

НОО «ПРОФЕССИОНАЛЬНАЯ НАУКА»

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ
направление подготовки 19.03.01 – Биотехнология
(профиль Биотехнология)

Осипова Т.С., Решетникова О.В.

www.scipro.ru

ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
ЛЕНИНГРАДСКОЙ ОБЛАСТИ
«ЛЕНИНГРАДСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
имени А. С. ПУШКИНА»
ЛУЖСКИЙ ИНСТИТУТ (ФИЛИАЛ)

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Методические указания по выполнению лабораторных работ

**направление подготовки 19.03.01 – Биотехнология
(профиль Биотехнология)**

Осипова Т.С., Решетникова О.В.

Луга
2024

УДК 546
ББК 24.1
DOI 10.54092/9785907607934

Главный редактор: Краснова Наталья Александровна – кандидат экономических наук, доцент,
руководитель НОО «Профессиональная наука»

Технический редактор: Канаева Ю.О.

Рецензенты:

Кулёв Д.Х. - докт. техн. наук, профессор кафедры биотехнологии, технологии производства и переработки сельскохозяйственной продукции Лужского института (филиала) ЛГУ им. А. С. Пушкина

Маметнабиев Т. Э. - канд. хим. наук, доцент кафедры Инженерной защиты окружающей среды Федерального государственного бюджетного образовательного учреждения высшего образования Санкт-Петербургский государственный технологический институт (СПбГТИ (ТУ))

Составители:

Осипова Т.С., Решетникова О.В.

Неорганическая химия. Методические указания по выполнению лабораторных работ. Направление подготовки 19.03.01 – Биотехнология (профиль Биотехнология) [Электронный ресурс]: учебник – Эл. изд. - Электрон. текстовые дан. (1 файл pdf: 106 с.). - Осипова Т.С., Решетникова О.В. 2024. – Режим доступа: http://scipro.ru/conf/inorganics11_24.pdf. Сист. требования: Adobe Reader; экран 10".

ISBN 978-5-907607-93-4

Методические указания предназначены для студентов, обучающихся по направлению 19.03.01 «Биотехнология» очной формы обучения. В методических указаниях представлены лабораторные работы по дисциплине «Неорганическая химия», техника безопасности при работе в химической лаборатории, контрольные вопросы по каждой лабораторной работе, задачи, список литературы, требования к оформлению лабораторных работ. Практикум составлен в соответствии с требованиями ФГОС ВО. Представленные материалы могут быть использованы для подготовки бакалавров на биотехнологическом факультете Лужского института (филиала) ЛГУ имени А.С. Пушкина.

ISBN 978-5-907607-93-4



9 785907 607934 >

© Осипова Т. С., Решетникова О. В. 2024
© Ленинградский государственный университет (ЛГУ)
имени А. С. Пушкина, Лужский институт (филиал), 2024
© Оформление: издательство НОО Профессиональная наука. 2024

Содержание

Введение	5
Техника безопасности при работе в лаборатории	6
Оборудование и посуда в лаборатории	8
Правила выполнения лабораторных работ	25
Лабораторная работа № 1. Классы неорганических соединений	26
Лабораторная работа № 2. Гидролиз солей	35
Лабораторная работа № 3. Электролитическая диссоциация	38
Лабораторная работа № 4. Определение произведения растворимости (ПР)	41
Лабораторная работа № 5. Определение рН растворов	45
Лабораторная работа № 6. Приготовление растворов различной концентрации и определение концентрации раствора с помощью ареометра	49
Лабораторная работа № 7. Определение концентрации растворов методом титрования	58
Лабораторная работа № 8. Скорость химических реакций	63
Лабораторная работа № 9. Химическое равновесие	68
Лабораторная работа № 10. Окислительно-восстановительные реакции	70
Лабораторная работа № 11. Комплексные соединения	77
Лабораторная работа № 12. S-элементы	80
Лабораторная работа № 13. Элементы III-A группы	85
Лабораторная работа № 14. Определение жесткости воды	89
Лабораторная работа № 15. Элементы 4-A группы	94
Лабораторная работа № 16. Элементы 5-A группы	99
Список литературы	104
Приложение	105

Введение

Лабораторные работы по неорганической химии являются одним из разделов, входящих в учебный план дисциплины «Общая и неорганическая химия», изучаемых по направлению 19.03.01 «Биотехнология».

При работе в лаборатории студенты должны научиться внимательно и точно выполнять правила техники безопасности в работе с приборами, химическими реактивами, электрооборудованием.

Предлагаемые лабораторные работы рассчитаны как на индивидуальное выполнение, так и на групповые задания.

В лабораторные работы введены индивидуальные задания, которые содержат элементы научного исследования с проведением количественных расчетов и оценкой погрешности определений.

В процессе выполнения лабораторных работ студенты осваивают:

- приемы обращения с химическими реактивами и приспособлениями (химической посудой, приборами для опытов);
- технику выполнения экспериментов;
- методы обработки опытных данных.

Студент, освоивший дисциплину «Общая и неорганическая химия» и выполнивший необходимый объем самостоятельной работы, должен получить следующие компетенции:

- способность изучать, анализировать, использовать биологические объекты и процессы, основываясь на законах и закономерностях математических, физических, химических и биологических наук и их взаимосвязях (ОПК-1);
- способен проводить экспериментальные исследования и испытания по заданной методике, наблюдения и измерения, обрабатывать и интерпретировать экспериментальные данные, применяя математические, физические, биологические, микробиологические методы (ОПК-7).

Техника безопасности при работе в лаборатории

При работе в химической лаборатории необходимо соблюдать следующие правила безопасности:

1. Лабораторная работа должна быть тщательно спланирована студентом.
2. В лаборатории можно находиться только в рабочем халате, запрещается находиться в лаборатории в верхней одежде.
3. Категорически запрещается прием пищи в лаборатории. Перед выходом из лаборатории необходимо тщательно вымыть руки с мылом.
4. Все опыты с ядовитыми, едкими, пахучими и т. п. веществами, а также упаривание кислот и кислых растворов производить только в вытяжном шкафу.
5. Опыты с легко воспламеняющимися веществами необходимо проводить вдали от огня.
6. С едкими веществами необходимо работать в очках (маске) и защитных перчатках.
7. Химические реактивы брать шпателем, ложечкой или пинцетом.
8. При отборе жидкостей пипетками необходимо пользоваться специальными грушами или дозаторами.
9. При необходимости идентифицировать выделяющийся газ по запаху следует лёгким движением руки направить струю воздуха от отверстия сосуда к себе и осторожно понюхать.
10. При нагревании пробирок не направлять отверстие пробирки на себя или соседа.
11. Не наклоняться над приборами, в которых идет синтез, упаривание, сплавление, фильтрование под пониженным давлением и т. п.
12. При проведении синтеза не оставлять прибор без присмотра.
13. Не рекомендуется без необходимости покидать своё рабочее место.

Если несчастный случай все же произошел, то необходимо *уметь оказать первую помощь*.

Химический ожог кожи. При попадании на кожу кислот (серной, азотной, уксусной и т. д.) обожжённое место следует немедленно промыть сильной струёй воды, а затем 3 % раствором гидрокарбоната натрия.

При ожогах щелочами повреждённый участок кожи нужно также промыть сильной струёй воды, затем 3 % раствором борной кислоты.

При сильных ожогах после оказания первой помощи необходимо немедленно обратиться к врачу.

Термический ожог. При получении небольшого ожога можно смазать поражённый участок специальной мазью от ожога. Если поражён значительный участок кожи, нужно закрыть его стерильным бинтом и обратиться к врачу.

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

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

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

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

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

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

Оборудование и посуда в лаборатории

Лабораторная посуда – это сосуды и приспособления, которые применяются для проведения различных видов исследований.

Существует единая классификация лабораторной химической посуды: по изготовленному материалу и назначению.

В классификации по изготовленному материалу учитывается материал, из которого посуда была изготовлена. Согласно ей, химическая посуда бывает:

- обычная стеклянная;
- из специального стекла: термически и химически стойкого;
- кварцевая;
- полипропиленовая и других полимерных материалов;
- фарфоровая.

В основу *второй классификации* лабораторной посуды положено ее *назначение*. По этому принципу посуду можно разделить на три группы:

- общего назначения (немерная);
- специального назначения;
- мерная.

Лабораторная стеклянная посуда производится в соответствии со строгими стандартами ГОСТ и должна соответствовать всем правилам безопасности.

Химическая посуда общего назначения - это пробирки, воронки, химические стаканы, конические колбы (Эрленмейера), плоскодонные колбы.

По назначению пробирки можно разделить на три группы: обычные, центрифужные и градуированные (рис. 1).

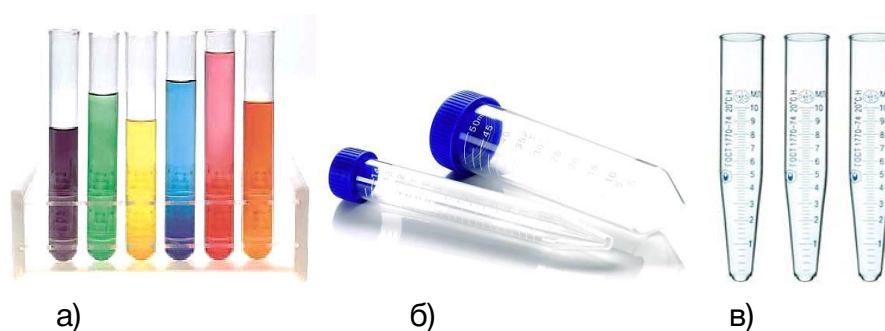


Рисунок 1. Пробирки обычные (а), центрифужные (б) и градуированные (в)

Пробирки могут быть изготовлены из стекла или из полипропилена. Для центрифугирования наиболее часто используют пластиковые пробирки.

При проведении реакций в пробирках не следует использовать реактивы в избытке. Ни в коем случае, нельзя допускать, чтобы пробирка была наполнена до краев. Жидкость наливают не более чем на 2/3 от объема пробирки.

Перемешивание веществ в пробирках проводят путем встряхивания пробирки, нанося небольшой удар пальцем по нижней части пробирки. Также допускается интенсивное перемешивание, но только в том случае, если пробирка закрыта крышкой или пробкой (рис. 2).

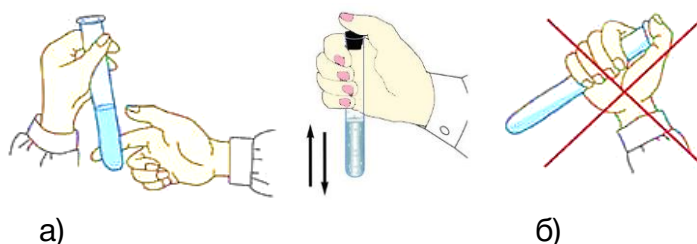


Рисунок 2. Правила перемешивания содержимого в пробирке: верно (а), неверно (б)

Хранят пробирки в специальных штативах, которые могут быть деревянными, металлическими или пластмассовыми (рис. 3).

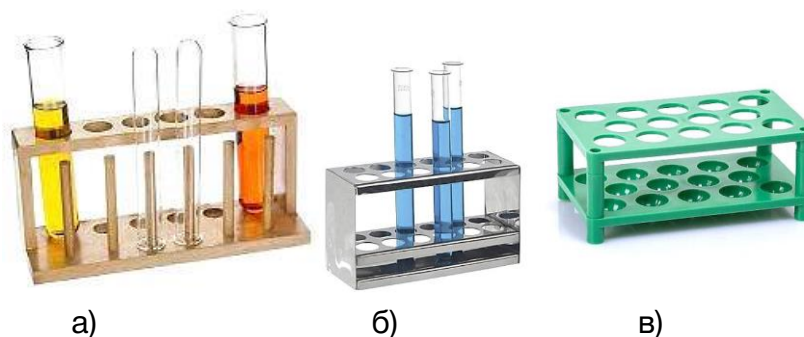


Рисунок 3. Штативы для хранения пробирок: деревянный (а), металлический (б) и пластиковый (в)

Пробирки следует содержать в чистоте. Из-за их размеров мыть пробирки довольно непросто. Для удаления различных реактивов со стенок сосудов и очищения дна от осадков применяют специальные ершики, пользоваться которыми нужно очень осторожно, чтобы не повредить дно пробирки (рис. 4).



Рисунок 4. Ершики для мытья пробирок

Некоторые реакции, проводимые в пробирках, требуют нагревания. В этом случае используют только стеклянные пробирки. Отверстие пробирки необходимо направлять в сторону от себя и работающего рядом человека (рис. 5). Осторожно

следует сначала прогреть по всей поверхности, а затем в нужных местах. Пробирку нагревают, не снимая с пламени спиртовки. Запрещается нагрев пробирки с большим количеством жидкости. Необходимо наливать не более 1/3 от объема пробирки.



Рисунок 5. Правильное нагревание пробирки

Для пересыпания сыпучих веществ, переливания жидкостей в емкости с узким горлом и для фильтрования в химических лабораториях применяются *воронки*, имеющие широкую горловину в верхней части и узкую трубку в нижней (рис. 6). Диаметр воронки может быть от 35 до 300 мм.



Рисунок 6. Стекланные (а) и пластиковые (б) химические воронки

Химические стаканы представляют собой тонкостенные цилиндры различной вместимости от 50 до 2000 мл (рис. 7). В зависимости от назначения они могут различаться по форме: высокие и низкие, широкие и узкие, общего назначения и мерные.

Модели могут выпускаться как с «носиком», так и без него. Стаканы используют для приготовления растворов различных химических реактивов, для проведения химических реакций и взвешивания веществ.

Мерные стаканы можно нагревать, если они изготовлены из термостойкого стекла, что подтверждается специальным обозначением в виде заштрихованного квадрата или круга.



Рисунок 7. Химические стаканы: без градуировки (а), мерные из стекла (б), мерные пластиковые (в)

Конические колбы, или колбы Эрленмейера. Эти колбы были названы в честь немецкого химика Эмиля Эрлеймейера, созданные им в 1861 году. Они применяются при проведении аналитических работ, например, для титрования. Конические колбы выпускаются различной вместимости от 50 мл до 1 л. Они имеют плоское дно, конический корпус с цилиндрической широкой или узкой горловиной, которая может быть со шлифом или без него. В отдельных случаях на корпусе могут быть нанесены деления (рис. 8).

При необходимости нагревать конические колбы следует только на электроплитке с закрытой спиралью через асбестовую сетку или на водяной бане. Как и другая лабораторная посуда, колбы Эрленмейера, изготовленные из термостойкого стекла, имеют на корпусе соответствующую маркировку.



Рисунок 8. Конические колбы Эрленмейера

Плоскодонные колбы имеют сферическое или коническое дно и плоское основание. Поскольку крепеж не требуется, их можно легко установить на различные горизонтальные поверхности. Благодаря плоскому дну, такие колбы прочно удерживаются на месте. Плоскодонные колбы имеют большую площадь контакта, что упрощает многие химические операции. В зависимости от назначения плоскодонные колбы выпускают различной емкости, со шлифом или без шлифа (рис. 9).



Рисунок 9. Плоскодонные колбы

Мерные колбы используют для приготовления растворов определённого точного объёма с точными значениями концентраций растворённого вещества при проведении аналитических работ (рис. 10). Это плоскодонные сосуды вместимостью от 5 до 2000 мл с узким длинным горлом и нанесенной на нём кольцевой меткой. Метка соответствует вместимости колбы при 20 °С.



Рисунок 10. Мерных колбы: классическая (а), со шлифованной горловиной и стеклянной пробкой(б), с пластиковой пробкой (в)

Для фильтрации растворов используют простые или складчатые фильтры из фильтровальной бумаги. Их помещают в стеклянную или пластиковую воронку.

Выбор материала воронки зависит от фильтруемого соединения. Фильтрация значительно ускоряется при использовании складчатого фильтра, так как он не плотно прилегает к стенкам воронки и имеет фильтрационную поверхность больше, чем у простого фильтра, за счет большого количества складок. Однако складчатые фильтры следует использовать только в том случае, если в фильтре остается мало или совсем нет осадка (рис. 11).

Размер фильтра должен соответствовать количеству осадка, а обод фильтра всегда должен быть на 3 – 5 мм ниже, чем обод воронки. Фильтр следует плотно вставить в воронку, стараясь не задеть верхнюю часть. Перед началом фильтрования фильтр нужно смочить дистиллированной водой. Уровень фильтруемой жидкости в воронке должен быть ниже края бумаги.

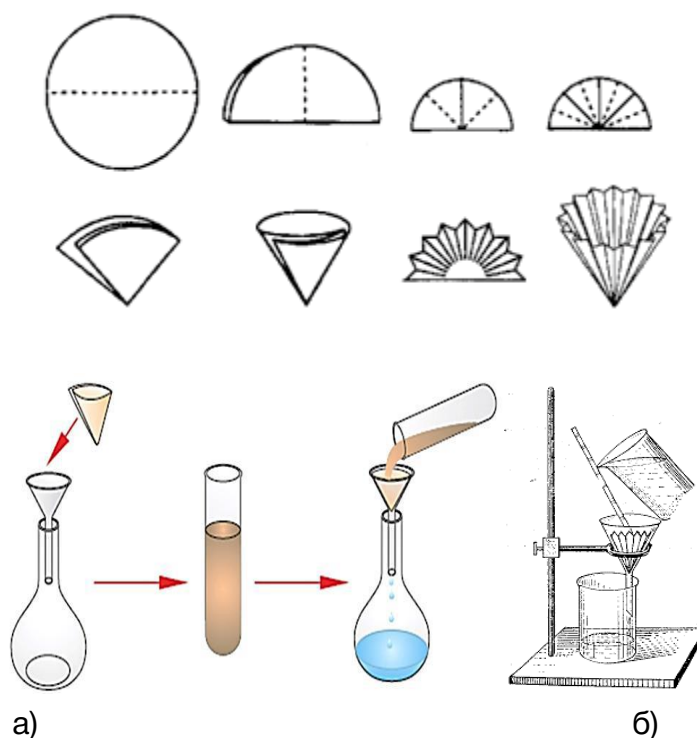


Рисунок 11. Фильтрация растворов с помощью воронки с обычным (а) и складчатым (б) фильтром

Если для достижения цели эксперимента исследователю необходимо медленное высушивание при комнатной температуре, то следует использовать **эксикатор**. Это сосуд из толстого стекла или пластика, в котором поддерживается определённая влажность воздуха (близкая к нулю), с крышкой, края которой притерты к верхней части емкости (рис. 12).



Рисунок 12. Эксикатор

При исследованиях, связанных с высушиванием и взвешиванием сыпучих материалов, используется весовой стаканчик **бюкс** (рис. 13) Это цилиндрическая ёмкость, баночка с массивной притёртой пробкой.



Рисунок 13. Бюксы

Одним из важных этапов лабораторной или исследовательской работы является дозирование небольших количеств определенных веществ. Для этого идеально подходят **капельницы** (рис. 14). Это стеклянные или пластиковые сосуды для жидкостей, строение которых позволяет добавлять реактив по каплям.

Капельницы могут быть в виде небольшого стеклянного шаровидного баллончика с небольшим отводом в верхней части, сильно суженным к концу. Жидкость сюда наливают через специальное отверстие, закрываемое маленькой пробкой. Либо капельница может быть в виде сосуда с притертой стеклянной пипеткой, вставленной через верхнее отверстие и снабженной маленьким резиновым баллончиком. Также встречаются капельницы из пластика.



Рисунок 14. Виды лабораторных капельниц

Мерной называют посуду, которую используют для измерения объема жидкости. К ней относятся мерные цилиндры и мензурки, мерные стаканы, пипетки и многое другое.

Выбор мерной посуды обусловлен задачей, стоящей перед исследователем, так как разные виды посуды обладают неодинаковой степенью точности измерения объема жидкости. В зависимости от относительной погрешности, допускаемой при измерении объема, мерная посуда делится на две группы – неточная и точная. К посуде для приблизительного измерения объема относятся мерные цилиндры, мензурки, градуированные лабораторные стаканы, пробирки с делениями.

Мерные цилиндры представляют собой вытянутые толстостенные сосуды из прозрачного стекла, полиэтилена или полипропилена (рис. 15). Для устойчивости они имеют широкое круглое основание (дно) или специальную шестиугольной формы подставку.

Пластиковые мерные цилиндры могут быть использованы для отбора проб, проведения полевых испытаний, разовых лабораторных исследований и т.п. Для работы с агрессивными растворами и жидкостями они не предназначены.

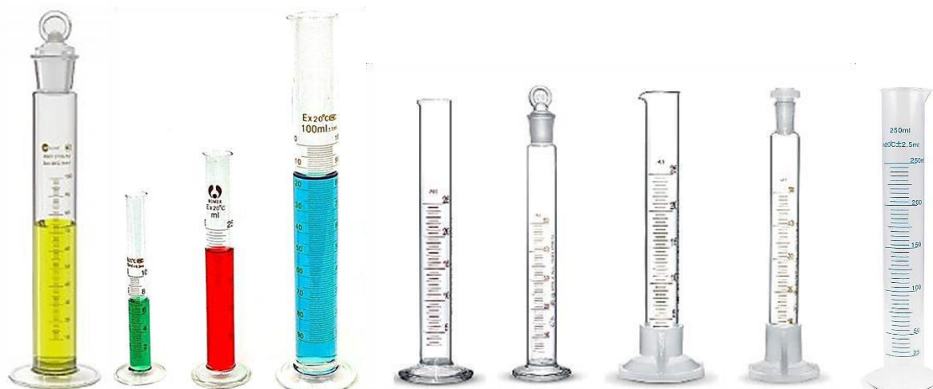


Рисунок 15. Мерные цилиндры

Снаружи на стенках цилиндров нанесены деления, указывающие объём (в мл). Мерные цилиндры бывают различной ёмкости: от 5 мл до 1 л.

Чтобы отмерить необходимый объём жидкости, ее наливают в мерный цилиндр до тех пор, пока нижний мениск не достигнет уровня нужного деления. Цилиндр должен находиться на уровне глаз (рис. 16).

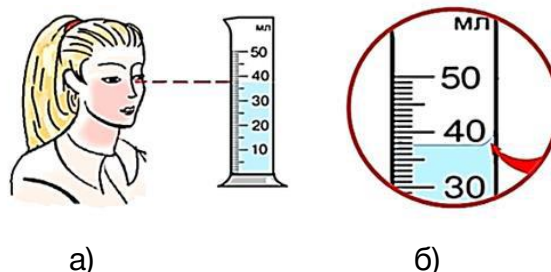


Рисунок 16. Определение объема жидкости по нижнему мениску

В лаборатории часто используется *фарфоровая лабораторная посуда* (рис. 17). В отличие от стекла, фарфор также обладает превосходной термостойкостью и прочностью, но он тяжелый и непрозрачный, поэтому может использоваться только для специальных целей. Такую посуду используют, например, в научно-исследовательских лабораториях.



Рисунок 17. Фарфоровая химическая посуда

Фарфоровая лабораторная посуда должна отвечать особым требованиям. Фарфор состоит из нескольких составляющих: кварца, белой глины, шпата и некоторых других примесей из группы алюмосиликатов. Готовые фарфоровые изделия покрывают особой глазурью, которая повышает их устойчивость к воздействию кислот и щелочей.

В сравнении со стеклом фарфор имеет множество преимуществ. Этот материал является более термоустойчивым. Он не так подвержен механическим повреждениям.

Лабораторная посуда из фарфора очень устойчива к воздействию кислот и щелочей, в том числе и агрессивных. Разрушение этого материала происходит только от влияния фосфорной и фтороводородной кислот.

Для упаривания и выпаривания растворов солей, суспензий применяют в лабораториях **выпарительные чашки**, внутренняя и наружная поверхность которой, за исключением верхней кромки, покрыты глазурью (рис. 18, а). При нагревании в чашке раствора начинается выпаривание воды, что используется для выделения твёрдых веществ из растворов. Кроме этого выпарительные чашки применяют для высушивания экспериментальных образцов.



Рисунок 18. Фарфоровые выпарительные чашки (а) и тигли (б)

Упаривание в фарфоровой чашке следует осуществлять либо на водяной или песчаной бане, либо на асбестовой сетке, размещенной на плитке.

Для аналитических работ в лабораториях применяются **фарфоровые тигли** (рис. 18, б). Они служат, в основном, для сплавления твердых веществ, прокаливания

различных веществ и осадков, сжигания, например, органических соединений при определении зольности и т.д. Тигли используют при температурах до 1200 °С.

Фарфоровые ступки с пестиком применяют для измельчения твёрдых веществ (рис. 19, а). Перед работой ступка должна быть тщательно вымыта и высушена. Для истирания веществом заполняют не более 1/3 от объёма ступки. Во время измельчения вещество периодически счищают со стенок и пестика фарфоровым шпателем (рис. 19, б), собирая вещество к центру ступки.



Рисунок 19. Фарфоровые ступки с пестиком (а) и ложки-шпатели (б)

Уход за лабораторной посудой.

Вся химическая посуда, используемая в работе должна быть абсолютно чистой. В противном случае достоверность результатов проведенного анализа не может быть гарантирована.

Уход за лабораторной посудой проводится в несколько этапов:

- предварительные работы;
- замачивание и мытье;
- ополаскивание;
- контроль чистоты посуды.

Химическая посуда считается чистой только в том случае, если на ней нет каких-либо видимых на глаз загрязнений, а дистиллированная вода стекает с внутренних стенок сосуда, не оставляя капель.

Метод мытья посуды *хромовой смесью* относится к наиболее известному химическому методу очистки стеклянной посуды. Эта смесь представляет собой раствор бихромата калия ($K_2Cr_2O_7$) в *концентрированной серной кислоте* (H_2SO_4) в соотношении 1:3. Готовая хромовая смесь имеет кирпично-красную окраску и обладает большой моющей способностью.

Следует помнить, что при смешивании этих двух веществ выделяется большое количество тепла, поэтому смесь лучше готовить в большом фарфоровом стакане, работая в вытяжном шкафу. Работа с хромовой смесью требует соблюдения особой осторожности. Эта смесь обжигает кожу, а при попадании ее на одежду происходит прожигание ткани или образование на ней несмываемых пятен. Остатки хромовой смеси сливают обратно в склянку.

При мытье хромовой смесью химическую посуду сначала ополаскивают водой, а затем наливают хромовую смесь на 1/3 или 1/4 объема, осторожно и медленно

смачивая внутренние стенки. После этого химическую смесь выливают обратно в сосуд, в котором она хранится, стараясь смочить ею оставшиеся не смоченные стенки посуды и особенно наиболее загрязненные ее края. Слив всю смесь, посуду оставляют постоять несколько минут, затем моют вначале водопроводной, предпочтительно теплой, а потом дистиллированной водой. Посуду, которая сильно загрязнена, необходимо мыть хромовой смесью несколько раз.

Чтобы очистить горлышко колбы, сначала нужно налить смесь в стакан, опустить в него горлышко колбы и слегка нагреть, придерживая руками. Затем колбу на некоторое время оставляют и по мере охлаждения жидкость начнет подниматься в колбу. Через 1 – 2 минуты колбу вынимают и дают хромовой смеси стечь. После этого колбу промывают водой.

Для мытья пипеток хромовую смесь отбирают с помощью резиновой груши. Наполнив полную пипетку, через 1 – 2 минуты дают смеси стечь. Повторив эту операцию несколько раз, пипетку моют водой.

Кроме хромовой применяют и другие химические смеси для мытья посуды.

Растворы концентрированных серной кислоты и щелочей (NaOH, KOH). Эти растворы можно применять в случае, когда посуда загрязнена смолистыми веществами, а в лаборатории отсутствует возможность приготовить хромовую смесь. Загрязненный сосуд заполняют на четверть объема кислотой или щелочью. Операцию повторяют несколько раз. Очистка длится от 10 минут до нескольких часов при периодическом встряхивании.

Раствор бихромата калия. Соль $K_2Cr_2O_7$ (200 г) растворяют в 1 л концентрированной азотной кислоты. Этот раствор более стоек, чем обычная хромовая смесь, а по своим моющим свойствам даже превосходит ее.

Кислый раствор перманганата калия (KMnO₄). Для мытья посуды готовят 4 % раствор $KMnO_4$, подкисленный серной кислотой. Раствор наливают в посуду и осторожно добавляют немного серной кислоты. На 100 мл раствора перманганат калия добавляют 3 – 5 мл концентрированной серной кислоты. Вследствие разогрева жидкости загрязнения на стенках посуды быстро окисляются. Иногда после использования для мытья посуды перманганата калия появляется бурый налет оксида марганца (IV) на стенках сосудов. Его удаляют, ополаскивая посуду растворами восстановителей – гидросульфитом натрия, щавелевой кислотой и другими. После этого посуду обязательно промывают последовательно водопроводной и дистиллированной водой. Отработанный раствор перманганата калия повторно не используют.

Щелочной раствор перманганата калия (KMnO₄). В насыщенный раствор гидроксида натрия или калия добавляют насыщенный раствор перманганата калия. Посуда заливается таким раствором на 6 – 12 часов, а затем тщательно промывается водой.

Моющая смесь, приготовленная из равных объемов раствора *соляной кислоты* (HCl) и 5 % раствора *перекиси водорода* (H₂O₂). Преимуществом этой смеси является то, что она не оставляет на стекле трудно отмывающегося осадка.

Следует помнить, что работу с кислотами необходимо проводить в вытяжном шкафу.

Для мытья посуды с органическими загрязнениями, нерастворимыми в воде красителями, жировыми остатками, остатками органических реактивов, смолистыми веществами и т.п. можно пользоваться органическими растворителями – *этиловым спиртом, ацетоном, хлороформом*. Раствором аммиака нельзя ополаскивать посуду, в которой проводятся работы с органическими растворителями. При необходимости посуду замачивают в моющем растворе. *Повторное использование этого раствора не допускается.*

Для дополнительной очистки измерительных сосудов прибегают к особому приему, называемому *пропариванием* с помощью *водяного пара*. Мытье паром применяют в тех случаях, когда загрязнение невозможно отмыть водой, например, при загрязнении веществами, содержащими масло или жир. С этой целью колбу с водой укрепляют в штативе, зажигают горелку и, когда вода закипит, пропускают струю пара в очищаемую мерную колбу. Конденсирующаяся на стенках мерной колбы вода стекает через воронку обратно в нагреваемую колбу. Пропаривание продолжают в течение часа или более, в зависимости от объема и степени загрязнения.

Мытье органическими растворителями – используется для очистки от смол и других органических веществ, которые нерастворимы в воде. Для этой цели используются *ацетон, скипидар, спирт, тетрахлорметан, диэтиловый эфир и бензин*. С такими веществами нужно работать вдали от источников тепла, так как большая часть таких органических растворителей огнеопасны. Загрязненные органические растворители следует собирать в отдельные емкости и регулярно утилизировать, согласно правилам.

После того как лабораторная посуда очищена от различных химических загрязнений, ее следуют тщательным образом сполоснуть. Сначала для этого используют водопроводную воду. Проточной водой смывают остатки химических соединений и различных моющих смесей. Завершающим этапом является промывание дистиллированной водой. Повторяют ополаскивание 2 – 3 раза.

Контроль чистоты посуды проводят визуально. Стеклопосуда считается чистой, если вода не оставляет капель на внутренних стенках, а мениск всегда имеет правильную вогнутую поверхность.

Для некоторых работ требуется особенно чистая посуда.

Стекло и кварц, из которых делают лабораторную посуду, обладают способностью сорбировать многие ионы. Например, после мытья хромовой смесью кварцевой или стеклянной посуды на стенках ее остаются ионы хромовой кислоты. На стенках посуды могут также сорбироваться многие ионы металлов, например, Pb⁺², Cu⁺², Zn⁺², Cd⁺² и пр. Присутствие всех этих ионов может вызвать ошибки при

аналитических определениях. Поэтому вымытую посуду, в которой были растворы, содержащие ионы тяжелых металлов, после ополаскивания водой следует обмыть 5 % раствором комплексона III (Трилон Б), а для удаления хромат-ионов – ополоснуть разбавленным раствором щавелевой кислоты (~0,01 Н раствор). Затем посуду еще раз хорошо обмывают водой, еще раз ополаскивают комплексона III (Трилон Б) и заканчивают мытье, как обычно.

Вымытую посуду необходимо высушить.

Лабораторное оборудование.

Лабораторным оборудованием называют разнообразные инструменты, приборы и оборудование, необходимое для осуществления измерений, экспериментов и анализов.

К наиболее часто используемому лабораторному оборудованию можно отнести следующие приборы.

Весы. Они являются самым необходимым инструментом химика, так как без них невозможно приготовление навесок и растворов заданной концентрации. В большинстве лабораторий используют электронные весы (рис. 20), так как их эксплуатация довольно просто и точность позволяет определять массу вещества с высокой точностью.

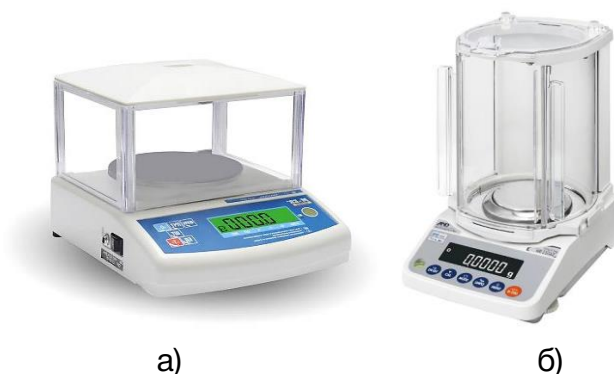


Рисунок 20. Лабораторные электронные технические (а) и аналитические (б) весы

Магнитная мешалка используется практически ежедневно в «мокрой химии», т.е. при работе с растворами. С помощью магнитной мешалки и магнитных элементов, происходит равномерного перемешивания реакционной смеси, особенно в течение длительного времени или растворение труднорастворимых веществ (рис. 21).

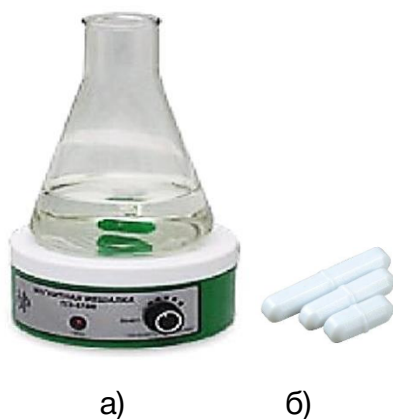


Рисунок 21. Магнитная мешалка (а), магнитные элементы (б)

Для более деликатного тщательного перемешивания растворов в колбах с целью, ускорения протекания химических процессов, используется *шейкер* (встряхиватель) (рис. 22).



Рисунок 22. Приборы для перемешивания жидкостей (шейкер)

Центрифуга используется для разделения нескольких жидкостей или отделения твёрдого продукта от жидкого под действием центробежной силы (рис. 23).



Рисунок 23. Центрифуга

Основным рабочим элементом центрифуги является барабан, который содержит несколько отверстий для пробирок. Количество таких отверстий, их размеры и диаметры могут быть различными и зависят от модели центрифуги. Кроме этого, лабораторные центрифуги имеют крышку, которая плотно закрывает барабан.

В лабораторной практике часто требуется проведение процессов при определенной температуре. Для этого используют *водяные, масляные и песочные бани* (рис. 24).



Рисунок 24. Лабораторные бани: водяная (а), песочная (б)

Водяная баня. Водяные бани применяются для термостатирования образцов в различной лабораторной посуде (пробирках, колба, станах) при постоянной температуре в диапазоне до 100 °С.

Песочная (или песчаная) лабораторная баня применяется тогда, когда требуется, нагрев в широком диапазоне температур. Безопасность является главным достоинством песочной бани. Также к значительным плюсам можно отнести возможность нагревания до 400 °С и выше, равномерный и постепенный нагрев, простота обслуживания и небольшая стоимость.

Горелка – это устройство, использующееся для нагрева вещества небольшим пламенем (рис. 25).



Рисунок 25. Спиртовая горелка

Пламя от горелок на спирту составляет около 1000 °С в горячей зоне пламени. Пламя имеет неоднородное строение и состоит из тех зон (рис. 26).

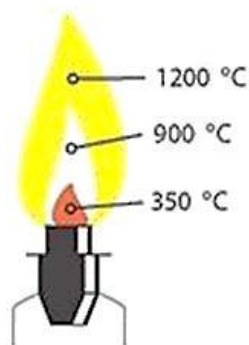


Рисунок 26. Температура пламени спиртовой горелки

Выделяют холодную среднюю и горячую зоны. Самая горячая область пламени вверху, она почти бесцветна. Здесь происходит полное сгорание топлива до углекислого газа и воды. Середина пламени ярко светится, здесь происходит неполное сгорание топлива, температура от 900 до 1500 °C. В самой внутренней части пламени горения вообще нет. Например, при горении спиртовки в нижней холодной зоне находятся только пары спирта.

Вспомогательным оборудованием, которое необходимо любой лаборатории не зависимо от направлений ее деятельности, является **сушильный шкаф** (рис. 27).



Рисунок 27. Сушильный шкаф

Лабораторный сушильный шкаф – это специальный прибор, используемый для проведения разных операций, среди которых: стерилизация инструментов, сушка лабораторной посуды, термообработка металлов, стекла, керамики и других материалов, проведение разнотипных испытаний с различными образцами.

Контрольные вопросы и задания по теме:

1. Перечислите основные правила поведения в химической лаборатории.
2. Что запрещено делать в химической лаборатории?
3. Как поступают с остатками реагентов, в частности с агрессивными веществами, ГЖ и ЛВЖ?
4. Назовите основные принципы работы со стеклянной лабораторной посудой.
5. Какие мероприятия необходимо провести при поражении электрическим током?
6. Какую первую помощь следует оказать при химических ожогах?
7. Дайте определение понятию «мерная посуда». Перечислите посуду, которую относят к этой категории.
8. Объясните разницу между посудой общего пользования, специальной и мерной посудой.
9. Какие материалы чаще всего используют для изготовления химической посуды?
10. Назовите основные свойства фарфоровой посуды.
11. Перечислите посуду, используемую для сжигания и прокаливания.
12. В каких случаях применяются эксикаторы?
13. Назовите основные разновидности колб.
14. С помощью какой мерной посуды можно отмерить объём воды наиболее точно?
15. Расскажите, как правильно определить уровень жидкости при применении мерной посуды.
16. Можно ли использовать мерные колбы для хранения химических растворов?

Правила выполнения лабораторных работ

Лабораторные работы по общей и неорганической химии выполняются студентами как индивидуально, так и в группе.

Индивидуальные лабораторные работы проводит каждый студент самостоятельно на своем рабочем месте под наблюдением преподавателя или лаборанта.

При проведении лабораторной работы на рабочем столе необходимо соблюдать определенный порядок:

- на рабочем столе не должно быть посторонних предметов;
- рекомендуется следующая расстановка предметов на рабочем столе: штатив с пробирками (или планшетку) устанавливать перед собой; справа оставить свободное место для рабочей тетради (журнала); слева поместить реактивы, вспомогательные инструменты;
- при работе необходимо использовать только чистую посуду;
- сухие реактивы следует брать при помощи шпателя, растворы отбирать пипеткой, для каждого реактива необходимо иметь отдельный шпатель или пипетку;
- запрещается выливать или высыпать избыток реактива обратно в посуду, из которой их взяли;
- вся посуда, содержащая реактивы или используемая для приготовления новых растворов, должна быть подписана и идентифицирована;
- запрещается использовать неизвестные реактивы (без надписей и этикеток);
- при нагревании жидкости необходимо держать пробирку отверстием от себя и людей, находящихся рядом;
- при определении вещества по запаху пробирку следует держать на расстоянии и направлять воздух движением руки от отверстия пробирки к носу;
- при взбалтывании растворов необходимо сосуды закрывать пробкой;
- все опыты с концентрированными веществами, а также нагревание и выпаривание растворов проводить только в вытяжном шкафу;
- все наблюдения записываются в рабочую тетрадь (журнал) сразу же после проведения опыта или получения промежуточных результатов;
- по окончании работы студент должен вымыть посуду, привести рабочее место в порядок и сдать его лаборанту.

Лабораторная работа № 1. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Цель работы: Изучение номенклатуры неорганических соединений. Получение и исследование свойств основных классов неорганических соединений.

Теоретическое обоснование. Существуют две формы нахождения химических элементов в природе: в виде простых и в составе сложных химических соединений. Простые соединения состоят из атомов одного химического элемента (S, C, O₂, Cl₂, O₃ и т.д.). Сложные вещества объединяют атомы разных химических элементов (K₂SO₄, H₂SiO₃ и т.д.). По особенностям строения сложные вещества неорганической природы разделяют на ряд классов.

Основными классами неорганических соединений являются *оксиды, кислоты, соли и основания* (рис. 28).

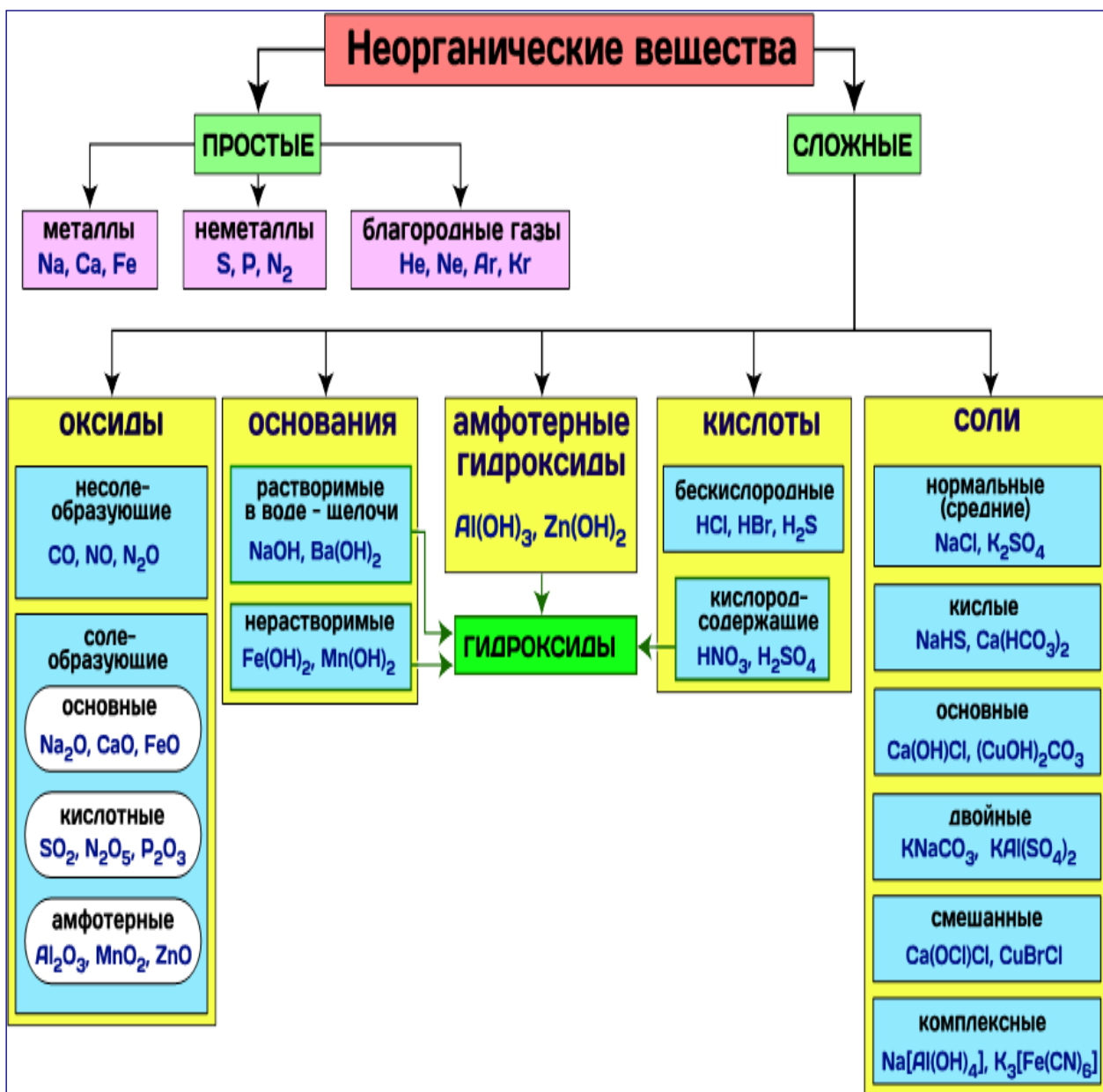


Рисунок 28. Основные классы неорганических веществ

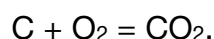
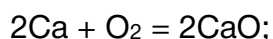
Оксиды – это сложные вещества, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород в степени окисления -2. По химическим свойствам оксиды делятся на основные, кислотные и амфотерные (табл. 1).

Таблица 1

Химические свойства оксидов

Взаимодействие оксидов	Оксиды		
	Основные Na ₂ O, CaO, MgO, CuO, Fe ₂ O ₃ , BaO	Кислотные SO ₂ , SO ₃ , P ₂ O ₅ , CO ₂ , Cl ₂ O, Mn ₂ O ₇ , CrO ₃	Амфотерные BeO, ZnO, PbO, SnO, Al ₂ O ₃ , Cr ₂ O ₃
С водой	Реагируют только оксиды щелочных и щелочноземельных металлов, образуя щелочи: Na ₂ O + H ₂ O = 2NaOH	Образуют кислоты: SO ₃ + H ₂ O = H ₂ SO ₄	Не взаимодействуют
С кислотами	Взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды: CaO + 2HCl = CaCl ₂ + H ₂ O	Не взаимодействуют	Взаимодействуют с кислотами как основные оксиды: BeO + 2HNO ₃ = Be(NO ₃) ₂ + H ₂ O
С основаниями	Не взаимодействуют	Взаимодействуют с основаниями с образованием соли и воды: CO ₂ + Ba(OH) ₂ = BaCO ₃ + H ₂ O	Взаимодействуют с основаниями как кислотные оксиды: BeO + 2KOH = K ₂ BeO ₂ + H ₂ O
Между собой	При взаимодействии основного и кислотного оксидов образуется соль: Na ₂ O + SO ₃ = Na ₂ SO ₄		Не взаимодействуют

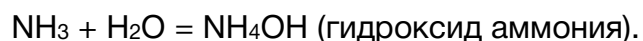
Одним из способов получения оксидов является взаимодействие простых веществ с кислородом:



Основания (гидроксиды) – сложные вещества, молекулы которых в своём составе имеют одну или несколько гидроксо-групп OH⁻. Чаще всего основания состоят из атома металла и группы OH⁻. Например, NaOH – гидроксид натрия, Ca(OH)₂ – гидроксид кальция и др.

Me⁺ⁿ(OH)_n – общая формула оснований (Me - металл n - степень окисления металла).

Существует основание – гидроксид аммония, в котором гидроксо-группа присоединена не к металлу, а к иону NH₄⁺ (катиону аммония). Гидроксид аммония образуется при растворении аммиака в воде (реакции присоединения воды к аммиаку):



Все основания – твёрдые вещества, которые имеют различную окраску. Некоторые основания хорошо растворимы в воде (NaOH, KOH и др.). Однако большинство из них в воде не растворяются.

Растворимые в воде основания называются щелочами. Растворы щелочей «мыльные», скользкие на ощупь и довольно едкие. К щелочам относят гидроксиды

щелочных и щелочноземельных металлов (KOH, LiOH, RbOH, NaOH, CsOH, Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂ и др.). Остальные являются нерастворимыми (табл. 2).

Таблица 2

Химические свойства гидроксидов

Основания	Химические свойства
Щелочи (во всех реакциях участвуют ионы OH ⁻)	1. Действие на индикаторы: фенолфталеин — малиновый цвет, метилоранж — желтый цвет, лакмус — синий
	2. Диссоциация: NaOH → Na ⁺ + OH ⁻ При диссоциации образуются ионы OH ⁻ , которые изменяют окраску индикаторов.
	3. Основание + кислота → соль + вода 2KOH + 2HCl → 2KCl + H ₂ O
	4. Щелочь + кислотный оксид → соль + вода Ba(OH) ₂ + CO ₂ → BaCO ₃ + H ₂ O
	5. Щелочь + соль 1 → соль 2 + основание 2KOH + CuSO ₄ → K ₂ SO ₄ + Cu(OH) ₂ ↓
Нерастворимые основания	1. Основание + кислота → соль + вода 2Fe(OH) ₃ + 3H ₂ SO ₄ → Fe ₂ (SO ₄) ₃ + 6H ₂ O
	2. Основание → t° → оксид + вода 2Fe(OH) ₃ → t° → Fe ₂ O ₃ + 3H ₂ O, Cu(OH) ₂ → t° → CuO + H ₂ O
Амфотерные гидроксиды	1. Амфотерный гидроксид + кислота → соль + вода Zn(OH) ₂ + 2HCl → ZnCl ₂ + 2H ₂ O
	1. Амфотерный гидроксид + щелочь → соль + вода Zn(OH) ₂ + 2NaOH → Na ₂ ZnO ₂ + 2H ₂ O

Способы получения оснований представлены в таблице 3.

Таблица 3

Способы получения оснований

Способы получения	Примеры	Примечания
Взаимодействие металлов или их оксидов с водой	2Na + 2H ₂ O → 2NaOH + H ₂ ↑ K ₂ O + H ₂ O → 2KOH	Так можно получить только щелочи
Действие щелочей на водные растворы солей	FeSO ₄ + 2NaOH → Fe(OH) ₂ ↓ + Na ₂ SO	Так можно получить нерастворимые основания
Электролиз растворов солей	2KCl + 2H ₂ O → электролиз → 2KOH + H ₂ ↑ + Cl ₂ ↑	Промышленный способ получения KOH и NaOH

Кислоты - сложные вещества, состоящие из одного или нескольких атомов водорода, способных замещаться на атомы металлов, и кислотных остатков. В таблице 4 представлены кислоты наиболее часто употребляемые.

HnR- общая формула кислот (где H-атом водорода, n- количество атомов водорода в молекуле кислоты, R- кислотный остаток).

Кислоты классифицируют по их силе (H₂SO₄, HNO₃ – сильные кислоты; HCN – слабая кислота), на кислородсодержащие (H₂SO₄, HNO₃) и бескислородные (HCN, HI); а также по основности: HCN – одноосновная кислота, H₂SO₃ – двухосновная кислота,

H_3PO_4 – трехосновная кислота. В таблице 4 представлены кислоты наиболее часто употребляемые.

Таблица 4

Наиболее часто употребляемые кислоты и кислотные остатки

Наименование кислот	Формула	Кислотный остаток	Название кислотного остатка
Азотистая	HNO_2	NO_2^-	Нитрит-ион
Азотная	HNO_3	NO_3^-	Нитрит-ион
Ортоборная	H_3BO_3	BO_3^{3-}	Ортоборат-ион
Метакремниевая	H_2SiO_3	SiO_3^{2-}	Метасиликат-ион
Марганцовая	$HMnO_4$	MnO_4^-	Перманганат-ион
Ортомышьяковая	H_3AsO_4	AsO_4^{3-}	Ортоарсенат-ион
Серная	H_2SO_4	SO_4^{2-}	Сульфат-ион
		HSO_4^-	Гидросульфат-ион
Сернистая	H_2SO_3	SO_3^{2-}	Сульфит-ион
		HSO_3^-	Гидросульфит-ион
Угольная	H_2CO_3	CO_3^{2-}	Карбонат-ион
		HCO_3^-	Гидрокарбонат-ион
Ортофосфорная	H_3PO_4	PO_4^{3-}	Ортофосфат-ион
		HPO_4^{2-}	Гидроортофосфат-ион
		$H_2PO_4^-$	Дигидроортофосфат-ион
Хлорная	$HClO_4$	ClO_4^-	Перхлорат-ион
Хлористая	$HClO_2$	ClO_2^-	Хлорит-ион
Хромовая	H_2CrO_4	CrO_4^{2-}	Хромат-ион
Хлороводородная (соляная)	HCl	Cl^-	Хлорид-ион
Бромоводородная	HBr	Br^-	Бромид-ион
Иодоводородная	HJ	J^-	Иодид-ион
Сероводородная	H_2S	S^{2-}	Сульфид-ион
		HS^-	Гидросульфид-ион
Уксусная	CH_3COOH	CH_3COO^-	Ацетат-ион

В таблице 5 представлены химические свойства кислот.

Таблица 5

Химические свойства кислот

Кислородосодержащие	Бескислородные
1. Изменяют окраску индикатора: лакмус-красный, метилоранж- розовый	
2. Взаимодействие с металлами, стоящими в электрохимическом ряду напряжений до водорода (кроме концентрированной серной кислоты, азотной кислоты любой концентрации)	
$Ca + H_2SO_4 = Ca SO_4 + H_2 \uparrow$	$Ca + 2HCl = CaCl_2 + H_2 \uparrow$
3. Взаимодействие с основными оксидами	
$CaO + H_2SO_4 = Ca SO_4 + H_2O$	$CaO + 2HCl = CaCl_2 + H_2O$
4. Взаимодействие с основаниями	
$Ca(OH)_2 + H_2SO_4 = Ca SO_4 + 2 H_2O$	$Ca(OH)_2 + 2HCl = CaCl_2 + 2 H_2O$
5. Взаимодействие с амфотерными оксидами	
$ZnO + H_2SO_4 = Zn SO_4 + H_2O$	$ZnO + 2HCl = ZnCl_2 + H_2O$
6. Взаимодействие с солями, если образуется малорастворимое, летучее или малодиссоциирующее вещество	
$Ba Cl_2 + H_2SO_4 = Ba SO_4 \downarrow + 2 HCl$	$Na_2CO_3 + 2HCl = 2 NaCl + H_2O + CO_2 \uparrow$
7. Разложение при нагревании (слабые кислоты легко разлагаются)	
$H_2SiO_3 \xrightarrow{t^\circ} H_2O + SiO_2$	$H_2S \xrightarrow{t^\circ} H_2 \uparrow + S$

В таблице 6 представлены способы получения кислот.

Таблица 6

Способы получения кислот

бескислородные	кислородсодержащие
HCl, HBr, HI, HF, H ₂ S	HNO ₃ , H ₂ SO ₄ и другие
Получение	
1. Прямое взаимодействие неметаллов $H_2 + Cl_2 = 2 HCl$	1. Кислотный оксид + вода = кислота $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$
2. Реакция обмена между солью и менее летучей кислотой $2 NaCl (тв.) + H_2SO_4 (конц.) = Na_2SO_4 + 2HCl$	

Соли являются продуктом замещения водорода в кислоте на металл или гидроксо-групп в основании на кислотный остаток. Нормальные (средние) соли получают при полном замещении; кислые – при неполном замещении водорода кислоты на металл; основные – при неполном замещении гидроксо-групп основания на кислотный остаток. Кислая соль может быть образована только кислотой, основность которой 2 и более, а основная – металлом, заряд которого 2 и более (рис. 29).

Примеры: NaHS, KНСО₃ – кислые соли (гидросульфид натрия и гидрокарбонат натрия); MgОНCl, CaОНCl – основные соли (хлориды гидроксомагния и кальция); NaCl, CuS – нормальные соли (хлорид натрия и сульфид меди).

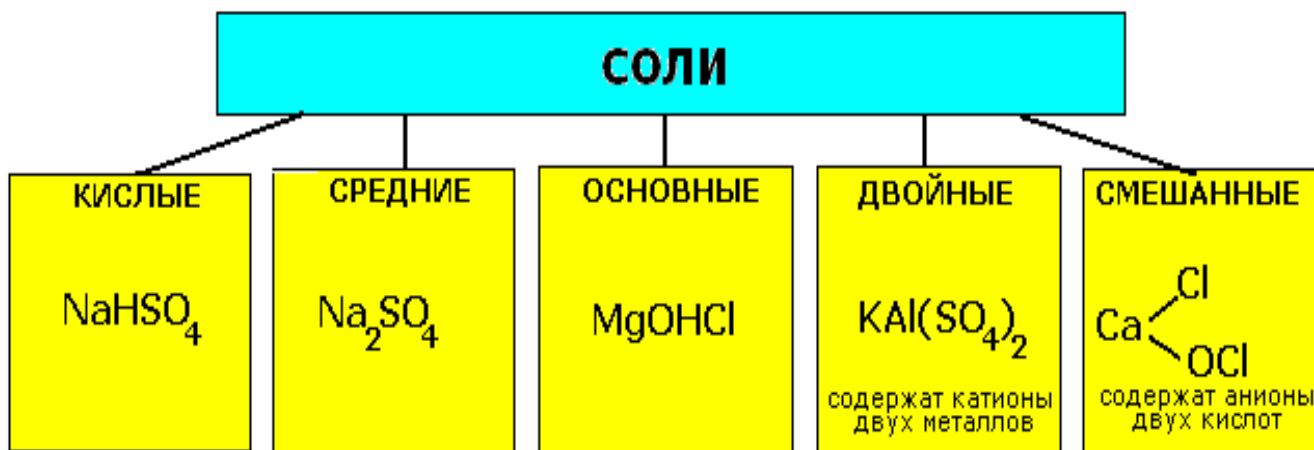


Рисунок 29. Классификация солей

Примеры солей и их формулы представлены в таблице 7.

Таблица 7

Названия солей

Название кислоты	Формула	Пример соли	Название соли
Серная	H_2SO_4	K_2SO_4	сульфат К
Сернистая	H_2SO_3	Na_2SO_3	сульфит Na
Соляная	HCl	$Ca(Cl)_2$	хлорид Ca
Иодоводородная	HI	KI	иодид К
Сероводородная	H_2S	Na_2S	сульфид Na
Азотная	HNO_3	KNO_3	нитрат К
Азотистая	HNO_2	$NaNO_2$	нитрит Na
Ортофосфорная	H_3PO_4	K_3PO_4	ортофосфат К
Хлорная	$HClO_4$	$NaClO_4$	перхлорат Na
Хлорноватая	$HClO_3$	$NaClO_3$	хлорат Na
Хлористая	$HClO_2$	$NaClO_2$	хлорит Na
Хлорноватистая	$HClO$	$NaClO$	гипохлорит Na
Кремниевая	H_2SiO_3	$CaSiO_3$	силикат Ca
Алюминиевая	H_3AlO_3	K_3AlO_3	алюминат К
Артоборная	H_3BO_3	K_3BO_3	ортоборат К
Мышьяковая	H_3AsO_4	K_3AsO_4	арсенат К
Мышьяковистая	H_3AsO_3	K_3AsO_3	арсенит К
Двухфосфорная	$H_4P_2O_7$	$K_4P_2O_7$	дифосфат К
Угольная	H_2CO_3	K_2CO_3	карбонат К
Фосфористая	H_3PO_3	K_3PO_3	фосфит К
Фтороводород	HF	KF	фторид К
Хромовая	H_2CrO_4	K_2CrO_4	хромат К
Синильная	HCN	KCN	цианид К

В таблице 8 представлены химические свойства солей, в таблице 9 способы получения солей.

Таблица 8

Химические свойства солей

Взаимодействие солей	Пример	Примечание
Взаимодействие с металлами более активными, чем металл, образующий соль	$Zn + CuSO_4 = ZnSO_4 + Cu$	
Взаимодействие с растворами щелочей	$FeCl_3 + 3NaOH = Fe(OH)_3 \downarrow + 3NaCl$	С образованием осадка нерастворимого основания
Взаимодействие с кислотами	$Na_2SiO_3 + 2HCl = H_2SiO_3 \downarrow + 2NaCl$	С образованием нерастворимого или газообразного вещества
	$Na_2CO_3 + 2HCl = 2NaCl + CO_2 \uparrow + H_2O$	
Взаимодействие двух солей в растворах	$AgNO_3 + KBr = AgBr \downarrow + KNO_3$	Реакции ионного обмена

Таблица 9

Способы получения солей

Взаимодействие	Пример реакции
Кислота+металл до Н	$Mg+2HCl= MgCl_2+ H_2\uparrow$
Кислота+основной оксид	$CaO+2HCl= CaCl_2+ H_2O$
Кислота+ основание	$HCl+ NaOH= NaCl+ H_2O$
Кислота+ соль	$Na_2CO_3+2 HCl= 2NaCl+ CO_2\uparrow+ H_2O$
Основание+неметалл	$6KOH+3S= K_2SO_3+ 2K_2S+ H_2O$
Основание+кислотный оксид	$2NaOH+ CO_2= Na_2CO_3+ H_2O$
Основание+соль	$2KOH+ FeCl_2= Fe(OH)_2\downarrow+2KCl$
Металл+неметалл	$2 Fe+3Cl_2=2FeCl_3$
Кислота+основной оксид	$SO_3+ Na_2O= Na_2SO_4$
Соли+металлы (более активные)	$CuSO_4+Fe= Fe SO_4+ Cu$
Взаимодействие двух солей	$CuSO_4+BaCl_2=CuCl_2+BaSO_4\downarrow$

Реактивы, материалы, оборудование: магниевая стружка, оксид цинка (ZnO), сера, соляная кислота HCl (0,5 М), гидроксид натрия NaOH (конц.), раствор сульфата никеля NiSO₄ (0,5 М), фенолфталеин, дистиллированная вода, индикаторная бумага (лакмусовая), пробирки, спиртовка, фарфоровая чашка, металлическая ложечка.

Опыт 1.1. Получение и свойства основных оксидов (групповой)

Опыт проводить в вытяжном шкафу!

Ход работы. Взять пинцетом кусочек магниевой стружки и внести в пламя спиртовки. После воспламенения сжечь его над фарфоровой чашкой. Собранный в чашке оксид магния поместить в две пробирки. В одну прилить 1-2 мл воды, хорошо взболтать и добавить 1-2 капли фенолфталеина.

В какой цвет он окрашивается?

В другую пробирку добавить 1-2 мл серной кислоты H₂SO₄ 10 % и нагреть на спиртовке до растворения осадка.

Требования к результатам опыта:

1. Составить уравнения реакций взаимодействия магния с кислородом, оксида магния с водой и серной кислотой. Пояснить, какое вещество изменило окраску индикатора.

2. Сделать вывод, какими свойствами, основными или кислотными, обладает оксид магния.

Опыт 1.2. Получение и свойства кислотных оксидов (групповой)

Опыт проводить в вытяжном шкафу!

Ход работы. Поместить в металлическую ложечку кусочек серы величиной с горошину и нагреть на пламени спиртовки. Когда сера загорится, поднести к ней влажную индикаторную бумажку. В какой цвет она окрашивается?

Требования к результатам опыта:

1. Написать уравнения реакций взаимодействия серы с кислородом, оксида серы (IV) с водой. Пояснить, какое вещество изменило окраску индикатора.

2. Сделать вывод, какими свойствами, основными или кислотными, обладает оксид серы (IV).

Опыт 1.3. Взаимодействие амфотерных оксидов с кислотами и щелочами

Ход работы. В две пробирки поместить немного оксида цинка и прилить в одну пробирку соляной кислоты, а в другую – концентрированный раствор щелочи. Если осадок не растворяется, пробирку подогреть.

Требование к результатам опыта:

Написать уравнения реакций взаимодействия оксида цинка с кислотой и щелочью.

Опыт 1.4. Получение и свойства оснований

Ход работы. Налить в пробирку 1-2 мл раствора сульфата никеля NiSO_4 прибавить столько же раствора щелочи NaOH . Наблюдать образование студенистого осадка. Отметить его цвет. Содержимое пробирки поделить на две части. Испытать растворимость осадков в кислоте и щелочи.

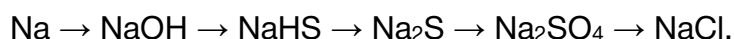
Требования к результатам опыта:

1. Составить уравнения реакций получения гидроксида никеля (II) и его растворения.

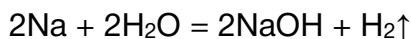
2. Сделать вывод, какие свойства, кислотные или основные, проявляет Ni(OH)_2 .

Примеры решения задач.

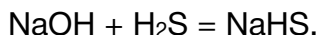
Пример 1.1. Составить уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



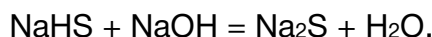
Решение. Натрий взаимодействует с водой, образуя гидроксид натрия:



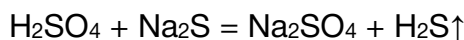
При пропускании сероводорода через раствор гидроксида натрия, взятого в недостатке, можно получить гидросульфид натрия:



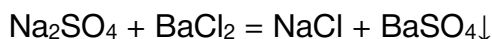
Сульфид натрия образуется при действии избытка щелочи на гидросульфид натрия:



Сульфат натрия можно получить, действуя серной кислотой на сульфид натрия:

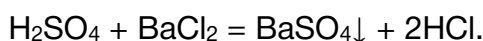
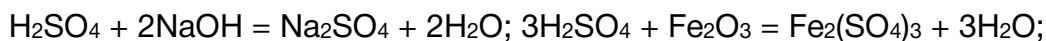


Приливая раствор хлорида бария к раствору сульфата натрия, можно получить раствор хлорида натрия:



Пример 1.2. С какими из указанных ниже веществ будет взаимодействовать H_2SO_4 : CO_2 ; NaOH ; BaCl_2 ; HCl ; Fe_2O_3 ? Написать уравнения соответствующих реакций.

Решение. Определяем, к каким классам относятся указанные соединения: CO_2 – кислотный оксид, NaOH – основание (щелочь), BaCl_2 – соль, HCl – кислота, Fe_2O_3 – основной оксид. Серная кислота будет взаимодействовать с основанием, основным оксидом и солью:



Контрольные вопросы и задания по теме:

1. Какие из приведенных веществ будут взаимодействовать между собой: $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и NaOH ; $\text{Pb}(\text{OH})_2$ и KOH ; H_2SO_4 и H_2SO_3 ; HCl и Na_2S ; HNO_3 и MgO ? Написать уравнения соответствующих реакций.

2. Составить уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



3. Какие из приведенных оксидов будут реагировать с HCl : N_2O_5 ; SO_3 ; Al_2O_3 ; Cl_2O_7 ; ZnO ; K_2O ? Написать уравнения соответствующих реакций.

4. Доказать амфотерность оксида хрома (III), составив уравнения реакций взаимодействия его с серной кислотой и гидроксидом калия.

5. Как, используя простые вещества – кальций, фосфор и кислород, можно получить фосфат кальция? Написать уравнения соответствующих реакций.

6. Могут ли находиться совместно в растворе: $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и FeCl_3 ; HCl и H_2S ; NaOH и HBr ; NaOH и KOH ; HCl и Na_2CO_3 ? Дать обоснованный ответ и привести уравнения соответствующих реакций.

Лабораторная работа № 2. **ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ**

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

Теоретическое обоснование. Гидролиз солей - взаимодействие ионов соли с водой, в результате которого образуются мало диссоциирующие соединения (слабые кислоты или основания, кислые или основные соли). Гидролизу подвергаются три типа солей:

- а) соли, образованные слабым основанием и сильной кислотой (CuCl_2 , NH_2Cl , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ — гидролиз по катиону), растворы таких солей имеют кислотную реакцию ($\text{pH} < 7$);
- б) соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой (K_2CO_3 , Na_2S - гидролиз по аниону), растворы таких солей имеют щелочную реакцию ($\text{pH} > 7$);
- в) соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой ($(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$ - гидролиз по катиону и по аниону), растворы таких солей имеют нейтральную реакцию ($\text{pH} \approx 7$)

Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергаются NaCl , K_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$.

Реактивы, материалы, оборудование: растворы солей: хлорид калия KCl (0,5 М), сульфат алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (0,5 М), нитрат свинца (II) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ (0,5 М), карбонат натрия Na_2CO_3 (0,5 М), сульфат железа (II) FeSO_4 (0,5 М), хлорид железа (III) FeCl_3 (0,5 М), сульфат натрия Na_2SO_3 (0,5 М), дистиллированная вода, универсальная индикаторная бумага, штатив с пробирками, стеклянные палочки, спиртовка, микрошпатель.

Опыт 2.1. Определение среды растворов различных солей

Ход работы. На полоску универсальной индикаторной бумаги нанесите по одной капле растворов KCl , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, Na_2CO_3 . В каком случае протекает гидролиз? Определить pH растворов. Результаты занесите в таблицу 1.

Таблица 1

Результаты опыта

№ п/п	Исследуемая соль	Цвет индикатора	pH среды	Уравнение гидролиза
1	KCl			
2	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$			
3	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$			
4	Na_2CO_3			

Опыт 2.2. Изучение влияния заряда катиона на полноту гидролиза по катиону

Ход работы. Один микрошпатель сульфата железа (II) растворите в 10–15 каплях воды. С помощью универсальной индикаторной бумаги сравните pH растворов FeSO_4 и FeCl_3 . Какая из двух солей гидролизуеться сильнее и почему? Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза этих солей по первой ступени.

Опыт 2.3. Сравнение гидролизуемости по аниону

Ход работы. С помощью универсальной индикаторной бумаги сравните pH растворов Na_2SO_3 и Na_2CO_3 . Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза. По величине pH укажите, в каком из двух растворов больше: а) степень гидролиза; б) концентрация OH^- -ионов.

Опыт 2.4. Изучение влияния условий проведения гидролиза на полноту его протекания

Ход работы.

4.1. Влияние концентрации. В пробирку поместите 2–3 капли концентрированного раствора хлорида железа (III). Установите с помощью индикаторной бумаги среду раствора (pH). Раствор в пробирке разбавьте водой, увеличив объем в 3–4 раза и установите pH разбавленного раствора. Напишите уравнения гидролиза по первой и второй ступеням в молекулярном и ионном виде. Сделайте вывод о влиянии концентрации соли на полноту её гидролиза.

4.2. Влияние температуры. В пробирку на 1/3 её объёма налейте раствор хлорида железа (III) и прокипятите его несколько минут на спиртовке. Что наблюдается? Почему раствор при кипячении становится мутным? Напишите уравнения гидролиза в молекулярном и ионном виде по всем ступеням, имея в виду, что вторая и третья ступени гидролиза возможны при нагревании.

По опыту 4 сделайте общий вывод о влиянии концентрации раствора соли и температуры на полноту протекания гидролиза солей.

Опыт 2.5. Взаимное усиление гидролиза двух солей

Ход работы. К 5–6 каплям раствора сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (0,5 М), прибавить такой же объем раствора карбоната натрия. Наблюдать образование осадка гидроксида алюминия и выделение пузырьков углекислого газа. Повторить опыт в другой пробирке с использованием сульфата алюминия и сульфида натрия. Определить по запаху, какой газ при этом выделяется.

Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде и объясните, почему в реакциях образуются не карбонат алюминия (в первой пробирке) и не сульфид алюминия (во второй пробирке), а гидроксид алюминия (в обеих пробирках).

Контрольные вопросы и задания по теме:

1. Напишите уравнение полного гидролиза солей: $\text{Ca}(\text{CN})_2$, BaF_2 , SnCl_2 , Na_2CO_3 , Na_2SiO_3 , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, NaF , ZnCl_2 , CuBr_2 , NH_4CN . Укажите реакцию среды в растворе.
2. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения совместного гидролиза: а) сульфата хрома (III) и карбоната натрия и б) нитрата алюминия и сульфида калия.
3. Как влияет добавление растворов KOH , ZnCl_2 , Na_2S , соляной кислоты и твердого NaCl на гидролиз карбоната калия (гидролиз усиливает, ослабляется, влияния не наблюдается).
4. Как влияет добавление растворов NaOH , Na_2CO_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, серной кислоты и твердого K_2SO_4 на гидролиз хлорида цинка (гидролиз усиливает, ослабляется, влияния не наблюдается).
5. Напишите в молекулярном и ионном виде, уравнения трех ступеней гидролиза хлорида железа (III). Объясните, почему при комнатной температуре гидролиз идет только по первой ступени, а при кипячении раствора – по всем трем.

Лабораторная работа № 3.

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

Цель работы: изучить электропроводность различных растворов электролитов.

Теоретическое обоснование. Электролитическая диссоциация - это распад молекул электролита под действием растворителя на ионы. *Катионы* - положительно заряженные ионы. *Анионы* - отрицательно заряженные ионы.

Электролиты - это вещества, расплавы и растворы которых проводят электрический ток. Электролитами бывают соли, кислоты и основания (гидроксиды). Электролиты делятся на сильные и слабые.

Сильные электролиты - вещества, которые при растворении в воде полностью распадаются на ионы, т. е. диссоциируют практически нацело. После разрыва связи между ионами в молекуле электролита под действием молекул воды, образовавшиеся ионы окружают себя молекулами воды и поэтому в растворе находятся в гидратированном состоянии.

К сильным электролитам, если растворителем является вода, относятся:

- кислоты: HNO_3 , H_2SO_4 , HCNS , HCl , HClO_3 , HClO_4 , HBr , HBrO_3 , HBrO_4 , HI , HIO_3 , HMnO_4 , H_2SeO_4 , HReO_4 , HTcO_4 ; а также кислоты H_2CrO_4 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6$ которые являются сильными по первой ступени диссоциации, т. е. при отрыве первого иона H^+ ;
- основания: гидроксиды щелочных (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) и щелочноземельных металлов (Ca, Sr, Ba, Ra): LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH , FrOH , TlOH , Ca(OH)_2 , Ba(OH)_2 , Sr(OH)_2 ; Ra(OH)_2 ;
- большинство солей. Исключение: Fe(SCN)_3 , Mg(CN)_2 , HgCl_2 , Hg(CN)_2 .

К слабым электролитам относятся:

- кислоты: H_2CO_3 , HClO , H_2S , H_3BO_3 , HCN , H_2SO_3 , H_2SiO_3 , CH_3COOH , HCOOH , $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ и т. д.
- основания (p- и d-элементов): Be(OH)_2 , Mg(OH)_2 , Fe(OH)_2 , Zn(OH)_2 ; гидроксидаммония NH_4OH , а также органические основания - амины (CH_3NH_2) и амфолиты ($\text{H}_3\text{N}^+\text{CH}_2\text{COO}^-$).

Вода является очень слабым электролитом (H_2O) $\alpha = 2 \cdot 10^{-9}$, т. е. молекулы воды также могут распадаться на ионы за счет взаимодействия молекул между собой.

Электролитическая диссоциация - это распад молекул электролита под действием растворителя на ионы.

Реактивы, материалы, оборудование: этанол $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, хлорид натрия NaCl (0,5 М), сахароза, раствор гидроксида натрия NaOH (0,5 М), соляная кислота HCl (0,5 М), уксусная кислота CH_3COOH (0,5 М), дистиллированная вода, установка для проведения опыта, стаканчики, фильтровальная бумага.

Опыт 3.1. Сравнение электропроводности растворов некоторых электролитов

Ход работы. Собрать установку для определения электропроводности электролитов (рис. 30).

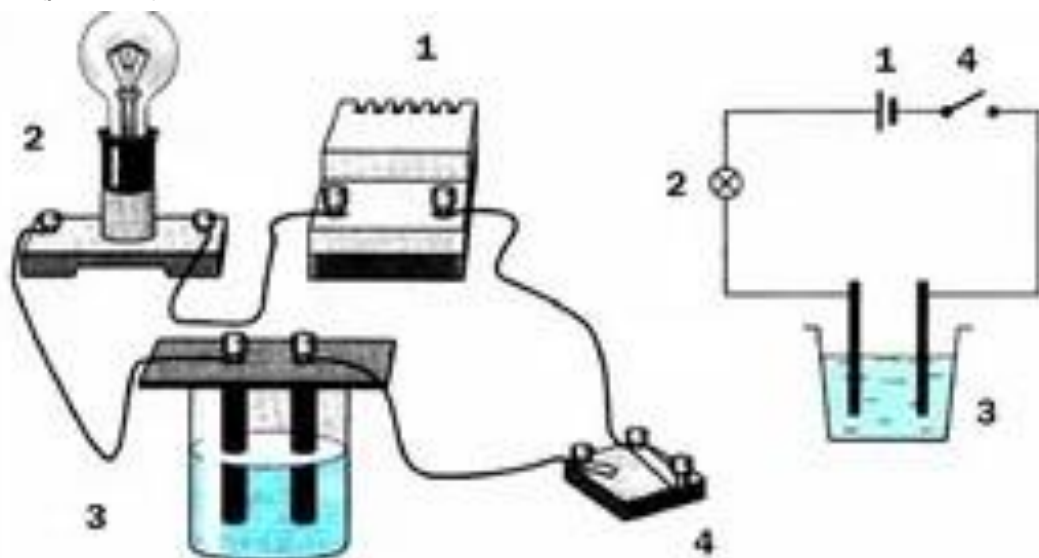


Рисунок 30. Схема прибора для определения электропроводности растворов: 1 - источник тока; 2 - лампочка; 3 - сосуд с электролитом и электродами; 4 - ключ

В стакан с электродами налить 20-30 мл дистиллированной воды. Загорелась ли лампочка?

Внести в стакан с водой 4-5 микрошпателей сахара. Является ли проводником раствор сахара? Перенести электроды в стакан с дистиллированной водой и промыть их.

В сухой стакан насыпать поваренную соль, опустить в соль электроды. Проводит ли ток сухая соль? Прилить к соли 20-30 мл дистиллированной воды. Что наблюдается?

В стакан налить 20-30 мл воды из-под крана. В четыре стакана налить по 20-30 мл 0,1 н растворов: соляной кислоты, гидроксида натрия, уксусной кислоты, этанола. Посмотреть электропроводность этих растворов.

Во время проведения опыта следить за накалом лампы и по степени ее накала сделать вывод о силе исследуемых растворов.

Контрольные вопросы и задания по теме:

1. Какие вещества называют электролитами и неэлектролитами?
2. Объяснить процесс диссоциации солей, оснований и кислот с точки зрения строения атомов и молекул.
3. Какие электролиты называют сильными, а какие слабыми? Привести примеры.
4. Как зависит способность электролитов к диссоциации от вида химической связи?
5. В 1 л раствора содержится 0,25 г хлорида натрия. Вычислить концентрацию ионов Na^+ , Cl^- и общую концентрацию всех ионов.
6. В 1 л 0,01 н раствора муравьиной кислоты HCOOH при комнатной температуре содержится 0,06 г ионов HCOO^- . Найти константу диссоциации.
7. Написать следующие молекулярные уравнения реакций в ионном виде:
 - а) $\text{Zn(OH)}_2 + 2 \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$;
 - б) $\text{Na}_2\text{ZnO}_2 + 2 \text{HCl} = 2 \text{NaCl} + \text{Zn(OH)}_2$.

Лабораторная работа № 4. **ОПРЕДЕЛЕНИЕ ПРОИЗВЕДЕНИЯ РАСТВОРИМОСТИ (ПР)**

Цель работы: изучение гетерогенных химических равновесий, условия образования осадков и их растворения.

Теоретическое обоснование. Произведение концентрации ионов в насыщенном растворе трудно растворимого электролита при неизменной температуре является величиной постоянной и называется *произведением растворимости (ПР)*.

Если электролит растворяется в воде мало, то быстро наступает равновесие: вещество в осадке – ионы вещества в насыщенном растворе. *Например*, $\text{BaSO}_4 = \text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$

Константа равновесия такого гетерогенного процесса называется *произведением растворимости (ПР)* и в отсутствии других сильных электролитов записывается следующим образом:



где $[\text{Ba}^{2+}]$ и $[\text{SO}_4^{2-}]$ - равновесные молярные концентрации соответствующих ионов в насыщенном растворе.

Условие выпадения осадка.

Соотношение между ПР (величиной, имеющей постоянное значение) и произведение текущих концентраций компонентов (ПК) позволяет сделать вывод об условиях выпадения и растворения осадков.

Осадок образуется, если ионное произведение больше табличного значения

ПР: $\text{ПК} > \text{ПР}$.

Например, если в растворе находятся одновременно ионы Fe^{3+} , Mg^{2+} и Cu^{2+} и к нему добавили щелочь NaOH , то какой гидроксид прежде всего выпадет в осадок?

Ответ: гидроксид железа(III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ имеет наименьшее значение ПР ($\text{ПР} = 6,3 \cdot 10^{-38}$), следовательно, он первым выпадет в осадок. Затем в осадок выпадет гидроксид меди (II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$, имеющий промежуточное значение величины ПР ($\text{ПР} = 2,2 \cdot 10^{-20}$), и в последнюю очередь выпадет гидроксид магния $\text{Mg}(\text{OH})_2$, имеющий самую большую величину ПР ($\text{ПР} = 6,8 \cdot 10^{-12}$).

Условие растворения осадка:

Растворение осадка малорастворимого электролита происходит при условии, что произведение концентраций ионов (ПК) меньше значения ПР электролита: $\text{ПК} < \text{ПР}$.

По величине ПР различных электролитов можно судить о последовательности их растворения.

Например, $\text{ПР}_{\text{AgCl}} = 1,56 \cdot 10^{-10}$; $\text{ПР}_{\text{AgBr}} = 5,3 \cdot 10^{-13}$; $\text{ПР}_{\text{AgI}} = 8,3 \cdot 10^{-17}$, поэтому последовательность растворения осадков следующая: $\text{AgCl} \rightarrow \text{AgBr} \rightarrow \text{AgI}$.

Реактивы, материалы, оборудование: раствор нитрата свинца $Pb(NO_3)_2$ (0,5 М), раствор нитрата свинца $Pb(NO_3)_2$ (0,3 М), раствор хлорида натрия $NaCl$ (0,5 М), соляная кислота HCl (2 М), раствор сульфида натрия Na_2S (1 М), раствор сульфата натрия Na_2SO_4 (1 М), раствор хромата натрия Na_2CrO_4 (1 М), раствор хромата калия K_2CrO_4 (1 М), раствор хлорида кальция $CaCl_2$ (0,5 Н), раствор оксалата аммония $(NH_4)_2C_2O_4$ (0,5 Н), раствор уксусной кислоты CH_3COOH (2 Н); штатив с пробирками, бумажные фильтры.

Опыт 4.1. Сравнительная полнота осаждения солей свинца

Ход работы.

- 1) в пробирку добавьте 4 – 6 капель 0,5 М раствора нитрата свинца $Pb(NO_3)_2$ и столько же 0,5 М раствора хлорида натрия $NaCl$;
- 2) содержимое пробирки профильтруйте через бумажный фильтр и фильтрат разлейте по 3 пробиркам;
- 3) в первую пробирку с фильтратом внесите 2 – 3 капли HCl 2 М;
- 4) во вторую пробирку с фильтратом внесите 4 – 5 капель сульфида натрия Na_2S (1 М раствора);
- 5) в третью пробирку с фильтратом внесите 4 – 5 капли сульфата натрия Na_2SO_4 (1 М раствора).

Обработка результатов:

- 1) запишите результаты наблюдений: образование осадка и его цвет;
- 2) допишите соответствующие уравнения реакций:



белый осадок



белый осадок

- 3) найдите величины ПР малорастворимых электролитов $PbCl_2$, PbS и $PbSO_4$;
- 4) на основании собственных наблюдений и табличных значений величин ПР сделайте вывод о полноте осаждения ионов Pb^{+2} различными осадителями: чем меньше ПР малорастворимого электролита, тем полнее идет осаждение ионов из раствора.

Опыт 4.2. Зависимость последовательности выпадения осадков от величины их ПР

Ход работы.

- 1) в две пробирки внесите 2-3 капли 0,5 М раствора нитрата свинца $Pb(NO_3)_2$;
- 2) добавьте в первую пробирку такое же количество 1 М раствора сульфата натрия Na_2SO_4 , а в другую – 1 М раствор хромата натрия Na_2CrO_4 ;

3) в третью пробирку внесите по 2 – 3 капли 1,0 М растворов сульфата натрия Na_2SO_4 и хромата калия K_2CrO_4 ;

4) перемешайте содержимое пробирки стеклянной палочкой и добавьте 2 капли 0,3 М раствора нитрата свинца $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$;

Обработка результатов:

1) запишите результаты наблюдений: последовательность выпадения осадков и их цвет;

2) допишите соответствующие уравнения реакций:



белый осадок



желтый осадок

3) найдите значения величин $\text{ПР}_{\text{PbCrO}_4}$ и $\text{ПР}_{\text{PbSO}_4}$;

4) на основании наблюдений и табличных значений ПР объясните последовательность выпадения осадков: чем меньше ПР , тем раньше выпадает осадок.

Опыт 4.3. Условие растворения осадков

Условием образования осадка является превышение произведения текущих концентрации ионов малорастворимого электролита над его произведением растворимости. Растворение осадка малорастворимого электролита происходит при условии, что произведение концентраций его ионов меньше значения ПР .

Ход работы.

1) В пробирке смешайте 5 – 6 капель 0,5 Н раствора хлорида кальция CaCl_2 и 5 – 6 капель 0,5 Н раствора оксалата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$;

2) Хорошо перемешайте раствор с осадком и быстро разлейте по двум пробиркам;

3) В первую пробирку добавьте 2 Н раствор соляной кислоты (HCl) до полного растворения;

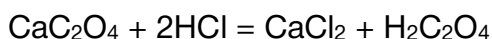
4) Во вторую пробирку влейте 2 – 3 капли 2 Н раствора уксусной кислоты (CH_3COOH).

Обработка результатов.

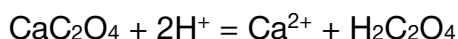
1) Составьте соответствующие уравнения реакций, отметьте образование осадка, цвет осадка:



белый осадок



осадок растворяется



2) На основании различия в силе применяемых кислот (HCl – сильная, CH_3COOH – слабая) сделайте вывод о её влиянии на растворимость осадка:

Осадок CaC_2O_4 растворяется в HCl и практически не растворяется в CH_3COOH , т. к. последняя является слабым электролитом ($K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$) и содержит в растворе мало ионов H^+ .

Контрольные вопросы и задания по теме:

1. Найдите значения ПР следующих малорастворимых соединений: $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$. Какой из гидроксидов прежде всего выпадет в осадок при действии щелочью NaOH на Fe^{2+} , Cu^{2+} , Fe^{3+} , Zn^{2+} ?

2. По величине ПР сульфидов FeS , MgS , MnS , CuS (по таблице ПР) определить сульфид какого металла прежде всего выпадет в осадок.

3. В растворе одновременно находятся катионы Ba^{2+} , Ca^{2+} , Pb^{2+} , Sr^{2+} . К раствору прилили некоторое количество раствора Na_2SO_4 , какая соль прежде всего образует осадок?

4. По ПР осадков AgCl , AgBr , AgI определите последовательность их растворения.

5. ПР Ag_3PO_4 составляет $1,3 \cdot 10^{-20}$. Вычислите мольную растворимость (S , моль/л) и концентрацию ионов в растворе фосфата серебра.

6. Растворимость гидроксида магния $\text{Mg}(\text{OH})_2$ при 18°C равна $1,7 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Найти ПР $\text{Mg}(\text{OH})_2$ при этой температуре.

7. Вычислить ПР $\text{Mg}(\text{OH})_2$, если в 1 л воды растворимость $\text{Mg}(\text{OH})_2$ равна 0,012 г.

8. ПР фосфорнокислого кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ равно $1,2 \cdot 10^{-14}$. Вычислить растворимость этой соли.

9. Вычислите растворимость (в г/л) иодата бария $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$. ПР соли равна $2,8 \cdot 10^{-11}$.

10. ПР Ag_3SO_4 ($1,6 \cdot 10^{-5}$) и CaSO_4 ($2,4 \cdot 10^{-5}$) – величины одного и того же порядка. Одинаковы ли их мольные растворимости (S , моль/л)?

11. В каких случаях растворимость малорастворимых электролитов особенно зависит от концентрации водородных ионов? Одинаково ли влияет увеличение кислотности среды на растворимость AgCl и AgCN . В каком случае растворимость меняется более резко и почему?

12. Вычислите растворимость CaC_2O_4 в 0,001 М растворе HCl (ПР $\text{CaC}_2\text{O}_4 = 203 \cdot 10^{-9}$); для щавелевой кислоты ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) $K_1 = 5,6 \cdot 10^{-2}$; $K_2 = 5,4 \cdot 10^{-5}$.

13. ПР PbI_2 при 20°C равно $8 \cdot 10^{-9}$. Вычислите растворимость соли (в моль/л и г/л) при указанной температуре.

14. Напишите выражение ПР следующих труднорастворимых солей: PbCO_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, Cr_2S_3 и оснований: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

Лабораторная работа № 5. **ОПРЕДЕЛЕНИЕ pH РАСТВОРОВ**

Цель работы. Определение pH растворов кислот, щелочей, солей с помощью универсальной индикаторной бумаги, индикаторов, методом потенциометрии.

Теоретическое обоснование. Водородный показатель (pH) величина, характеризующая активность или концентрацию ионов водорода в растворах. Водородный показатель обозначается pH. Концентрации ионов H^+ и OH^- в водных растворах связаны простой зависимостью

$$[H^+][OH^-] = K_w$$

где K_w - ионное произведение воды и при данной температуре постоянно.

В абсолютно чистой воде концентрации ионов H^+ и OH^- равны (раствор нейтрален). В других случаях эти концентрации не совпадают: в кислых растворах преобладают ионы H^+ , в щелочных – ионы OH^- . Но их произведение в любых водных растворах постоянно. Поэтому, если увеличить концентрацию одного из этих ионов, то концентрация другого иона уменьшится во столько же раз.

Водородный показатель численно равен отрицательному десятичному логарифму активности или концентрации ионов водорода, выраженной в молях на литр:

$$pH = - \lg[H^+]$$

если $pH = 7$ - среда нейтральная,

если $pH < 7$ - среда кислая,

если $pH > 7$ - среда щелочная.

Шкала pH является логарифмической, поэтому изменение pH на единицу означает изменение концентрации ионов водорода в 10 раз.

Шкала pH широко используется в химии, биологии, медицине, экологии, пищевой промышленности для определения и контроля кислотности или основности растворов.

pH растворов можно определить с помощью универсальной лакмусовой бумаги, индикаторов, а так ж потенциометрическим методом.

Универсальная индикаторная (лакмусовая) бумага представляет собой полоску фильтровальной бумаги, пропитанной раствором лакмуса. В кислотных растворах эта бумага становится красного цвета, в щелочных средах – синеет. *Лакмус* – это красящий материал природного происхождения, являющийся одним из самых распространенных индикаторов. Сырьем для получения лакмуса являются некоторые растения, например, лишайники.

Кислотно-основные индикаторы - это соединения, окраска которых меняется в зависимости от кислотности среды.

В таблице 10 приведены наиболее часто используемые индикаторы.

Таблица 10

Индикаторы

Индикатор	Кислая среда	Нейтральная среда	Щелочная среда
Лакмус	Красный	Фиолетовый	Синий
Метилоранж	Красный	Оранжевый	Желтый
Фенолфталеин	Бесцветный	Бесцветный	Малиновый

В действительности, каждый индикатор характеризуется своим интервалом рН, в котором происходит изменение цвета (интервал перехода). Изменение окраски происходит из-за превращения одной формы индикатора (молекулярной) в другую (ионную). По мере понижения кислотности среды (с ростом рН) концентрация ионной формы повышается, а молекулярной - падает. В таблице 11 перечислены некоторые кислотно-основные индикаторы и соответствующие интервалы перехода.

Таблица 11

Интервалы перехода кислотно-основных индикаторов

Название индикатора	Цвет в кислой среде	Интервал перехода (рН)	Цвет в щелочной среде
Метиловый оранжевый	Красный	3 - 5	Желтый
Метиловый красный	Красный	4-6	Желтый
Феноловый красный	Желтый	7-9	Красный
Фенолфталеин	Бесцветный	8-10	Малиновый

Для выяснения уровня рН с максимальной точностью используют рН-метры. Это приборы, принцип работы которых основан на измерении электродвижущей силы в анализируемой жидкости. Изменение потенциалов зависит от количества свободных ионов водорода, то есть от кислотности раствора.

рН-метр-милливольтметр рН-420 (рис. 31) является портативным прибором с сетевым и автономным питанием и предназначен для измерения рН исследуемых сред. Отображение значений измеряемой величины рН производится в цифровой форме на жидкокристаллическом дисплее. Прибор рассчитан для работы с серийно выпускаемыми электродами, в т.ч. комбинированными. Прибор состоит из преобразователя и электродной системы.



Рисунок 31. рН-метр-милливольтметр рН-420

Порядок проведения измерений.

Подготовку иономера или рН-метра, а также электродов, проводят в соответствии с руководством (инструкцией) по эксплуатации. Калибровку прибора проводят по буферным растворам согласно инструкции к прибору.

Измерение рН в растворах повторяют три раза, каждый раз вынимая электроды из него и вновь погружая их в исследуемый раствор при измерении.

В нерабочее время электроды хранят в дистиллированной воде, либо согласно условиям хранения, прописанным в инструкции по его эксплуатации (водопроводная вода, 0,1 Н раствор хлорида калия и т.д.).

Измерения рН на приборе проводят согласно инструкции к прибору.

Реактивы, материалы, оборудование: раствор соляной кислоты HCl (0,1 М), раствор серной кислоты H₂SO₄ (0,1 М), раствор гидроксида натрия NaOH (0,1 М); индикаторы: фенолфталеин, метиловый оранжевый, метиловый красный, лакмус; дистиллированная вода, универсальная индикаторная бумага, штатив с пробирками, стеклянные палочки, рН-метр, стаканчики 100 мл-3 шт.

Опыт 5.1. Определение рН растворов с помощью универсальной индикаторной бумаги

Ход работы. Возьмите полоску универсальной индикаторной бумаги и погрузите её на несколько секунд в исследуемый раствор. Выньте полоску и сразу же сравните окраску сырой бумаги с цветной шкалой упаковки.

Сделайте выводы о рН исследуемого раствора. Укажите реакцию его среды и вычислите концентрацию водородного иона. Результаты занесите в таблицу 1.

Таблица 1

Результаты опыта

Исследуемый раствор	Цвет индикатора	рН	Концентрация водородного иона
0,1 М раствор HCl			
0,1 М раствор H ₂ SO ₄			
0,1 М раствор NaOH			
H ₂ O дистиллированная			

Опыт 5.2. Окраска кислотно-основных индикаторов в кислой и щелочной среде

Ход работы. Налейте в четыре пробирки по 1-2 мл раствора соляной кислоты, в другие четыре пробирки по 1-2 мл дистиллированной воды и ещё в четыре пробирки по 1-2 мл раствора гидроксида натрия.

Пробирки распределите на четыре серии кислота-вода-щёлочь и добавьте в каждую пробирку по несколько капель индикаторов: в первую серию – метилового оранжевого, во вторую серию – метилового красного, в третью серию – лакмуса, в четвёртую серию – фенолфталеина.

Результаты запишите в таблицу 2.

Таблица 2

Результаты опыта

Индикатор	Окраска			Интервал перехода, pH
	в кислой среде	в нейтральной среде	в щелочной среде	
Метиловый оранжевый				
Метиловый красный				
Лакмус				
Фенолфталеин				

Опыт 5.3. Определение pH раствора с помощью pH-метра

Ход работы. Познакомьтесь с устройством pH-метра и инструкцией работы на данном приборе. Проведите измерение pH растворов. Данные занесите в таблицу 3.

Таблица 3

Результаты опыта

Исследуемый раствор	pH	Концентрация водородного иона
0,1M раствор HCl		
0,1M раствор H ₂ SO ₄		
0,1M раствор NaOH		
H ₂ O дистиллированная		

Контрольные вопросы и задания по теме:

1. Что такое индикаторы?
2. Объясните термин «интервал перехода индикатора».
3. Что характеризует водородный показатель pH?
4. Какое значение имеет pH для кислых, щелочных и нейтральных растворов?
5. Чему равна концентрация ионов H⁺ и OH⁻ в абсолютно чистой воде?
6. Правила работы с pH-метром.

Лабораторная работа № 6.
ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ РАЗЛИЧНОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ И
ОПРЕДЕЛЕНИЕ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРА С ПОМОЩЬЮ
АРЕОМЕТРА

Цель работы. приобретение навыков приготовления растворов различной концентрации.

Теоретическое обоснование. Концентрацию веществ в растворах можно выразить разными способами. Наиболее часто используют массовую долю растворённого вещества, молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента (нормальность).

Массовая доля растворённого вещества $w(B)$ - это безразмерная величина, равная отношению массы растворённого вещества к общей массе раствора $m(P)$:
 $w(B) = m(B) / m(P)$

Массовую долю растворённого вещества $w(B)$ обычно выражают в долях единицы или в процентах. Например, массовая доля растворённого вещества – CaCl_2 в воде равна 0,06 или 6 %. Это означает, что в растворе хлорида кальция массой 100 г содержится хлорид кальция массой 6 г и вода массой 94 г.

Пример. Сколько грамм сульфата натрия и воды нужно для приготовления 300 г 5 % раствора?

$$\text{Решение: } m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = w(\text{Na}_2\text{SO}_4) / 100 = (5 \cdot 300) / 100 = 15 \text{ г}$$

где $w(\text{Na}_2\text{SO}_4)$ – массовая доля в %; m - масса раствора в г; $m(\text{H}_2\text{O}) = 300 \text{ г} - 15 \text{ г} = 285 \text{ г}$.

Таким образом, для приготовления 300 г 5 % раствора сульфата натрия надо взять 15 г Na_2SO_4 и 285 г воды.

Молярная концентрация $C(B)$ показывает, сколько моль растворённого вещества содержится в 1 литре раствора.

$$C(B) = n(B) / V = m(B) / (M(B) \cdot V),$$

где $M(B)$ - молярная масса растворённого вещества г/моль.

Молярная концентрация измеряется в моль/л и обозначается "М". Например, 2 М NaOH - двухмолярный раствор гидроксида натрия. Один литр такого раствора содержит 2 моль вещества или 80 г.

Пример. Какую массу хромата калия K_2CrO_4 нужно взять для приготовления 1,2 л 0,1 М раствора?

$$\text{Решение: } M(\text{K}_2\text{CrO}_4) = C(\text{K}_2\text{CrO}_4) \cdot V \cdot M(\text{K}_2\text{CrO}_4) = 0,1 \text{ моль/л} \cdot 1,2 \text{ л} \cdot 194 \text{ г/моль} = 23,3 \text{ г}$$

Таким образом, для приготовления 1,2 л 0,1 М раствора нужно взять 23,3 г K_2CrO_4 и растворить в воде, а объём довести до 1,2 литра.

Концентрацию раствора можно выразить количеством молей растворённого вещества в 1000 г растворителя. Такое выражение концентрации называют **молярностью** раствора.

Молярная концентрация эквивалента (нормальность) раствора обозначает число грамм-эквивалентов данного вещества в одном литре раствора или число миллиграмм-эквивалентов в одном миллилитре раствора. Грамм - эквивалентом вещества называется количество граммов вещества, численно равное его эквиваленту. Для сложных веществ - это количество вещества, соответствующее прямо или косвенно при химических превращениях 1 грамму водорода или 8 граммам кислорода.

$\mathcal{E}_{\text{основания}} = M_{\text{основания}} / \text{число замещаемых в реакции гидроксильных групп}$

$\mathcal{E}_{\text{кислоты}} = M_{\text{кислоты}} / \text{число замещаемых в реакции атомов водорода}$

$\mathcal{E}_{\text{соли}} = M_{\text{соли}} / \text{произведение числа катионов на его заряд.}$

Пример. Вычислите значение грамм-эквивалента (г-эquiv.) серной кислоты, гидроксида кальция и сульфата алюминия.

$$\mathcal{E}_{\text{H}_2\text{SO}_4} = M_{\text{H}_2\text{SO}_4} / 2 = 98 / 2 = 49 \text{ г}$$

$$\mathcal{E}_{\text{Ca(OH)}_2} = M_{\text{Ca(OH)}_2} / 2 = 74 / 2 = 37 \text{ г}$$

$$\mathcal{E}_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = M_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} / (2 \cdot 3) = 342 / 6 = 57 \text{ г}$$

Величины нормальности обозначают буквой "Н". Например, децинормальный раствор серной кислоты обозначают "0,1 Н раствор H_2SO_4 ". Так как нормальность может быть определена только для данной реакции, то в разных реакциях величина нормальности одного и того же раствора может оказаться неодинаковой. Так, одномолярный раствор H_2SO_4 будет однонормальным, когда он предназначается для реакции со щёлочью с образованием гидросульфата NaHSO_4 , и двухнормальным в реакции с образованием Na_2SO_4 .

Пример. Рассчитайте молярность и нормальность 70 % раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,615 \text{ г/мл}$).

Решение. Для вычисления молярности и нормальности надо знать число граммов H_2SO_4 в 1 л раствора. 70 % раствор H_2SO_4 содержит 70 г H_2SO_4 в 100 г раствора. Это весовое количество раствора занимает объём:

$$V = 100 / 1,615 = 61,92 \text{ мл}$$

Следовательно, в 1 л раствора содержится $70 \cdot 1000 / 61,92 = 1130,49 \text{ г H}_2\text{SO}_4$.

Отсюда молярность данного раствора равна:

$$1130,49 / M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1130,49 / 98 = 11,53 \text{ М}$$

Нормальность этого раствора (считая, что кислота используется в реакции в качестве двухосновной) равна $1130,49 / 49 = 23,06 \text{ Н}$

Приготовление раствора заданной концентрации смешиванием растворов более высокой и более низкой концентрации.

Пример: Приготовить 100 г 36 % раствора H_3PO_4 , смешав 44 % и 24 % растворы этой кислоты.

I способ расчета:

Обозначим через x количество граммов 44 % раствора, которое следует добавить к $(100-x)$ граммам 24 % раствора для получения 100 г 36 % раствора H_3PO_4 . Составим уравнение:

$$0,44 * x + (100 - x) * 0,24 = 100 * 0,36$$

$$x = \frac{36 - 24}{0,44 - 0,24} = 60$$

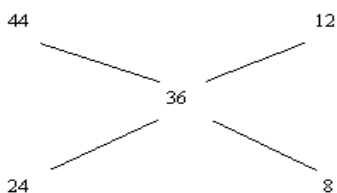
откуда

Следовательно, необходимо взять 60 г 44 % раствора H_3PO_4 и $100 - x = 40$ г 24 % раствора.

II способ расчета:

Он называется "правилом креста". Если в левый угол воображаемого прямоугольника поместить более высокую концентрацию – 44, а в нижний левый – меньшую концентрацию – 24, а в центре - концентрацию получаемого смешанного раствора – 36 и затем вычесть по диагонали из большего числа меньшее, то отношение разностей $12:8 = 3:2$ покажет в каком весовом соотношении следует смешать исходные растворы для получения раствора заданной концентрации.

Так, для получения 100 г 36 % раствора достаточно смешать 60 г 44 % раствора и 40 г 24 % раствора.

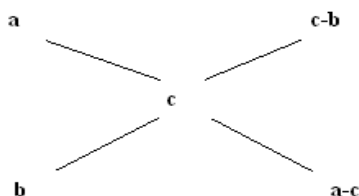


Определив по таблице плотности исходных растворов – 1,285 г/см³ (для 24 % раствора) находим, что объемы их соответственно составляют:

$$\frac{60}{1,285} = 46,7 \approx 47 \quad \text{мл 44 \% раствора } H_3PO_4$$

$$\frac{40}{1,14} = 35,1 \approx 35 \quad \text{мл 24 \% раствора } H_3PO_4$$

В общей форме "правило креста" имеет вид:



где, а и в соответственно большая и меньшая исходные концентрации;
с - концентрация смешанного раствора;

с – в

а – с - показывает, в каком массовом соотношении следует смешать исходные растворы.

Пересчет концентраций растворов из одних единиц в другие. При пересчете процентной концентрации в молярную и наоборот, необходимо помнить, что процентная концентрация рассчитывается на определенную массу раствора, а молярная и нормальная - на объем, поэтому для пересчета необходимо знать плотность раствора. Если мы обозначим: с - процентная концентрация; М - молярная концентрация; N - нормальная концентрация; э - эквивалентная масса, ρ - плотность раствора; m - мольная масса, то формулы для пересчета из процентной концентрации будут следующими:

$$M = (c \cdot \rho \cdot 10) / m$$

$$N = (c \cdot \rho \cdot 10) / \varepsilon$$

Этими же формулами можно воспользоваться, если нужно пересчитать нормальную или молярную концентрацию на процентную.

Пример. Какова молярная и нормальная концентрация 12 % раствора серной кислоты, плотность которого $\rho = 1,08 \text{ г/см}^3$?

Решение: Мольная масса серной кислоты равна 98. Следовательно,

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ и } \varepsilon(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 : 2 = 49.$$

Подставляя необходимые значения в формулы, получим:

а) Молярная концентрация 12 % раствора серной кислоты равна

$$M = (12 \cdot 1,08 \cdot 10) / 98 = 1,32 \text{ М}$$

б) Нормальная концентрация 12 % раствора серной кислоты равна

$$N = (12 \cdot 1,08 \cdot 10) / 49 = 2,64 \text{ Н.}$$

Иногда в лабораторной практике приходится пересчитывать молярную концентрацию в нормальную и наоборот. Если эквивалентная масса вещества равна мольной массе (например, для HCl, KCl, KOH), то нормальная концентрация равна молярной концентрации. Так, 1 н раствор соляной кислоты будет одновременно 1 М раствором. Однако для большинства соединений эквивалентная масса не равна мольной и, следовательно, нормальная концентрация растворов этих веществ не равна молярной концентрации.

Для пересчета из одной концентрации в другую можно использовать формулы:

$$M = (N \cdot \mathcal{E}) / m$$

$$N = (M \cdot m) / \mathcal{E}$$

Пример. Нормальная концентрация 1 М раствора серной кислоты

$$N = (1 \cdot 98) / 49 = 2 \text{ Н.}$$

Пример. Молярная концентрация 0,5 н. Na_2CO_3

$$M = (0,5 \cdot 53) / 106 = 0,25 \text{ М.}$$

Растворы определенной концентрации можно приготовить следующими методами:

- из фиксаналов;
- растворением известной навески твёрдого вещества в определённой массе или объёме растворителя, или раствора;
- разбавлением концентрированных растворов.

Фиксанал (стандарт-титр) – точно отмеренное количество реактива, содержащееся в запаянной ампуле и предназначенное для быстрого приготовления раствора с заранее известной концентрацией.

Растворы, приготовленные из фиксаналов, можно использовать в качестве стандартных. Растворы, приготовленные другими способами, не дают такой точности, так как многие вещества, из которых готовят растворы, не являются химически чистыми. Например, серная кислота всегда содержит воду, гидроксид натрия – гигроскопическую воду и карбонат натрия вследствие поглощения CO_2 из воздуха и т. д.

Определение концентрации раствора с помощью ареометра.

Плотность раствора определяется по формуле:

$$\rho = \frac{m}{V}$$

где m – масса раствора, г;

V – объем раствора, мл.

Определение плотности проще всего производить при помощи ареометра. Не существует универсального ареометра. Каждый ареометр предназначен для жидкостей, значения плотностей которых лежат в определенных пределах. Поэтому при выборе ареометра необходимо, чтобы ориентировочное значение плотности данного раствора попадало в интервал шкалы данного ареометра.

Так как плотность раствора обусловлена его концентрацией, то измерив ареометром плотность, можно по таблицам найти массовую долю растворённого вещества в растворе

Ареометр представляет собой стеклянный тонкостенный, цилиндрический сосуд, расширяющийся внизу и имеющий на конце стеклянный резервуар, заполненный дробью, реже ртутью (рис. 32). В верхней части ареометра имеется шкала с делениями, соответствующими плотности жидкости и указанием

температуры, при которой следует производить определение. Имеются ареометры для жидкостей легче и тяжелее воды, для серной кислоты, едких щелочей, а также ряд специальных ареометров для измерения плотности спирта (спиртометр), молока (лактомер).

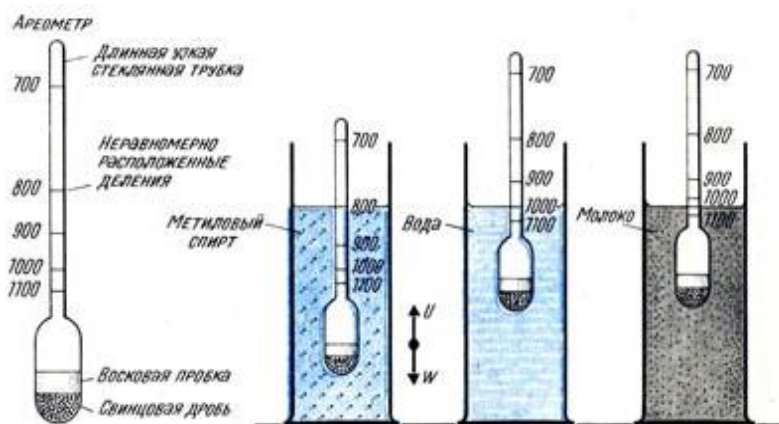


Рисунок 32. Ареометры

Правила работы с ареометром. Ареометром определяют плотность с точностью до 0,01. Испытуемую жидкость помещают в цилиндр и при температуре жидкости 20 °С осторожно опускают в нее чистый сухой ареометр, на шкале которого предусмотрена ожидаемая величина плотности. Ареометр не выпускают из рук до тех пор, пока не станет очевидным, что он плавает, при этом необходимо следить, чтобы ареометр не касался стенок и дна цилиндра. Отсчёт производят через 3-4 мин. после погружения по делению на шкале ареометра, соответствующему нижнему мениску жидкости. Отсчет значений плотности темнокрашенных жидкостей производят по верхнему мениску (при отсчёте глаз должен быть на уровне мениска) (рис. 33). Зная плотность раствора, по специальным таблицам можно определить массовую долю раствора, и наоборот, зная концентрацию раствора, определить его плотность.

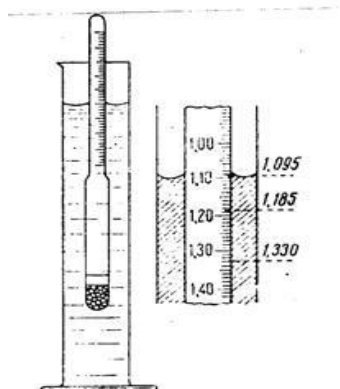


Рисунок 33. Отсчет показаний ареометра

Для перехода от массы раствора к его объему и наоборот нужно знать величину плотности. Плотность выражается в $г/см^3$ ($г/мл$), $кг/м^3$, $г/л$, и др. Для приближенного и быстрого определения плотности служит ареометр.

Реактивы, материалы, оборудование: сухие соли, например, $NaCl$, KCl , Na_2CO_3 , $BaCl_2$, $CaCl_2$, $CuSO_4$; конические колбы на 250 мл, лабораторные весы, фильтровальная бумага, мерные цилиндры, набор ареометров, мерные колбы на 100 мл, конические колбы на 250 мл, лабораторные весы, фильтровальная бумага, мерные цилиндры, набор ареометров, мерные колбы на 100 мл, воронка.

Опыт 6.1. Приготовление 0,1 М раствора HCl из фиксаля

Ход работы. В мерную колбу 1 ёмкостью 1 л вставить химическую воронку 2 и поместить в нее боёк 3 (рис. 34). Ампула 4 имеет углубления с двух сторон. Сухую, тщательно вымытую ампулу слегка ударить углублением об острие бойка, а вторым бойком 3' пробить верхнее отверстие и дать содержимому ампулы полностью вылиться. Затем, не изменяя положения ампулы, тщательно промыть её изнутри дистиллированной водой из промывалки 6.

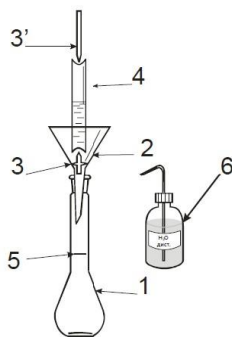


Рисунок 34. Приготовление раствора из фиксаля

Для промывания рекомендуется не менее чем пятикратный (по отношению к объёму ампулы) объём воды. Затем довести объём раствора дистиллированной водой до метки 5 и тщательно перемешать, закрыв колбу пробкой и переверачивая её вверх дном и обратно несколько раз.

Приготовленный раствор используется в следующих работах.

Опыт 6.2. Приготовление раствора с заданной массовой долей соли

Получите у преподавателя задание и рассчитайте, сколько граммов соли и миллилитров воды потребуется для приготовления раствора заданной концентрации.

Ход работы. Взвесьте на теххимических весах нужную массу соли и высыпьте ее в коническую колбу на 250 мл. Отмерьте цилиндром необходимый объем воды и влейте его в колбу с солью. Перемешивайте содержимое колбы до полного растворения соли.

Перелейте в цилиндр приготовленный раствор. При помощи ареометра измерьте его плотность $\rho_{эксл.}$. Найдите по таблице 12 плотность раствора $\rho_{табл.}$, соответствующую заданной концентрации.

Таблица 12

Массовая доля (ω %) и плотность (ρ) растворов солей при 20 °С

ω %	ρ , г/см ³					
	CaCl ₂	NaCl	CuSO ₄	KCl	Na ₂ CO ₃	BaCl ₂
1	1,0070	1,0053	1,009	1,0046	1,009	-
2	1,0148	1,0125	1,019	1,0110	1,019	1,016
4	1,0316	1,0226	1,040	1,0239	1,040	1,034
6	1,0486	1,0413	1,062	1,0369	1,061	1,053
8	1,0659	1,0559	1,084	1,0500	1,082	1,072
10	1,0835	1,0707	1,107	1,0633	1,103	1,092
12	1,1015	1,0857	1,131	1,0768	1,085	1,113
14	1,1198	1,1009	1,155	1,0905	1,101	1,134

Если в таблице отсутствует необходимое значение величины, то применяют метод интерполяции (нахождение промежуточного значения величины по известным крайним значениям). В данном случае применяется линейная интерполяция: считается, что в узких интервалах зависимость между плотностью и концентрацией линейна. Это является, в некоторой степени, приближением. В действительности возможны и отклонения от линейности.

Допустим, нужно определить плотность 2,3 % раствора хлорида натрия. Такой концентрации в таблице нет. Ближайшие значения массовой доли – 2 % и 4 %, им соответствуют плотности растворов 1,0125 г/см³ и 1,0226 г/см³. Следовательно, при изменении концентрации на 2 %, плотность раствора изменится на 1,0226-1,0125=0,0101 г/см³. Составив пропорцию, найдем, как изменится плотность при изменении концентрации на 0,3 %:

$$\begin{aligned} 2 \% & \text{ — } 0,0101 \text{ г/см}^3 \\ 0,3 \% & \text{ — } x \text{ г/см}^3 \end{aligned}$$

Из пропорции $x=0,0015$ г/см³. Прибавив эту величину к значению плотности 2 % раствора, получим плотность 2,3 % раствора: 1,0125+0,0015=1,0140 г/см³.

Плотность и процентное содержание растворов хлорида натрия представлены в таблице 13.

Таблица 13

Плотность и процентное содержание растворов хлорида натрия

Концентрация, %	Плотность*10 ⁻³ , кг/м ³ , при температуре		Концентрация, %	Плотность*10 ⁻³ , кг/м ³ , при температуре	
	10 °С	20 °С		10 °С	20 °С
1	1,0071	1,0053	14	1,1049	1,1008
2	1,0144	1,0125	15	1,1127	1,1065
3	1,0218	1,0196	16	1,1206	1,1162
4	1,0292	1,0268	17	1,1285	1,1241
5	1,0366	1,0340	18	1,1364	1,1319
6	1,0441	1,0413	19	1,1445	1,1398
7	1,0516	1,0486	20	1,1525	1,1478
8	1,0591	1,0559	21	1,1607	1,1559
9	1,0666	1,0633	22	1,1689	1,1639
10	1,0742	1,0707	23	1,1772	1,1722
11	1,0819	1,0782	24	1,1856	1,1804
12	1,0895	1,0857	25	1,1940	1,1888
13	1,0972	1,0933	26	1,2025	1,1972

Таблица 14

Результаты опыта

Заданная массовая доля, (%)	Плотность, ρ , кг/м ³	Рассчитанные массы компонентов, г		Плотность экспериментальная, ρ , кг/м ³	Экспериментальные концентрации		
		NaCl	H ₂ O		с, %	с, М	с _{эк} , Н

Контрольные вопросы и задания по теме:

1. Сколько граммов гидроксида калия нужно растворить в 600 мл воды для получения 16 % раствора? Плотность раствора равна 1,15 г/мл.
2. Какой объем 4 % раствора хлорида кальция (плотность см. в табл. 13) требуется для взаимодействия с 120 мл 0,1 М раствора AgNO₃?
3. Определите массовую долю растворенного вещества в 2,64 н растворе серной кислоты. Плотность раствора серной кислоты равна 1,080 г/мл.
4. Какие объемы 12 % раствора и 3 % раствора хлорида натрия нужно смешать для получения 120 мл 8 % раствора? При решении задачи воспользоваться данными табл. 1.

Лабораторная работа № 7. **ОПРЕДЕЛЕНИЕ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ МЕТОДОМ ТИТРОВАНИЯ**

Цель работы. приобретение навыков определения концентрации растворов методом титрования.

Теоретическое обоснование. Концентрацию растворов можно определять различными методами:

- 1) по плотности раствора, когда не требуется большой точности;
- 2) титрованием, если значение концентрации необходимо определить с точностью до 0,01 %.

Определение концентрации раствора методом титрования.

Титрование– определение неизвестной концентрации одного раствора по известной концентрации другого путем измерения объемов реагирующих растворов. Метод разработан французским химиком Гей-Люссаком (1778-1850 г).

Согласно закону эквивалентов, вещества вступают и образуются в результате реакции в эквивалентных количествах. Следовательно, в процессе титрования $v_э(1)=v_э(2)$. Выразим количества эквивалентов реагирующих веществ через объемы (V) растворов и молярные концентрации их эквивалентов $C_э$, тогда

$$V(1) \cdot C_э(1) = V(2) \cdot C_э(2),$$

Эти два соотношения называются *формулами титрования*.

Для титрования используют стандартный раствор (титрант), это раствор, концентрация которого точно определена.

Главной целью титрования является как можно более точное установление ТЭ (точки эквивалентности). *Точка эквивалентности (ТЭ)*–это момент титрования, когда количество добавленного титранта химически эквивалентно количеству титруемого вещества.

Для фиксирования момента окончания титрования применяют либо вспомогательные вещества – *индикаторы*, либо *физико-химические методы*, использующие соответствующие измерительные приборы.

Индикаторы– вспомогательные вещества, которые дают возможность с известной степенью достоверности установить КТП по изменению их окраски или вызывают какой-либо другой наблюдаемый эффект. Установленный на практике момент окончания реакции называют *конечной точкой титрования (КТП)*. КТП в принципе не совпадает с ТЭ вследствие наличия погрешностей в анализе.

В некоторых случаях КТП устанавливают визуально по изменению окраски раствора одного из реагирующих веществ в момент окончания реакции, по появлению помутнения или по изменению окраски раствора, вызываемой образованием продукта реакции (*без индикаторный метод*).

Правила работы с бюретками. При работе с бюретками, как с колбами и мерными пипетками, следует выполнять определенный набор правил, позволяющий

значительно снизить риск возникновения погрешностей при выполнении эксперимента.

1. Перед началом работы тщательно промывают бюретку: два раза промывают очищенной водой и дважды ополаскивают рабочим раствором, которым бюретка будет заполняться. Раствор отбрасывают, сливая его частично через верхний конец бюретки, частично – через кран или капилляр, находящийся внизу. Из хорошо вымытой бюретки жидкость должна стекать, не оставляя капель на внутренней поверхности.

2. Бюретку необходимо высушить, вытирая снаружи ее полотенцем. Если бюретка хорошо вымыта, на внутренней поверхности не должно оставаться капель жидкости.

3. Рабочую бюретку закрепляют на штативе строго в вертикальном положении.

4. Через верхнюю часть с помощью стакана с «носиком» или специальной химической воронки, наполняют бюретку рабочим раствором. Воронка не должна доставать до нулевого значения своим концом. Раствор наливают медленно, чтобы дать возможность воздуху выходить свободно из бюретки, до уровня на 2–3 см выше нулевой.

5. Непосредственно перед титрованием воронку следует убрать, для отсутствия некорректных полученных результатов.

6. Для удаления образовавшихся пузырьков воздуха из нижнего конца бюретки, резиновую трубку отгибают кверху примерно на 45 ° и нажимают на бусину, спуская раствор с воздухом в стакан, пока жидкость не заполнит весь объем бюретки.

7. Опустить капилляр бюретки вертикально, и после этого необходимо установить уровень жидкости в бюретки на нулевое деление, слив излишек раствора в стакан.

8. При титровании кончик бюретки опускают в коническую колбу, содержащую анализируемый раствор, таким образом, чтобы он был направлен в центр колбы.

9. Титрование проводят следующим образом: левой рукой нажимают на резиновую трубку с шариком (или на зажим или приоткрывают притертый кран), медленно сливая раствор из бюретки (*титрант*) в колбу, при постоянном перемешивании конической колбы, путем вращения правой рукой.

10. Титрант в бюретку сначала сливают тонкой струйкой до того момента, когда окраска раствора в колбе в месте падения капель из бюретки начинает изменять цвет.

11. Скорость титрования замедляют. Осторожно, по каплям, добавляют раствор титранта, следя за тем, чтобы капли не оставались на стенке колбы, а попадали в центр колбы для титрования.

12. Титрование прекращают, когда происходит изменение окраски титруемого раствора от добавления одной капли титранта.

13. Если на носике, после завершения титрования осталась капля титранта, то ее добавляют к вылившемуся объему прикосновением к внутренней стороне

приемного сосуда. Если для бюретки не установлено время ожидания, дожидаться стекания жидкости, оставшейся на стенках, не нужно.

14. Объем израсходованного на титрование раствора определяют по нижнему мениску (или верхнему, если раствор непрозрачный) и записывают в лабораторный журнал (рис. 35).

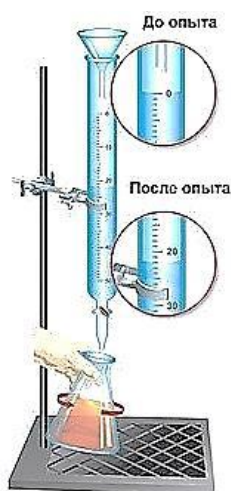


Рисунок 35. Определение объема титранта, пошедшего на титрование, по нижнему мениску

Реактивы, материалы, оборудование: растворы гидроксида натрия NaOH (0,1 М) и серной кислоты H₂SO₄ (0,1 М), приготовленные в предыдущей работе; раствор фиксаналя соляной кислоты HCl (0,1 М); индикаторы: фенолфталеин, метилоранж; бюретки для титрования объем 25 мл -2 шт., стаканчики.

Опыт 7.1. Определение концентрации растворов методом кислотно-основного титрования

В настоящей работе предлагается методом титрования определить точные концентрации приготовленных в предыдущей работе 0,1 М растворов NaOH и H₂SO₄.

В качестве первичного стандарта для определения концентрации NaOH следует использовать раствор HCl, приготовленный из фиксаналя в предыдущей работе. Концентрацию H₂SO₄ можно определить, оттитровав её раствором NaOH известной концентрации.

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

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

Опыт 7.2. Определение концентрации раствора NaOH

Ход работы. Взять приготовленный в предыдущей работе 0,1 М раствор NaOH. Отобрать пипеткой три пробы по 10 мл в три конические колбы, добавить в каждую из них по две капли фенолфталеина. Заполнить бюретку 1 - раствором 0,1 М HCl, приготовленным из фиксаля. Вначале бюретку заполняют немного выше деления, принятого за начало отсчёта, а затем избыток раствора сливают в стаканчик. Для этого большим и указательным пальцами сжимают эластичную трубку на клапане-бусинке.

При этом необходимо следить, чтобы в носике бюретки не было пузырьков воздуха, влияющих на точность измерения. При наличии пузырьков воздуха в носике бюретки их необходимо предварительно удалить и лишь затем приступить к титрованию. Провести титрование раствора NaOH соляной кислотой, добавляя её по каплям и непрерывно перемешивая раствор. Для этого колбу нужно держать пальцами одной руки, а клапан-бусинку открывать другой рукой. Окончание титрования определяется по исчезновению окраски фенолфталеина от последней добавленной капли раствора HCl.

Отметить показания бюретки по нижнему мениску жидкости (рис. 35), который должен касаться метки. Снова заполнить бюретку раствором 0,1 М HCl и повторить титрование щёлочи, находящейся во второй, а затем в третьей колбах. Результаты титрования занести в таблицу 1.

Таблица 1

Определение концентрации NaOH методом титрования соляной кислотой

№ п/п	Объём раствора NaOH, мл	Объём стандартного 0,1 М раствора HCl, мл, пошедший на титрование	Концентрация (С) раствора NaOH, моль/л	Среднее значение С (NaOH), моль/л	Примечания
1	10				
2	10				
3	10				

Из экспериментальных данных рассчитать точную молярную концентрацию раствора NaOH.

Этот раствор NaOH необходимо использовать для следующего опыта.

Определение концентрации раствора H₂SO₄. Взять приготовленный в предыдущей работе 0,1 М раствор H₂SO₄. Отобрать пипеткой Мора три пробы по 5 мл H₂SO₄ в три конические колбы, добавить по 25 мл воды и по 2 капли индикатора метилоранжа, который в растворе кислоты имеет розовую окраску.

Бюретку заполнить раствором NaOH, точная концентрация которого была определена в предыдущем опыте.

Провести титрование раствора H₂SO₄ раствором NaOH так же, как описано выше.

Результаты титрования занести в таблицу 2.

Таблица 2

Определение концентрации H_2SO_4 методом титрования щёлочью

№ п/п	Объём раствора, H_2SO_4 , мл	Объём стандартного раствора NaOH мл, пошедший на титрование	Концентрация (С) Раствора H_2SO_4 , моль/л	Среднее значение С (H_2SO_4), моль/л	Примечания
1	5				
2	5				
3	5				

Из экспериментальных данных рассчитать точную молярную концентрацию раствора H_2SO_4 .

Все приготовленные растворы с определённой концентрацией сохранить для лабораторной работы по измерению рН растворов кислот и оснований.

Опыт 7.3. Титрование раствора

Ход работы.

1. В мерную бюретку, закрепленную в штативе, налить раствор кислоты с эквивалентной концентрацией 0,1 моль/л (0,1 Н). Этот раствор называется рабочим раствором.

2. В три конические колбы внести с помощью мерной пипетки по 10 мл раствора NaOH, приготовленного в предыдущем опыте, добавить в каждую колбу по одной капле индикатора метилоранжа или фенолфталеина.

3. Из бюретки медленно, по каплям, прибавлять раствор кислоты к раствору щелочи до изменения окраски индикатора. По окончании титрования записать объём кислоты, использованной на титрование.

4. Опыт повторить еще два раза, каждый раз предварительно доливая раствор кислоты в бюретку до нулевого деления.

5. Рассчитать средний объём кислоты, использованной на титрование, и эквивалентную концентрацию щелочи. Вычислить титр раствора.

6. Сопоставить концентрацию приготовленного раствора, найденную методом титрования, с заданным значением. Рассчитать погрешность, допущенную при приготовлении раствора, в выводе указать возможные причины погрешности опыта.

Контрольные вопросы и задания по теме:

1. Что такое кислотно-основная реакция?
2. Что такое водородный и гидроксидный показатели?
3. Чему равно значение ионного произведения воды при 25 °С?
4. Что такое кислотно-основное титрование?
5. Назовите рабочие растворы метода кислотно-основного титрования.
6. Какую величину называют рН или водородным показателем среды?
7. Что такое рН-индикаторы?
8. Приведите примеры кислотно-основных индикаторов.
9. Перечислите мерную посуду, используемую в титриметрических определениях.

Лабораторная работа № 8. **СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ**

Цель работы: Изучить влияние концентрации реагирующих веществ, температуры и катализатора на скорость химических реакций.

Теоретическое обоснование. Химическая кинетика - это раздел химии, изучающий скорость и механизм химических реакций, а также их зависимость от различных факторов (концентрации, температуры, природы реагирующих веществ, присутствия катализатора, давления).

Химические реакции протекают с самыми различными скоростями. Многие реакции, например, взаимодействие водорода с хлором на свету происходит мгновенно (взрыв), а коррозия металлов длится годами.

Скорость реакции - это изменение количества, реагирующего (исходного) вещества в единицу времени в единице реакционного пространства. В гомогенных реакциях таким пространством является объем реакционного сосуда, в гетерогенных - поверхность раздела, на которой протекает реакция. Средняя скорость гомогенной реакции за промежуток времени Δt :

$$v = \pm \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t} \quad (\text{моль/л}\cdot\text{с}) \quad (1)$$

Скорость химических реакций зависит от многих факторов: природы реагирующих веществ; от их концентрации; от температуры; от присутствия катализаторов.

Зависимость скорости реакции от концентрации определяется **законом действующих масс: при постоянной температуре скорость химической реакции пропорциональна произведению концентрации реагирующих веществ, возведенных в степени их стехиометрических коэффициентов.**

Для гомогенной системы $mA + nB \rightleftharpoons cC + dD$ кинетическое уравнение имеет вид:

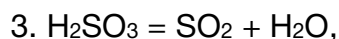
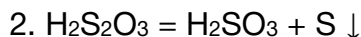
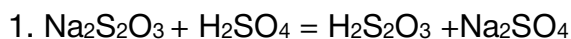
$$v = k \cdot C_A^m \cdot C_B^n \quad (2)$$

где k - константа скорости, зависящая от природы реагирующих веществ и температуры.

Если процесс идет в несколько стадий, то его скорость определяется скоростью самой медленной стадии. Так, используемая в опытах 1 и 2 реакция, описываемая общим уравнением:



Протекает в три стадии:



из которых реакции первой и третьей стадий идут практически мгновенно, а реакции второй стадии – медленно. Именно она и определит скорость суммарного процесса, т.е. будет зависеть только от концентрации тиосерной кислоты $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$, количество которой пропорционально количеству тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ при наличии избытка серной кислоты. Таким образом, уравнение скорости реакции запишется:

$$v = k \cdot C_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} \quad (3)$$

В случае гетерогенных реакций концентрации твердых фаз остаются неизменными (реакции протекают на поверхности раздела), эти постоянные концентрации объединяют с константой скорости и получают новую постоянную. Таким образом, в математическое выражение концентрация твердой фазы не входит.

Влияние температуры на скорость реакции устанавливают либо точно, по уравнению Аррениуса, либо приближенно по правилу Вант-Гоффа: **повышение температуры на каждые 10 °C увеличивает скорость реакции примерно в 2-4 раза.** Математически эта зависимость выражается уравнением:

$$v_{\text{кон}} = v_{\text{нач}} \gamma^{\Delta t / 10} \quad (4)$$

где $\Delta t = t_{\text{кон}} - t_{\text{нач}}$ - разность конечной и начальной температур;

γ - температурный коэффициент скорости реакции;

$v_{\text{нач.}}, v_{\text{кон}}$ - скорости реакции при начальной и конечной температурах.

Температура влияет на скорость реакции, увеличивая константу скорости. Отношение, показывающее, во сколько раз увеличилась константа скорости при увеличении температуры на 10 °C, называется температурным коэффициентом скорости реакции, т.е.

$$\gamma = \frac{k_{t+10}}{k_t} \quad (5)$$

где k_t, k_{t+10} – константы скорости при температурах t и $t+10$ °C.

Скорость химической реакции изменяется в присутствии катализатора. Катализаторы – это вещества, влияющие на скорость химической реакции, но остающиеся после реакции в химически неизменном виде и первоначальном количестве. Катализаторы, ускоряющие реакцию, называются положительными, замедляющими ее отрицательными. Явление, вызывающее изменение скорости химической реакции в присутствии катализаторов, называется катализом. Различают катализ гомогенный (реагирующие вещества и катализатор находятся в одинаковом агрегатном состоянии) и гетерогенный (реагирующие вещества и катализатор находятся в разных агрегатных состояниях).

Реактивы, материалы, оборудование: раствор тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (1 н), серная кислота H_2SO_4 (2 н), раствор перманганата калия KMnO_4 (0,5 М), раствор щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (1 н), вода дистиллированная, штатив с пробирками, водяная баня, секундомер.

Опыт 8.1. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции

О скорости реакции можно судить по скорости изменения какого-либо свойства системы, например, окраски, электропроводности, давления, спектра и т.д.

В предлагаемом опыте, преследуя цель убедиться в справедливости закона действия масс, измеряется не скорость реакции, а промежутки времени между началом реакции и видимым результатом ее. Однако этот промежуток времени связан определенным соотношением со скоростью реакции: чем больше скорость, тем меньше промежуток времени.

В основу опыта положено взаимодействие тиосульфата натрия с серной кислотой. Процесс этот, протекая многостадийно (см. выше), приводит к слабой опалесценции и дальнейшему помутнению раствора от выпавшей свободной серы:



Ваша задача – зафиксировать время слабого помутнения раствора в трех вариантах, в каждом из которых реагирует разное количество серной кислоты с одним и тем же количеством тиосульфата натрия, при различных начальных концентрациях тиосульфата натрия.

Ход работы. Приготовить три раствора тиосульфата натрия различной концентрации. Для этого в три сухие пробирки внести: в первую – 5 капель 1 н раствора тиосульфата натрия и 10 капель воды, во вторую – 10 капель 1 н раствора тиосульфата натрия и 5 капель воды, в третью – 15 капель 1 н раствора тиосульфата натрия без воды.

Таблица 1

Влияние концентрации на скорость химической реакции

№ пробирки (наблюдения)	Число капель раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Число капель H_2O	Общий объем раствора (число капель)	Концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, (условная)	Время течения реакции по секундомеру, τ (с)	Скорость реакции $\nu = 1/\tau$, (усл. ед)
1	5	10	15	1С		
2	10	5	15	2С		
3	15	0	15	3С		

Таким образом, начальная концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ будет: в пробирке № 1– 1С в пробирке № 2 – 2С, в пробирке № 3 – 3С.

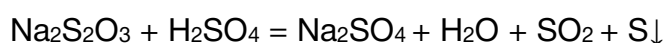
Включить секундомер. В пробирку № 1 добавить одну каплю 2 н раствора серной кислоты. По секундомеру измерить время от момента добавления кислоты до

появления в растворе заметной опалесценции. Также добавить по одной капле 2 н серной кислоты в пробирки № 2 и № 3, отмечая время до появления в растворе опалесценции.

Данные опыта занести в таблицу 1. Рассчитать относительную скорость реакции $v = 1/\tau$ и вписать ее значения в таблицу. Оформить результаты наблюдений в виде графика, откладывая на оси абсцисс концентрацию тиосульфата натрия в виде равномерно стоящих от начала координат трех точек, на оси ординат – относительную скорость. Сделать вывод о характере этой зависимости, а также о том, почему зависимость должна выражаться прямой линией и почему в качестве первой точки этой прямой правомерно использовать точку начала координат.

Опыт 8.2. Влияние температуры на скорость химической реакции

В основе опыта лежит та же реакция, что и в опыте 1:



Ваша задача – зафиксировать время появления опалесценции раствора при различных температурах, но одинаковых концентрациях реагирующих веществ.

Ход работы. Налить в стаканы на 1/2 высоты воду: в первый стакан – водопроводную, во второй – смесь водопроводной и горячей (температура должна быть на 10 °С выше, чем в первом стакане), в третий – горячую (температура на 10 °С выше, чем во втором стакане).

В три пробирки набрать по 10 капель 1 н раствора тиосульфата натрия и опустить по одной в стаканы.

Замерить температуру в стаканах. Не вынимая пробирку с тиосульфатом, добавить в нее 1 каплю 2 н серной кислоты и измерить время по секундомеру от момента добавления кислоты до появления легкой опалесценции. Повторить опыты с раствором тиосульфата и серной кислотой при двух других температурах. Произвести отсчет времени реакции по секундомеру, как и в первом случае. Результаты наблюдений внести в таблицу 2.

Таблица 2

Влияние температуры на скорость реакции

№ наблюдения	Температура опыта, °С	Время течения реакции по секундомеру, τ (с)	Скорость реакции $v = 1/\tau$, (усл. ед)
1			
2			
3			

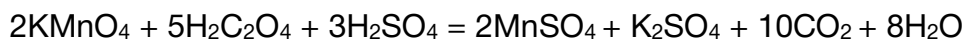
Оформить результаты наблюдений в виде графика, откладывая на оси абсцисс температуру, а на оси ординат – относительную скорость реакции. Сделать вывод о влиянии температуры на скорость реакции, отметив, почему графическая зависимость от температуры не может выражаться прямой линией. Используя уравнение Вант-Гоффа, установить форму линии и ответить, почему нельзя начинать

эту линию от начала координат.

Опыт 8.3. Влияние катализатора на скорость химической реакции

Изучить влияние катализатора на скорость реакции можно на примере восстановления перманганата калия. Процесс протекает при комнатной температуре медленно. Ускоряют эту реакцию ионы марганца (II).

Ход работы. В две пробирки поместить несколько капель раствора KMnO_4 , 1 М раствора щавелевой кислоты и серной кислоты. В одну из них бросить кристаллик MnSO_4 . Через некоторое время отметить изменение окраски растворов в пробирке. Сделать вывод о роли MnSO_4 . Написать уравнение реакции.



Контрольные вопросы:

1. Что называется скоростью химической реакции?
2. Какие факторы влияют на скорость химической реакции?
3. Какова зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ?
4. Как влияет на скорость химической реакции температура?
5. Что такое катализатор, какова его функция?

Лабораторная работа № 9. **ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ**

Цель работы: Изучить влияние изменения концентрации реагирующих веществ на смещение химического равновесия.

Теоретическое обоснование. Химические реакции можно разделить на обратимые и необратимые. Необратимые реакции протекают в одном направлении до конца с выпадением осадка или выделением газа, или образованием мало диссоциирующих веществ. Обратимые реакции идут в двух противоположных направлениях. Обратимые процессы идут до состояния, когда скорость прямой реакции становится равна скорости обратной реакции, такое состояние называется *химическим равновесием*.

Количественной характеристикой химического равновесия является константа равновесия K , равная отношению произведения равновесных концентраций продуктов реакции к произведению равновесных концентраций исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов.

Для процесса: $mA + nB \rightleftharpoons pC + gD$

$$K = \frac{[C]^p \cdot [D]^g}{[A]^m \cdot [B]^n} \quad (1)$$

где $[A]$; $[B]$; $[C]$; $[D]$ – равновесные концентрации веществ A ; B ; C ; D ;

m , n , p , g – стехиометрические коэффициенты.

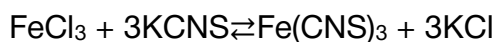
Константа равновесия является математическим выражением закона действия масс в приложении к химическому равновесию. Поэтому для гетерогенных систем в выражение константы равновесия не входят концентрации твердых фаз.

Химическое равновесие подвижно, динамично. Для определения условий смещения химического равновесия используют принцип **Ле-Шателье**: *если на систему, находящуюся в равновесии, оказать какое-либо воздействие (изменить концентрацию, давление, температуру), то равновесие смещается в направлении той реакции, которая противодействует произведенному изменению*.

Повышение температуры смещает равновесие в сторону реакции, идущей с поглощением теплоты, т.е. в сторону эндотермической реакции. Повышение давления смещает равновесие в сторону реакции, приводящей к образованию меньшего числа газообразных молекул, при уменьшении давления – в сторону образования большего числа газообразных молекул. Увеличение концентрации исходных веществ смещает равновесие в сторону образования продуктов реакции.

Смещение химического равновесия при изменении концентрации веществ.

Обратимая реакция между хлоридом железа (III) и роданидом калия или роданидом аммония протекает по уравнению:



Образующийся в результате реакции роданид железа (III) имеет темно-красный

цвет. По изменению интенсивности окраски можно судить об изменении концентрации $\text{Fe}(\text{CNS})_3$, т.е. о смещении равновесия в ту или иную сторону.

Реактивы, материалы, оборудование: раствор хлорида железа (III) FeCl_3 (0,0025 н), раствор роданида калия KCNS (0,0025 н), раствор роданида калия KCNS насыщенный, хлорид калия KCl , дистиллированная вода, мерный цилиндр на 25 мл, стаканчики, пробирки.

Ход работы. В одну пробирку налить примерно 10 мл 0,0025 н раствора хлорида железа (III) и добавить такое же количество 0,0025 н раствора роданида калия или аммония. Раствор размешать стеклянной палочкой и содержимое разлить в 4 пробирки. Одну из пробирок оставить в качестве контрольной (для сравнения). Внести в первую пробирку концентрированный раствор хлорида железа, во вторую – несколько капель насыщенного раствора роданида калия, в третью пробирку – немного твердого хлорида калия. Осторожно перемешайте растворы в пробирках и сопоставьте интенсивности окраски полученных растворов с цветом исходного раствора в контрольной пробирке.

Составьте уравнение реакции. Напишите выражение для константы равновесия. Результаты наблюдений занесите в таблицу 1.

Таблица 1

Результаты опыта

№ пробирки	Добавляемое вещество	Изменение интенсивности окраски (ослабление, усиление)	Направление смещения равновесия (вправо, влево)
1	FeCl_3		
2	а. KCN S		
3	KCl		

Контрольные вопросы и задания по теме:

1. Перечислите факторы, влияющие на смещение химического равновесия химической реакции.
2. Определить равновесную концентрацию HI в системе $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{HI}(\text{г})$, если при некоторой температуре константа равновесия равна 4, а исходные концентрации H_2 , I_2 и HI равны соответственно 1, 2 и 0 моль/л.

Лабораторная работа № 10. **ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ**

Цель работы: познакомиться с особенностями протекания окислительно-восстановительных реакций и их классификацией.

Теоретическое обоснование. Химические реакции, которые протекают с изменением степеней окисления атомов в молекулах реагирующих веществ, **называются окислительно-восстановительными**. Изменение степеней окисления связано с перемещением электронов от одного атома к другому. Одни атомы отдают электроны, а другие атомы присоединяют их.

Процесс отдачи электронов называется *окислением*. В процессе окисления степень окисления элемента *повышается*. Процесс присоединения электронов называется *восстановлением*. В процессе восстановления степень окисления элемента *понижается*.

Окисление и восстановление - это два неразрывных процесса, они протекают одновременно.

Атомы, молекулы или ионы, которые отдают в ходе реакции электроны, называются *восстановителями*. Восстановители в процессе реакции окисляются. Атомы, молекулы или ионы, которые присоединяют в ходе реакции электроны, называются *окислителями*. Окислители в процессе реакции восстанавливаются.

Окислительно-восстановительные свойства атомов (т.е. способность атомов принимать или отдавать электроны) зависят от степени окисления, в которой находятся эти атомы в соединениях.

Окислитель в процессе реакции восстанавливается, т.е. присоединяет определенное число электронов. Поэтому окислителем может быть атом, который способен принять электроны на свой внешний электронный слой.

Восстановитель в процессе реакции окисляется, т.е. отдает определенное число электронов. Поэтому восстановителем может быть атом, способный отдавать электроны со своего внешнего электронного слоя.

Атомы в соединениях могут находиться в одном из следующих состояний:

- а) в высшей степени окисления;
- б) в промежуточной степени окисления;
- в) в низшей степени окисления.

Для примера рассмотрим окислительно-восстановительные свойства атома серы в различной степени окисления. Степень окисления показывает электрический заряд на атоме (исходя из предположения, что вещества состоят из ионов), тогда условно состояние атома серы в разных степенях окисления, можно описать следующим образом (рис. 36):

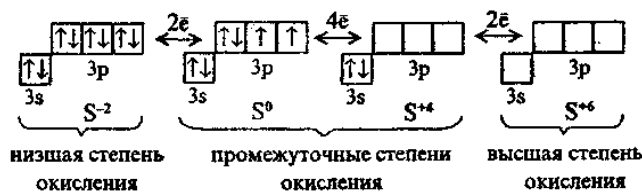


Рисунок 36. Окислительно-восстановительные свойства атома серы

У атома серы в *высшей степени окисления* отсутствуют электроны на внешнем электронном слое. Поэтому сера в степени окисления +6 в ходе реакции может только присоединять электроны и являться окислителем в окислительно-восстановительных реакциях.

В *низшей степени окисления* внешний электронный слой атома серы заполнен полностью. Сера в степени окисления -2 в ходе реакции способна только отдавать электроны и поэтому в окислительно-восстановительных реакциях является *восстановителем*.

Атом серы в промежуточных степенях окисления (S⁰ и S⁺⁴) может отдавать оставшиеся или присоединять недостающие электроны. Поэтому атом серы в промежуточных степенях окисления может являться и *окислителем*, и *восстановителем* в окислительно-восстановительной реакции (это зависит от второго участника реакции).

Таким образом, *атомы в высшей степени окисления могут только присоединять электроны и являться окислителями* в окислительно-восстановительных реакциях.

Атомы в низшей степени окисления могут только отдавать электроны и являться восстановителями в окислительно-восстановительных реакциях.

Атомы в промежуточной степени окисления могут или отдавать, или присоединять электроны и в окислительно-восстановительных реакциях являться окислителями или восстановителями.

Обычно рассматривают не окислительно-восстановительные свойства отдельных атомов, а окислительно-восстановительные свойства веществ в целом. *Окислительно-восстановительные свойства веществ зависят от степеней окисления атомов, образующих молекулы этого вещества.*

Элементы, для которых - характерны постоянные степени окисления, как правило, не изменяют их в ходе реакцией, поэтому не влияют на окислительно-восстановительные свойства веществ. В ходе реакции переход электронов осуществляется между атомами, которые легко могут изменить свои степени окисления, т.е. между атомами элементов с переменной степенью окисления.

Таким образом, окислительно-восстановительные свойства веществ определяются входящими в их состав элементами с переменной степенью окисления.

Например, дихромат калия K₂Cr₂O₇ является сильным окислителем, так как вещество содержит хром в высшей степени окисления (Cr⁺⁶).

По окислительно-восстановительным свойствам все вещества можно разделить на 3 группы:

1. Вещества, которые могут быть окислителями. В молекулах таких веществ элементы, изменяющие степень окисления, находятся в высшей степени окисления (табл. 14).

Таблица 14

Важнейшие окислители

Элемент	Высшая степень окисления	Примеры окислителей
N	+5	HNO ₃ , нитраты
Mn	+7	KMnO ₄ , HMnO ₄
Cr	+6	K ₂ Cr ₂ O ₇ , CrO ₃
Pb	+4	PbO ₂
F	0	F ₂
Bi	+5	HBiO ₃
S	+6	H ₂ SO ₄ (конц.)

2. Вещества, которые могут быть только восстановителями. В молекулах таких веществ элементы, изменяющие степень окисления, находятся в низшей степени окисления (табл. 15).

Таблица 15

Важнейшие восстановители

Элемент	Низшая степень окисления	Примеры восстановителей
N	-3	NH ₃
S	-2	H ₂ S
F, Cl, Br, I	-1	HF, HCl, HBr, HI
P	-3	PH ₃
H	-1	Гидриды металлов (NaH)
Все металлы	0	Na, Fe, Al, Zn....

3. Вещества, которые могут быть и окислителями, и восстановителями. Молекулы таких веществ содержат элементы в промежуточной степени окисления (табл. 16).

Таблица 16

Вещества, проявляющие окислительно-восстановительную двойственность

Элемент	Низшая степень окисления	Примеры восстановителей
O	-1	H ₂ O ₂ и пероксиды металлов
Cr	+3	CrCl ₂ , NaCrO ₂ и др.
N	0	N ₂
	+3	HNO ₂ , нитриты
S	0	S
	+4	SO ₂ , H ₂ SO ₃ и сульфиты
Fe	+2	FeSO ₄ , FeCl ₂ и др.

Все простые вещества-неметаллы (кроме F₂) могут быть и окислителями, и восстановителями. Все простые вещества металлы могут быть только восстановителями.

Типы окислительно-восстановительных реакций. Различают три типа окислительно-восстановительных реакций.

1. *Межмолекулярные реакции*- реакции, которые идут с изменением степеней окисления атомов в различных молекулах, т.е. элемент-окислитель и элемент-восстановитель находятся в разных веществах.

2. *Внутримолекулярные реакции*- реакции, в которых атомы, изменяющие свои степени окисления, находятся в одной молекуле, т.е. элемент-окислитель и элемент-восстановитель входят в состав одного вещества.

3. *Реакции диспропорционирования* (самоокисления-самовосстановления) - реакции, которые идут с изменением степени окисления атомов одного и того же элемента. При этом исходное вещество образует соединения, одно из которых содержит атомы данного элемента с более высокой, а другое с более низкими степенями окисления. Эти реакции возможны для веществ, содержащих атомы с промежуточной степенью окисления.

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций используют метод электронного баланса и метод полуреакций.

Метод электронного баланса: в его основе лежит правило: *общее число электронов, которое отдает восстановитель, должно быть равно общему числу электронов, которое присоединяет окислитель.*

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций осуществляется в несколько этапов:

1) записывают схему реакции с указанием степеней окисления элементов в молекулах исходных веществ и продуктов реакции и определяют элементы, которые изменяют свои степени окисления;

2) составляют уравнения процессов окисления и восстановления;

3) уравнивают число присоединенных и число отданных электронов введением множителей, исходя из наименьшего общего кратного для чисел электронов в процессах окисления и восстановления;

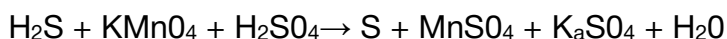
4) найденные коэффициенты подставляют в уравнение реакции перед формулами веществ, которые содержат частицы, участвующие в процессах окисления и восстановления;

5) коэффициенты перед формулами оставшихся веществ находят методом подбора;

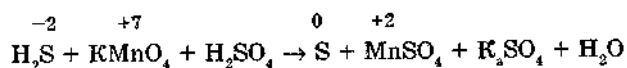
6) проверяют правильность составления уравнения (обычно достаточно проверить баланс атомов кислорода в левой и правой частях уравнения).

Например, составить уравнение реакции взаимодействия сероводорода с подкисленным раствором перманганата калия.

Сначала пишут схему реакции - формулы исходных и полученных веществ:

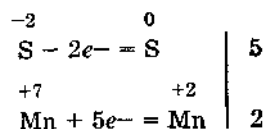


Затем определяют степени окисления атомов до и после реакции:

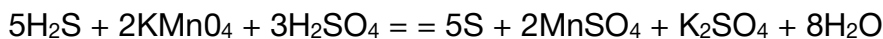


Изменяются степени окисления у серы и марганца (H_2S - восстановитель, KMnO_4 - окислитель).

Далее составляют электронные уравнения, т. е. процессы отдачи и присоединения электронов:



Находят коэффициенты при окислителе и восстановителе, а затем при других реагирующих веществах. Из электронных уравнений видно, что надо взять 5 молекул H_2S и 2 молекулы KMnO_4 , тогда получится 5 атомов серы и 2 молекулы MnSO_4 . Кроме того, из сопоставления числа атомов в левой и правой частях уравнения находят, что образуется также 1 молекула K_2SO_4 и 8 молекул воды. Окончательное уравнение реакции имеет вид:



Правильность написания уравнения подтверждается подсчетом атомов кислорода: в левой части их $2 \cdot 4 + 3 \cdot 4 = 20$ и в правой $2 \cdot 4 + 4 + 8 = 20$.

Реактивы, материалы, оборудование: раствор перманганата калия KMnO_4 (0,5 М), серная кислота H_2SO_4 (0,5 М) и концентрированная, раствор сульфита натрия Na_2SO_3 (0,5 М), сульфит натрия Na_2SO_3 кристаллический, раствор нитрита натрия NaNO_2 (0,5 М), раствор йодида калия KI (0,5 М), раствор дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (0,5 М), раствор сульфида натрия Na_2S (0,5 М), раствор пероксида водорода H_2O_2 (3 %), вода дистиллированная, штатив с пробирками, спиртовка.

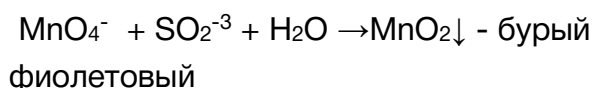
Опыт 10.1. Влияние реакции среды на окислительные свойства перманганата калия

Ход работы. В три пробирки налить по 5–8 капель раствора перманганата калия KMnO_4 . В одну пробирку добавить 1 каплю раствора разбавленной серной кислоты, во вторую – концентрированного раствора гидроксида натрия, в третью пробирку – небольшое количество дистиллированной воды. К полученным растворам добавить по 1 капле раствора сульфита натрия Na_2SO_3 и наблюдать за изменением окраски растворов.

Объяснить причину изменения цвета растворов, написать схемы уравнений окислительно-восстановительных реакций, указать окислитель и восстановитель, составить уравнения электронного баланса, расставить коэффициенты. Указать в какой среде окислительные свойства KMnO_4 выражены наиболее сильно.

Соединения марганца в различных степенях его окисления имеют характерные окраски, ион MnO_4^- имеет фиолетовую окраску, ион MnO_4^{2-} – зеленую, ион Mn^{+2} –

слабо-розовую, а при малой концентрации практически бесцветную. Диоксид марганца и его гидроксид трудно растворимыми веществами бурого цвета.



Опыт 10.2. Окислительные и восстановительные свойства нитритов

Ход работы.

1. К 5–8 каплям раствора перманганата калия KMnO_4 добавить 1 каплю раствора серной кислоты (1:4) и 1 каплю нитрита натрия (NaNO_2) до обесцвечивания. Объяснить причину обесцвечивания раствора и написать схему уравнения окислительно-восстановительной реакции.

2. К 8 каплям раствора йодида калия KI добавить в качестве среды 2 капли раствора серной кислоты (1:4) и 3 капли раствора нитрита натрия NaNO_2 . Что наблюдается при этом?

Немного подогреть содержимое пробирки и обратить внимание на цвет паров (опыт проводить в вытяжном шкафу). Написать схемы уравнений окислительно-восстановительных реакций.

Для реакций 1 и 2 составить электронные уравнения, указать окислитель и восстановитель, расставить коэффициенты. Почему NaNO_2 может проявлять как свойства окислителя, так и восстановителя?

Опыт 10.3. Окислительные и восстановительные свойства Р- и D-элементов в промежуточных степенях окисления в окислительно-восстановительных реакциях

Ход работы. В первую пробирку с раствором дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и во вторую с раствором сульфида натрия Na_2S внести по несколько капель 2 н серной кислоты и по 2-3 микрошпателя сульфита натрия Na_2SO_3 .

Как изменилась окраска в первой пробирке? Почему помутнел раствор во второй пробирке? Окислителем или восстановителем может являться в химических реакциях $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и Na_2S ? Окислительные или восстановительные свойства проявляет Na_2SO_3 ? Написать уравнения проведенных реакций.

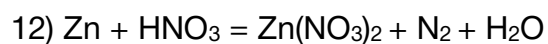
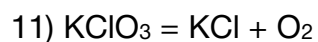
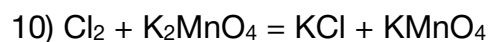
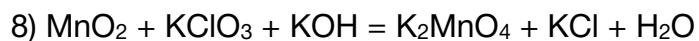
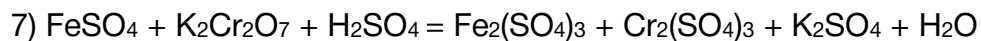
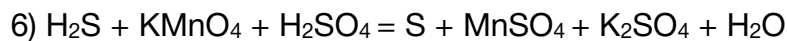
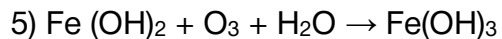
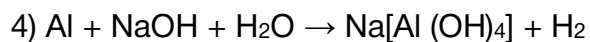
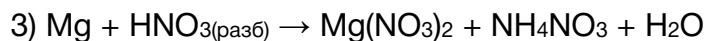
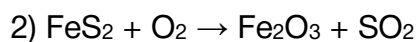
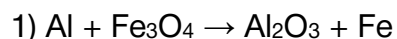
Опыт 10.4. Взаимодействие пероксида водорода с иодидом калия

Ход работы. К раствору иодида калия, подкисленному серной кислотой, прибавить 1-2 капли раствора пероксида водорода. Для какого вещества характерна появившаяся окраска?

Написать уравнения реакции. Окислителем или восстановителем являлся в ней пероксид водорода?

Контрольные вопросы и задания по теме:

Определите стехиометрические коэффициенты в реакциях:



Лабораторная работа № 11. **КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ**

Цель работы: познакомиться со свойствами комплексных соединений, способами их получения и устойчивостью в растворах.

Теоретическое обоснование. Комплексными соединениями называются соединения, состоящие из *центрального атома* и *лигандов*. Особенность комплексных соединений заключается в наличии координационной связи, возникающей по *донорно-акцепторному механизму*.

По координационной теории Вернера в комплексном соединении различают *внутреннюю* и *внешнюю сферы*. Центральный атом с окружающими его лигандами образуют *внутреннюю сферу комплекса*. Ее обычно заключают в квадратные скобки. Все остальное в комплексном соединении составляет *внешнюю сферу* и записывается за квадратными скобками. Вокруг центрального атома размещается определенное число лигандов, которое определяется *координационным числом*.

Центральный атом (комплексообразователь) – атом или ион, который занимает центральное положение в комплексном соединении. Комплексообразователями, как правило, являются атомы или чаще ионы металлов. Способность элементов к комплексообразованию возрастает от периода к периоду. В основном это d-элементы.

Лигандами могут служить:

- а) анионы кислот – F^- , Cl^- , Br^- , I^- , CN^- , NO_2^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , CO_3^{2-} , SCN^- ;
- б) гидроксогруппы OH^- (гидроксокомплексы);
- в) нейтральные молекулы – H_2O (аквокомплексы), NH_3 (аммиакаты), CO (карбонильные), NO , F_2 , N_2H_4 и др.

Различают катионные, анионные и нейтральные комплексы.

Комплекс с положительным зарядом называется *катионным*. Например, $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$, с отрицательным зарядом – *анионным*, например, $[Cd(CN)_4]^{2-}$, с нулевым зарядом – *нейтральным*, например, $Fe(CO)_5$.

Реактивы, материалы, оборудование: раствор сульфата меди (II) $CuSO_4$ (0,5 М), раствор аммиака $NH_3 \cdot H_2O$ (25 %), раствор соляной кислоты HCl (0,5 М), раствор нитрата серебра $AgNO_3$ (0,5 М), раствор хлорида натрия $NaCl$ (0,5 М), раствор йодида калия KI (0,5 М), раствор сульфата цинка $ZnSO_4$ (0,5 М), раствор гидроксида натрия $NaOH$ (0,5 М), раствор серной кислоты H_2SO_4 (0,5 М), раствор хлорида железа (III) $FeCl_3$ (0,5 М), раствор гексацианоферрата (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$ (0,5 М), раствор сульфата цинка $ZnSO_4$ (0,5 М); вода дистиллированная, штатив с пробирками.

Опыт 11.1. Получение аммиачного комплекса меди

Ход работы. а) Налейте в пробирку 10-12 капель раствора сульфата меди (II) и добавьте по каплям 25 % раствор аммиака. Наблюдайте первоначальное образование осадка гидроксосульфата меди и последующее его растворение в избытке аммиака с образованием окрашенного раствора комплексной соли.

б) К полученному раствору добавьте небольшое количество раствора соляной кислоты. Наблюдайте изменение окраски раствора. Напишите уравнения реакции.

Опыт 11.2. Получение аммиачного комплекса серебра

Ход работы. а) Налейте в пробирку 1-2 мл раствора нитрата серебра и столько же раствора хлорида натрия. Полученный осадок растворите, получив раствор комплексной соли серебра. Для этого добавьте несколько капель 25 % раствора аммиака.

б) Полученный раствор комплексной соли серебра разлейте в две пробирки. В одну пробирку добавьте раствор хлорида натрия, в другую – раствор йодида калия. Наблюдайте отсутствие осадка в первой пробирке и его наличие во второй.

Напишите уравнения реакции.

Опыт 11.3. Получение гидроксокомплекса цинка

Ход работы. а) Налейте в пробирку 2-3 мл раствора сульфата цинка и добавьте по каплям раствор гидроксида натрия до появления осадка. К раствору с осадком добавьте избыток щёлочи до полного растворения осадка в результате образования раствора комплексной соли.

б) К полученному раствору добавьте 3-4 капли раствора серной кислоты. Наблюдайте появление осадка в виде помутнения раствора.

Напишите уравнения реакции.

Опыт 11.4. Получение гексацианоферратного комплекса

Ход работы. Налейте в пробирку 3-4 капли раствора гексацианоферрата (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$. Добавить 2-3 капли раствора хлорида железа (III). Отметить окраску образующегося осадка берлинской лазури, используемой для производства художественных красок. Реакция служит для обнаружения катионов Fe^{3+} .

Налейте в пробирку 3-4 капли раствора гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$. Добавить 2-3 капли раствора сульфата железа (II). Отметить окраску образующегося осадка, который в прошлом веке называли турнбулевой синью. В настоящее время установлено, что берлинская лазурь и турнбулева синь – одно и то же вещество, а именно: гексацианоферрат (III) железа (II) $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$. Данная реакция служит для обнаружения катионов Fe^{2+} .

Запишите уравнения всех проведенных реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 11.5. Образование труднорастворимых гексацианоферратов (II)

Ход работы. Налейте в две пробирки по 3-4 капли раствора гексацианоферрата (II) калия. В первую пробирку добавьте 2-3 капли раствора сульфата цинка, во вторую – столько же раствора сульфата меди (II). Отметьте цвета образующихся осадков и запишите уравнения реакций.

Контрольные вопросы:

1. Какие соединения называются комплексными?
2. Какова структура комплексных соединений?
3. Какие частицы могут выступать в качестве лигандов?
4. Как называются комплексные соединения катионного и анионного типа?
5. Что такое константа устойчивости и константа нестойкости комплексного иона? Как они связаны между собой?

Лабораторная работа № 12. *S-ЭЛЕМЕНТЫ*

Цель работы: изучение свойств важнейших соединений щелочных металлов и s-элементов второй группы.

Теоретическое обоснование. К s-элементам, в атомах которых валентные электроны находятся на s-подуровнях, s-подуровнях, относятся два неметалла (H, He), элементы главной подгруппы первой группы (щелочные металлы) и элементы главной подгруппы второй группы периодической системы Д.И. Менделеева. В данной работе изучаются свойства наиболее распространенных s-элементов – металлов и их соединений.

Щелочные металлы чрезвычайно активны в химических реакциях, поэтому опыты с их применением опасны и в учебных лабораториях не проводятся. Среди соединений щелочных металлов наибольшее практическое значение имеют NaCl, NaOH, Na₂CO₃, NaHCO₃.

Среди s-элементов второй группы особое положение занимает бериллий, гидроксид которого нерастворим и является амфотерным соединением. Так же интересен магний: этот металл не взаимодействует с водой при обычных условиях, так как образующийся на его поверхности слой гидроксида нерастворим и обладает защитными свойствами. Но при нагревании Mg(OH)₂ растворяется, поэтому реакция магния с горячей водой идет без кинетических затруднений. Гидроксид магния, как и гидроксид бериллия, – слабое основание, но, в отличие от Be(OH)₂, он не амфотерен.

Кальций, стронций, барий – активные щелочноземельные металлы. Они взаимодействуют с водой, образуемые при этом гидроксиды растворимы в воде и являются щелочами. Но многие соли щелочноземельных металлов, в отличие от солей щелочных металлов, нерастворимы в воде. Опыты по изучению растворимости карбонатов, сульфатов и хроматов кальция, стронция и бария имеют практическое значение.

Соединения щелочных и щелочноземельных металлов окрашивают пламя горящего спирта в различные цвета, что используется в фотометрических методах анализа.

Реактивы, материалы, оборудование: растворы карбоната натрия Na₂CO₃ (0,5 М), гидрокарбоната натрия NaHCO₃ (0,5 М), карбоната калия K₂CO₃ (0,5 М), гидроксида натрия NaOH (0,5 М), раствор оксалата аммония (NH₄)₂C₂O₄ (0,5 М), раствор сульфата натрия Na₂SO₄ (0,5 М), раствор хромата калия K₂CrO₄ (0,5 М), уксусная кислота CH₃COOH (0,5 М); раствор соляной кислоты HCl (2 н), раствор серной кислоты H₂SO₄ (2 н), раствор азотной кислоты HNO₃ (2 н), раствор хлорида аммония NH₄Cl (2 н), известковая вода, растворы солей стронция, бария и кальция; магниевая стружка; соли лития, натрия, калия, кальция, стронция, бария; этиловый спирт; индикаторы: фенолфталеин, метилоранж; универсальная индикаторная бумага, штатив с пробирками, стаканчики, газоотводная трубка, тигли, спиртовка.

Опыт 12.1. Гидролиз карбонатов и гидрокарбонатов щелочных металлов

Ход работы. С помощью универсальной индикаторной бумаги определить среду и водородный показатель растворов Na_2CO_3 , NaHCO_3 и K_2CO_3 . В отчете привести значения рН, написать уравнения гидролиза.

Опыт 12.2. Взаимодействие магния с водой

Ход работы. Взять кусочек магниевой ленты и очистить её поверхность от оксида наждачной бумагой. В пробирку внести 6-7 капель дистиллированной воды и опустить в неё очищенный магний. Отметить отсутствие реакции при комнатной температуре. Нагреть пробирку на спиртовке. Что наблюдается? Прибавить к полученному раствору одну каплю фенолфталеина. Образование каких ионов в растворе приводит к появлению окраски фенолфталеина?

Опыт 12.3. Взаимодействие магния с кислотами

Ход работы. В четыре пробирки опустить по кусочку магниевой стружки. В одну пробирку внести 5-6 капель 2 н соляной кислоты, в другую такое же количество капель 2 н серной кислоты, в третью концентрированной серной кислоты, в четвертую – 2 н азотной кислоты (*опыты с концентрированной серной и азотной кислотами проводятся в вытяжном шкафу!*). По окраске и запаху определить выделяющиеся из пробирок газы.

В отчете описать опыт и написать уравнения реакций.

Опыт 12.4. Получение оксида магния и взаимодействие его с водой

Ход работы. Взять щипцами кусочек магниевой стружки и поджечь его в пламени спиртовки. Как только магний загорится, вынуть его из пламени и держать над тиглем. Образовавшийся оксид магния сбросить в тигель, прибавить туда же несколько капель дистиллированной воды, размешать всё стеклянной палочкой и перелить содержимое тигля в пробирку.

Почему жидкость мутная?

Доказать образование в растворе $\text{Mg}(\text{OH})_2$, добавив одну каплю фенолфталеина.

Написать уравнения реакций образования MgO и его превращения в $\text{Mg}(\text{OH})_2$. Объяснить, почему при обработке оксида магния водой получается мутный раствор.

Опыт 12.5. Получение гидроксида магния и взаимодействие его с кислотой и солями аммония

Ход работы. В двух пробирках получить гидроксид магния действием раствора щелочи на раствор соли магния. В одну пробирку прибавить по каплям 2 н соляную кислоту до полного растворения осадка. В другую пробирку внести по каплям 2 н раствор хлорида аммония также до полного растворения осадка.

В отчете описать опыт. Написать уравнения реакций получения $\text{Mg}(\text{OH})_2$ и его взаимодействия с HCl и NH_4Cl . Объяснить, почему гидроксид магния взаимодействует с кислотой и с хлоридом аммония.

Опыт 12.6. Получение CaCO_3 и $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$

Ход работы. Наполнить пробирку на половину её высоты известковой водой и пропустить через нее углекислый газ. Отметить появление взвеси карбоната кальция. Продолжать пропускать диоксид углерода до исчезновения взвеси вследствие образования растворимого гидрокарбоната кальция. Как называется вода, содержащая растворенные гидрокарбонаты кальция и магния? Раствор сохранить для следующего опыта.

В отчете описать наблюдаемые явления и написать уравнения реакций: а) образования карбоната кальция при взаимодействии углекислого газа с известковой водой; б) растворения карбоната кальция под действием диоксида углерода и воды с образованием гидрокарбоната.

Опыт 12.7. Устранение временной жесткости воды

Ход работы. Разделить полученный в опыте 6 раствор гидрокарбоната кальция на две части, перелив половину его в другую пробирку. В одну пробирку добавить 1–2 капли раствора щелочи, наблюдать образование осадка CaCO_3 . Другую пробирку прокипятить на спиртовке. Наблюдать образование такого же осадка.

В отчете описать опыт и привести уравнения реакций разрушения гидрокарбоната кальция при кипячении и при взаимодействии со щелочью.

Опыт 12.8. Карбонаты кальция, стронция, бария

Ход работы. Получить в трех пробирках осадки карбонатов кальция, стронция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей с раствором соды. Подействовать на полученные карбонаты раствором 2 Н соляной кислоты, добавляя её по каплям. В отчете написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде, объяснить их протекание.

Опыт 12.9. Сульфаты кальция, стронция, бария

Ход работы. Получить в трех пробирках осадки сульфатов кальция, стронция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей с раствором сульфата натрия. Подействовать на полученные сульфаты 2 н соляной кислотой. Наблюдается ли при этом протекание реакций?

В отчете написать уравнения реакций образования сульфатов и объяснить, почему они не взаимодействуют с соляной кислотой.

Опыт 12.10. Оксалаты кальция, стронция, бария

Ход работы. Получить в трех пробирках осадки оксалатов кальция, стронция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей с раствором оксалата аммония. Испытать действие соляной кислоты на осадки оксалатов.

В отчете написать уравнения реакций образования оксалатов и их растворения в соляной кислоте.

Опыт 12.11. Хроматы кальция, стронция, бария

Ход работы. Получить в трех пробирках осадки хроматов кальция, стронция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей с раствором хромата калия. Отметить их цвет. Испытать действие уксусной кислоты на осадки хроматов. Какой из них не растворяется в уксусной кислоте? Хромат, не растворяющийся в уксусной кислоте, получить повторно и подействовать на него соляной кислотой.

В отчете написать уравнения реакций: а) образования хроматов кальция, стронция и бария; б) их взаимодействия с уксусной кислотой; в) взаимодействие хромата бария с соляной кислотой.

Опыт 12.12. Дробное осаждение сульфата и карбоната кальция

Ход работы. Получить сульфат кальция, добавив к 3–4 каплям раствора CaCl_2 5–6 капель раствора сульфата натрия. Дать раствору отстояться и пипеткой перенести его осветлённую часть в чистую пробирку. В раствор внести несколько капель раствора карбоната натрия; что при этом наблюдается?

В отчете написать уравнения реакций и объяснить, почему раствор, после того как из него выпал осадок CaSO_4 , снова образует осадок при действии Na_2CO_3 .

Опыт 12.13. Окрашивание пламени солями щелочных и щелочноземельных металлов

Ход работы. Опыт проводится в вытяжном шкафу. В шесть фарфоровых тиглей поместить по половине микрошпателя соединений лития, натрия, калия, кальция, стронция, бария. Залить соли до половины объема тиглей этиловым спиртом, перемешать с целью некоторого растворения соединений в спирте и поджечь. Наблюдать окрашивание пламени, которое особенно заметно в конце горения.

Контрольные вопросы и задания по теме:

1. Объясните, какие химические свойства характерны для щелочных металлов и как они изменяются в ряду литий – натрий – калий – рубидий – цезий.
2. Хлорид натрия является исходным веществом для получения в большом количестве едкого натра. Опишите этот процесс.
3. Хлорид натрия является исходным веществом для получения в большом количестве кальцинированной соды. Опишите этот процесс.
4. Объясните, почему среда раствора средних солей Na_2CO_3 и K_2CO_3 щелочная, а кислых солей NaHCO_3 и KHCO_3 – нейтральная.
5. Почему четыре s-элемента второй группы периодической системы (кальций, стронций, барий, радий) имеют общее название «щелочноземельные элементы», а бериллий и магний к ним не относятся?
6. Объясните, как изменяются химические свойства оксидов в ряду BeO – MgO – CaO – SrO – BaO ; напишите уравнения соответствующих реакций.

7. Объясните, как изменяются химические свойства оснований в ряду $\text{Be}(\text{OH})_2$ – $\text{Mg}(\text{OH})_2$ – $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – $\text{Sr}(\text{OH})_2$ – $\text{Ba}(\text{OH})_2$; напишите уравнения соответствующих реакций.

8. Если через мутную взвесь карбоната кальция или магния пропускать углекислый газ, то взвесь постепенно исчезает и раствор становится прозрачным, но при кипячении этого раствора взвесь появляется снова. Объясните этот опыт уравнениями реакций.

Лабораторная работа № 13. ЭЛЕМЕНТЫ III-A ГРУППЫ

Цель работы. получение и изучение свойств наиболее характерных соединений бора и алюминия.

Теоретическое обоснование. К элементам главной подгруппы III группы относятся бор, алюминий, галлий, индий и таллий. Они являются р-элементами и имеют электронную формулу внешнего уровня ns^2np^1 . Все элементы, за исключением бора, который является неметаллом, проявляют металлические свойства.

Энергия ионизации снижается сверху вниз по группе при одновременном увеличении радиуса атома, т.е. связь ядра с валентными электронами ослабевает, и, следовательно, металлические свойства элементов возрастают. Наиболее распространенными элементами III-A группы являются бор и алюминий.

Бор и алюминий относятся к р-элементам третьей группы. Состояние их валентных электронов характеризуется общей формулой ns^2np^1 . В своих соединениях бор и алюминий проявляют единственную и устойчивую степень окисления равную +3, поэтому для соединений бора и алюминия как окислительные, так и восстановительные свойства не характерны.

Кристаллический бор – неметалл и химически инертное вещество, алюминий – активный металл, но из-за наличия защитной оксидной пленки многие реакции с алюминием идут с так называемым латентным периодом, во время которого разрушается Al_2O_3 .

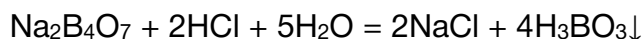
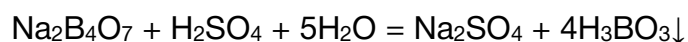
Оксиды и гидроксиды бора и алюминия амфотерны, причём у этих соединений бора преобладают кислотные свойства, а у соединений алюминия – основные. Необычной особенностью оксида бора является его склонность к стеклообразованию. В этом проявляется диагональное сходство бора с кремнием. Устойчивые к действию химических реактивов и термостойкие боратные стекла используются для изготовления лабораторной посуды.

Из соединений алюминия самое широкое применение имеет сульфат алюминия, который используется как наполнитель при изготовлении бумаги, для осветления воды (осаждения взвешенных частиц) и в других производствах.

Реактивы, материалы, оборудование: насыщенный раствор буры $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$, концентрированная серная кислота H_2SO_4 , концентрированная соляная кислота HCl , ортоборная кислота H_3BO_3 (0,5 М), раствор тетрабората натрия $Na_2B_4O_7$ (0,5 М), этиловый спирт C_2H_5OH , фенолфталеин, магниевая стружка, дистиллированная вода, пробирки, универсальная индикаторная бумага.

Опыт 13.1. Получение ортоборной кислоты

Ход работы. В 2 пробирки поместить по 5–6 капель насыщенного раствора буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, в первую добавить 2–3 капли концентрированной серной кислоты, а во вторую - 2–3 капли концентрированной соляной кислоты. Наблюдать выпадение белых кристаллов.



Написать уравнение реакции.

Опыт 13.2. Кислотные свойства ортоборной кислоты

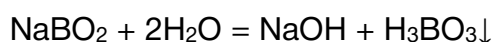
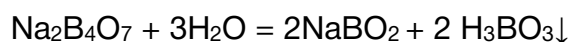
Ход работы. В двух пробирках приготовить раствор ортоборной кислоты. В первую пробирку внести кусочек магниевой ленты, наблюдать выделение газообразного вещества.

Написать уравнение реакции магния с ортоборной кислотой.

Во второй пробирке определить pH раствора с помощью универсальной индикаторной бумаги. Указать значение pH раствора кислоты и написать схему электролитической диссоциации.

Опыт 13.3. Гидролиз тетрабората натрия

Ход работы. Поместить в пробирку пять капель раствора тетрабората натрия и 1-2 капли раствора фенолфталеина. Отметить среду по окраске индикатора. Написать уравнение гидролиза тетрабората натрия в ионной и молекулярной форме для первой и второй ступени. Сделать вывод о pH среды.

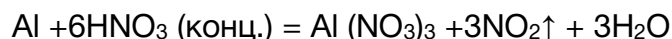
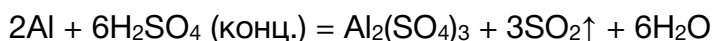
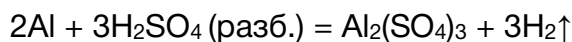
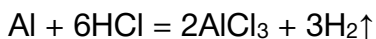


Опыт 13.4. Получение эфира ортоборной кислоты

Ход работы. В фарфоровый тигель поместить несколько кристалликов ортоборной кислоты, 2–3 капли серной кислоты и 5–6 капель этилового спирта. Смесь растереть стеклянной палочкой и поджечь. Отметить окраску пламени. В отчете написать уравнение взаимодействия этанола с ортоборной кислотой с образованием борноэтилового эфира $\text{B}(\text{OC}_2\text{H}_5)_3$.

Опыт 13.5. Взаимодействие алюминия с кислотами

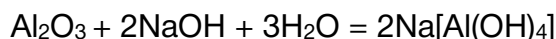
Ход работы. В три пробирки налить по 5 капель разбавленных растворов соляной, серной и азотной кислот, соответственно. В каждую пробирку положить кусочек металлического алюминия. При необходимости осторожно нагреть. Отметить, как протекают реакции. Затем повторить те же действия с использованием концентрированных кислот (в вытяжном шкафу). Записать схемы уравнений химических взаимодействий, подобрать коэффициенты методом электронного баланса.



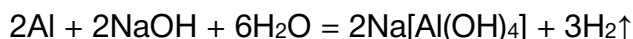
Опыт 13.6. Взаимодействие алюминия с гидроксидом натрия

Ход работы. В пробирку поместить кусочек алюминия, добавить 1 мл 2 н раствора гидроксида натрия и нагреть. Отметить выделение водорода. Записать соответствующие уравнения реакций:

а) растворение оксидной пленки:



б) растворение алюминия в щелочи:



Опыт 13.7. Получение и исследование свойств гидроксида алюминия

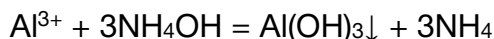
Белый аморфный осадок гидроксида алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$ образуется при добавлении к растворам солей алюминия растворов гидроксидов или карбонатов щелочных металлов, а также аммиака.

Ход работы. 1. В две пробирки внести по 3 капли сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и по 2 капли раствора гидроксида натрия до образования осадка. Затем в одну пробирку добавить раствор соляной кислоты, а в другую – избыток раствора гидроксида натрия.

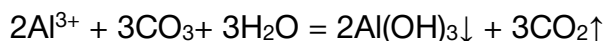
Написать уравнения реакций.

2. В пробирку поместить 2-3 капли раствора сульфата алюминия и добавить 3-4 капли гидроксида аммония, при необходимости нагреть.

Записать уравнения реакций.



3. В пробирку поместить 2-3 капли раствора хлорида алюминия и добавить несколько капель раствора карбоната натрия Na_2CO_3 . Записать уравнения реакций.



Контрольные вопросы и задания по теме:

1. Написать электронные формулы бора и алюминия. Какие степени окисления проявляют бор и алюминий?

2. В виде каких соединений алюминий встречается в природе? Как получают металлический алюминий в промышленности?

3. Какое положение занимает алюминий в ряду напряжений металлов? Как относится алюминий к кислороду воздуха, к воде, кислотам и щелочам? Чем объясняется устойчивость алюминия по отношению к азотной кислоте?

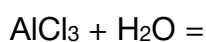
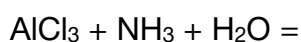
4. Написать уравнения реакций взаимодействия алюминия с разбавленными и концентрированными кислотами: серной, соляной, азотной, а также с раствором щелочи.

5. В результате каких реакций, можно получить гидроксид алюминия из металлического алюминия?

6. К избытку раствора хлорида алюминия прибавили несколько капель едкого натра; к избытку раствора едкого натра прибавили несколько капель хлорида алюминия. В каком случае выпал осадок? Объясните, почему в одном случае выпал осадок, а в другом нет, написав соответствующие уравнения реакций.

7. Как повлияет на равновесие гидролиза $AlCl_3$ добавление соляной кислоты?

8. Написать следующие уравнения реакций в сокращенно-ионной и молекулярной формах:



Лабораторная работа № 14. **ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЖЕСТКОСТИ ВОДЫ**

Цель работы: определение жесткости водопроводной воды.

Теоретическое обоснование. Жесткость воды обусловлена содержанием в ней растворимых солей кальция, магния, железа: нитратов, хлоридов, гидрокарбонатов и др. Различают жесткость временную и постоянную. Временная жесткость обусловлена содержанием гидрокарбонатов: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$, постоянная – содержанием хлоридов, нитратов, сульфатов этих металлов: CaCl_2 , MgCl_2 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ и др. Сумма постоянной и временной жесткости составляет общую жесткость:

$$\text{Жобщ.} = \text{Жпост.} + \text{Жврем.}$$

Жесткость воды оценивается числом миллимоль-эквивалентов ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} , содержащихся в одном литре воды. Единица жесткости – ммоль/л. Для определения численного значения одного ммоль ионов кальция и магния используются соотношения:

$$M_{\text{эк}}(\text{Ca}^{2+}) = A_r(\text{Ca})/B = 40,08/2 = 20,04 \text{ г/моль}$$

$$M_{\text{эк}}(\text{Mg}^{2+}) = A_r(\text{Mg})/B = 24,31/2 = 12,15 \text{ г/моль}$$

где B – стехиометрическая валентность кальция и магния, равная двум.

Из этих соотношений следует, что один миллимоль Ca^{2+} приблизительно равен 20 мг ионов кальция, а один миллимоль Mg^{2+} – 12 мг ионов магния.

Классификация воды по степени жесткости приведена в таблице 17.

Таблица 17

Характеристика жесткости воды

Число ммоль/л ионов Mg^{2+} и Ca^{2+}	Характеристика жесткости воды
< 4	Мягкая
4 ÷ 8	Умеренно-жесткая
8 ÷ 12	Жесткая
> 12	Очень жесткая

Жесткая вода непригодна для многих технических целей, поэтому снижение жесткости (умягчение воды) является важной задачей. Эта задача решается в технике тремя способами: физическим, химическим и физико-химическим. Сущность этих методов заключается в удалении из воды катионов металлов.

Физический способ основан на термическом разложении солей:

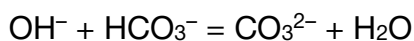
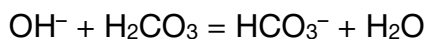


Таким образом, после выпадения осадков содержание ионов Ca^{2+} , Mg^{2+} , Fe^{2+} в воде уменьшается. Этот способ пригоден лишь для устранения временной жесткости воды, так как сульфаты, нитраты и хлориды этих металлов при нагревании и кипячении воды остаются в растворе. В промышленных масштабах этот метод применяется в тех случаях, когда вода должна подогреваться, согласно технологии, в других аппаратах.

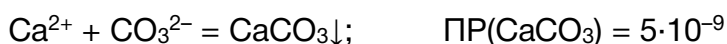
Химический способ основан на удалении из воды ионов кальция, магния, железа за счет перевода их в малорастворимые соединения: карбонаты, гидроксиды, тетрабораты и др. Для этого к жесткой воде добавляют реагенты – осадители. Обычно добавляют гашеную известь. В результате электролитической диссоциации извести:



возрастает рН воды, что в соответствии с принципом Ле-Шателье приводит к смещению равновесия реакций:



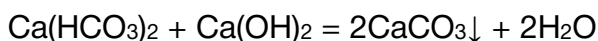
в сторону образования карбонат-ионов, в результате чего достигается произведение растворимости карбоната кальция, и он выпадает в осадок:



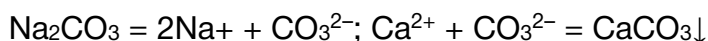
Кроме того, при увеличении концентрации гидроксид-ионов достигается произведение растворимости гидроксида магния, и он также выпадает в осадок:



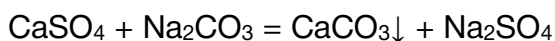
Реакции, протекающие при введении извести, можно записать уравнениями в молекулярном виде:



Метод известкования непригоден для снижения постоянной жесткости. Для этих целей необходимо вводить растворимую соль, содержащую карбонат-ионы. Обычно в воду добавляют карбонат натрия, который при диссоциации дает ионы CO_3^{2-} , связывающие катионы кальция (магния):



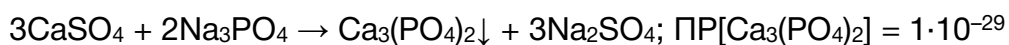
В молекулярном виде этот способ можно записать уравнением:



Почему для устранения постоянной жесткости не проводят осаждения сульфатов?

Сравнение значений произведения растворимости сульфата кальция ($6 \cdot 10^{-6}$) и карбоната кальция ($5 \cdot 10^{-9}$) показывает, что связывание ионов кальция в виде CaCO_3 является более прочным.

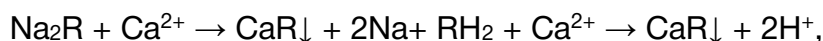
Учитывая, что ортофосфаты еще менее растворимы, чем карбонаты, более полного устранения жесткости можно достичь с помощью реагента-осадителя ортофосфата натрия:



Химические методы связаны с расходом реагентов, поэтому в последние годы широкое распространение получил физико-химический метод – метод ионного обмена.

Физико-химический метод умягчения воды основан на использовании ионообменных смол, в которых ионы натрия или водорода, закрепленные на твердой

полимерной матрице, способны замещаться на катионы Ca^{2+} , Mg^{2+} , Fe^{2+} , содержащиеся в воде:



где R^{2-} – радикал полимерной цепи.

Через колонку, заполненную гранулами ионообменника, прокачивают жесткую воду, которая, проходя слой гранул, обменивает катионы кальция и магния на катионы водорода, в результате чего снижается как временная, так и постоянная жесткость.

Примеры расчета жесткости воды

Пример 1. Вычислить временную жесткость, если в одном литре воды содержится 60,12 мг ионов Ca^{2+} и 28,37 мг ионов Mg^{2+} .

Решение: Число ммоль эквивалентов ионов кальция вычисляем из соотношения:

$$\begin{aligned} 1 \text{ ммоль } \text{Ca}^{2+} &— 20,04 \text{ мг } \text{Ca}^{2+} \\ x \text{ ммоль } \text{Ca}^{2+} &— 60,12 \text{ мг } \text{Ca}^{2+} \\ x &= 60,12/20,04 = 3 \text{ ммоль} \end{aligned}$$

Число ммоль эквивалентов Mg^{2+} определяем аналогично:

$$\begin{aligned} 1 \text{ ммоль } \text{Mg}^{2+} &— 12,15 \text{ мг } \text{Mg}^{2+} \\ x \text{ ммоль } \text{Mg}^{2+} &— 28,37 \text{ мг } \text{Mg}^{2+} \\ x &= 28,37/12,15 = 2,5 \text{ ммоль} \end{aligned}$$

Общее число ммоль эквивалентов ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} в расчете на один литр воды составляет:

$$\text{Ж} = 3 + 2,5 = 5,5 \text{ ммоль/л}$$

следовательно, вода умеренно жесткая.

Пример 2. Определить временную жесткость воды, содержащую гидрокарбонат магния, если на титрование 100 мл этой воды израсходовано 8,00 мл 0,1 Н раствора соляной кислоты.

Решение. При титровании жесткой воды соляной кислотой происходит следующая химическая реакция:



В соответствии с законом эквивалентов, количества эквивалентов участвующих в реакции веществ должно быть одинаковыми, следовательно,

$$C_{\text{эк}}(\text{H}_2\text{O}) \cdot V(\text{H}_2\text{O}) = C_{\text{эк}}(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}),$$

где $V(\text{H}_2\text{O})$ – объем титруемой жесткой воды, $V(\text{HCl})$ – объем раствора HCl , израсходованный на титрование, $C_{\text{эк}}(\text{HCl})$ – эквивалентная концентрация соляной кислоты; $C_{\text{эк}}(\text{H}_2\text{O})$ – эквивалентная концентрация солей жесткости в воде.

Из этой формулы:

$$C_{\text{эк}}(\text{H}_2\text{O}) = 8 \cdot 10^{-3} \cdot 0,1/0,1 = 8 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л} = 8 \text{ ммоль/л}$$

следовательно, вода жесткая.

Реактивы, материалы, оборудование: соляная кислота HCl (0,1 н), раствор ЭДТА (этилендиамминтетрауксусная кислота) (0,02 н), аммиачный буферный раствор NH_4OH + NH_4Cl , метилоранж, эриохром черный, бюретки для титрования объем 25 мл -2 шт.,

стаканчики, пипетки.

Опыт 14.1. Определение временной жесткости

Временная жесткость определяется титрованием исследуемой воды децинормальным раствором соляной кислоты в присутствии индикатора метилоранжа. При титровании протекают реакции:



Ход работы. 1. В большой химический стакан налить воду из водопроводного крана 200 мл, дать отстояться 10 минут.

2. Отмерить мерной пипеткой 50 мл исследуемой воды из стакана. Операцию повторить три раза, набрав по 50 мл воды в три конические колбы.

3. Добавить в каждую колбу по 2–3 капли метилоранжа.

4. Заполнить мерную бюретку децинормальным раствором соляной кислоты до верхнего (нулевого) деления. Предварительно ополоснуть её этим раствором.

Перед каждым следующим титрованием бюретку заполнять кислотой до нулевого значения.

5. Провести три титрования жесткой воды соляной кислотой до исчезновения желтой окраски и появления оранжевого (но не розового!) цвета раствора. Для этого в колбу для титрования медленно (по капле!) вводить раствор из бюретки непрерывно перемешивая содержимое колбы. При появлении оранжевого цвета титрование прекратить и записать объем использованной на титрование кислоты.

Внимание: в момент отсчета показаний по бюретке глаза экспериментатора должны находиться на уровне нижнего мениска раствора.

Результаты опыта занести в таблицу 2.

Таблица 2

Результаты опыта

№ опыта	Объем воды V(H ₂ O), мл	Объем раствора кислоты, мл	Средний объем кислоты V(HCl), мл
1			
2			
3			

6. Пользуясь примером 2, вычислить временную жесткость воды и сделать вывод о том, к какой категории жесткости она относится.

Опыт 14.2. Определение общей жесткости

Общую жесткость воды определяют комплексонометрическим титрованием с применением реактива ЭДТА (сокращённое название органического соединения этилендиаминтетрауксусной кислоты).

Ход работы. Заполнить бюретку раствором ЭДТА (0,02 н). Отмерить пипеткой указанный преподавателем объем анализируемой воды и перенести её в коническую

колбу для титрования. Долить дистиллированной воды до общего объема 100 мл. Добавить 5 мл буферного раствора $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$ (для поддержания pH в интервале 9–10) и 2–3 капли индикатора эриохрома черного, при котором раствор окрасится в красный цвет.

Перемешать раствор и сразу титровать из бюретки раствором ЭДТА до перехода красной окраски в синюю.

Титрование повторить три раза, как в предыдущем опыте.

Результаты записать в таблицу 3.

Таблица 3

Результаты опыта

№ опыта	Объем воды $V(\text{H}_2\text{O})$, мл	Объем раствора ЭДТА, мл	Средний объем кислоты ЭДТА, мл
1			
2			
3			

Рассчитать общую жесткость по такой же формуле, что и временную, только вместо объема и эквивалентной концентрации соляной кислоты брать объем ЭДТА и ее концентрацию.

Постоянную жесткость определить из соотношения:

$$J_{\text{пост}} = J_{\text{общ}} - J_{\text{врем}}$$

Сделать вывод по работе, указать характеристику жесткости воды.

Контрольные вопросы и задания по теме:

1. Содержанием солей каких металлов обусловлена жесткость воды?
2. Чем отличается временная жесткость от постоянной?
3. В каких единицах измеряется жесткость воды?
4. Предложите несколько способов умягчения воды, содержащей гидрокарбонат и сульфат железа (II).
5. Рассчитайте временную жесткость воды, содержащую гидрокарбонат кальция, если на титрование 50 мл этой воды израсходовано 3 мл 0,1 н раствора соляной кислоты.

Лабораторная работа № 15. ***ЭЛЕМЕНТЫ 4-А ГРУППЫ***

Цель работы: получение и исследование свойств наиболее распространенных соединений углерода, кремния, олова и свинца.

Теоретическое обоснование. Главную подгруппу четвертой группы периодической системы Д.И. Менделеева составляют химические элементы углерод, кремний, германий, олово и свинец. Их простые вещества и многие соединения широко используются в жизни и деятельности человека.

Углерод – основа органической химии, но и в неорганической химии его соединения представлены достаточно полно. Изучение неорганических соединений углерода начинается с получения углекислого газа и нерастворимых карбонатов, с изучения гидролиза растворимых карбонатов.

При изучении соединений кремния особое внимание уделяют кремниевой кислоте, так как это случай нерастворимой кислоты и гелеобразного состояния вещества. Полезны также опыты по получению нерастворимых и гидролизу растворимых силикатов, так как они позволяют сравнить их с аналогичными соединениями углерода.

Германий и его соединения редки, и в учебных целях не используются. Олово, свинец и их соединения, наоборот, широко используются в лабораторных целях. Эти металлы можно получать из растворов их солей вытеснением более активными металлами. Оксиды и гидроксиды этих металлов амфотерны.

Особое внимание уделяется окислительно-восстановительным свойствам соединений олова и свинца. Хлорид олова (II) используется в химических лабораториях и для технических целей как восстановитель, а диоксид свинца – как один из самых сильных окислителей.

Элементы одной подгруппы – это в общем сходные элементы, но каждый из них обладает многими индивидуальными особенностями. Для олова и свинца отличие проявляется, в частности, при получении и растворении сульфидов. Сульфид двухвалентного олова SnS нерастворим в разбавленных кислотах, но растворим в концентрированной HCl и в кислотах-окислителях; с сульфидами щелочных элементов и сульфидом аммония он не взаимодействует. Сульфид четырёхвалентного олова SnS_2 – сульфоангидрид, т.е. он взаимодействует с растворами сульфидов щелочных элементов и аммония с образованием растворимых сульфосолей. Сульфид двухвалентного свинца PbS относится к сульфидам, растворимым в кислотах-окислителях, а сульфид четырёхвалентного свинца не существует вследствие разложения в момент образования по реакции внутримолекулярного окисления-восстановления.

Реактивы, материалы, оборудование: концентрированная соляная кислота HCl , разбавленная соляная кислота HCl (2 н), растворы карбоната натрия Na_2CO_3 (0,5 М), силиката натрия Na_2SiO_3 (0,5 М), хлорида бария BaCl_2 (0,5 М), хлорида никеля (II) NiCl_2

(0,5 М), сульфата меди (II) CuCl_2 (0,5 М), хлорида олова (II) SnCl_2 (0,5 М), хлорида свинца (II) PbCl_2 (0,5 М), гидроксида аммония NH_4OH (0,5 М), гидроксида натрия NaOH (0,5 М), нитрата свинца PbNO_3 (0,5 М), гидроксида олова (IV) $\text{Sn}(\text{OH})_4$ (0,5 М), соли стронция, кальция, бария, кусочки мрамора, Zn гранулы, оксид свинца (IV) PbO_2 , дистиллированная вода, спиртовка, универсальная индикаторная бумага, пробирки, вытяжной шкаф.

Опыт 15.1. Получение оксида углерода (IV) и его растворение в воде

Ход работы. В реакционный сосуд положить 3–4 маленьких кусочка мрамора, внести 5 капель воды и 10 капель концентрированной соляной кислоты. Быстро закрыть реакционный сосуд пробкой, конец газоотводной трубки опустить в пробирку с дистиллированной водой. Пропускать газ 2–3 мин, после чего проверить среду полученного в пробирке раствора универсальной индикаторной бумагой.

Описать опыт. Написать схему равновесия, существующего в водном растворе диоксида углерода. Как и почему смещается это равновесие при добавлении в раствор щелочи и кислоты?

Опыт 15.2. Получение малорастворимых карбонатов

Ход работы. В трех пробирках получить карбонаты кальция, стронция и бария взаимодействием растворимых солей этих металлов с раствором карбоната натрия. Дать растворам отстояться, после чего из пробирок слить, удалить пипеткой или кусочком фильтровальной бумаги всю (или хотя бы часть) жидкость. Добавить к осадкам по одной капле концентрированной соляной кислоты.

Что наблюдается? Написать уравнения получения карбонатов и их взаимодействия с соляной кислотой в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

Опыт 15.3. Гидролиз растворимых карбонатов

Ход работы. С помощью универсальной индикаторной бумаги установить среду растворов карбонатов натрия и калия.

Написать уравнения гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде и объяснить, почему в обоих случаях среда одинаковая.

Опыт 15.4. Получение кремниевой кислоты

Ход работы. К 4–5 каплям раствора силиката натрия добавить 6–7 капель 2 Н соляной кислоты. Наблюдать образование геля кремниевой кислоты.

Написать уравнение реакции. Объяснить, почему формула кремниевой кислоты H_2SiO_3 является условной, каков действительный состав геля?

Опыт 15.5. Получение малорастворимых силикатов

Ход работы. В три пробирки внести по 3–4 капли растворов хлорида бария, хлорида никеля (II) и сульфата меди (II). Добавить в каждую пробирку по 2–3 капли раствора силиката натрия.

Описать опыт, написать уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде, отметить цвет осадков.

Опыт 15.6. Гидролиз растворимого силиката

Ход работы. С помощью универсальной индикаторной бумаги установить среду раствора силиката натрия.

Написать уравнение гидролиза в молекулярном и ионном виде. Объяснить, почему среда раствора Na_2SiO_3 более щелочная, чем раствора Na_2CO_3 .

Опыт 15.7. Получение олова и свинца

Ход работы. В одну пробирку внести раствор хлорида олова (II), а в другую – нитрата свинца (II). В каждую пробирку опустить по одной грануле цинка. Наблюдать появление на гранулах мелких кристалликов металлического олова и свинца.

Написать уравнения реакций и объяснить их самопроизвольное протекание. Возможно ли протекание таких реакций, если гранулы цинка заменить на кусочки меди?

Опыт 15.8. Получение гидроксидов олова (II) и свинца (II) и исследование их кислотнo-основных свойств

Ход работы. 1. Гидроксид олова (II). В двух пробирках получить гидроксид олова (II) взаимодействием раствора хлорида олова (II) с гидроксидом аммония.

Для исследования свойств гидроксида олова (II) в одну пробирку добавить соляную кислоту, в другую – избыток раствора щелочи.

Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций получения гидроксида олова (II) и взаимодействия его с раствором гидроксида натрия и соляной кислотой, учитывая, что в щелочном растворе образуется гидроксокомплексное соединение.

2. Гидроксид свинца (II). Взаимодействием растворённого нитрата свинца (II) с гидроксидом аммония получить в двух пробирках гидроксид свинца (II). Отметить цвет осадка. Растворить осадок, добавляя в первую пробирку 2 н азотную кислоту, а во вторую – раствор щелочи.

Написать уравнения реакций получения гидроксида свинца (II) и взаимодействия его с кислотой и щелочью в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

Почему для растворения $\text{Sn}(\text{OH})_2$ можно использовать серную и соляную кислоту, а для растворения $\text{Pb}(\text{OH})_2$ – нельзя?

Опыт 15.9. Получение гидроксида олова (IV) и оксида свинца (IV) и исследование их кислотнo-основных свойств

Ход работы. 1. Гидроксид олова (IV). В две пробирки внести по 3–5 капель раствора хлорида олова (IV) и добавить гидроксид натрия до появления осадков гидроксида олова (IV). Растворить осадки, добавляя в первую пробирку разбавленную соляную кислоту, а во вторую – разбавленный раствор гидроксида натрия.

Написать уравнения получения гидроксида олова (IV) и его взаимодействия с кислотой и раствором щелочи в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

2. Амфотерные свойства оксида свинца (IV). В фарфоровый тигель внести один микрошпатель оксида свинца (IV), 6–8 капель концентрированного раствора гидроксида натрия и нагреть тигель на спиртовке. После охлаждения отобрать пипеткой в пробирку образовавшийся раствор гексагидроксоплюмбата (IV) натрия и добавить к нему по каплям концентрированную соляную кислоту до появления осадка хлорида свинца (IV) желтого цвета.

Написать уравнения реакций получения гексагидроксоплюмбата (IV) натрия и его взаимодействия с соляной кислотой. Какие свойства проявляет оксид свинца (IV) в этом опыте?

Опыт 15.10. Гидролиз солей олова (II) и свинца (II)

Ход работы. 1. *Гидролиз хлорида олова (II).* В пробирку с 3–4 каплями воды опустить 2–3 кристаллика хлорида олова (II). Разместить содержимое пробирки стеклянной палочкой до полного растворения кристаллов и с помощью универсальной индикаторной бумаги определить pH раствора. Добавить в пробирку еще 5–6 капель воды, отметить образование осадка основной соли – хлорида гидроксоолова (II).

Прибавлением какого реактива можно уменьшить гидролиз хлорида олова (II)? Написать уравнения всех реакций. Указать тип гидролиза и pH среды. Объяснить влияние добавления воды и кислоты на смещение равновесия гидролиза этой соли.

2. *Гидролиз нитрата свинца (II).* Поместить в пробирку несколько кристалликов нитрата свинца (II) и 3–4 капли дистиллированной воды. Разместить содержимое пробирки стеклянной палочкой до полного растворения соли. Определить pH полученного раствора с помощью универсального индикатора. Какова среда этого раствора? Нагреть раствор в пламени спиртовки, добавить 2–3 капли карбоната натрия, снова нагреть. Наблюдать выпадение осадка основной соли свинца $(\text{PbOH})_2\text{CO}_3$, состав которой можно также выразить формулой $2\text{PbCO}_3\cdot\text{Pb}(\text{OH})_2$. В какой кислоте растворяется этот осадок? Проверить свое заключение на опыте.

Написать уравнение гидролиза нитрата свинца (II) по первой ступени. Как влияет добавление карбоната натрия на этот процесс? Происходит ли здесь взаимное усиление или взаимное ослабление гидролиза $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и Na_2CO_3 ? Написать уравнение совместного гидролиза нитрата свинца (II) и карбоната натрия.

Опыт 15.11. Окислительно-восстановительные свойства соединений свинца и олова

Ход работы. 1. *Восстановление перманганата калия хлоридом олова (II).* В пробирку с раствором перманганата калия добавить для создания кислой среды разбавленную соляную кислоту, а затем раствор хлорида олова (II).

Написать уравнение реакции.

2. *Окисление иодида калия оксидом свинца (IV)*. В пробирку внести один микрошпатель оксида свинца (IV), 3–5 капель 2 н серной кислоты и 5–6 капель йодида калия. Нагреть пробирку на спиртовке. Отметить изменение цвета раствора. Перенести стеклянной палочкой каплю этого раствора в пробирку с 8–10 каплями раствора крахмала. Отметить появление синей окраски раствора. На образование какого вещества указывает появление этой окраски раствора крахмала?

Написать уравнение реакции.

3. *Окисление сульфата марганца (II) оксидом свинца (IV)*. В пробирку поместить оксид свинца (IV) на кончике микрошпателя, добавить 6–8 капель 2 н азотной кислоты и одну каплю раствора сульфата марганца (II). Содержимое пробирки прокипятить, дать раствору отстояться. Отметить окраску полученного раствора.

Написать уравнение реакции, учитывая, что образовалась марганцевая кислота и соль свинца (II). По результатам опыта сравнить окислительные свойства оксида свинца (IV) и MnO-ионов.

Опыт 15.12. Получение сульфидов олова и свинца и исследование их свойств

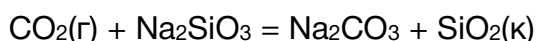
Ход работы. В три пробирки внести растворы солей: в первую – хлорида двухвалентного олова, во вторую – хлорида олова (IV), в третью пробирку – нитрата свинца (II). Добавить в каждую пробирку по 2–3 капли сульфида аммония (NH₄)₂S. Отметить образование сульфидов соответствующих металлов во всех пробирках, энергично перемешать стеклянной палочкой их содержимое, после чего разделить каждый осадок на две части. К одной из них прибавить избыток сульфида аммония, а к другой – концентрированную азотную кислоту. Во всех ли пробирках наблюдается растворение осадков?

Написать уравнение реакции.

Контрольные вопросы и задания по теме:

1. Напишите уравнения гидролиза карбоната натрия и силиката натрия. Какая соль и почему гидролизуется полнее?

2. Объясните, почему реакция



в растворах протекает в прямом направлении, а в расплавах – в обратном?

3. Раствор силиката натрия используется в качестве клея. Почему при хранении в негерметичной емкости этот раствор становится мутным и теряет клеящие свойства?

4. Покажите уравнениями реакций амфотерные свойства гидроксидов олова Sn(OH)₂ и Sn(OH)₄.

5. Покажите уравнениями реакций восстановительные свойства SnCl₂ и окислительные свойства PbO₂

Лабораторная работа № 16. *ЭЛЕМЕНТЫ 5-А ГРУППЫ*

Цель работы: получение и исследование свойств наиболее распространенных соединений азота, фосфора, сурьмы и висмута.

Теоретическое обоснование. Соединения азота. Среди многочисленных соединений азота особый интерес представляют аммиак, соли азотистой кислоты – нитриты, азотная кислота HNO_3 и ее соли – нитраты.

В промышленности аммиак получают путем каталитического синтеза из азота и водорода. В лабораториях для получения аммиака используют реакции между солями аммония (например, NH_4Cl) и щелочами. Реагенты берутся в виде твердых веществ либо в виде концентрированных растворов. Реакция протекает в две стадии: 1) образование гидроксида аммония; 2) его разложение с выделением NH_3 . Аммиак бесцветен.

Обнаружить его можно различными способами:

1) по запаху; 2) с помощью влажной индикаторной бумаги по её окрашиванию под действием газообразного аммиака; 3) с помощью газообразного хлороводорода, с которым аммиак соединяется, образуя кристаллический хлорид аммония в виде белого дыма (стеклянную палочку, смоченную концентрированным раствором соляной кислоты, подносят к пробирке, в которой идет реакция).

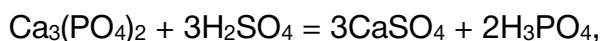
Аммиак обладает восстановительными свойствами. В газообразном состоянии при нагревании он восстанавливает металлы из оксидов, а в растворенном, в кислой среде, обесцвечивает раствор перманганата натрия и изменяет окраску дихромата калия, образуя соли марганца (II) и хрома (III). Аммиак при этом окисляется с образованием азота.

Азотистая кислота HNO_2 и её соли нитриты обладают окислительно-восстановительной двойственностью: в реакциях с сильными восстановителями (KI , SnCl_2 , H_2S) они являются окислителями (восстанавливаются до оксида азота (II)), а в реакциях с сильными окислителями (KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KClO_3) – восстановители (окисляются до нитратов).

Для азотной кислоты и ее солей характерны окислительные свойства. В этом качестве азотная кислота используется в реакциях с металлами и неметаллами.

Соединения фосфора. Среди соединений фосфора наибольшее практическое значение имеют ортофосфорная кислота и ее соли.

Ортофосфорную кислоту в промышленности получают действием серной кислоты на природное соединение фосфат кальция (суперфосфат):



а в лабораториях для этой цели используют реакцию красного фосфора с азотной кислотой. Обнаружить ортофосфорную кислоту можно раствором молибдата аммония, с которым она образует комплексное соединение ярко-желтого цвета.

Ортофосфорная кислота – слабая, поэтому её растворимые соли (ортофосфаты щелочных металлов) гидролизуются по аниону. Но большинство фосфатов не растворяется в воде, кислотах, щелочах и агрессивных средах. Образование нерастворимых фосфатов на поверхности металлов применяется для защиты металлов от коррозии. В технике эту операцию называют фосфатированием.

Соединения мышьяка, сурьмы, висмута. У мышьяка, сурьмы и висмута, вследствие увеличения радиуса атомов, закономерно изменяются химические свойства: мышьяк является неметаллом, сурьма – сильно амфотерный металл, а висмут – металл со слабыми признаками амфотерности. С соединениями мышьяка в учебных лабораториях опытов не проводят, так как они очень ядовиты. У сурьмы и висмута наибольший интерес представляют их соединения в степенях окисления +3 и +5: гидроксиды, соли и сульфиды.

Реактивы, материалы, оборудование: хлорид аммония NH_4OH кристаллический, гидроксид натрия кристаллический NaOH , растворы перманганата калия KMnO_4 (0,5 М), дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_4$ (0,5 М), кислота серная H_2SO_4 (0,5 М), раствор аммиака NH_4OH (0,5 М), раствор нитрита натрия NaNO_2 (0,5 М) (или KNO_2), раствор фосфата натрия Na_3PO_4 (0,5 М), раствор нитрата серебра AgNO_3 (0,5 М), магний (стружка), цинк (гранулы), медь (стружка), раствор хлорида сурьмы (III) SbCl_3 (0,5 М), соляная кислота HCl (0,5 М), раствор гидроксида натрия NaOH (0,5 М), раствор нитрата висмута (III) $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ (0,5 М), раствор сульфида натрия Na_2S (0,5 М), подкисленный раствор иодида натрия NaI (0,5 М) (или KI), разбавленная и концентрированная азотная кислота HNO_3 , дистиллированная вода, спиртовка, универсальная индикаторная бумага, пробирки, тигли, вытяжной шкаф.

Опыт 16.1. Получение и обнаружение аммиака

Ход работы. Смесь кристаллического хлорида аммония и гидроксида натрия (или KOH), поместить в пробирку и осторожно нагреть на спиртовке. Выделение аммиака установить с помощью влажной универсальной индикаторной бумаги или с помощью стеклянной палочки, смоченной концентрированной соляной кислотой.

Написать уравнения реакций образования аммиака и белого дыма около стеклянной палочки.

Опыт 16.2. Восстановительные свойства аммиака

Ход работы. В две пробирки поместить по 5–6 капель растворов перманганата калия и дихромата калия, подкислить их серной кислотой и прибавлять по каплям раствор аммиака до обесцвечивания первого и изменения окраски второго.

Написать уравнения реакций.

Опыт 16.3. Окислительно-восстановительная двойственность нитритов

Ход работы. 1. *Окислительные свойства нитритов.* Провести в пробирке (под тягой!) реакцию между растворами NaNO_2 (или KNO_2) и подкисленным раствором NaI

(или KI), обратить внимание на изменение окраски раствора и цвет выделяющегося газа.

В отчете описать опыт и составить уравнения реакций.

2. *Восстановительные свойства нитритов.* Выбрать из штатива два известных окислителя и провести их восстановление нитритом натрия (или калия) в кислой среде. Написать уравнения реакций.

Опыт 16.4. Взаимодействие азотной кислоты с металлами

Внимание! Опыты с азотной кислотой проводятся в вытяжном шкафу.

Ход работы. В отдельных пробирках провести шесть опытов по взаимодействию разбавленной HNO_3 (из штатива) и концентрированной HNO_3 (хранится в вытяжном шкафу) с магнием, цинком и медью. Гранулы цинка и меди после опыта обмыть струей воды и возвратить для повторного использования.

Составить уравнения реакций.

Опыт 16.5. Гидролиз фосфатов

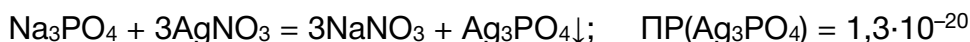
Ход работы. С помощью универсальной индикаторной бумаги определить среду и pH раствора Na_3PO_4 или K_3PO_4 .

Написать молекулярные и ионные уравнения ступенчатого гидролиза этой соли.

Опыт 16.6. Получение нерастворимых фосфатов

Ход работы. Используя раствор ортофосфата натрия (или калия) и растворы других солей, имеющих в штативе, провести по своему выбору не менее пяти ионообменных реакций получения нерастворимых фосфатов.

Написать уравнения реакций и привести после каждой из них справочную величину произведения растворимости полученной соли, например,



Опыт 16.7. Получение гидроксидов сурьмы (III) и висмута (III) и исследование их свойств

Ход работы. 1. *Получение гидроксида сурьмы (III).* В две пробирки поместить по 3–4 капли раствора хлорида сурьмы (III). В каждую пробирку прибавить по 3–5 капель раствора щелочи до выпадения осадка. В одной из пробирок на осадок гидроксида сурьмы (III) подействовать соляной кислотой (добавить несколько капель), в другую – раствором щелочи.

Наблюдать протекание реакций в обоих случаях. В отчете описать опыт, написать все уравнения проделанных реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде. Сделать вывод об основно-кислотных свойствах гидроксида сурьмы (III).

2. *Получение гидроксида висмута (III).* Получить нерастворимый $\text{Bi}(\text{OH})_3$ взаимодействием нитрата висмута (III) с раствором щелочи. Подействовать на осадок азотной кислотой и щелочью. Почему с кислотой гидроксид висмута взаимодействует, а со щелочью реакция не идёт?

В отчете описать опыт, написать уравнения реакций получения гидроксида висмута (III) и его взаимодействия с азотной кислотой в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

Опыт 16.8. Гидролиз солей сурьмы (III) и висмута (III)

Ход работы. В две пробирки налить 4–5 капель раствора хлорида сурьмы (III) и нитрата висмута (III). В каждую пробирку добавлять по каплям воду, перемешивая раствор стеклянной палочкой. Наблюдать помутнение растворов и выпадение осадков основных солей.

Прибавить несколько капель концентрированной соляной кислоты к хлориду сурьмы (III) и концентрированной азотной кислоты к нитрату висмута (III); осадки при этом растворяются. Снова прилить воду, наблюдается вторичное образование осадка.

Объяснить это явление. В отчете написать в молекулярном и ионно-молекулярном виде уравнения следующих реакций: гидролиза хлорида сурьмы (III) и нитрата висмута (III) в две ступени с образованием основных солей – хлорида дигидроксурьмы (III) и нитрата дигидроксовисмута (III). В выводе объяснить причину гидролиза солей сурьмы и висмута, а также указать, какая из солей гидролизуеться в большей степени и почему.

Опыт 16.9. Получение и изучение свойств сульфидов сурьмы (III) и висмута (III)

Ход работы. 1. *Сульфид сурьмы (III).* В пробирку с 2–3 каплями раствора хлорида сурьмы (III) прибавить 5–8 капель раствора сульфида натрия (или сульфида аммония), обратить внимание на яркую окраску образующегося сульфида сурьмы (III). После отстаивания осадка слить с него жидкость, после чего добавить раствор сульфида натрия (или аммония).

Перемешивая осадок стеклянной палочкой, наблюдать его растворение с образованием сульфосоли Na_3SbS_3 . К полученному раствору прибавить 5–6 капель концентрированной соляной кислоты, при этом снова образуется сульфид сурьмы (III) и выделяется газ с характерным запахом. По запаху определить, какой газ выделяется.

В отчете описать опыт и составить уравнения реакций: а) получения сульфида сурьмы (III); б) его растворения в сульфиде натрия; в) разложения сульфосоли соляной кислотой.

2. *Сульфид висмута (III).* Получить сульфид висмута (III) по ионообменной реакции нитрата висмута (III) с сульфидом натрия, отметить цвет осадка. Подействовать на осадок раствором Na_2S – осадок не растворяется. Слить раствор с осадка и подействовать на него концентрированной азотной кислотой – осадок растворяется (для ускорения реакции пробирку можно подогреть на пламени спиртовки).

В отчете описать опыт. Составить уравнения реакций получения сульфида висмута (III) и его взаимодействия с HNO_3 , имея в виду, что вторая реакция является

окислительно-восстановительной, в которой образуются нитрат висмута (III), серная кислота и оксид азота (II). Уравнять реакцию методом полуреакций.

Контрольные вопросы и задания по теме:

1. Газообразный аммиак обесцвечивает подкисленный раствор перманганата калия; напишите уравнение соответствующей реакции.

2. Объясните, почему азотистая кислота и ее соли обладают окислительно-восстановительной двойственностью? Напишите уравнения всех возможных реакций нитрита калия с хлоратом калия и укажите среди них наиболее вероятную.

3. Напишите уравнения всех возможных реакций разбавленной азотной кислоты с цинком.

4. Ортофосфорную кислоту для химических целей получают взаимодействием красного фосфора с концентрированной азотной кислотой. Напишите уравнение этой реакции.

5. Чем отличается взаимодействие As_2S_3 и Sb_2S_3 с концентрированной азотной кислотой от взаимодействия Bi_2S_3 с этой же кислотой?

Список литературы

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов. – М.: Высшая школа, 2009. –698 с.
2. Бабкина С.С., Томина Л.Д., Росин И.В. и др. Общая и неорганическая химия. Задачник. – М.: Издательство Юрайт, 2015. - 464 с.
3. Гайдукова Б.М., Харитонов С.В. Техника и технология лабораторных работ. – СПб.: Лань, 2020. – 128 с.
4. Гаршин А.П. Органическая химия в рисунках, таблицах, схемах. - М.: Издательство Юрайт, 2017. - 240 с.
5. Глинка Н.Л. Общая химия. - М.: Кнорус, 2016. - 752 с.
6. Коровин Н.В., Мингулина Э.И., Рыжова Н.Г. Лабораторные работы по химии. - М.: Высшая школа, 2004. – 250 с.
7. Никитина Н.Г., Гребенькова В.И. Общая и неорганическая химия. - М.: Юрайт, 2023. - 211 с.
8. Оганесян Э.Т., Попков В.А., Щербакова Л.И. и др. Общая и неорганическая химия. – М.: Юрайт, 2019. - 447 с.
9. Олейников Н.Н., Муравьева Г.П. Химия. Алгоритмы решения задач и тесты. - М.: Издательство Юрайт, 2017. - 249 с.
10. Полommeва О.А. Физико-химические методы исследования и техника лабораторных работ: учеб. пособие. – СПб.: Лань, 2019. – 108 с.
11. Росин И.В. Общая и неорганическая химия. Общая химия. - М.: Издательство Юрайт, 2016. Т. 1. - 426 с.
12. Тупикин Е.А. Общая и неорганическая химия. - М.: Издательство Юрайт, 2017. Ч. 1. - 385 с.

Приложение

Оформление отчета по лабораторным работам

Оформление лабораторных работ производится в отдельной тетради.

Пример оформления лабораторной работы.

Лабораторная работа №

Наименование лабораторной работы.

Цель работы:

В таблицу вносят всю информацию по проведению опыта.

В графу уравнение реакции записывают химическую реакцию в молекулярном виде и при необходимости в ионном виде.

№ п/п	что делали	что наблюдали	уравнение реакции	выводы
Название опыта				
1.				



ISBN 978-5-907607-93-4



Усл. печ. л 4,5
Объем издания 13,3 МВ
Оформление электронного издания:
НОО Профессиональная наука, mail@scipro.ru
Дата размещения: 25.11.2024 г.
URL: http://scipro.ru/conf/inorganics11_24.pdf