирок, пробирки, стеклянные палочки, пипетки, предметные стекла, водяная баня, дистиллированная вода, универсальная индикаторная бумага, растворы сульфата калия, нитрата калия, карбоната натрия, гидрокарбоната натрия, сульфатов железа (II) и железа (III), ортофосфата натрия, гидроортофосфата натрия, дигидроортофосфата натрия, хлорида сурьмы (III), соляной кислоты, хлорида железа (III), сульфида натрия, хлорида алюминия, аммиака, цинк.

1. Реакция среды в воде и растворах различных солей

При определении реакции среды в воде и растворах солей удобно использовать полоски универсальной индикаторной бумаги длиной не более 1 см. Полоску этой бумаги кладут на предметное стекло и смачивают каплей исследуемого раствора (с помощью пипетки или стеклянной палочки). Фиксируют изменение цвета бумаги и сравнивают его со стандартной шкалой. Перед каждым испытанием предметное стекло моют и сушат. Если его размеры позволяют одновременно проводить несколько испытаний, необходимо следить, чтобы расстояние между соседними полосками индикаторной бумаги исключало смешивание растворов.

Опыт 6.8. Определение pH дистиллированной воды

Каплю дистиллированной воды нанесите на полоску индикаторной бумаги и полученную окраску сравните с эталонной шкалой pH. *Согласуется ли результат с равенством (6.12)? Почему? В каком случае будет выполняться равенство (6.12)? Как на практике это осуществить? Как нужно хранить дистиллированную воду, чтобы избежать ошибок при определении pH?* Напишите уравнения предполагаемых равновесий в воде, приводящих к изменению pH среды, в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт. 6.9. Определение pH в растворах солей

1. На предметном стекле смочите одну полоску универсальной индикаторной бумаги раствором сульфата натрия Na_2SO_4 , а вторую – раствором нитрата калия KNO_3 . *Изменяется ли цвет бумаги? О чем это говорит?* Сравните с результатом опыта 6.8. *Чему равно pH?*

2. На предметном стекле смочите одну полоску универсальной индикаторной бумаги 0,1M раствором карбоната натрия Na_2CO_3 , а вторую – 0,1M раствором гидрокарбоната натрия NaHCO_3 . Сравните результаты. *В каком случае протекает более глубокий гидролиз и почему?* Рассчитайте константы гидролиза и сравните их между собой. *Соответствует ли их различие наблюдаемым эффектам?* Запишите значение pH для раствора каждой соли.

3. На предметном стекле смочите одну полоску универсальной индикаторной бумаги 0,1М раствором хлорида железа (II) FeCl_2 (или FeSO_4), а вторую – 0,1М раствором хлорида железа (III) FeCl_3 (или $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$).

Внимание! Для этого опыта необходимо использовать только свежеприготовленные растворы солей железа (II). Имеющиеся в лаборатории растворы этих солей дополнительно подкислены для придания им устойчивости.

Что наблюдается? Чему равно pH в растворе каждой соли? В каком растворе протекает более глубокий гидролиз и почему? Как степень гидролиза зависит от заряда и радиуса иона? Сравните константы гидролиза для ионов Fe^{3+} и Fe^{2+} [15, табл. 8.2].

4. На предметном стекле смочите одну полоску универсальной индикаторной бумаги 0,1М раствором ортофосфата натрия Na_3PO_4 , вторую – 0,1М раствором гидроортофосфата натрия Na_2HPO_4 , третью – 0,1М раствором дигидроортофосфата натрия NaH_2PO_4 . *Что наблюдается? Какие значения pH зафиксированы в каждом случае? Какая соль в растворе подвергается более глубокому гидролизу? Чем выделяется соль NaH_2PO_4 ? Почему? Какие протолитические равновесия в этом случае нужно учитывать для объяснения наблюдаемых результатов? Используйте для этого константы кислотности, приведенные в [15, табл. 8.2].*

Запишите уравнения протолитических процессов в молекулярной и ионно-молекулярной формах для всех проделанных в опыте 6.9 испытаний.

2. Смещение равновесия гидролиза

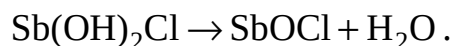
Опыт 6.10. Влияние разбавления на степень гидролиза

В пробирку внесите 3 капли раствора хлорида сурьмы (III) и по каплям прибавляйте дистиллированную воду, периодически встряхивая пробирку.

Что наблюдается? Почему?(см. [14, стр. 232]).

В эту же пробирку по каплям добавьте 1М раствор соляной кислоты. *Что наблюдается? Почему?*

Напишите уравнения гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах, учитывая, что средние соли сурьмы (III) существуют только в сильнокислых растворах, а при разбавлении водой гидролизуются с образованием основных солей. При этом образующийся на второй ступени $\text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl}$ переходит в осадок SbOCl (оксид-хлорид сурьмы (III) или хлорид антимонила) вследствие отщепления молекулы воды:



Что происходит после прибавления избытка HCl ? В каком направлении смещается равновесие гидролиза?

Опыт 6.11. Взаимное усиление гидролиза

1. В пробирку внесите 5 капель раствора хлорида железа (III) FeCl_3 и по каплям добавляйте раствор карбоната натрия Na_2CO_3 . Для перемешивания растворов встряхните пробирку. *Что наблюдается? Какой состав осадка и почему выделяется газ?*

2. **(Работать под тягой!)** В пробирку внесите 5 капель раствора хлорида или сульфата хрома (III) и по каплям добавляйте раствор сульфида натрия. Для перемешивания растворов встряхните пробирку.

Какое соединение осаждается и какой газ выделяется? Почему? Можно ли в растворе получить Cr_2S_3 ?

Напишите уравнения всех реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах. *Почему равновесие гидролиза смещается вправо (в сторону продуктов)?*

Опыт 6.12. Реакция с участием продуктов гидролиза

В пробирку внесите 10 капель концентрированного раствора хлорида алюминия и опустите в него кусочек цинка, обработанный предварительно разбавленным раствором соляной кислоты для удаления оксидной пленки (обработку цинка соляной кислотой проведите в отдельной пробирке). *Что наблюдается? Раствор нагрейте до кипения.*

Какой газ выделяется? В каком направлении смещается равновесие гидролиза? Напишите уравнения гидролиза и реакции с цинком в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 6.13. Исследование свойств буферного раствора

Перед проведением опыта изучите материал [14, с. 217, 218]. Выведите формулы (11.32) и (11.34), основываясь на уравнениях гидролиза.

В три пробирки налейте по $\sim 1 \text{ см}^3$ 0,1М растворов аммиака ($\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$) и хлорида аммония NH_4Cl . С помощью универсальной индикаторной бумаги определите pH полученной смеси.

В первую пробирку добавьте 1 каплю 1н раствора гидроксида натрия NaOH , в другую – 1 каплю 1н раствора соляной кислоты HCl . С помощью универсальной индикаторной бумаги определите pH в каждой пробирке. *Изменилось ли значение pH по сравнению с исходной смесью? Почему?*

В третью пробирку добавьте 2 см^3 дистиллированной воды. *Как изменилось значение pH? Почему?*

Напишите уравнение гидролиза NH_4Cl в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Что происходит при добавлении в раствор, содержащий аммиак и NH_4Cl : а) сильной кислоты; б) щелочи; в) дистиллированной воды? Подтвердите это соответствующими уравнениями реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 6.14. Влияние температуры на степень гидролиза соли

Внесите в пробирку несколько капель раствора ацетата натрия CH_3COONa и добавьте 1 каплю раствора фенолфталеина. *Что наблюдается? Почему?* Опустите пробирку в кипящую водяную баню. *Что наблюдается? Почему?*

Запишите уравнения гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Контрольные вопросы

1. Почему в чистой воде $\text{pH} = 7$?
2. Какие значения pH принимает в кислой и щелочной среде?
3. Какие вещества называют кислотно-основными индикаторами? Приведите примеры. Как изменяется их окраска в зависимости от pH среды?

4. Какой процесс называется гидролизом?
5. Как протекает гидролиз в растворах солей, образованных:
 - а) слабой кислотой и сильным основанием;
 - б) сильной кислотой и слабым основанием;
 - в) слабой кислотой и слабым основанием.

Приведите примеры. Какие значения принимает pH в каждом случае?

6. Установите связь между $K_{гидр.}$, K_K , K_O , K_B .
7. Что наблюдается при сливании водных растворов:
 - а) $AlCl_3$ и Na_2CO_3 ;
 - б) $CrCl_3$ и Na_2CO_3 ;
 - в) $CuSO_4$ и Na_2CO_3 ;
 - г) $FeCl_3$ и Na_2CO_3 ;
 - д) $CrCl_3$ и Na_2S .

Почему? Напишите уравнения в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

8. Как влияет на степень гидролиза:
 - а) концентрация соли;
 - б) температура;
 - в) сила кислоты и основания, образовавших соль;
 - г) посторонние электролиты;
 - д) поляризирующая способность катионов и анионов.

9. Какие растворы называют буферными? Почему? Приведите примеры.

10. Почему буферные растворы сохраняют постоянное значение pH даже при прибавлении некоторого количества сильной кислоты или щелочи? Каков механизм противодействия этому?

11. Для буферных растворов получите формулы, которые связывают pH , pK_K , pK_O , pOH , $C_{соли}$, $C_{кислоты}$, $C_{основания}$. Что следует из этих формул? При каких условиях они справедливы?

7. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Необходимый теоретический материал по этой теме приведен в [14, с. 125 – 146; 218 – 222].

Лабораторная работа 11

КОМПЛЕКСООБРАЗОВАНИЕ

Экспериментальная часть

Цель работы: изучить условия образования и разрушения комплексов.

Приборы, посуда, реактивы: песчаная баня, водяная баня, пробирки, предметные стекла, штатив для пробирок, тигли, пипетки, кристаллогидраты $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, растворы солей алюминия (III), хрома (III), олова (II), цинка (II), свинца (II), кобальта (II), серебра (I), кадмия (II), никеля (II), железа (II), железа (III), растворы ацетата натрия, оксалата натрия, сульфита натрия, серной кислоты, хлорида натрия, аммиака, перманганата калия, гексацианоферрата (II) калия, гексацианоферрата (III) калия.

Опыт 7.1. Разрушение и образование аквакомплексов

В три фарфоровых тигля поместите по 1 микрошпателю кристаллогидратов $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ и нагрейте на песчаной бане до устойчивого изменения цвета. Затем тигли охладите на воздухе до комнатной температуры и в каждый тигель добавьте по несколько капель дистиллированной воды. Отметьте изменение цвета веществ в процессе нагревания и после добавления воды. *Что происходит при нагревании и после добавления воды? Какие комплексные ионы меди, никеля и кобальта присутствуют в полученных растворах, если координационные числа соответственно равны 4, 6, 6?*

Опыт 7.2. Получение гидроксокомплексов

В отдельные пробирки внесите по 3 – 5 капель растворов солей алюминия (III), хрома (III), олова (II), цинка (II), свинца (II) и кобальта (II). В каждую пробирку по каплям добавляйте раствор гидроксида натрия до образования осадков (после добавления очередной капли щелочи пробирку

необходимо слегка встряхивать для перемешивания растворов). *Какого цвета осадки образовались?* Образовавшиеся осадки растворите, прибавляя по каплям избыток щелочи (при необходимости используйте концентрированный раствор щелочи). *Что наблюдается?* Отметьте цвет растворов. *Какие комплексные ионы образовались в растворе, если координационные числа комплексообразователей равны $6(\text{Al}^{3+})$, $6(\text{Cr}^{3+})$, $4(\text{Sn}^{2+})$, $4(\text{Zn}^{2+})$, $4(\text{Pb}^{2+})$, $4(\text{Co}^{2+})$?* Напишите уравнения всех реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Назовите комплексные соединения. *К какому типу они относятся (катионные, анионные, нейтральные)?*

Внимание! Во всех последующих опытах для перемешивания реагирующих веществ после прибавления каждой капли раствора реагента необходимо пробирку слегка встряхивать.

Опыт 7.3. Получение аммиакатов

1. В три пробирки внесите по 3 – 5 капель растворов солей меди (II), цинка (II) и никеля (II). В каждую пробирку по каплям добавьте раствор аммиака до образования осадков. *Какого цвета осадки образовались?* Образовавшиеся осадки растворите, прибавляя по каплям избыток водного раствора аммиака. *Какого цвета образовались растворы? Какие комплексные ионы присутствуют в растворе, если координационные числа комплексообразователей равны $4(\text{Cu}^{2+})$, $4(\text{Zn}^{2+})$, $6(\text{Ni}^{2+})$?* Напишите формулы полученных комплексных соединений. *К какому типу они относятся?*

2. На часовом или предметном стекле смешайте по две капли растворов нитрата серебра (I) AgNO_3 и аммиака NH_3 . *Что наблюдается? Какое вещество образуется? Почему осадок имеет черный цвет? Что происходит с AgOH уже в момент его образования?*

3. Растворите осадок, добавляя несколько капель концентрированного раствора аммиака. *Какое соединение образуется, если координационное число комплексообразователя равно $2(\text{Ag}^+)$?* Напишите формулу образовавшегося комплексного соединения.

4. На часовом или предметном стекле смешайте по одной капле растворов нитрата серебра (I) AgNO_3 и хлорида натрия NaCl . *Что образуется? Затем прибавьте 1 – 2 капли концентрированного раствора аммиака. Что происходит? Какой комплексный ион образуется, если координационное число комплексообразователя равно $2(\text{Ag}^+)$?* Напишите формулу образовавшегося комплексного соединения.

Составьте уравнения всех проведенных в опыте 7.3 реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 7.4. Получение ацидокомплексов

1. В пробирку внесите 3 – 5 капель раствора соли свинца (II) и добавьте по каплям раствор Na_2SO_4 до образования осадка PbSO_4 . К образовавшемуся осадку по каплям прибавьте насыщенный раствор ацетата натрия CH_3COONa до его полного растворения. *Какой комплексный ион присутствует в растворе, если координационное число равно 4?*

2. В две пробирки внесите по 3 – 5 капель растворов солей цинка (II) и кадмия (II). В каждую из пробирок по каплям добавьте раствор сульфита натрия Na_2SO_3 до образования осадков. *Какой состав осадков? Растворите осадки, прибавляя по каплям избыток раствора Na_2SO_3 . Какие комплексные ионы присутствуют в растворах, если координационные числа комплексообразователей равны $4(\text{Zn}^{2+})$ и $4(\text{Cd}^{2+})$? Чему равна дентатность лиганда SO_3^{2-} ? Напишите формулы и названия образовавшихся комплексных соединений.*

3. В две пробирки внесите по 3 – 5 капель солей кобальта (II) и никеля (II). В каждую пробирку по каплям добавьте раствор оксалата натрия $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ до образования осадков. Отметьте цвет осадков. Растворите их, добавляя по каплям избыток раствора $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$. *Какие комплексные ионы присутствуют в растворах, если координационные числа комплексообразователей равны $4(\text{Co}^{2+})$ и $4(\text{Ni}^{2+})$? Чему равна дентатность иона $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$? Напишите формулы и названия образовавшихся комплексных соединений.*

4. На часовом или предметном стекле смешайте по одной капле растворов азотнокислого серебра AgNO_3 и хлорида натрия NaCl . *Что образуется? Растворите образовавшийся осадок, добавляя несколько капель насыщенного раствора NaCl . Какой ион образуется в растворе, если координационное число комплексообразователя равно $2(\text{Ag}^+)$? Напишите формулу образовавшегося комплексного соединения и назовите его.*

Составьте уравнения всех проведенных в опыте 7.3 реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 7.5. Разрушение комплексных соединений

1. В пробирку внесите 3 – 5 капель раствора соли никеля (II) и добавьте по каплям избыток водного раствора аммиака до полного растворения осадка. Образуется комплексное соединение, содержащее ион $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$. Добавьте в пробирку несколько капель раствора сульфида натрия Na_2S . *Что наблюдается? Почему? Возможно ли разрушение комплекса в стандартном состоянии, если $K_{\text{нест.}}([\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}) = 1,9 \cdot 10^{-9}$ и $\text{PP}(\text{NiS}) = 10^{-19}$? Выполняется ли условие (6.8)?*

2. В пробирку внесите 5 – 7 капель раствора соли меди (II) и добавьте по каплям концентрированный водный раствор аммиака до образования прозрачного раствора. Затем опустите в пробирку кусочек металлического цинка. *Что наблюдается? Почему?*

Составьте уравнения всех реакций в опыте 7.5 в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 7.6. Окислительно-восстановительные реакции с участием комплексных соединений

В пробирку внесите 3 – 5 капель разбавленного раствора перманганата калия KMnO_4 и добавьте 1 – 2 капли 1н серной кислоты H_2SO_4 . Затем в пробирку по каплям добавьте раствор гексацианоферрата (II) калия, слегка встряхивая ее. *Что наблюдается? Почему? Составьте уравнение реакции, учитывая, что железо (II) окисляется перманганатом калия. Назовите образовавшееся комплексное соединение. Чему равна степень окисления железа в нем?*

Опыт 7.7. Качественные реакции

1. В пробирку внесите 5 – 8 капель раствора соли железа (II) и 1 – 2 капли раствора гексацианоферрата (III) калия (красная кровяная соль). Встряхните пробирку. *Что наблюдается? Добавьте в пробирку немного дистиллированной воды. Что наблюдается?*

2. В пробирку внесите 5 – 8 капель раствора соли железа (III) и 1 – 2 капли раствора гексацианоферрата (II) калия (желтая кровяная соль). Встряхните пробирку. *Что наблюдается? Добавьте в пробирку немного дистиллированной воды. Что наблюдается?*

При проведении качественных реакций на ионы Fe^{2+} и Fe^{3+} необходимо знать, что наблюдаемый эффект зависит от соотношения реагентов:

- 1) при недостатке $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ образуются осадки (турнбулева синь и берлинская лазурь), которые идентичны по формуле $\text{Fe}^{+3}[\text{Fe}^{+3}\text{Fe}^{+2}(\text{CN})_6]$, но имеют различные цветовые оттенки, обусловленные разным гидратным составом [17, с. 67];
- 2) при избытке $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ образуется коллоидный раствор $\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ синего цвета, который можно разрушить прибавлением NaCl [16, с. 357; 17, с. 67].

Запишите все уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Контрольные вопросы

1. Какие соединения называются комплексными?
2. Приведите примеры комплексных соединений катионного, анионного и нейтрального типа. Назовите их. Укажите комплексообразователь, лиганды, координационное число, внутреннюю и внешнюю сферы.
3. Что определяет дентатность лигандов? Приведите примеры.
4. Как классифицируются комплексы по виду лигандов? Приведите примеры.
5. Назовите типы изомерии комплексных соединений. Приведите примеры.
6. С помощью каких теорий описываются строение и свойства комплексных соединений? В чем преимущества и недостатки каждой из них?
7. Как ведут себя комплексные соединения в растворе? Покажите на примерах.
8. Что характеризуют константы устойчивости и нестойкости комплексных ионов? Запишите выражения для их определения. Покажите взаимосвязь между ними.
9. Приведите примеры:
 - а) образования комплексов в растворе;
 - б) разрушения комплексов в растворе;
 - в) окисления комплексов в растворе;
 - г) применения комплексов для определения ионов в растворе.

8. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПРОЦЕССЫ

Необходимый теоретический материал по этой теме приведен в [14, с. 249 – 284; 15, с. 159 – 189].

Лабораторная работа 12

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Экспериментальная часть

Цель работы: изучить общие закономерности протекания окислительно-восстановительных реакций.

Приборы, посуда, реактивы: газовая горелка, штатив для пробирок, пробирки, микрошпатель, пипетки, растворы серной кислоты, иода, сульфита натрия, перманганата калия, гидроксида натрия, нитрита натрия, дихромата калия, сульфида натрия, сульфата железа (II), хлорида хрома (III), пероксида водорода, иодида калия; дихромат аммония кристаллический.

Опыт 8.1. Взаимодействие иодида калия с хлорной водой

В пробирку внесите 2 – 3 капли раствора иодида калия KI и по каплям прибавьте хлорную воду (воду, насыщенную хлором), слегка встряхивая пробирку. *Что наблюдается после прибавления первой капли? Что происходит при дальнейшем прибавлении хлорной воды?*

Запишите уравнения окислительно-восстановительных реакций, учитывая, что происходит последовательное окисление по схеме $I^- \rightarrow I_2 \rightarrow IO_3^-$. *Возможно ли протекание этих реакций в стандартных условиях?*

Внимание! Во всех опытах при составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций, протекающих в растворе, используйте электронно-ионный метод (метод полуреакций).

Опыт 8.2. Взаимодействие иода с сульфитом натрия

В пробирку внесите 2 – 3 капли раствора иода и 1 каплю раствора серной кислоты. Затем по каплям при встряхивании пробирки внесите раствор сульфита натрия Na_2SO_3 . *Что наблюдается? Установите окислитель*

и восстановитель в реакции. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции.

Внимание! Во всех последующих опытах для перемешивания реагирующих веществ после прибавления каждой капли раствора реагента необходимо пробирку слегка встряхивать.

Опыт 8.3. Взаимодействие перманганата калия с сульфитом натрия (или сульфитом калия)

1. В пробирку внесите 3 – 5 капель раствора перманганата калия KMnO_4 , 1 – 2 капли раствора серной кислоты и по каплям – раствор сульфита натрия Na_2SO_3 (или K_2SO_3) до изменения окраски раствора. *Почему изменился цвет раствора? До какого состояния восстанавливается ион MnO_4^- в кислой среде?*

2. В пробирку внесите 3 – 5 капель раствора перманганата калия KMnO_4 и по каплям добавьте раствор сульфита натрия Na_2SO_3 (или K_2SO_3) до появления осадка. *Осадок какого вещества образовался? Укажите его формулу и цвет.*

3. В пробирку внесите 3 – 5 капель раствора перманганата калия KMnO_4 и такое же количество концентрированного раствора щелочи NaOH (или KOH). Затем по каплям добавьте раствор сульфита натрия Na_2SO_3 (или K_2SO_3) до изменения окраски раствора. *Как изменился цвет раствора? Почему?*

Составьте уравнения для всех окислительно-восстановительных реакций этого опыта. *Какие выводы можно сделать о влиянии pH среды на характер протекания окислительно-восстановительных реакций с участием иона MnO_4^- ?*

Опыт 8.4. Взаимодействие перманганата калия с нитритом натрия (или нитритом калия)

1. В пробирку внесите 3 – 5 капель раствора перманганата калия KMnO_4 , 1 – 2 капли раствора серной кислоты и по каплям – раствор нитрита натрия NaNO_2 (или KNO_2) до изменения окраски раствора. *Почему это произошло? Как изменилась окраска раствора?*

2. В пробирку внесите 3 – 5 капель раствора перманганата калия KMnO_4 и по каплям добавляйте раствор нитрита натрия NaNO_2 (или KNO_2) до появления осадка. Укажите цвет и состав осадка.

3. В пробирку внесите 3 – 5 капель раствора перманганата калия KMnO_4 и такое же количество концентрированного раствора щелочи NaOH (или KOH). Затем по каплям добавляйте раствор нитрита натрия NaNO_2 (или KNO_2) до изменения окраски раствора. *В какой цвет окрасился раствор? Почему?*

Составьте уравнения для всех окислительно-восстановительных реакций опыта. Как результаты этого опыта согласуются с результатами опыта 8.3?

Опыт 8.5. Взаимодействие нитрита натрия (или нитрита калия) с иодидом калия в кислой среде

В пробирку внесите 3 – 5 капель раствора нитрита натрия NaNO_2 (или KNO_2), 1 – 2 капли раствора серной кислоты и по каплям добавляйте раствор иодида калия KI . *Что наблюдается? Почему? Сопоставьте поведение NaNO_2 (или KNO_2) в реакции с KMnO_4 и в реакции с KI . Чем оно отличается? Какие продукты образуются в каждом случае?*

Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции. Укажите окислитель, восстановитель, процессы окисления и восстановления.

Опыт 8.6. Взаимодействие дихромата калия (или натрия) с сульфитом натрия (или калия) в кислой среде

В пробирку внесите 3 – 5 капель раствора дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (или $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), 1 – 2 капли раствора серной кислоты и по каплям добавляйте раствор сульфита натрия Na_2SO_3 (или K_2SO_3) до изменения окраски раствора. *Почему это произошло? Какие продукты образовались?*

Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции. Укажите окислитель, восстановитель, процессы окисления и восстановления.

Опыт 8.7. Взаимодействие дихромата калия (или натрия) с сульфидом натрия

(Работать под тягой!) В пробирку внесите 3 – 5 капель раствора дихромата калия $K_2Cr_2O_7$ (или $Na_2Cr_2O_7$), 1 – 2 капли раствора серной кислоты и по каплям добавляйте раствор сульфида натрия. *Что наблюдается?*

Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции. Укажите окислитель, восстановитель, процессы окисления и восстановления.

Опыт 8.8. Взаимодействие дихромата калия (или натрия) с сульфатом железа (II)

В пробирку внесите 3 – 5 капель раствора дихромата калия $K_2Cr_2O_7$ (или $Na_2Cr_2O_7$), 1 – 2 капли раствора серной кислоты и по каплям – раствор сульфата железа (II) $FeSO_4$ до достижения устойчивой окраски. *Какой цвет раствора? Почему?*

Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции. Укажите окислитель, восстановитель, процессы окисления и восстановления.

Опыт 8.9. Взаимодействие пероксида водорода с соединением хрома (III)

В пробирку внесите 3 – 5 капель раствора хлорида (или сульфата) хрома (III) $CrCl_3$ и по каплям добавляйте концентрированный раствор щелочи ($NaOH$ или KOH) до полного растворения образовавшегося осадка.

Каков состав и цвет осадка? Какое соединение хрома (III) образовалось после прибавления избытка щелочи, если координационное число равно 6? Какую окраску приобрел раствор?

К полученному раствору по каплям добавляйте раствор пероксида водорода H_2O_2 и осторожно нагрейте пробирку на горелке до появления желтой окраски раствора. *Какое соединение хрома образовалось?*

Составьте уравнения реакций:

- 1) хлорида хрома (III) со щелочью в молекулярной и ионно-молекулярной формах;
- 2) пероксида водорода с гидроксокомплексом хрома (III).

Укажите окислитель, восстановитель, процессы окисления и восстановления.

Опыт 8.10. Взаимодействие пероксида водорода с иодидом калия

В пробирку внесите 3 – 5 капель раствора иодида калия KI, 1 – 2 капли раствора серной кислоты и по каплям – раствор пероксида водорода H_2O_2 до изменения окраски содержимого пробирки. *Что произошло? Какие вещества образовались?* Добавьте в пробирку дистиллированной воды, а затем 1 – 2 капли раствора крахмала. *Что наблюдается? Почему?*

Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции. Укажите окислитель, восстановитель, процессы окисления и восстановления.

Опыт 8.11. Взаимодействие пероксида водорода с перманганатом калия

В пробирку внесите 3 – 5 капель раствора перманганата калия KMnO_4 и 1 – 2 капли раствора серной кислоты, а затем по каплям добавьте раствор пероксида водорода H_2O_2 до полного обесцвечивания раствора. *Какой газ выделяется?*

Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции. Укажите окислитель, восстановитель, процессы окисления и восстановления.

Сопоставьте поведение пероксида водорода в опытах 8.10 и 8.11. *Чем оно отличается?*

Опыт 8.12. Разложение дихромата аммония

(Работать под тягой!) В сухую пробирку поместите 1/2 микрошпателя кристаллического дихромата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Пробирку закрепите в держателе и нагрейте в пламени горелки (в вытяжном шкафу) до начала реакции, затем нагревание прекратите.

Внимание! Пробирку необходимо держать в сторону от себя и от других работающих в лаборатории.

Что наблюдается? Чем объяснить «вулканообразное» протекание процесса?

Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции, используя метод электронного баланса. Укажите элемент-окислитель и элемент-восстановитель, процесс окисления и восстановления.

К какому типу окислительно-восстановительных реакций относится процесс разложения дихромата аммония?

Контрольные вопросы

1. Какие реакции относят к окислительно-восстановительным?
2. Чем отличается процесс окисления от процесса восстановления?
3. Чем отличается метод электронного баланса от электронно-ионного метода? Приведите примеры.
4. Назовите типы окислительно-восстановительных реакций и приведите примеры.
5. Покажите влияние pH среды на характер протекания окислительно-восстановительных реакций с участием KMnO_4 .
6. Какими свойствами обладают K_2SO_3 , KNO_2 и H_2O_2 ? Почему? Приведите примеры реакций.
7. Используя значения приведенных стандартных электронных потенциалов, определите возможность протекания всех реакций в данной лабораторной работе в стандартных условиях:

$$\begin{array}{ll}
 \varphi_{\text{I}_2 / 2\text{I}^-}^0 = 0,536\text{В}; & \varphi_{\text{IO}_3^- / \text{I}_2}^0 = 0,21\text{В}; \\
 \varphi_{\text{Cl}_2 / 2\text{Cl}^-}^0 = 1,36\text{В}; & \varphi_{\text{SO}_4^{2-} / \text{H}_2\text{SO}_3}^0 = 0,17\text{В}; \\
 \varphi_{\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}}^0 = 1,51\text{В}; & \varphi_{\text{MnO}_4^- / \text{MnO}_2}^0 = 1,7\text{В}; \\
 \varphi_{\text{MnO}_4^- / \text{MnO}_4^{2-}}^0 = 0,56\text{В}; & \varphi_{\text{NO}_3^- / \text{HNO}_2}^0 = 0,94\text{В}; \\
 \varphi_{\text{NO}_3^- / \text{NO}_2^-}^0 = 0,01\text{В}; & \varphi_{\text{HNO}_2 / \text{NO}}^0 = 0,99\text{В}; \\
 \varphi_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}}^0 = 1,33\text{В}; & \varphi_{\text{S} / \text{S}^{2-}}^0 = -0,48\text{В}; \\
 \varphi_{\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}}^0 = 0,77\text{В}; & \varphi_{\text{CrO}_4^{2-} / \text{Cr}(\text{OH})_3}^0 = -0,13\text{В}; \\
 \varphi_{\text{H}_2\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}}^0 = 1,77\text{В}; & \varphi_{\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}_2}^0 = 0,68\text{В}; \\
 & \varphi_{\text{SO}_4^{2-} / \text{SO}_3^{2-}}^0 = -0,93\text{В}.
 \end{array}$$

8. Рассчитайте константы равновесия для каждой реакции, используя формулу (14.16), приведенную в [14, с. 272]. Какие выводы можно сделать, сравнивая значения констант?

ЛИТЕРАТУРА

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия / Н.С. Ахметов. – 5-е изд., перераб. и доп. – М.: Высш. шк., 2003. – 744 с.
2. Карапетьянц, М.Х. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов / М.Х. Карапетьянц, С.И. Дракин. – 4-е изд., стереотип. – М.: Химия, 2000. – 592 с.
3. Угай, Я.А. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов / Я.А. Угай. – 2-е изд., перераб. и доп. – М.: Высш. шк., 2000. – 528 с.
4. Воскресенский П.И. Техника лабораторных работ / П.И. Воскресенский. – М.: Химия, 1973. – 717 с.
5. Семишин, В.И. Лабораторные работы по общей химии / В.И. Семишин. – М.: Высш. шк., 1971. – 272 с.
6. Лабораторный практикум по общей химии / под ред. А.А. Таперовой. – М.: Высш. шк., 1976. – 319 с.
7. Захаров, Л.Н. Начала техники лабораторных работ / Л.Н. Захаров; под ред. Х.В. Бальяна. – Л.: Химия, 1981.
8. Практикум по неорганической химии / под ред. А.Ф. Воробьева и С.И. Дракина. – М.: Химия, 1984.
9. Практикум по неорганической химии / под ред. В.И. Спицына. – М.: Изд-во Мос. ун-та, 1976.
10. Руководство к лабораторным работам по общей и неорганической химии / под ред. Ф.Я. Кульба. – Л.: Химия, 1976.
11. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии / сост. И.М. Жарский, А.Л. Кузьменко, С.Е. Орехова; под ред. Г.И. Новикова. – Минск: Дизайн ПРО, 1998. – 224 с.
12. Ахметов, Н.С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии: учеб. пособие. – 4-е изд., перераб и доп. / Н.С. Ахметов, М.К. Азизова, Л.И. Бадычина. – М.: Высш. шк., 2002. – 368 с.
13. Практикум по общей и неорганической химии: учеб. пособие / Л.Ю. Аликберова [и др.]. – М.: Владос, 2004. – 320 с.
14. Галушков, П.А. Теоретические основы химии: учеб.-метод. комплекс. В 3 ч. Ч. 1 / П.А. Галушков. – Новополюцк: ПГУ, 2010. – 392 с.
15. Галушков, П.А. Теоретические основы химии: учеб.-метод. комплекс. В 3 ч. Ч. 2 / П.А. Галушков. – Новополюцк: ПГУ, 2010. – 204 с.
16. Галушков, П.А. Неорганическая химия: учеб.-метод. комплекс / П.А. Галушков. – Новополюцк: ПГУ, 2009.
17. Неорганическая химия: учебник для студентов высш. учеб. заведений. В. 3 т. Т. 3: Химия переходных элементов. Кн. 2 / А.А. Дроздов [и др.]. – М.: Изд. центр «Академия», 2007. – 400 с.

СОДЕРЖАНИЕ

Введение	3
1. Начала техники лабораторных работ.	5
1.1. Правила работы в химической лаборатории. Техника безопасности.	5
1.2. Лабораторные приборы и химическая посуда.	9
1.3. Основные приемы лабораторного эксперимента.	19
1.3.1. Сборка лабораторных установок.	19
1.3.2. Способы разделения и очистки веществ.	19
1.3.3. Получение и собирание газов.	22
1.3.4. Работа с мерной посудой.	25
1.3.5. Взвешивание.	28
Лабораторная работа 1. Взвешивание. Фильтрование.	31
2. Основные понятия и законы химии. Стехиометрические расчеты.	34
Лабораторная работа 2. Определение формулы кристаллогидрата сульфата меди (II).	34
Лабораторная работа 3. Определение молярной массы оксида углерода (IV).	37
Лабораторная работа 4. Определение молярной массы эквивалентов металла.	42
3. Энергетика химических процессов.	47
Лабораторная работа 5. Определение теплового эффекта химической реакции.	47
4. Химическая кинетика.	55
Лабораторная работа 6. Скорость химических реакций.	55
5. Химическое равновесие.	64
Лабораторная работа 7. Химическое равновесие.	64
6. Растворы.	70
Лабораторная работа 8. Приготовление растворов заданной концентрации.	70
Лабораторная работа 9. Ионные реакции в растворах электролитов.	77
Лабораторная работа 10. Ионное произведение воды. Гидролиз солей.	94
7. Комплексные соединения.	103
Лабораторная работа 11. Комплексообразование.	103
8. Окислительно-восстановительные процессы.	108
Лабораторная работа 12. Окислительно-восстановительные реакции.	108
Литература.	114

Учебное издание

ГАЛУШКОВ Павел Акимович

ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

Учебно-методический комплекс для студентов специальности
1-48 01 03 «Химическая технология природных энергоносителей
и углеродных материалов»

В трех частях

Часть 3

Редактор *Т. В. Булах*

Дизайн обложки *В. А. Виноградовой*

Подписано в печать 04.01.2012. Формат 60×84 1/16. Бумага офсетная. Ризография.
Усл. печ. л. 6,73. Уч.-изд. л. 5,8. Тираж 27 экз. Заказ 1.

Издатель и полиграфическое исполнение –
учреждение образования «Полоцкий государственный университет».

ЛИ № 02330/0548568 от 26.06.2009 ЛП № 02330/0494256 от 27.05.2009

Ул. Блохина, 29, 211440, г. Новополоцк.