

Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Солоненко Анна Александровна
Должность: Директор
Дата подписания: 2025.07.25 10:55:33
Уникальный программный ключ:
d9ba9a2cd160ab4af0c8ab0377f8b3050e51



Дмитровский рыбохозяйственный технологический институт (филиал)
федерального государственного бюджетного образовательного учреждения
высшего образования «Астраханский государственный
технический университет»
(ДРТИ ФГБОУ ВО «АГТУ»)

Система менеджмента качества в области образования, воспитания, науки и инноваций сертифицирована DQS
по международному стандарту ISO 9001:2015

Факультет высшего образования

**Кафедра «Гуманитарные и
социально-экономические дисциплины»**

ХИМИЯ

Методические указания

по выполнению лабораторных работ

для обучающихся по направлению подготовки,

05.03.06 Экология и природопользование,

19.03.03 Продукты питания животного происхождения,

35.03.08 Водные биоресурсы и аквакультура,

38.03.07 Товароведение

Автор: Нефедова И.В., преподаватель кафедры «Гуманитарных и социально-экономических дисциплин»

Методические рекомендации по выполнению лабораторных работ по дисциплине «Химия» предназначены для обучающихся по направлениям 05.03.06 Экология и природопользование, 19.03.03 Продукты питания животного происхождения, 35.03.08 Водные биоресурсы и аквакультура, 38.03.07 Товароведение.

Цель методических указаний: оказание помощи обучающимся в выполнении лабораторных работ по дисциплине «Общая и неорганическая химия». Настоящие методические указания содержат работы, которые позволят обучающимся практически овладеть фундаментальными знаниями, профессиональными умениями и навыками деятельности.

Методические рекомендации по выполнению лабораторных работ по дисциплине «Химия» утверждены на заседании кафедры «Гуманитарные и социально-экономические дисциплины».

Методические рекомендации по выполнению самостоятельной работы по дисциплине «Химия» предназначены для обучающихся. Цель методических указаний: оказание помощи обучающимся в выполнении лабораторных работ.

Настоящие методические указания содержат работы, которые позволят обучающимся овладеть знаниями, умениями, навыками, *опытом лабораторной практической деятельности*.

ВВЕДЕНИЕ

Лабораторные работы по общей и неорганической химии проводятся с целью закрепления теоретического материала, который излагается на лекциях и самостоятельно прорабатывается студентами по учебникам и учебным пособиям. В ходе лабораторного практикума студенту ставится задача освоить приемы и методы ведения химического эксперимента, приобрести навыки работы с аппаратурой и реактивами, научиться основным способам обработки экспериментальных данных и оценки погрешностей полученных результатов. Методические указания в сжатой форме знакомят студентов с основными теоретическими положениями, относящимися к данной лабораторной работе или группе лабораторных работ со схожей тематикой, основным оборудованием и приемами работы на нем, правилами оформления лабораторных протоколов, обработкой результатов эксперимента.

ПРАВИЛА РАБОТЫ В ЛАБОРАТОРИИ

Лабораторные работы выполняют на рабочем столе, где находятся необходимые приборы, посуда и реактивы. Все опыты следует проводить только с такими количествами веществ, растворами таких концентраций и в такой посуде, как указано в задании. Никакие вещества в химической лаборатории нельзя пробовать на вкус, а нюхать следует с большой осторожностью, направляя к себе пары или газ движением кисти рук. Находясь в лаборатории, нельзя принимать пищу, пить и пользоваться косметикой. При нагревании раствор в пробирке может бурно вскипеть, поэтому не следует поворачивать ее отверстием к себе или к соседу. Концентрированные кислоты и щелочи, сильно пахнущие и ядовитые жидкости хранят в вытяжном шкафу в склянках из толстого стекла. Работать с ними можно только под тягой, нельзя переносить эти жидкости на рабочее место. Смешивать жидкости, при взаимодействии которых выделяется тепло, можно только в химической посуде из термостойкого стекла. Серную кислоту при её разбавлении следует приливать в воду, а не наоборот. Горючие органические жидкости и растворы, содержащие соли ртути или серебра, после работы выливают не в раковину, а в сборники с соответствующими надписями, которые установлены в вытяжном шкафу. Фильтры с осадками также следует складывать в специальные сборники. Все наблюдения в ходе опытов необходимо записывать в рабочий журнал, который предъявляется преподавателю. Результаты лабораторных работ и выводы оформляют в виде протокола. По окончании работы в лаборатории следует вымыть использованную посуду, поставить на место реактивы, привести в порядок рабочий стол и вымыть руки. Реактивы размещены в вытяжном шкафу, на полке для реактивов, а наиболее часто используемые растворы - в установленных на каждом рабочем месте штативе. Пробки на пробирках и склянках с растворами снабжены пипетками для отбора

растворов в рабочие пробирки. Сухие реагенты отбирают с помощью шпателей.

ТЕХНИКА ВЫПОЛНЕНИЯ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ И ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ

В лабораторных работах используются едкие, агрессивные и ядовитые вещества. Поэтому Лабораторная работав химической лаборатории безопасна лишь при строгом соблюдении общих правил и требований техники безопасности. При выполнении лабораторных работ необходимо соблюдать следующие общие правила:

1. Содержать рабочее место в чистоте и порядке.
2. Приступать к выполнению опыта лишь тогда, когда уяснены его цель и задачи, когда обдуманы отдельные этапы выполнения опыта.
3. Опыты должны выполняться аккуратно, без торопливости, с соблюдением всех требований, содержащихся в методических указаниях.
4. В лаборатории необходимо соблюдать тишину, запрещается есть, пить и заниматься посторонними делами.
5. После использования реактива его необходимо сразу ставить в штатив, чтобы не создавать беспорядка на рабочем месте.
6. После окончания работы обязательно вымыть руки.

Среди химических реагентов имеются ядовитые вещества, оказывающие токсическое воздействие на организм человека в целом (мышьяк, сурьма, свинец, ртуть и их соединения, галогены, сероводород, оксид углерода (II), оксиды азота и др.), и агрессивные вещества, оказывающие локальные воздействия на кожу (кислоты и щелочи). При работе с ними необходимо соблюдать следующие правила по технике безопасности:

1. Все опыты с ядовитыми и сильно пахнущими веществами, а также нагревание и выпаривание растворов производить только в вытяжном шкафу.
2. Не наклоняться над сосудом с кипящей жидкостью. Нагреваемую пробирку или колбу держать отверстием в сторону, а не к себе или к соседу, так как может произойти выброс жидкости.
3. Определять запах вещества следует, не вдыхая пары полной грудью, а направляя их к себе лёгким движением руки.
4. Работы с кислотами и щелочами проводить так, чтобы реактивы не попадали на одежду, лицо, руки. Наливая раствор в пробирку, её надо держать на некотором расстоянии от себя.
5. При обращении с неизвестными веществами необходимо проявлять повышенную осторожность. Ни при каких обстоятельствах нельзя пробовать вещество на вкус!
6. Необходимо немедленно убрать все пролитое, разбитое и просыпанное на столах или на полу в лаборатории. Если кислота прольется на стол или на пол, её следует нейтрализовать щелочью или содой.

7. Набор ядовитых и едких жидкостей в пипетки производить не ртом, а при помощи резиновой груши.
8. При измельчении сухих щелочей следует надевать предохранительные очки. Брать твердую щелочь только пинцетом или щипцами.
9. Нельзя употреблять для опытов вещества из капельниц, колб и упаковок без этикеток и с неразборчивыми надписями.
10. В химической лаборатории имеется аптечка. Надо уметь оказывать первую помощь пострадавшим, когда это необходимо.
12. Никаких веществ из лаборатории нельзя брать домой.
13. Металлическая ртуть и ее пары – сильный яд. Поэтому ртуть, пролитая при поломке приборов и термометров, должна быть тщательно собрана. Собирают ртуть с помощью амальгамированных пластинок из меди или белой жести.
14. При порезах стеклом рану нужно продезинфицировать раствором перманганата калия или спиртом, обработать йодом и перевязать бинтом.
15. После оказания первой помощи пострадавшего направить к врачу.
16. В целях противопожарной безопасности химическая лаборатория снабжена огнетушителями, ящиками с песком, асбестовыми одеялами. Необходимо знать, где находятся противопожарные средства и порядок срочной эвакуации из лаборатории при пожаре.
17. Обо всех случаях отклонения от нормального хода лабораторного занятия, угрожающего нарушением настоящих правил, сообщать прежде всего преподавателю, дежурному лаборанту или заведующему лабораторией.

При выполнении лабораторной работы каждый студент пишет **отчет по работе**. Записи надо вести так, чтобы они кратко и логично описывали работу, используемые приборы и реактивы. В отчете должно быть отражено следующее.

1. Название работы и дата ее выполнения.
2. Цель работы в целом и каждого отдельного опыта.
3. Схема установки и её описание.
4. Порядок выполнения работы (ход работы).
5. Таблица экспериментальных данных.
6. Вычисление искомой величины.
7. Расчет погрешности опыта.
8. Выводы.

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ.

Лабораторная работа 1. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Цель работы: изучить основные классы неорганических веществ.

Вещества подразделяются на простые и сложные. Простые вещества состоят из атомов одного химического элемента, а сложные – из атомов различных элементов. Сложные вещества называются химическими соединениями.

ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА подразделяются на металлы и неметаллы. К неметаллам относятся вещества, образованные атомами двадцати двух химических элементов: водорода, благородных газов, галогенов, кислорода, серы, селена, теллура, азота, фосфора, мышьяка, углерода, кремния, бора. Все остальные химические элементы и их простые вещества – металлы. Металлы в химических реакциях только отдают электроны, то есть являются восстановителями, поэтому в соединениях их атомы находятся только в положительных степенях окисления. Неметаллы в реакциях могут принимать и отдавать электроны, т.е. вести себя и как окислители, и как восстановители, поэтому степени окисления неметаллов в соединениях могут быть как отрицательными, так и положительными.

СЛОЖНЫЕ ВЕЩЕСТВА (химические соединения) очень многочисленны и разнообразны по составу и свойствам. Изучение веществ облегчает их классификация, так как, зная особенности класса соединений, можно охарактеризовать свойства их отдельных представителей. Основными классами неорганических соединений являются оксиды, гидроксиды и соли.

Оксидами называются бинарные соединения химических элементов с кислородом, в которых степень окисления кислорода равна -2 . По химическим свойствам оксиды подразделяются на солеобразующие и несолеобразующие или безразличные (CO , NO , N_2O). Солеобразующие оксиды, в свою очередь, подразделяются на основные (Na_2O , CaO , FeO и др.), кислотные (SO_2 , SO_3 , SiO_2 , CO_2 и т.д.) и амфотерные (ZnO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , SnO и др.). Гидроксидами являются соединения солеобразующих оксидов с водой. По типу и продуктам электролитической диссоциации в водных растворах и по химическим свойствам гидроксиды подразделяются на основания (NaOH , KOH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и др.), кислоты (H_2SO_3 , H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4 , HClO_4 и др.) и амфотерные гидроксиды, или амфолиты ($\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_4$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Mn}(\text{OH})_4$ и др.).

Соли представляют собой продукты замещения атомов водорода в кислоте на металл или гидроксид-анионов в основаниях на кислотный остаток. Согласно теории электролитической диссоциации, солями называются вещества, при диссоциации которых образуются катионы металлов (а также NH_4^+ - катион аммония) и анионы кислотных остатков. Соли подразделяются на нормальные, или средние (Na_2SO_4 , K_2S , Na_2SiO_3 и др.), кислые, или гидросоли (NaHCO_3 , KHSO_4 , NaHS и др.), основные, или гидроксоли (ZnOHCl , $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, $\text{AlOH}(\text{NO}_3)_2$ и т. д.), двойные (KNaCO_3 , $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ и др.), смешанные (CaClOCl , или CaOCl_2 , $\text{Sr}(\text{HS})\text{Cl}$ и др.) и оксоли (SbOCl , BiONO_3 , TiOCl_2 и др.). Существуют соединения, которые не относятся к основным классам веществ: гидриды, карбиды, нитриды, сульфокислоты и сульфосоли, комплексные соединения и др. Они изучаются на занятиях по химии элементов и их соединений.

Экспериментальная часть

Целью работы является получение и исследование свойств наиболее распространенных простых веществ и соединений.

Опыт 1. Получение и свойства водорода

Водород входит в состав кислот, оснований, кислых и основных солей и наиболее распространенного на Земле вещества – воды. Он применяется как восстановитель при получении металлов и во многих органических синтезах. В недалеком будущем водород будет использоваться как горючее вместо бензина, керосина, мазута, газа и угля, так как при его горении не образуется вредных примесей. Водород в промышленности получают конверсией метана, электролизом воды, а в лабораториях – из кислот при их взаимодействии с металлами.

В пробирку поместить 2–3 гранулы цинка и прилить соляной кислоты до 1/3 объема пробирки. Выделяющийся водород в течение 3–4 мин собирать в перевернутую вверх дном более широкую пробирку. Не переворачивая пробирку, поднести к ней горящую спичку. Водород загорается с легким звуком «па».

В отчете написать уравнение реакции цинка с соляной кислотой, указать окислитель и восстановитель, составить электронные схемы окисления и восстановления. Объяснить, почему выделяющийся водород необходимо собирать, держа пробирку отверстием вниз. Указать, какие металлы, кроме цинка, можно использовать для получения водорода из соляной кислоты.

Опыт 2. Получение и свойства кислорода

Кислород – самый распространенный на Земле химический элемент: около половины (47 % по массе) вещества земной коры приходится на кислород. Без кислорода невозможна жизнь, так как он поддерживает дыхание человека и животных. С его помощью сжигают топливо, получая тепло и электроэнергию. Кислород содержится в воздухе и в химических соединениях – воде, оксидах, гидроксидах, солях, органических веществах. Для промышленных целей кислород получают ректификацией жидкого воздуха, а в лабораториях – из веществ, которые

при нагревании разлагаются с его выделением (KMnO_4 , KClO_3 , BaO_2). В сухую пробирку поместить два микрошпателя хлората калия KClO_3 (бертолетова соль), опустить в неё тлеющую лучинку. Пробирку нагреть на спиртовке. Через некоторое время от начала нагревания тлеющая лучинка вспыхивает. Повторить опыт со смесью бертолетовой соли и оксида марганца (IV), смешанных в соотношении приблизительно 4:1 по объему порошков. В отчете записать уравнение разложения KClO_3 и объяснить, почему вспыхивает тлеющая лучинка. Объяснить, почему во втором опыте время от начала нагревания пробирки до вспыхивания лучинки меньше, чем в первом. Какую роль во втором опыте играет оксид марганца (IV)?

Опыт 3. Получение и свойства хлора

Самая мрачная страница в истории хлора – применение его в первой мировой войне в качестве боевого отравляющего вещества. Это произошло на одном из западных участков фронта, где англо-французские войска вели сражение с германской армией. Утром 22 апреля 1915 года германское командование провело первую в истории войн газовую атаку, выпустив около 180 т хлора. Облако тяжелого ядовитого желто-зеленого газа поразило более 15 тысяч человек, причем около пяти тысяч – насмерть. Это напоминает, как опасен хлор, поэтому все опыты с ним необходимо проводить только в вытяжном шкафу.

Хлор применяется для отбеливания бумаги и тканей, для получения соляной кислоты и хлорорганических соединений, среди которых наиболее известен поливинилхлорид (ПВХ), используемый для изоляции электрических проводов и изготовления деталей радиоаппаратуры.

1. Получение хлора. В сухую пробирку внести два микрошпателя перманганата калия и 20 капель концентрированной соляной кислоты.

Наблюдать протекание реакции:



В уравнении реакции указать окислитель и восстановитель, написать электронные схемы окисления и восстановления, определить и расставить стехиометрические коэффициенты.

2. Отбеливающие свойства хлора. Три пробирки заполнить на 1/3 объема хлорной водой. В одну поместить лоскутки цветной материи, в другую - окрашенную бумагу, в третью прилить любого органического красителя. Через некоторое время всё, что было окрашено, обесцвечивается. Отбеливающие свойства хлора объясняются протеканием двух последовательных реакций:

1) $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HCl} + \text{HClO}$ (хлорноватистая кислота)

2) $\text{HClO} = \text{HCl} + \text{O}$ (атомарный кислород)

Атомарный кислород - сильнейший окислитель. Он окисляет органические красители и тем самым отбеливает материалы. Этими же реакциями объясняется применение хлора для дезинфекции помещений и для обеззараживания водопроводной воды. В отчете показать, у каких элементов

изменяется степень окисления в реакциях 1 и 2. К каким типам относятся эти окислительно-восстановительные реакции?

Опыт 4. Получение металлов

Каждый металл вытесняет из растворов солей все другие металлы, расположенные в электрохимическом ряду активности металлов (ряд напряжений металлов) правее его. Это свойство используется для получения многих металлов.

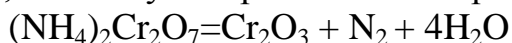
Приготовить три пробирки. В первую пробирку внести 20 капель раствора сульфата меди (II), во вторую – столько же раствора сульфата кадмия, в третью – нитрата свинца (II). В каждую пробирку опустить по одной грануле цинка. Наблюдать протекание реакций с выделением меди, кадмия и свинца на поверхности цинка. В отчете записать уравнения реакций, указать в каждой окислитель и восстановитель, составить электронные схемы окисления и восстановления.

Опыт 5. Получение и свойства оксидов

1. Получение оксида магния. Серебристо-белый легкий металл магний при 500 °С вспыхивает и быстро сгорает ослепительно ярким пламенем. Горение сопровождается излучением света и выделением большого количества тепла. На сильном выделении света при горении магния основано его применение для изготовления осветительных ракет и в фотографии (магниевая вспышка). Образующийся оксид MgO (жженая магнезия) применяется в медицине как средство от изжоги, как сорбент и катализатор, он входит в состав огнеупорных изделий.

Взять щипцами небольшой кусочек стружки магния и поджечь его пламенем спиртовки. Горящий магний держать над фарфоровой чашкой. В чашку с образовавшимся оксидом магния добавить несколько миллилитров воды, размешать стеклянной палочкой и определить среду раствора индикатором фенолфталеином или универсальной индикаторной бумагой. В отчете описать опыт, составить уравнения реакций горения магния и взаимодействия оксида магния с водой, объяснить среду раствора и сделать вывод о химической природе оксида магния.

2. Получение оксида хрома (III) разложением соли. Темно-зеленый оксид хрома Cr₂O₃ получают разложением гидроксида хрома (III) или хромосодержащих солей. Он применяется в качестве пигмента, катализатора, полирующего материала, вводится в стёкла для их окраски. В фарфоровую чашку поместить небольшой горкой кристаллический дихромат аммония и ввести в центр горки горящую спичку. Наблюдать разложение соли, которое вначале идет медленно, а затем убыстряется. Схема реакции:



Описать опыт и указать, какое природное явление он напоминает в уменьшенном масштабе. Переписать схему реакции, составить к ней электронные схемы окисления и восстановления, определить стехиометрические коэффициенты перед веществами и тип реакции.

3. Получение CO₂ в аппарате Киппа. Оксид углерода (IV) – углекислый газ – содержится в небольшом количестве в атмосфере (0,03 %)

и в растворенном виде в некоторых минеральных источниках. В технике его получают прокаливанием известняка по реакции:



а в лабораториях – разложением мрамора соляной кислотой в аппарате Киппа по уравнению:



Главным потребителем углекислого газа является пищевая промышленность: производство сахара, пива, газированной воды. Он применяется также в качестве хладагента (сухой лед), для тушения пожаров и в качестве нагнетающего газа для перекачки легковоспламеняющихся жидкостей. В химической промышленности диоксид углерода используется при получении кальцинированной соды – карбоната натрия Na_2CO_3 .

В течение примерно трех минут большую пробирку наполняют углекислым газом из аппарата Киппа, затем внести в неё 10–15 капель раствора NaOH , тотчас закрыть пробирку смоченным водой большим пальцем и встряхнуть, после чего пробирка свободно повисает на пальце. Углекислый газ взаимодействует со щелочью, в результате чего в пробирке образуется вакуум и внешнее давление прочно прижимает ее к пальцу. Эту реакцию применяют в промышленности для удаления CO_2 из газовых смесей. Углекислый газ тяжелее воздуха, поэтому его можно «переливать», как воду. В течение примерно трех минут заполнять углекислым газом химический стакан емкостью 100 мл. Затем «перелить» газ во второй стакан и опустить в него горящую лучинку. Пламя гаснет, так как углекислый газ не поддерживает горения. В отчете нарисовать аппарат Киппа (рис. 1) и описать принцип его действия. Написать уравнение реакции получения углекислого газа и его взаимодействия с NaOH . Сделать вывод о химической природе этого оксида.

4. Изучение свойств оксида цинка. Оксид цинка имеется в каждом помещении, где окна и двери окрашены белой краской. Эта краска (цинковые белила) является самой распространенной из всех белил. Оксид цинка применяется также при изготовлении белой резины, в косметике и в медицине.

В две пробирки поместить по одному микрошпателю порошкообразного оксида цинка. В первую пробирку добавить 15–20 капель одномолярной серной кислоты, а в другую – столько же 30%-го раствора гидроксида натрия. Для ускорения реакций подогреть пробирки на спиртовке. Записать уравнения реакций и сделать вывод о химической природе оксида цинка.

Опыт 6. Получение и исследование свойств щелочей

Гидроксиды-основания подразделяются на растворимые и нерастворимые. Растворимые основания – это гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов. Они называются щелочами. Самое распространенное среди щелочей вещество – гидроксид натрия (едкий натр).

По масштабам производства и применения он занимает среди неорганических веществ третье место после серной кислоты и карбоната

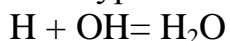
натрия. В промышленности его получают электролизом раствора хлорида натрия, а в лабораторных условиях – взаимодействием натрия с водой. Эта реакция протекает бурно с разбрызгиванием получаемой щелочи, поэтому при проведении опыта необходимо соблюдать осторожность.

1. Получение гидроксида натрия.

В фарфоровую чашку или кристаллизатор налить до половины дистиллированной воды. Из банки, в которой находится натрий под слоем керосина, пинцетом извлечь натрий, осушить фильтровальной бумагой от керосина, отрезать ножом кусочек (не более половины горошины) и опустить в воду. После окончания реакции определить с помощью индикатора среду полученного раствора.

В отчете описать опыт и объяснить наблюдаемые эффекты (шипение, «бегание» кусочка по поверхности, разбрызгивание и т.д.). Написать уравнение реакции получения NaOH. Объяснить, почему щелочные металлы хранят под слоем керосина. Составить список всех щелочей (их должно быть десять).

2. Взаимодействие щелочи с кислотой. В результате реакций щелочей с кислотами среда раствора становится нейтральной, поэтому эти реакции называются реакциями нейтрализации. Независимо от состава взаимодействующих щелочей и кислот, все реакции нейтрализации выражаются одним и тем же ионным уравнением:



Реакции нейтрализации фиксируются по изменению окраски индикаторов. Заполнить пробирку десятью каплями раствора гидроксида натрия и добавить одну каплю индикатора фенолфталеина. Затем прибавлять по каплям соляную кислоту до изменения окраски раствора. Опыт повторить несколько раз, заменив фенолфталеин сначала на метилоранж, а затем на другие имеющиеся индикаторы.

В отчете написать уравнение реакции в молекулярном и ионном виде, начертить и заполнить таблицу окраски индикаторов в различных средах. Название Цвет индикатора в различных средах индикатора в кислой в нейтральной в щелочной

Опыт 7. Получение и исследование свойств малорастворимых оснований.

Большинство металлов, кроме щелочных и щелочно-земельных, образуют малорастворимые в воде основания. Они применяются как сорбенты, катализаторы, красители и как исходные вещества при получении солей, оксидов и других соединений.

Из имеющихся реактивов получить малорастворимые основания: гидроксид меди (II), гидроксид никеля (II) и гидроксид железа (III). Написать уравнения реакций, указать цвет осадков.

Пробирку с гидроксидом меди (II) подогреть на спиртовке до изменения цвета осадка (потемнения). Написать уравнение реакции разложения $\text{Cu}(\text{OH})_2$ при нагревании.

Из остальных трех пробирок осторожно слить жидкость и к оставшимся осадкам добавлять по каплям соляную кислоту, наблюдать исчезновение осадков. Написать уравнения протекающих реакций.

Опыт 8. Получение и исследование свойств амфотерных оснований.

Амфотерность – интересное явление, характерное для многих гидроксидов. Оно означает их способность проявлять свойства как оснований, так и кислот, и проявляется тем сильнее, чем меньше радиус металла и выше его степень окисления (валентность). Поэтому среди гидроксидов одновалентных металлов амфотерные отсутствуют, среди двухвалентных их только пять ($\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Ge}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$ и $\text{Pb}(\text{OH})_2$, среди трехвалентных - большинство ($\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Sc}(\text{OH})_3$ и др.), а гидроксиды четырехвалентных металлов все являются сильно амфотерными. Гидроксиды металлов в более высоких степенях окисления уже являются кислотами (H_2CrO_4 , HMnO_4 , HVO_3).

Получить в пробирке гидроксид цинка, добавляя к раствору его соли раствор разбавленного гидроксида натрия (осторожно, по каплям).

Половину полученного осадка перенести в другую пробирку. На оставшийся в первой пробирке осадок подействовать соляной кислотой, на содержимое второй пробирки – тем же раствором NaOH .

В отчете описать опыт и наблюдения. Написать в молекулярном и ионном виде уравнения реакций: а) получения гидроксида цинка; б) его взаимодействия с HCl ; в) его взаимодействия с раствором NaOH . Написать схемы электролитической диссоциации $\text{Zn}(\text{OH})_2$ по типу основания и кислоты. Провести и описать такой же опыт по получению и исследованию свойств гидроксида алюминия, ответить на те же вопросы.

Опыт 9. Получение и исследование свойств кислот

1. Получение соляной кислоты из её соли. Промышленный способ получения соляной кислоты – синтез из хлора и водорода. Эта реакция является классическим примером цепной реакции, на свету она может принимать взрывной характер, поэтому в учебных лабораториях её не проводят. В отдельных случаях применяется старый способ получения соляной кислоты – взаимодействием хлорида натрия с серной кислотой.

В сухую пробирку поместить один микрошпатель хлорида натрия и несколько (8–10) капель концентрированной серной кислоты (опыт проводить в вытяжном шкафу!). Наблюдать выделение бесцветного газа. Поднести к пробирке смоченную дистиллированной водой синюю лакмусовую бумагу и наблюдать изменение её окраски.

В отчете описать опыт и наблюдения, записать уравнение реакции, объяснить изменение окраски индикатора.

2. Взаимодействие соляной кислоты с металлами. В четыре пробирки налить по 10 капель разбавленной соляной кислоты. В первую опустить кусочек магния, во вторую – железа, в третью – цинка, в четвертую – меди. В отчете записать уравнения протекающих реакций.

Объяснить, почему в четвертой пробирке реакция не идет.

3. Взаимодействие азотной кислоты с оксидами. В три пробирки поместить по одному микрошпателью оксидов цинка, меди и хрома. В каждую пробирку внести по 10 капель азотной кислоты, наблюдать протекание реакций. В отчете записать уравнения реакций.

4. Взаимодействие серной кислоты с солями. В три пробирки поместить по 10 капель растворов хлорида бария, нитрата свинца (II) и карбоната натрия. В каждую пробирку добавить по 5–6 капель серной кислоты. Наблюдать образование осадков в первых двух пробирках и выделение газа в третьей. Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде. В общем выводе к опыту 10 сформулировать отношение кислот к металлам, оксидам, основаниям и солям.

Опыт 10. Получение солей и их свойства

1. Получение солей свинца и серебра. К пяти каплям раствора $Pb(NO_3)_2$ прибавить 5 капель раствора любого хлорида, например KCl . Наблюдать выпадение осадка $PbCl_2$. Самостоятельно подобрать реактивы и получить сульфат свинца $PbSO_4$ и йодид свинца PbI_2 . Описать опыты, записать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде. Подобрать необходимые реактивы и получить галогениды серебра: хлорид, бромид и йодид. Обратит внимание на различную окраску полученных солей (что используется в качественном анализе). Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

2. Взаимодействие солей со щелочами. В трех пробирках провести реакции растворов солей никеля ($NiSO_4$), железа ($FeCl_3$) и меди ($CuSO_4$) с гидроксидом натрия ($NaOH$). Описать опыт, записать уравнения реакций.

3. Взаимодействие солей с солями. В трех пробирках смешать растворы солей: в первой $BaCl_2$ и Na_2CO_3 , во второй $Pb(NO_3)_2$ и $CuSO_4$, в третьей KNO_3 и $NaCl$. Написать уравнения реакций в первой и второй пробирках. Объяснить, почему в третьей пробирке реакция не идет.

4. Взаимодействие солей с кислотами. Соли взаимодействуют с кислотами в том случае, если образующаяся новая соль или кислота выпадает в осадок. Реакции солей с кислотами с образованием новых нерастворимых солей были проведены в опыте 9.4. В этом опыте следует получить одну из немногих малорастворимых кислот. Для этого налить в пробирку 4–6 капель раствора силиката натрия и добавить по каплям разбавленную соляную кислоту. Наблюдать образование гелеобразного осадка метакремниевой кислоты. В отчете описать внешние признаки геля кремниевой кислоты, написать уравнение реакции.

5. Окислительные свойства солей (опыт «огонь – художник»).

Нитраты щелочных металлов при нагревании выделяют кислород, поэтому используются как окислители в составе спичек, зажигательных смесей, пороха, ракетного горючего.

Концентрированным раствором KNO_3 сделать рисунок на фильтровальной бумаге в виде спирали (линия должна быть непрерывной, без пересечений). Конец линии отметить карандашом. Подождать высыхания и исчезновения

рисунка, после чего прикоснуться тлеющей спичкой к метке. Огонь продвигается по рисунку, «проявляя» его.

Описать и объяснить опыт. В общем выводе к опыту 11 перечислить способы получения солей и их важнейшие химические свойства.

Контрольные вопросы

1. Какие вещества называются простыми, по каким свойствам они подразделяются на металлы и неметаллы?
2. Среди оксидов (CaO, SnO, NO, SO₃) найти амфотерный и показать его амфотерность уравнениями реакций.
3. Распределите предложенные соединения (Na₂SO₃, Ba(OH)₂, HAlO₂, SbOCl, KAl(SO₄)₂, AlOH(NO₃)₂, KHSO₄, K₂S по классам: кислоты, основания, соли. Приведите названия всех веществ.
4. Из каких кислот (HCl, H₂SO₄(разб.), H₂SO₄(конц.), HNO₃(разб.), HNO₃(конц.), H₃PO₄) можно получить водород при их взаимодействии с цинком?
5. Напишите продукты возможных реакций:
 $\text{Ag} + \text{CuSO}_4 = \text{Mg} + \text{ZnSO}_4 = \text{Cu} + \text{MgSO}_4 =$
 $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 = \text{Ag} + \text{ZnSO}_4 = \text{Ag} + \text{MgSO}_4 =$
6. Определите массовую долю примесей в 100 г известняка (CaCO₃), если при его термическом разложении выделилось 20 л CO₂.
7. Чем отличается протекание реакций между гидроксидами алюминия и натрия в растворе и расплаве? Напишите уравнения реакций.

Лабораторная работа 2.

УСТАНОВЛЕНИЕ ФОРМУЛЫ КРИСТАЛЛОГИДРАТА

Цель работы: практически определить формулу вещества.

Формула химического соединения показывает, из каких элементов состоит данное вещество и сколько атомов каждого элемента входит в состав его молекулы или формульной единицы. Массовые соотношения элементов в молекулах можно представить как отношение произведений соответствующих атомных масс на число атомов каждого элемента в молекуле, т.е. можно записать:

$$m_1 : m_2 : m_3 = xA_1 : yA_2 : zA_3$$

где m_1, m_2, m_3 – содержание элементов в соединении (%); x, y, z – число атомов этих элементов в молекуле или в формульной единице; A_1, A_2, A_3 – атомные массы элементов.

Пример. Необходимо определить формулу вещества, которое содержит натрий (32,43 %), серу (22,55 %) и кислород (45,02 %).

Соотношение чисел атомов в формуле данного соединения:

$$x : y : z = \frac{32,43}{23} : \frac{22,55}{32} : \frac{45,02}{16} = 1,41 : 0,705 : 2,82$$

Если самое меньшее число (0,705) принять за единицу, то данное отношение становится отношением целых чисел:

$$x : y : z = 2 : 1 : 4,$$

следовательно, формула соединения Na_2SO_4 . Эта формула будет простейшей, поскольку полученное соотношение может быть выражено также и числами, кратными найденным.

Для установления истинной, или молекулярной, формулы необходимо знать молекулярную (молярную) массу соединения; это позволяет найти истинное соотношение атомов в молекуле. Так, например, бензол содержит углерод (92,3 %) и водород (7,7 %). Найденная из этого состава простейшая формула CH . Но в действительности молекулярная масса бензола, определяемая по плотности его пара, равна не 13 (12 + 1), а 78. Следовательно, истинная формула бензола C_6H_6 .

Кристаллогидратами называются кристаллические вещества, включающие молекулы воды, например гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и т.д. Кристаллогидраты при нагревании теряют кристаллизационную воду, переходя в безводные соли. Пользуясь этим, можно определить содержание воды в кристаллогидрате, а затем, зная формулу безводной соли, рассчитать число молекул воды, присоединяющихся к одной молекуле безводной соли.

Экспериментальная часть

Целью работы является определение количества (моль) воды в кристаллогидрате – медном купоросе.

Ход работы.

1. Взвесить пустой фарфоровый тигель с точностью до 0,01 г. Во взвешенный тигель насыпать 0,5–1 г медного купроса. Тигель с кристаллогидратом снова взвесить.
2. Поместить тигель в нагретую песочную баню на 20–30 минут.
3. Перенести щипцами тигель в эксикатор и охладить.
4. Взвесить охлажденный тигель.
5. Повторить прогревание тигля, снова охладить его в эксикаторе и взвесить.
6. Если масса изменилась не более чем на 0,01 г, прогревание прекратить. По результатам последнего взвешивания оформите результаты опыта:
7. Вычислить количество воды, приходящееся на один моль CuSO_4 , и записать формулу медного купроса, определенную опытным путем.
8. Определить относительную погрешность опыта, исходя из того, что реальная формула медного купроса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
9. Сделать вывод о проделанной работе.

Контрольные вопросы

1. Какие вещества называются кристаллогидратами? Приведите примеры кристаллогидратов.
2. Расположите по увеличению количества сульфаты натрия, лития, бария, цезия, если их массы одинаковы.
3. Для чего применяются в химическом эксперименте тигель, эксикатор, песчаная баня.
4. Какова формула соединения водорода с кислородом, если мольное соотношение $\text{H}:\text{O} = 1:1$, а плотность его газа по водороду равна 17?

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

Лабораторная работа 3. **ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЕКУЛЯРНОЙ МАССЫ УГЛЕКИСЛОГО** **ГАЗА**

Цель работы: практически определить молекулярную массу оксида углерода (IV).

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

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}$$

где m_1 и m_2 – массы газов;

M_1 и M_2 – молярные массы этих газов.

Отношение массы данного газа к массе того же объема другого газа, взятого при той же температуре и том же давлении, называется относительной плотностью первого газа по второму. Например, масса одного литра диоксида углерода равна 1,98 г, а масса одного литра водорода при тех же условиях составляет 0,09 г, следовательно, плотность CO_2 по водороду равна: $1,98 : 0,09 = 22$

Чаще всего плотность газов определяют по отношению к самому лёгкому газу - водороду. Молярная масса водорода равна 2 г/моль.

Экспериментальная часть

Целью работы является определение молярной массы углекислого газа.

Ход работы.

1. Ознакомиться с установкой для получения углекислого газа в аппарате Киппа (рис. 1) и убедиться в том, что она работает.
2. Колбу закрыть пробкой и отметить чертой уровень, до которого пробка вошла в горло колбы. Взвесить на теххимических весах колбу с пробкой с точностью до 0,02 г (m_1).
3. Наполнить колбу диоксидом углерода из аппарата Киппа. Газ следует пропускать в колбу медленно, так, чтобы можно было считать пузырьки в промывных склянках.
4. Через 5 мин, не закрывая кран у аппарата Киппа, медленно вынуть газоотводную трубку из колбы и тотчас закрыть колбу пробкой; после этого закрыть кран б.
5. Взвесить колбу с диоксидом углерода на тех же весах и с той же точностью, что и колбу с воздухом (m_2).
6. Измерить рабочий объем колбы V_1 , для чего наполнить колбу дистиллированной водой до черты на шейке колбы и замерить объем воды, вылив её в мерный цилиндр.

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

Экспериментальная часть

Целью работы является определение молярной массы углекислого газа.

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

2. Колбу закрыть пробкой и отметить чертой уровень, до которого пробка вошла в горло колбы. Взвесить на технхимических весах колбу с пробкой с точностью до 0,02 г (m_1).

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

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

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

6. Измерить рабочий объем колбы V_1 , для чего наполнить колбу дистиллированной водой до черты на шейке колбы и замерить объем воды, вылив её в мерный цилиндр.

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

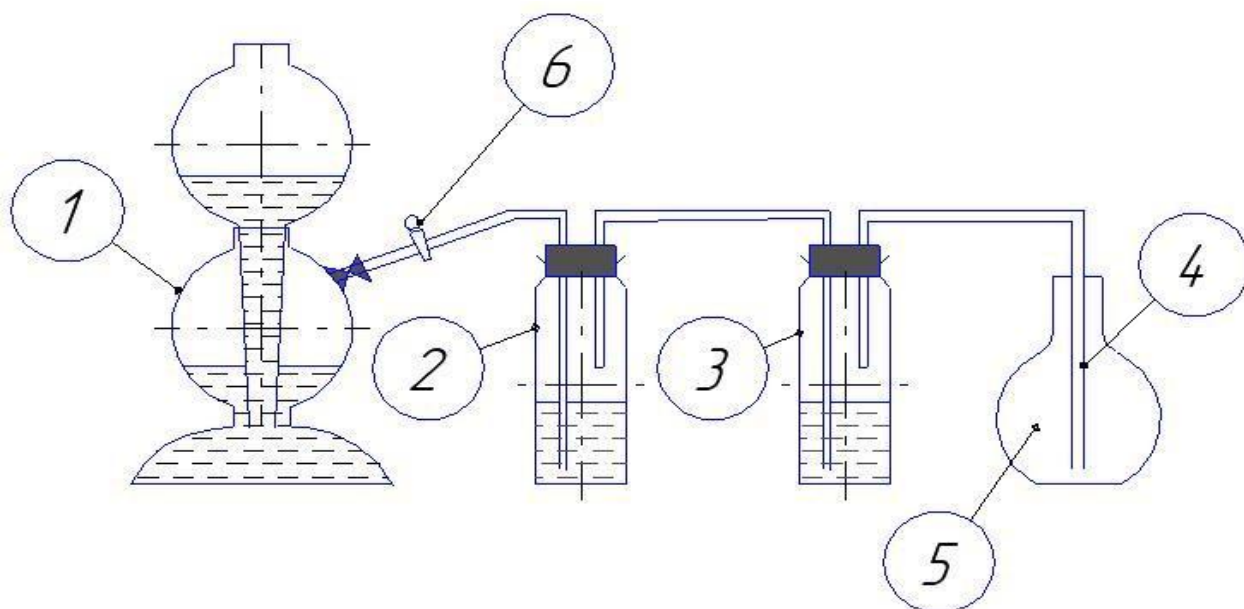


Рис.1. Схема лабораторной установки для получения углекислого газа в аппарате Киппа.

1 – шарообразная воронка, 2, 3 – соединённые между собой резервуары, 4, 5 – тубусы, 6 – кран, 8 – промывная склянка, 9 – склянка Дрекселя для осушки газа, 10 – приёмник углекислого газа.

8. Вычислить среднее значение молярной массы углекислого газа с точностью до одного знака после запятой.
9. Определить погрешность опыта, сравнивая среднее опытное значение с теоретической величиной (44,0 г/моль), и оформить отчёт.

Контрольные вопросы

1. Во сколько раз углекислый газ тяжелее воздуха?
2. В аппарате Киппа для получения CO₂ из мрамора используется соляная кислота. Почему нельзя использовать более дешевую серную кислоту?
3. При постоянном давлении и температуре масса одного литра водорода равна 0,082 г, а одного литра воды - 1 кг. Возможно ли определение плотности воды по водороду? Если невозможно, то почему?
4. Масса одного литра газа равна 2,86 г. Определите его молярную массу.
5. Плотность газа 1,96 г/л. Определите его молярную массу.
6. Установите формулу газообразного вещества, содержащего углерод (81,82 %) и водород (остальное), масса одного литра которого при нормальных условиях равна 2,6 г.

Лабораторная работа 4.

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТНОЙ И АТОМНОЙ МАССЫ МЕТАЛЛА

Цель работы: установление эквивалентной и атомной массы неизвестного металла и его определение по периодической системе.

Закон эквивалентов гласит: массы взаимодействующих без остатка веществ относятся друг к другу, как их эквивалентные массы:

$$m(B_1) / m(B_2) = M_{\text{эк}}(B_1) / M_{\text{эк}}(B_2)$$

Эквивалентом называется реальная или условная частица, которая соединяется с одним атомом или ионом водорода, либо замещает его. Реальные частицы – это атомы или молекулы, а условные – их части, например 1/2 атома кислорода, 1/3 молекулы H₃PO₄ и т.д. (в действительности таких частиц не бывает). Масса такой частицы (масса эквивалента), выраженная в атомных единицах массы, называется эквивалентной массой, а масса одного моля (6,02·10²³) таких частиц (эквивалентов) называется молярной массой эквивалента. Из этого следует, что эквивалентная масса – относительная величина, при этом сравнение идет с водородом, эквивалент которого – его атом, а эквивалентная масса равна единице.

Пример 1. Один атом хлора соединяется с одним атомом водорода, образуя хлороводород (HCl). Следовательно, эквивалентом хлора является его атом.

Пример 2. Кислород с водородом образует два соединения: H₂O₂ (пероксид водорода) и H₂O (вода). В первом соединении эквивалентом кислорода является его атом и эквивалентная масса равна шестнадцати, а во втором -

эквивалентом кислорода является $1/2$ атома и эквивалентная масса равна восьми.

Пример 3. Серная кислота содержит два атома водорода. В реакции замещения одного из них эквивалентом кислоты является её молекула с эквивалентной массой 98, а в реакции замещения двух атомов водорода – половина молекулы (условная частица) с эквивалентной массой 49. Эквивалентные массы элементов и соединений используются при выражении концентрации растворов (молярная концентрация эквивалентов), при оценке жесткости воды, в расчетах по электролизу и т. д.

Экспериментальная часть

Целью работы является установление эквивалентной и атомной массы неизвестного металла и его определение по периодической системе.

Эквивалентная масса металла определяется по водороду, который выделяется при взаимодействии металла с серной кислотой. Теплоемкость металла сообщает преподаватель. Взвешивание металла производится с точностью 0,001 г.

Описание установки. Реакция металла с кислотой проводится на специальной установке, изображенной на рисунке 2.

Установка собрана на химическом штативе (1). Она состоит из стеклянного реакционного сосуда (4), в котором находится кислота, мерной бюретки (5) для сбора выделяющего водорода и уравнивательной воронки (6). Реакционным сосудом (4) является колба Вюрца объемом 50 мл с присоединенной пробиркой (2). Они соединены полихлорвиниловой трубкой, которую можно пережимать съемным зажимом (3).

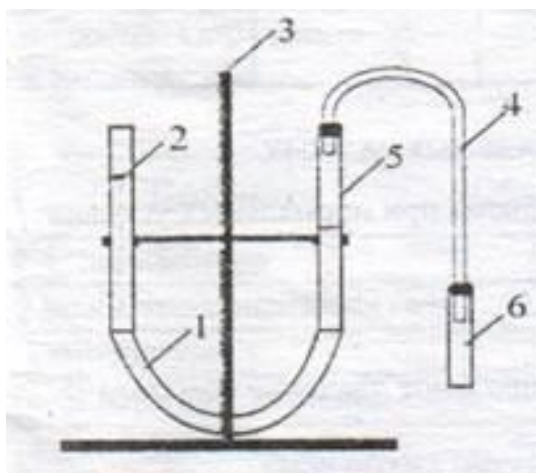


Рис. 2. Схема установки для определения эквивалентной массы металла: 3 – штатив, 2 – пробирка, 1 – зажим, 4 – колба Вюрца, 5 – мерная бюретка, 6 – уравнивательная воронка

Ход работы.

1. Получив от преподавателя кусочек металла массой 0,02–0,03 г, взвесить его на аналитических весах и узнать у преподавателя его теплоёмкость. Массу и теплоёмкость записать в таблицу 1. 2. Снять пробирку (2), поднять и закрепить уравнительную воронку (6) на штативе в таком положении, при котором уровень столбика воды в мерной бюретке (5) находится вблизи крайнего верхнего деления. При необходимости долить в воронку воду. После этого перекрыть полихлорвиниловую трубку зажимом (3), положить в пробирку (2) металл и вставить пробирку в полихлорвиниловую трубку. 3. Проверить прибор на герметичность. Для этого опустить уравнительную воронку (6) вниз примерно до $1/3 - 1/2$ высоты штатива, наблюдая за уровнем воды в мерной бюретке (5). Если уровень воды не изменяется, то прибор герметичен, и на нем можно продолжить работу. Если уровень воды все время понижается, то прибор не герметичен. В этом случае устранить неисправность или попросить заменить установку. 4. Возвратить воронку (6) в исходное (верхнее) положение и записать уровень воды в мерной бюретке (5). Открыв зажим, сбросить металл в кислоту. Наблюдать протекание реакции и выделение водорода по понижению уровня воды в мерной бюретке (5). Передвигать уравнительную воронку (6) вниз синхронно с понижением уровня воды в бюретке (5). 5. После окончания реакции выдержать около 10 мин для охлаждения водорода до температуры в лаборатории (реакция идет с выделением тепла). После этого уровень воды в бюретке (5) и воронке (6) установить одинаковым и записать его.

Записать значения температуры и давления, вычислить и записать остальные показатели опыта. По примеру, приведенному во введении, вычислить эквивалентную массу металла, его валентность и атомную массу.

Оформить отчет, сформулировать вывод.

Контрольные вопросы

1. Приведите определение понятий эквивалент и эквивалентная масса химического элемента и соединения.
2. Эквивалентная масса какого элемента равна 1?
3. Вычислите молярную массу эквивалента элемента, оксид которого содержит 22,2 % кислорода.
4. Чему равна молярная масса эквивалента ортофосфорной кислоты, если 1 моль H_3PO_4 провзаимодействовал с 1 моль гидроксида калия?
5. Молярная масса эквивалента металла равна 56,2 г/моль. Вычислите массовую долю металла в его оксиде. 6. Какой объем кислорода (н.у.) потребуется для реакции с 15 г элемента, имеющего молярную массу эквивалента 3 г/моль?

Лабораторная работа 5. **СПОСОБЫ ОЧИСТКИ ВЕЩЕСТВ ОТ ПРИМЕСЕЙ**

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

1. Чистота веществ.

Представление о химических веществах как состоящих из атомов или молекул одного вида является идеализированным. В действительности вещества содержат примеси. Предельное содержание примесей в веществах регламентируется техническими условиями (ТУ) или государственными стандартами (ГОСТ). Выпускаемые для широкого использования в промышленности, сельском хозяйстве и в быту химические вещества называются техническими. Для использования в качестве химических реактивов они подвергаются дополнительной очистке. Химические реактивы по уменьшению содержания примесей (повышению степени чистоты) подразделяются на чистые (ч), чистые для анализа (чда) и химически чистые (хч). Развитие новых отраслей техники (космическая радиоэлектроника, атомная энергетика, вычислительная техника и др.) сопровождается непрерывным повышением требований к чистоте применяемых веществ. Поэтому в дополнение к общепринятым категориям веществ прибавилась новая группа – вещества особо высокой чистоты (осч). В таких веществах на миллион атомов основного вещества допускаются не более одного атома примесей; в некоторых случаях требования по чистоте 31 еще выше.

Для очистки используются различия в химических или физических свойствах основного вещества и примесей, например различие плотности, растворимости, агрегатного состояния, температур плавления и кипения, способности вступать в химические реакции с другими веществами и т.д. Существует множество разнообразных способов очистки, применяемых при различных обстоятельствах. Наиболее распространенными способами является декантация, фильтрование, возгонка, перегонка, экстракция и перекристаллизация.

2. Методы очистки жидкостей, растворов и твёрдых веществ.

Декантация – это отстаивание твердых частиц, содержащихся в жидкости, под воздействием силы тяжести. После декантации осветленная жидкость отделяется от осадка твёрдых частиц; при этом происходит очистка от примесей. Достоинство метода – его простота, а недостаток – замедленное отстаивание мелких частиц. Значительно быстрее происходит разделение смеси жидких и твердых частиц путем центрифугирования. Центрифугирование основано на использовании центробежной силы, возникающей при быстром вращении. В обычных лабораторных центрифугах скорость вращения составляет около 1000 оборотов в минуту, а в специальных (ультрацентрифугах) – до 6000 об/мин. Искусственная сила тяжести в центрифугах превышает земное притяжение в де- 32 сятки-сотни тысяч раз, вследствие чего отстаивание твёрдых частиц происходит за несколько минут. Фильтрование заключается в пропускании суспензии через

пористую перегородку – фильтр, задерживающий твердые частицы. Фильтром может служить специальная бумага, ткань, пористая керамика, пористое стекло, слой песка и другие пористые материалы. При обычных условиях фильтрование идет медленно. Для ускорения его проводят под вакуумом: в приемнике для жидкости с помощью насоса создают разрежение, вследствие чего на жидкость над фильтром начинает действовать атмосферное давление, и чем больше разность давлений (атмосферного и в приемнике), тем быстрее идет фильтрование. Возгонка (или сублимация) – это процесс превращения твердого вещества в пар, минуя жидкое состояние. Возгонкой пользуются тогда, когда основное вещество обладает, а примеси не обладают свойством возгоняться. Возгонкой можно очистить йод, хлорид аммония, серу, нафталин и др. При очистке йода, загрязненного бромом, к нему добавляют йодид калия. Бром, взаимодействуя с йодидом калия, образует бромид калия, который не возгоняется. Перегонка (или дистилляция) применяется для очистки жидкостей от растворенных примесей, а также для разделения жидких веществ с различной температурой кипения. В химических лабораториях перегонка применяется для получения дистиллированной воды из водопроводной, содержащей примеси солей кальция, магния, железа и др. Простейший прибор для перегонки небольших объемов водопроводной воды состоит из колбы Вюрца, холодильника Либиха, аллонжа и приемника. Для получения больших объемов дистиллированной воды используются специальные высокопроизводительные установки (опреснители), выполненные из нержавеющей стали или из алюминия. Экстракция – это процесс извлечения растворенного вещества из водного раствора при помощи органического растворителя, не смешивающегося с водой. Например, соединения трёхвалентного железа очищают от соединений двухвалентного железа экстракцией эфиром, галогены из водных растворов экстрагируют бензолом, редкоземельные элементы и некоторые соединения урана – трибутилфосфатом и т.д. Перекристаллизация применяется для очистки твердых растворимых в воде веществ от содержащихся в них примесей. Метод заключается в приготовлении при нагревании насыщенного раствора очищаемого вещества с последующим выделением его при охлаждении. Нерастворимые примеси отделяются на первой стадии – при растворении основного вещества, а растворимые – на второй: при кристаллизации основного вещества они остаются в растворе. Однако незначительное количество примесей при кристаллизации захватывается основным веществом за счет адсорбции, поэтому перекристаллизацию повторяют иногда несколько раз.

3. Методы очистки газов

Получаемые в химических реакциях газы содержат пары воды и примеси других газов, которые образуются вследствие протекания побочных реакций. Для очистки газов от паров воды (осушки) применяют концентрированную серную кислоту, хлорид кальция, фосфорный ангидрид и др.

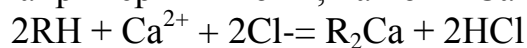
Наиболее эффективные осушители – это фосфорный ангидрид, оксид бария, силикагель и ангидрон. Но при выборе осушающего вещества следует помнить о возможности химического взаимодействия газа с осушителем. Газы, обладающие кислотными свойствами, взаимодействуют с основаниями и основными оксидами, газы с основными свойствами – с кислотами, восстановители – с окислителями. Например, для высушивания углекислого газа нельзя использовать оксид бария, а аммиака – фосфорный ангидрид. Другие примеси из газов удаляют с помощью веществ, которые связывают или разлагают эти примеси. Так, получаемый в аппарате Киппа из технического цинка и серной кислоты водород может быть загрязнен сероводородом, сернистым газом SO_2 и водородными соединениями мышьяка AsH_3 и сурьмы SbH_3 . Очистку и высушивание водорода осуществляют, пропуская его через растворы KMnO_4 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и H_2SO_4 .

Перманганат калия окисляет сероводород, сернистый газ и водородные соединения мышьяка и сурьмы. Раствор $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ служит для контроля на полноту окисления H_2S : если сероводород перманганатом калия полностью не окисляется, то образуется черный осадок. Серная кислота используется как осушитель. Углекислый газ, получаемый в аппарате Киппа из мрамора и соляной кислоты, содержит примесь хлороводорода. От него освобождаются пропусканием газа через воду, а сушат углекислый газ веществами, с которыми он не взаимодействует, – серной кислотой, фосфорным ангидридом и другими веществами, не обладающими основными свойствами.

4. Получение особо чистых веществ.

Современной техникой освоено много различных способов получения веществ особо высокой чистоты. Наиболее распространенными из них являются: метод летучих соединений, адсорбционные методы, ионный обмен, зонная плавка, разгонка в вакууме и электролитическое рафинирование. В методе летучих соединений вещество обрабатывают реагентом, с которым оно образует летучее (газообразное) соединение, а примеси его не образуют. Например, с помощью йода, благодаря образованию летучих йодидов, получают особо чистый титан, цирконий, гафний и кремний, с помощью оксида CO , благодаря образованию летучих карбониллов, – особо чистый никель, вольфрам, молибден и кобальт. Летучие соединения, после отделения от нелетучих примесей, разлагают нагреванием, получая сверхчистый металл. Метод летучих соединений часто называют также методом транспортных реакций. В адсорбционных методах используется различие в способности молекул основного вещества и примесей адсорбироваться на поверхности твердого сорбента: активированного угля, силикагеля и др. Например, в производстве люминофоров адсорбционный метод применяется для глубокой очистки растворов сульфата цинка и кадмия от примесей железа, кобальта, меди. В методе ионного обмена используются твердые нерастворимые вещества, в составе которых имеются ионы, способные к обмену с ионами раствора. Такие вещества называются ионитами (ионообменными смолами).

Представим себе, что в растворе какого-либо вещества присутствует примесь хлорида кальция. Тогда для очистки от него подбирают ионит, способный обменивать свои ионы, например H^+ -ионы, на ионы Ca^{2+} :



Ионный обмен используется в гидрометаллургии для извлечения из растворов редких, благородных и цветных металлов. С помощью ионного обмена разделяют очень близкие по свойствам химические элементы: цирконий и гафний, ниобий и тантал, редкоземельные элементы.

При очистке методом зонной плавки стержень из очищаемого вещества плавится в узкой зоне, т.е. на одном из участков его длины. Расплавленную зону медленно перемещают от одного конца стержня к другому. Поскольку растворимость примесей в расплавленном веществе всегда значительно выше, чем в твердом, то вместе с расплавленной зоной по стержню перемещаются примеси. Таким образом, примеси концентрируются в небольшой части стержня, тогда как большая его часть оказывается очищенной. Наивысшая очистка достигается при многократном повторении этого процесса. Зонная плавка применяется при получении особо чистого кремния, германия, титана, циркония и др. В методе разгонки в вакууме очистка от примесей происходит благодаря разнице температур кипения основного вещества и примесей. Этим методом пользуются при очистке металлов, которые сравнительно легко испаряются в вакууме цинка, свинца, ртути, щелочных металлов, магния, кальция, алюминия.

Электролитическое рафинирование применяется для получения особо чистых меди, никеля, цинка, свинца, олова, сурьмы и других металлов. Очищаемый металл помещается в электролизер в качестве анода, а раствор соли этого же металла является электролитом. При электролизе металл на аноде растворяется (окисляется), а на катоде выделяется (восстанавливается) в чистом виде. Примеси менее активных (более электроположительных в ряду напряжений) металлов на аноде не растворяются и переходят в шлам (твердый остаток). Примеси более активных (менее электроположительных в ряду напряжений) металлов растворяются, но на катоде не выделяются, а остаются в растворе/

Экспериментальная часть

Целью работы является освоение простейших способов очистки веществ: декантации, фильтрования, перегонки, возгонки и перекристаллизации.

Опыт 1. Очистка воды декантацией/

Ход опыта. В двух химических стаканах загрязнить водопроводную воду песком в одном стакане и глиной или мелкоизмельченным мелом – в другом. Наблюдать отстаивание твердых частиц. В отчете описать опыт, отметить скорость процесса, объяснить, почему песок отстаивается быстрее глины или мела. В выводе сформулировать сущность, область применения, преимущества и недостатки метода декантации.

Опыт 2. Очистка воды фильтрованием

Ход опыта. 1. По рисунку 3 собрать установку для фильтрования. Для увеличения площади фильтрования рекомендуется использовать складчатый фильтр, который можно изготовить самостоятельно. Круглый фильтр сложить пополам, после чего складывать по радиусу с центром в середине линии перегиба круга то в одну, то в другую сторону. Полученную конусообразную гармонику обрезать по размерам воронки (3), развернуть и опустить в воронку

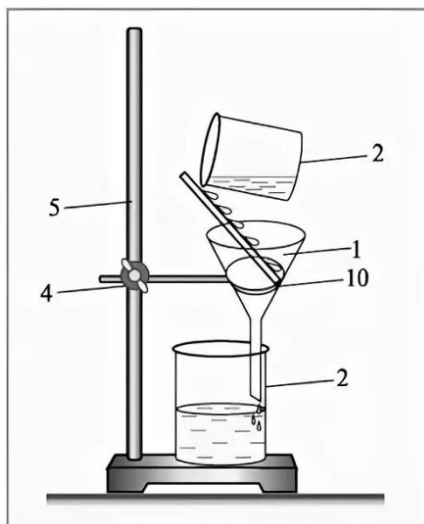


Рис. 3. Установка для обычного фильтрования:
1 – воронка, 2 – стакан с фильтруемой водой, 3 – воронка, 4 – стеклянная палочка, 5 – стакан



Рис. 4. Установка для фильтрования под вакуумом

2. В химический стакан (2) налить около 200 мл водопроводной воды и внести 2–3 г измельченного мела (глины, песка). Воду осторожно, по стеклянной палочке (4) сливать в воронку (3), следя за тем, чтобы уровень жидкости в воронке был ниже краев фильтра. Наблюдать поступление отфильтрованной воды в стакан (5). Отфильтровать примерно 1/3 часть приготовленной воды.

3. Оставшуюся воду отфильтровать на установке для фильтрации под вакуумом, собранной по рисунку

4. Круглый фильтр (2) обрезать по диаметру воронки Бюхнера (1), положить на дно воронки, смочить дистиллированной водой и, вращая насос Комовского (5), наблюдать плотное прилегание фильтра к перфорированной поверхности воронки. После этого один студент вращает насос Комовского, а другой вливает воду, оставшуюся от обычного фильтрования, в воронку Бюхнера. Наблюдать поступление фильтрата в колбу (4). Сравнить скорость процесса со скоростью обычного фильтрования.

В отчете зарисовать установки, описать опыт и объяснить, почему на второй установке фильтрование идет намного быстрее. В выводе сформулировать сущность, область применения и недостатки метода фильтрования.

Опыт 3. Очистка воды перегонкой

Ход опыта. 1. Собрать установку для перегонки воды (рис. 5)

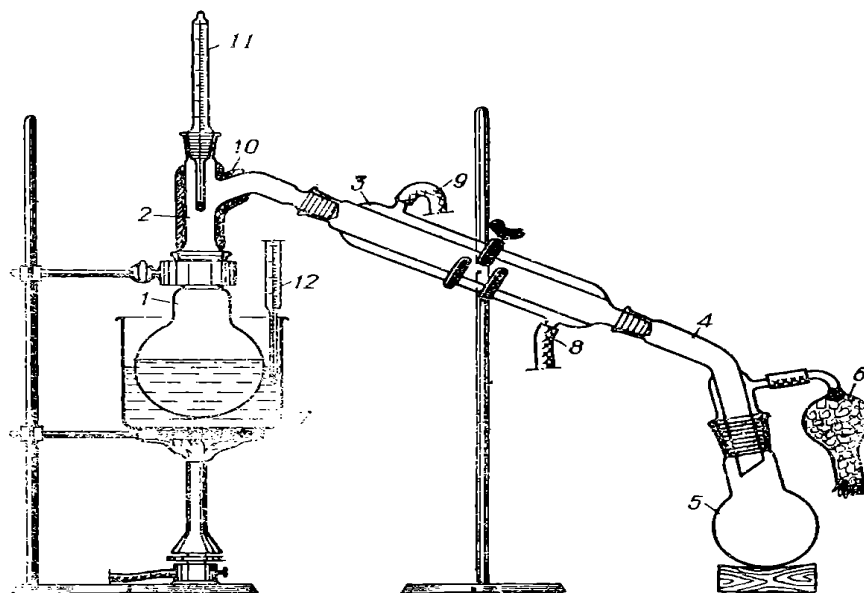


Рис. 5. Установка

для простой перегонки воды:

1 – колба-нагреватель, 2 – колба Вюрца; 3 – термометр, 4 – форштосс, 5 – холодильник Либиха; 6 – аллонж, 7 – приемник

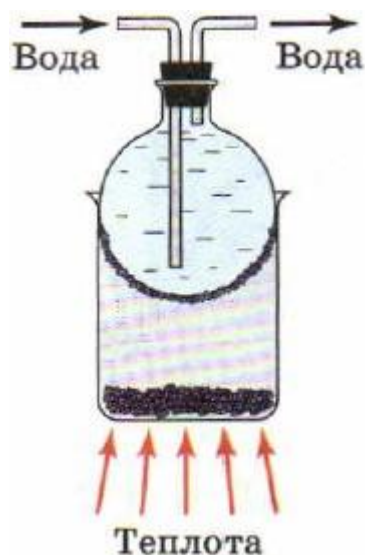


Рис. 6. Установка для возгонки йода:

1 – колба, 2 – пробирка с холодной водой, 3 – электроплитка или песчаная баня

2. Водопроводную воду подкрасить чернилами или раствором перманганата калия и перегнать на установке. Сравнить цвет воды до и после перегонки.

3. Сравнить содержание примесей в очищенной воде с водопроводной. Для этого на два часовых стекла налить по одному мл той и другой воды и выпарить ее на спиртовке или электроплитке досуха. О чистоте воды судить по наличию налета сухого вещества на стекле.

В отчете нарисовать установку, описать опыт и результаты сравнения чистоты воды. В выводе сформулировать сущность, область применения, достоинства и недостатки

Опыт 4. Очистка йода возгонкой

Ход опыта.

1. По рисунку 6 собрать установку для очистки йода.
2. Поместить на дне колбы (1) слоем 4–5 мм смесь йода с песком, нагреть колбу на песчаной бане или на электроплитке (3).
3. Наблюдать процесс возгонки йода (фиолетовые пары) и его кристаллизации из парообразного состояния на холодной поверхности пробирки (2). По окончании опыта рассмотреть кристаллики йода под микроскопом.

В отчете зарисовать установку и описать опыт, описать форму кристаллов йода. В выводе сформулировать сущность, область применения, преимущества и недостатки метода возгонки.

Лабораторная работа 6. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ПЛОТНОСТИ МЕТАЛЛА

Цель работы: определение плотности металла (свинец, висмут, олово, цинк и т.п.) пикнометрическим методом.

Твёрдые вещества имеют, как правило, кристаллическое строение. Оно характеризуется определенной ориентацией частиц (атомов, ионов, молекул) относительно друг друга. По природе входящих в состав кристалла частиц и по типу химической связи между ними кристаллы подразделяются на металлические, атомные, ионные и молекулярные. Металлические кристаллы отличаются от других кристаллов внешним видом (металлический блеск), высокой электро- и теплопроводностью, ковкостью и пластичностью. Кристаллы металлов построены из одинаковых атомов, поэтому они представляют собой плотнейшие упаковки атомов. С другой стороны, такие свойства металлов, как пластичность и ковкость, указывают на отсутствие жесткости в металлических кристаллах: их плоскости довольно легко сдвигаются одна относительно другой.

Высокие значения электро- и теплопроводности указывают на высокую подвижность электронов в пространственной структуре. С точки зрения строения атома металлические свойства проявляют элементы, имеющие небольшое число валентных электронов и большое число незаполненных электронами орбиталей. Учитывая это обстоятельство, атомы металлов при кристаллизации будут упаковываться с максимально возможной плотностью, чтобы их незаполненные орбитали оказались как можно более полно заселены небольшим числом имеющихся валентных электронов соседних атомов. Таким образом, валентные электроны участвуют в образовании связи сразу с восьмью или двенадцатью атомами. В этих условиях валентный электрон с небольшой энергией ионизации свободно перемещается по валентным орбиталям всех соседних атомов, обеспечивая связь между ними. Такая нелокализованная химическая связь в металлических кристаллах называется металлической связью.

В металлическом кристалле атомы связаны друг с другом тем прочнее, чем больше электронов участвует в образовании связей. Поэтому среди металлов имеются легкоплавкие и легколетучие, атомы которых имеют 1–2 валентных электрона. В то же время переходные металлы центральной части периодической системы (IV–VIII группы), имеющие 4–8 валентных электронов, образуют очень прочные кристаллические решетки и относятся к числу наиболее тугоплавких и труднолетучих веществ.

Для описания металлической связи раньше использовали теорию «электронного газа». Согласно этой теории, в узлах кристаллической решетки металла находятся катионы металла, а нелокализованные валентные электроны («электронный газ») обеспечивают устойчивость кристалла за

счет сил притяжения между положительными ионами металла и «электронным газом».

Атомные и ионные радиусы. Условно принимая, что атомы и ионы имеют форму шара, можно считать, что межъядерное расстояние d равно сумме радиусов двух соседних частиц. Очевидно, что, если обе частицы одинаковы, радиус каждой равен $1/2d$. Например, межъядерное расстояние в металлическом натрии равно 0,320 нм. Отсюда металлический атомный радиус натрия равен 0,160 нм. Межъядерное расстояние в молекуле Na_2 (такие молекулы образуются в парах натрия) составляет 0,308 нм, т.е. ковалентный радиус атома натрия равен 0,154 нм. Таким образом, атомный радиус одного и того же элемента зависит от типа химической связи его атомов в исследуемом веществе.

Плотность металлов. Плотностью называется масса вещества, заключенного в единице объема. Обозначается плотность символом.

Плотность металлов определяют пикнометрическим методом. Пикнометром называется стеклянный сосуд с притертой пробкой объемом 10 мл, 25 мл, 50 мл и др. В пикнометр помещают исследуемое вещество в небольшом количестве и заливают до метки пикнометрической жидкостью. В зависимости от вида исследуемого материала (плотный или пористый) используют различные пикнометрические жидкости: воду, керосин, бензол, спирт и др. При определении плотности металлов обычно используют дистиллированную воду.

Экспериментальная часть

Целью работы является определение плотности металла по заданию преподавателя (свинец, висмут, олово, цинк и т.п.) пикнометрическим методом.

Ход работы.

1. Взвесить сухой и чистый пикнометр.
2. Заполнить пикнометр металлом (дно сосуда) и снова взвесить.
3. Не вынимая металл из пикнометра, залить пикнометр до метки водой и снова взвесить.
4. Вылить воду из пикнометра, металл просушить фильтровальной бумагой и вернуть преподавателю.
5. Заполнить пикнометр водой (без металла) и снова взвесить.

Контрольные вопросы

1. Назовите самый тяжелый, самый легкий, наиболее легкоплавкий и наименее тугоплавкий металлы.
2. Почему при ударе металлы только деформируются, но не распадаются на части как неметаллические кристаллы?
3. С чем связана высокая электропроводность металлов? Будут ли электропроводными пары серебра?
4. Какие металлы и почему обладают высокими температурами плавления, какие – низкими?

5. Объясните физический смысл понятий: атомный, ионный, металлический, орбитальный радиус.

6. Перечислите химические свойства, которыми металлы отличаются от неметаллов.

ОБЩИЕ ЗАКОНОМЕРНОСТИ ПРОТЕКАНИЯ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

Лабораторная работа 7. ТЕПЛОВОЙ ЭФФЕКТ РЕАКЦИЙ

Цель работы: определение теплового эффекта реакций гашения извести, нейтрализации щёлочи кислотой и взаимодействия алюминия с соляной кислотой.

Все химические реакции сопровождаются поглощением или выделением тепловой энергии. Реакции, идущие с выделением тепла, называются экзотермическими, а с поглощением – эндотермическими. Количество выделенного или поглощенного тепла называется тепловым эффектом реакции. Экспериментальное определение тепловых эффектов химических реакций проводят в специальных устройствах – калориметрах. Калориметр представляет собой сосуд, снабженный теплоизолирующей рубашкой для уменьшения теплообмена с окружающей средой. Простейший калориметр (рисунок 8) состоит из двух стаканов: наружного (1) и внутреннего (2) – собственно калориметра, установленного на теплоизолирующей подставке и снабженного крышкой (3) с отверстиями для термометра (4), воронки (5) и мешалки (6). Чтобы свести потери тепла к минимуму, внутренний стакан не должен касаться стенок внешнего.

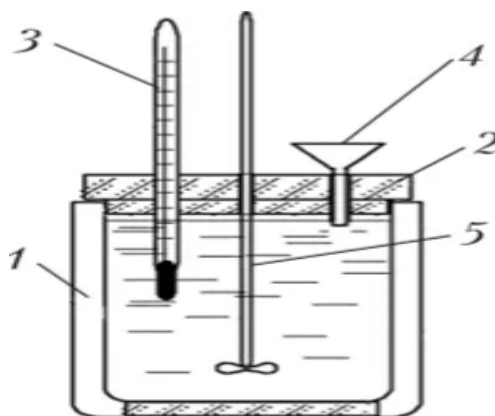


Рис. 8. Схема простейшего калориметра

1 – наружный стакан, 2 – внутренний стакан, 3 – крышка, 4 – термометр, 5 – воронка, 6 – мешалка

Экспериментальная часть

Целью работы является определение теплового эффекта реакций гашения извести, нейтрализации щёлочи кислотой и взаимодействия алюминия с соляной кислотой.

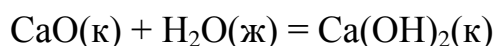
Опыт 1. Определение теплоемкости калориметра с помощью горячей воды

Ход опыта.

Записать температуру калориметра. С помощью мерного цилиндра набрать в стакан 100 мл воды, нагретой до 50–60 С, температуру измерить и записать. Быстро вылить нагретую воду во внутренний стакан калориметра. Постоянно перемешивая, через каждую минуту замерять температуру воды в калориметре и показания термометра. В ходе измерений наблюдается три периода: 1) температура в калориметре быстро уменьшается (нагревается внутренний стакан калориметра); 2) температура стабилизируется (наступает тепловое равновесие); 3) температура медленно уменьшается (за счет рассеивания тепла). Для расчетов теплоемкости брать температуру второго периода, остающуюся постоянной в течение 2–3 мин. Эту температуру назовём равновесной.

Опыт 2. Определение теплоты реакции гашения извести

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



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

2. На теххимических или электронных весах взять навеску оксида кальция от 5 до 10 г.

3. Всыпать оксид кальция в калориметр. Постоянно перемешивая, через каждую минуту замерять температуру и записывать её в таблицу, такую же, как в опыте 1.

В ходе опыта наблюдается три периода: 1) температура повышается, так как идет экзотермическая реакция; 2) температура на некоторое время стабилизируется; 3) температура понижается из-за рассеивания тепла. Для вычисления брать температуру второго периода

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

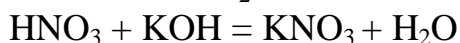
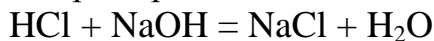
$$Q = K \cdot T_1 = K \cdot (G - T_2),$$

где К – теплоемкость калориметра, определенная в опыте 1 (или вычисленная); T₂ – температура второго периода.

Опыт 3. Определение теплоты реакции нейтрализации

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

Например:



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

Ход опыта. 1. Получить у лаборанта однонормальные растворы кислоты и щелочи, выдержанные при комнатной температуре; температуру (Т) записать. 2. Отмерить мерным цилиндром 50 мл кислоты и налить ее в калориметр. 3. Отмерить с помощью другого мерного цилиндра 50 мл раствора щелочи, влить его через воронку в кислоту и перемешать. Наблюдать изменение температуры и записывать её значения в таблицу, такую же, как в опытах 1 и 2.

Контрольные вопросы

1. Как называются реакции, идущие с выделением тепла, с поглощением? Какой знак имеют значения их энтальпий?
2. Почему энтальпия взаимодействия гидроксида натрия с различными сильными кислотами имеет одинаковое значение?
3. Вывести формулу для расчета постоянной калориметра, зная удельную теплоемкость стеклянного стакана и раствора. Почему в расчет не входит масса внешнего стакана?
4. Почему процесс нейтрализации всегда происходит с выделением тепла, а растворение твердых солей не всегда?

Лабораторная работа 8. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Цель работы: экспериментальное определение кинетических параметров химической реакции: порядка реакции и энергии активации.

Химические реакции очень сильно отличаются по скорости протекания. Например, взаимодействие водорода с хлором на свету происходит мгновенно (взрыв), а коррозия металлов длится годами. Скорость и механизм химических реакций изучает химическая кинетика. В химической кинетике реакции подразделяются на простые и сложные. Простые реакции протекают без образования промежуточных соединений (в одну стадию), а сложные – с образованием промежуточных продуктов (в несколько стадий). Каждая стадия сложной реакции может рассматриваться как простая реакция. Среди

последовательных стадий сложной реакции всегда имеется одна стадия, которая ограничивает скорость протекания всей реакции в целом. Она называется лимитирующей стадией сложной химической реакции. Скорость реакции зависит от концентрации взаимодействующих веществ, эта зависимость устанавливается законом действующих масс для скорости реакций.

Экспериментальная часть

Целью работы является экспериментальное определение кинетических параметров химической реакции: порядка реакции и энергии активации. Исследуется реакция между тиосульфатом натрия и серной кислотой, которая описывается уравнением:



Один из продуктов реакции (сера) по ходу реакции образуется в виде очень мелких, невидимых вначале, коллоидных частиц, взвешенных в воде. Когда количество серы возрастает, её частицы начинают соединяться между собой (коагулировать) и становятся заметными благодаря тому, что рассеивают свет. Рассеяние света коллоидными частицами серы наблюдается в виде голубоватого окрашивания раствора, напоминающего слабое свечение. Это явление называется опалесценцией. При проведении эксперимента необходимо измерять промежуток времени между двумя моментами: моментом начала реакции и моментом, когда становится видимой опалесценция. Этот промежуток принимается за время протекания реакции (τ). Величина, обратная τ , пропорциональна скорости реакции (V); единица её измерения – с⁻¹. Далее для краткости эту величину будем называть скоростью реакции. При выполнении работы проводятся три опыта. Первый опыт выполняется при различных концентрациях тиосульфата натрия, в то время как концентрация серной кислоты берется одинаковой для всех измерений в этой серии. В этом опыте выявляется зависимость скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия. Во втором опыте переменной величиной является концентрация серной кислоты, в то время как концентрация тиосульфата натрия поддерживается постоянной. В этом опыте определяется скорость реакции в зависимости от концентрации серной кислоты.

Опыт 1. Определение частного кинетического порядка по тиосульфату натрия

Ход опыта. 1. В пяти отдельных пробирках приготовить пять растворов тиосульфата натрия с различными концентрациями. В первую пробирку налить из капельницы 2 капли раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, во вторую – четыре, в третью – шесть, в четвертую – восемь и в пятую – десять капель раствора. После этого объём раствора в каждой пробирке довести до 12 капель добавлением воды: в первую пробирку внести 10 капель воды, во вторую – 8, в третью – 6, в четвертую – 4 и в пятую – 2. Если теперь принять

концентрацию самого разбавленного раствора (первого) условно за единицу, то следующие будут иметь концентрацию два, три, четыре и пять. 2. В приготовленных пробирках с растворами $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ провести реакции с серной кислотой. Для этого в каждую из них добавить одну каплю серной кислоты. Каждый раз по секундомеру определить время реакции – достижение одинаковой интенсивности опалесценции.

Опыт 3. Определение энергии активации.

В третьем опыте определяется энергия активации реакции между тиосульфатом натрия и серной кислотой. Для этого время её протекания измеряется при трёх разных температурах, но при одинаковых концентрациях реагентов.

1. В трёх пробирках приготовить одинаковые объемы раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ одной и той же концентрации. Рекомендуется в каждой пробирке к двум каплям раствора тиосульфата натрия, взятого из штатива с реактивами, добавить десять капель дистиллированной воды.

2. В первой пробирке реакция проводится при комнатной температуре. Для этого пробирку перед началом реакции поместить на 3–5 мин в термостат, имеющий комнатную температуру, так, чтобы раствор в пробирке принял температуру термостата. В качестве термостата используется химический стакан с водой; температура воды в термостате контролируется термометром. После того как температура установилась, в пробирку добавляется одна капля серной кислоты и измеряется время реакции.

3. Температура термостата повышается (прибавлением горячей воды) на десять градусов. Вторая пробирка с $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ термостатируется в течение 5 мин при новой температуре и в ней точно так же проводится реакция с одной каплей серной кислоты. Таким же образом с интервалом в десять градусов проводится измерение времени протекания реакции в третьей пробирке.

4. Для каждой пары из двух температур вычислить величину энергии активации. После этого, исходя из трёх полученных значений энергии активации, вычислить её среднее значение.

5. Определить ошибку опыта, сравнив найденное значение энергии активации с известным по литературе (35 кДж/моль). 6. Описать опыт и сделать вывод.

Контрольные вопросы

1. По какому признаку реакции подразделяются на простые и сложные, гомогенные и гетерогенные?

2. Какие реакции называются сложными? Какая стадия сложной реакции является лимитирующей?

3. Перечислите факторы, от которых зависит скорость реакции.

4. Как формулируется и как записывается в математическом виде правило Вант-Гоффа?

5. Какая энергия называется энергией активации? Как она влияет на скорость химической реакции? Зависит ли она от температуры?

6. Каков физический смысл предэкспоненциального множителя в уравнении Аррениуса? От чего он зависит и не зависит?

Лабораторная работа 9. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Цель работы: экспериментальное изучение направления смещения химического равновесия в гомогенных и гетерогенных обратимых реакциях в зависимости от внешних воздействий.

Многие химические реакции при одной и той же температуре в зависимости от соотношения реагентов могут самопроизвольно протекать как в прямом, так и в обратном направлении. Такие реакции называются обратимыми. В обратимых реакциях существует общий предел и прямой и обратной реакции, который называется состоянием химического равновесия. В химической термодинамике состояние равновесия определяется как такое состояние, при котором реагирующая система характеризуется нулевым значением энергии Гиббса: $\Delta G_T = 0$. Но переход системы в состояние химического равновесия не означает прекращения реакции, а свидетельствует лишь о том, что перестают изменяться концентрации реагирующих веществ и продуктов. В химической кинетике состоянием химического равновесия называется такое состояние, при котором скорость прямой реакции становится равной скорости обратной. В состоянии равновесия сколько молекул (или других частиц) продукта реакции в единицу времени образуется, столько их и разлагается, т.е. химическое равновесие является динамическим, или подвижным. Таким образом, в состоянии химического равновесия концентрации всех веществ (реагентов и продуктов) являются постоянными и не изменяются до тех пор, пока не изменятся внешние условия проведения реакции. Концентрации реагентов (исходных веществ) и продуктов в состоянии химического равновесия называются равновесными. Признаки химического равновесия следующие: 1) состояние системы не зависит от того, с какой стороны она подходит к равновесию – со стороны исходных веществ или со стороны продуктов реакции; 2) состояние системы остается неизменным при отсутствии внешних воздействий; 3) оно изменяется при изменении внешних условий, сколь бы малы они ни были. Частное от деления произведения равновесных концентраций в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам, продуктов реакции на произведение равновесных концентраций исходных веществ в соответствующих степенях является величиной постоянной при данной температуре и давлении (закон действующих масс для химического равновесия). Эта величина называется константой равновесия и обозначается символом K .

Константа равновесия определяет полноту протекания реакции к моменту достижения равновесного состояния: чем больше значение константы равновесия, тем в большей степени в равновесной реакционной смеси преобладают продукты реакции, тем больше их выход. При изменении условий, в которых находится система (температуры, давления, концентрации), химическое равновесие нарушается. Через некоторое время в системе устанавливается новое химическое равновесие, соответствующее

новым условиям. Переход из одного равновесного состояния в другое называется сдвигом или смещением равновесия. Направление смещения равновесия в результате изменения внешних условий определяется принципом Ле Шателье: если находящаяся в равновесии система подвергается внешнему воздействию, равновесие смещается в том направлении, которое способствует ослаблению этого воздействия. Рассмотрим, как влияет на направление смещения равновесия повышение или понижение давления, температуры и концентрации веществ, участвующих в реакции.

Давление. Давление влияет на равновесие обратимых реакций с участием газообразных веществ. При повышении давления равновесие смещается в направлении образования веществ с меньшим объемом; при понижении давления равновесие смещается в направлении образования веществ с большим объемом. Поэтому равновесие этого обратимого процесса при увеличении давления смещается в сторону образования NH_3 , а при уменьшении давления – в сторону его разложения.

Температура. При повышении температуры химическое равновесие смещается в направлении эндотермической реакции, а при понижении температуры – в направлении экзотермической реакции. Например, та же реакция синтеза аммиака является экзотермической. Поэтому при повышении температуры её равновесие смещается в левую сторону (аммиак разлагается), а при понижении – направо (аммиак образуется).

Концентрация. При повышении концентрации одного из исходных веществ равновесие смещается в направлении образования продуктов реакции; при повышении концентрации одного из продуктов реакции равновесие смещается в направлении образования реагентов.

В качестве примера рассмотрим контактный метод получения серной кислоты: $2\text{SO}_2 + \text{O}_2$

$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$, в котором желательно возможно более полное превращение оксида серы (IV) в оксид серы SO_3 (VI) в первой (обратимой) реакции. Для увеличения выхода SO_3 можно увеличить концентрацию SO_2 в исходной реакционной смеси. Однако это нерентабельно и экологически вредно, так как избыток SO_2 будет выбрасываться в атмосферу. Поэтому реакцию проводят при избытке воздуха, обогащенного кислородом. В результате достигается смещение равновесия вправо, то есть более полное превращение SO_2 в SO_3 . В ионообменных реакциях между растворенными веществами равновесие смещается в сторону образования осадков, газов или слабых электролитов. Если такие вещества находятся в обеих частях уравнения реакции, то вопрос о смещении равновесия решается расчетом константы равновесия.

Экспериментальная часть

Целью работы является экспериментальное изучение направления смещения химического равновесия в гомогенных и гетерогенных обратимых реакциях в зависимости от внешних воздействий.

Опыт 1. Влияние концентрации взаимодействующих веществ на смещение равновесия В четыре пробирки внести по 5–7 капель раствора

хлорида трёхвалентного железа и роданида аммония NH_4SCN . Одну пробирку с раствором поставить в штатив и хранить как эталон для сравнения результатов опыта. В остальные три пробирки добавить следующие реактивы: в первую – пять–шесть капель хлорида железа (III); во вторую – столько же капель роданида аммония; в третью – один микрошпатель кристалликов хлорида аммония. Содержимое пробирок размешать стеклянной палочкой. Сравнить интенсивность окраски полученных растворов с интенсивностью окраски эталона.

В отчёте: а) написать уравнение обратимой ионообменной реакции FeCl_3 с NH_4SCN ; б) записать свои наблюдения по изменению интенсивности окраски растворов в трёх пробирках по сравнению с интенсивностью окраски эталона; в) указать, в каком направлении смещается равновесие реакции в каждом из исследованных случаев и соответствует ли оно принципу Ле Шателье; г) написать выражение для константы равновесия этой обратимой реакции.

Опыт 2. Смещение равновесия в растворе аммиака.

В две пробирки налить по одной трети дистиллированной воды, по 5 капель фенолфталеина и по 2–3 капли раствора аммиака. Отметить цвет растворов. Одну пробирку оставить для сравнения, а в другую добавить 3–4 микрошпателя хлорида аммония и размешать раствор.

Как и почему изменилась интенсивность окраски? Написать схему равновесия в водном растворе аммиака и объяснить его смещение при добавлении кристаллического хлорида аммония.

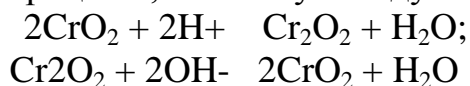
Опыт 3. Влияние среды раствора на смещение равновесия перехода хромата в дихромат.

Хром в шестивалентном состоянии образует два аниона: хромат-ион CrO_2 и дихромат-ион Cr_2O_2 . Их существование определяется наличием щелочной ($\text{pH} > 7$) или кислой ($\text{pH} < 7$) среды.

В две пробирки внести по 3 капли раствора хромата калия (K_2CrO_4) и добавить несколько капель раствора серной кислоты до изменения окраски раствора. Одну пробирку оставить для сравнения, а в другую добавить раствор щелочи до изменения окраски раствора.

Повторить опыт, взяв в двух пробирках исходным веществом дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Одну пробирку оставить для сравнения, а в другую добавить раствор щелочи до изменения окраски раствора.

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



Сделать вывод о влиянии среды на образование хроматов и дихроматов.

Опыт 4. Смещение равновесия при образовании нерастворимых веществ

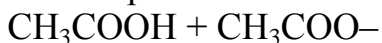
В три пробирки внести по 3 капли хлорида магния и по каплям медленно добавлять в каждую пробирку щелочь NaOH до образования осадка. Хорошо перемешать полученную суспензию палочкой. Одну пробирку оставить для сравнения, во вторую добавить соляную кислоту, а в третью прилить насыщенный раствор NH₄Cl до растворения осадка.

В отчёте описать опыт и наблюдения, написать ионные и молекулярные уравнения реакций образования осадка Mg(OH)₂ и его растворения в результате взаимодействия с соляной кислотой и хлоридом аммония.

Сделать вывод об условиях и направлении смещения химического равновесия в обратимых реакциях ионного обмена в растворах электролитов.

Опыт 5. Смещение равновесия при диссоциации слабых кислот

Диссоциация всех электролитов при растворении происходит вследствие их взаимодействия с водой. Например, процесс электролитической диссоциации слабой уксусной кислоты, который выражается краткой схемой:



в действительности идёт с образованием гидратов неопределённого состава: $\text{CH}_3\text{COOH} + (m + n)\text{H}_2\text{O} + m\text{H}_2\text{O} + \text{CH}_3\text{COO}^- \cdot n\text{H}_2\text{O}$.

Равновесие этого обратимого физико-химического процесса, как и обратимых реакций, можно смещать в обе стороны с помощью внешних воздействий.

В две пробирки внести по 6 капель децимолярной (0,1 М) уксусной кислоты. В каждую прибавить одну каплю метилоранжа.

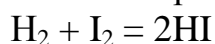
Под влиянием каких ионов индикатор принимает розовую окраску?

Одну пробирку с кислотой оставить в качестве контрольной, а в другую внести 3–4 микрошпателя ацетата натрия и перемешать раствор стеклянной палочкой. Сравнить окраску полученного раствора с окраской в контрольной пробирке. На изменение концентрации каких ионов указывает изменение окраски индикатора?

В отчёте описать опыт и наблюдения. Написать схему диссоциации уксусной кислоты в упрощённом виде (без участия воды) и выражение константы её диссоциации (константы равновесия). Объяснить смещение равновесия диссоциации кислоты при добавлении к ней ацетата натрия. Как изменяется при этом степень диссоциации кислоты и концентрация катионов водорода в растворе? Подтвердился ли в опытах принцип Ле Шателье? Сформулировать общий вывод по работе.

Контрольные вопросы

1. Напишите выражение для константы равновесия реакции



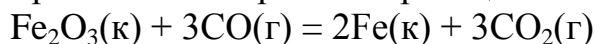
Как изменится константа равновесия при увеличении концентрации продукта реакции (иодоводорода) в 2 раза?

2. Для реакции



записать выражение для константы равновесия через равновесные концентрации (КС) и равновесные парциальные давления (КР).

3. Как повлияет на равновесие обратимой реакции



увеличение давления?

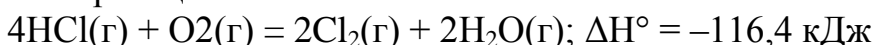
4. Как повлияет на равновесие обратимой реакции



повышение температуры?

5. Какую среду имеют раствор дихромата калия и раствор хромата калия в воде?

6. Какие условия (температура, давление, концентрации участников реакции, катализатор) необходимы для повышения выхода хлора по обратимой реакции



РАСТВОРЫ

Лабораторная работа 10. ПРИГОТОВЛЕНИЕ И ОПРЕДЕЛЕНИЕ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРА

Цель работы: освоить практически приготовление и определение концентрации раствора.

В химической практике, а также в быту часто возникает необходимость в приготовлении растворов различной концентрации. Способов приготовления растворов много, но каждый из них обладает своими преимуществами и недостатками. Например, приготовление раствора по «правилу креста» не требует сложных расчетов, но довольно велика относительная погрешность приготовления (до 10 %). Раствор можно приготовить с помощью фиксанала. Фиксанал – это герметично запаянная стеклянная ампула с точно взятой навеской сухого вещества или точным объемом кислоты. В этом случае достигается самая высокая точность концентрации приготовления, но из-за высокой стоимости фиксанала растворы на их основе готовят в редких случаях – для проведения особо точных анализов. Наиболее оптимальным является способ, когда более концентрированный раствор разбавляют водой до заданной концентрации. Это простой способ, позволяющий готовить растворы с довольно высокой точностью.

Для приготовления раствора необходимо знание различных способов выражения концентрации и умение переходить от одного способа к другому.

Наиболее распространены пять способов выражения концентрации растворов:

1) массовая доля растворенного вещества – масса растворенного вещества, содержащаяся в 100 массовых частях раствора;

2) молярная концентрация – количество вещества в одном литре раствора;

3) молярная концентрация эквивалента (эквивалентная концентрация) – количество эквивалентных масс вещества в одном литре раствора;

4) моляльность – количество вещества в одном килограмме растворителя;

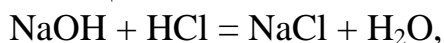
5) титр – масса растворенного вещества в одном мл (см^3) раствора.

При переходе от массовой доли и моляльности к остальным способам выражения концентрации необходимо знать плотность раствора, которая определяется опытным путем с помощью ареометра.

Ареометр – это прибор для измерения плотности жидкостей. Он представляет собой запаянную стеклянную трубку с грузом на конце и со шкалой. Шкала градуирована в единицах плотности (кг/м^3 или г/л). Когда ареометр погружен в жидкость, то уровень её поверхности совпадает с тем делением на шкале, которое указывает плотность этой жидкости. Зная плотность раствора, можно в справочной литературе найти массовую долю растворенного вещества.

Наиболее точным и простым методом определения концентрации растворов является титрование. Это метод количественного химического анализа, основанный на измерении объема раствора с известной концентрацией, затраченного на реакцию с раствором вещества неизвестной концентрации, которую нужно измерить. В зависимости от типа реакции, протекающей при титровании, различают кислотно-основное титрование, окислительно-восстановительное и т.д.

Для определения концентрации щелочей применяется кислотно-основное титрование раствором кислоты. При этом протекает реакция нейтрализации



к которой можно применить закон эквивалентов:

$$\frac{m(\text{NaOH})}{m(\text{HCl})} = \frac{M_{\text{эк}}(\text{NaOH})}{M_{\text{эк}}(\text{HCl})}$$

Если концентрация раствора является эквивалентной концентрацией ($C_{\text{эк}}$), то масса вещества (m) в объеме раствора (V) равна

$$m = C_{\text{эк}} \cdot M_{\text{эк}} \cdot V,$$

и выражение закона эквивалентов принимает вид:

$$V(\text{NaOH}) \cdot C_{\text{эк}}(\text{NaOH}) = V(\text{HCl}) \cdot C_{\text{эк}}(\text{HCl}).$$

Таким образом, для определения эквивалентной концентрации щелочи необходимо знать концентрацию кислоты и объемы растворов кислоты и щелочи, вступивших в реакцию.

Экспериментальная часть

Целью работы является:

1) определение с помощью ареометра плотности раствора гидроксида натрия и массовой доли растворенного вещества,

- 2) приготовление раствора гидроксида натрия заданной концентрации,
- 3) определение методом титрования концентрации приготовленного раствора

Опыт 1. Определение плотности раствора ареометром

Получить у лаборанта раствор гидроксида натрия и налить его в стеклянный мерный цилиндр емкостью 250 мл. В раствор осторожно опустить ареометр. Записать показания ареометра (во время снятия показаний ареометр не должен касаться стенок цилиндра). По таблице плотности (см. введение) определить массовую долю растворенного вещества в исследуемом растворе. Если показания ареометра не совпадают с табличными данными, то массовую долю определить методом интерполяции.

Метод интерполяции заключается в определении промежуточного, между табличными, значения искомой величины.

Предположим, что при помощи ареометра определена плотность раствора гидроксида натрия 1,125. По методу интерполяции расчет проводят в следующем порядке.

1. По таблице плотностей находят меньшее и большее значения массовой доли NaOH и плотности растворов:

меньшее значение $w = 9,19 \%$, меньшее значение $\rho = 1,10$ г/мл;

большее значение $w = 13,73 \%$, большее значение $\rho = 1,15$ г/мл.

2. Находят разность между табличными значениями плотностей и концентраций:

$$1,15 - 1,10 = 0,05 \text{ (г/мл)}$$

$$13,73 - 9,19 = 4,54 \text{ (\%)}$$

3. Находят разность между значением плотности, определенной ареометром, и меньшим табличным:

$$1,125 - 1,100 = 0,025 \text{ (г/мл)}$$

4. Составляют пропорцию и решают её:

$$4,54 \text{ (\%)} - 0,05 \text{ (г/мл)}$$

$$x - 0,025 \text{ (г/мл)}$$

$$x = \frac{0,025 \times 4,54}{0,05} = 2,27 \text{ \%}$$

5. Найденное число прибавляют к меньшему табличному значению массовой доли и получают массовую долю гидроксида натрия в растворе с плотностью 1,125:

$$9,19 + 2,27 = 11,46 \text{ \%}$$

Опыт 2. Приготовление раствора заданной концентрации

Ход опыта.

1. Получить от преподавателя задание на приготовление раствора методом разбавления того раствора, массовая доля которого была определена при помощи ареометра в первом опыте. Обычно дается задание приготовить раствор гидроксида натрия объемом 250 мл с эквивалентной концентрацией

0,08 н., 0,09 н., 0,1 н., 0,11 н. и т. д. Раствор готовят в мерных колбах, разбавляя раствор первого опыта водой.

2. Вычислить объем раствора щелочи, массовая доля которого была определена при помощи ареометра, необходимый для приготовления заданного раствора объемом 250 мл.

3. Мерным цилиндром или бюреткой отмерить необходимый объем раствора щелочи. Вылить раствор в мерную колбу. Дважды ополоснуть цилиндр дистиллированной водой, слить воду в ту же колбу.

4. Содержимое колбы разбавить до метки водой. Разбавление вначале можно вести быстро, но в конце добавлять воду следует по каплям из капельницы. Разбавление можно считать законченным, когда нижний уровень мениска жидкости коснется метки на колбе.

5. Закрывать колбу пробкой и перемешать раствор, многократно переворачивая колбу. Приготовленный раствор использовать в следующем опыте.

Опыт 3. Титрование раствора

Ход опыта. 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 объем кислоты, использованной на титрование.

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

5. Рассчитать средний объем 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

1. Приведите формулы для вычисления всех способов выражения концентрации растворов: массовой доли, молярной, эквивалентной, моляльности, титра и мольной доли растворенного вещества.

2. Выведите формулы перехода от молярной концентрации к массовой доле растворенного вещества, моляльности и титру раствора.

3. Рассчитайте объем раствора гидроксида натрия с плотностью 1,15 г/мл, необходимый для приготовления 250 мл 0,08 М раствора.

4. Для нейтрализации 10 мл раствора гидроксида бария израсходовано 7 мл 0,1 н. азотной кислоты. Определите молярную концентрацию

гидроксида бария.

5. Выведите математическое выражение закона химических эквивалентов применительно к растворам.

6. Выведите математическое выражение для расчета массы растворенного вещества, если известны его массовая доля, объем и плотность раствора.

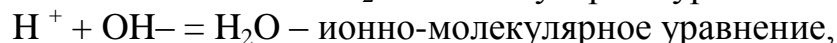
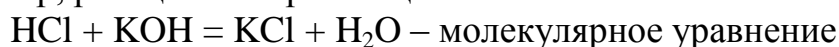
7. Выведите математическое выражение для расчета массы растворенного вещества в любом объеме раствора при известной молярной концентрации раствора.

Лабораторная работа 11. ИОНООБМЕННЫЕ РЕАКЦИИ

Цель работы: проведение необратимых и обратимых ионообменных реакций в водных растворах, изучение влияния условий взаимодействия на состояние равновесия ионообменных реакций.

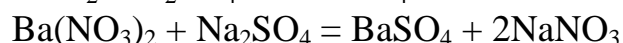
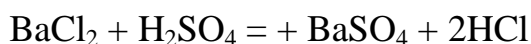
В растворах электролитов реакции протекают между ионами, поэтому сущность протекающих процессов наиболее полно выражается при записи их уравнений в ионно-молекулярном виде. В таких уравнениях слабые электролиты, малорастворимые соединения и газы записываются в молекулярной форме, а сильные электролиты – в виде ионов.

Например, реакции нейтрализации записываются так:

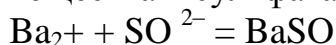


из которого следует, что сущность этого процесса сводится к образованию из ионов водорода и гидроксид-ионов слабого электролита – воды.

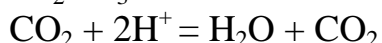
Уравнения реакций:



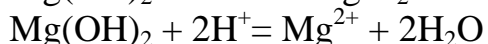
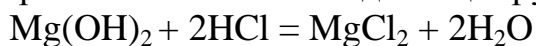
сводятся к одному и тому же процессу образования малорастворимого вещества – сульфата бария:



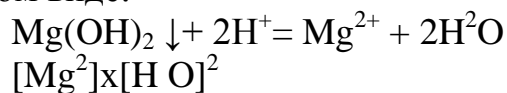
Эти примеры показывают, что ионообменные реакции в растворах электролитов протекают в направлении связывания ионов, приводящего к образованию малорастворимых веществ (осадков или газов) или молекул слабых электролитов:



В тех случаях, когда малорастворимые вещества или слабые электролиты имеются как среди исходных веществ, так и среди продуктов реакции, равновесие смещается в сторону образования наименее растворимых или наименее диссоциирующих веществ. Например:



В этой реакции равновесие смещено в сторону образования более слабого электролита – воды, ионное произведение которой равно 10^{-14} , тогда как $PP(Mg(OH)_2) = 5,5 \cdot 10^{-12}$. Доказательством этому служит расчет константы равновесия реакции (K). Реакция будет протекать в прямом направлении, если $K > 1$. Запишем константу равновесия для реакции в ионном виде:



Образование и растворение осадков можно объяснить, пользуясь правилом произведения растворимости: осадок выпадает, когда произведение концентраций ионов превышает PP ; осадок растворяется, если произведение концентраций ионов не достигает величины PP (концентрации ионов при вычислении их произведения берутся в степенях, равных коэффициентам перед формулами ионов в схемах диссоциации).

Экспериментальная часть

Целью работы является: 1) проведение необратимых и обратимых ионообменных реакций в водных растворах и 2) изучение влияния условий взаимодействия на состояние равновесия ионообменных реакций.

Опыт 1. Получение малорастворимых солей

1. Получение солей свинца (II). В две пробирки внести по 2–3 капли раствора нитрата свинца (II) и прилить в одну раствор йодида калия, в другую – хлорида натрия. Описать ход опыта и наблюдения, написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

2. Получение других малорастворимых солей. Пользуясь таблицей растворимости, подобрать реактивы, с помощью которых можно получить сульфид свинца (II), хромат бария, хлорид серебра (I). В пробирках смешать по несколько капель реактивов и наблюдать образование осадков. В отчёте написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде и отметить окраску образовавшихся осадков.

Опыт 2. Получение малорастворимых оснований

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

2. Амфотерные основания. Наполнить 1/4 часть пробирки раствором хлорида хрома (III), добавить раствор гидроксида натрия по каплям до выпадения осадка. Осадок разделить на две части. В одну пробирку с осадком прилить избыток щелочи, в другую – соляную кислоту. Написать уравнения реакций получения гидроксида хрома (III) и его взаимодействия с HCl и $NaOH$. Повторить и описать опыт с использованием сульфата алюминия и сульфата цинка.

Опыт 3. Получение малорастворимой кислоты

В пробирку налить несколько капель раствора силиката натрия и прибавлять к нему по каплям соляную кислоту. Наблюдать выпадение гелеобразного осадка метакремниевой кислоты. Написать уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

Опыт 4. Ионообменная реакция с образованием газообразного продукта

В пробирку налить несколько капель раствора хлорида аммония, добавить раствор гидроксида натрия и пробирку нагреть на спиртовке, не доводя до кипения. Определить выделяющийся газ по запаху. В отчёте описать опыт и написать уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

Опыт 5. Получение и растворение малорастворимых веществ В одну пробирку поместить 5–6 капель раствора сульфата двухвалентного железа (II), а во вторую – столько же капель раствора сульфата меди (II). В обе пробирки добавить по несколько капель раствора сульфида натрия. К полученным осадкам сульфидов FeS и CuS прилить соляную кислоту. Какой из осадков растворился в кислоте?

В отчёте записать уравнения всех проведенных реакций в молекулярном и ионном виде. Объяснить различие в растворимости осадков, используя значения произведений растворимости сульфида железа ($5 \cdot 10^{-18}$) и сульфида меди ($6,3 \cdot 10^{-36}$).

Контрольные вопросы

1. Приведите два примера реакций с образованием практически нерастворимых и малорастворимых солей. Напишите их уравнения в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

2. Приведите по одному-два примера реакций с образованием практически нерастворимых и малорастворимых кислот и оснований. Напишите их уравнения в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

3. Приведите два примера реакций с образованием газообразных малорастворимых в воде веществ. Напишите их уравнения в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

4. Приведите три примера реакций с образованием слабых электролитов. Напишите их уравнения в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

5. Приведите по одному примеру реакций перевода кислой и основной соли в нормальные (средние) соли. Напишите их уравнения в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

6. Напишите в молекулярном и ионно-молекулярном виде уравнения реакций амфотерного гидроксида хрома с серной кислотой и с раствором гидроксида калия.

7. Объясните и подтвердите расчетом, почему сульфид цинка взаимодействует с соляной кислотой (напишите уравнения в молекулярном и ионно-молекулярном виде), а сульфид кадмия не взаимодействует.

ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ

Лабораторная работа 14.

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

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

Окислительно-восстановительными называются химические реакции, сопровождающиеся изменением степеней окисления элементов.

Окислением называется процесс повышения, а восстановлением – понижения степени окисления. Атом, молекула или ион, в котором степень окисления элемента повышается, называется восстановителем, а в котором понижается – окислителем. Согласно электронной теории (Писаржевский Л.В., 1914), изменение степеней окисления в окислительно-восстановительных реакциях обусловлено отдачей электронов восстановителем и присоединением их окислителем.

Окислителями являются простые вещества – неметаллы (галогены, кислород, сера и др.), а также кислоты и соли, в которых центральный атом имеет высшую степень окисления (HNO_3 , HClO_3 , KNO_3 , KClO_3 , KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, и др.). Восстановителями являются металлы, некоторые неметаллы (водород, углерод, кремний) и соединения, в которых имеется атом в низшей степени окисления (H_2S , NH_3 , HCl , KBr , KI , FeSO_4 , SnCl_2 и др.).

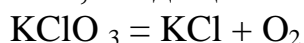
Вещества, содержащие атомы в промежуточной степени окисления, могут быть как окислителями, так и восстановителями в зависимости от «партнера» и условий проведения реакции. О таких веществах говорят, что они обладают окислительно-восстановительной двойственностью; к ним относятся нитриты, сульфиты, MnO_2 и др.

Различают четыре типа окислительно-восстановительных реакций.

1. Межмолекулярное окисление-восстановление. Это реакции, в которых окислитель и восстановитель являются разными веществами, например:



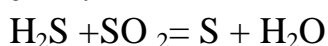
2. Внутримолекулярное окисление-восстановление. Это реакции, которые протекают с изменением степеней окисления атомов разных элементов, входящих в состав одного и того же вещества, например:



3. Диспропорционирование. Это реакции, в которых происходит увеличение и уменьшение степени окисления одного и того же элемента (окислителем и восстановителем является одно и то же вещество):



4. Контрдиспропорционирование. Это реакции, в которых участвуют два вещества с атомами одного и того же элемента в разных степенях окисления:



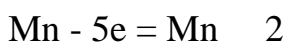
Определение стехиометрических коэффициентов перед веществами в реакциях окисления-восстановления проводят двумя методами: электронного баланса и полу реакций.

1. Метод электронного баланса

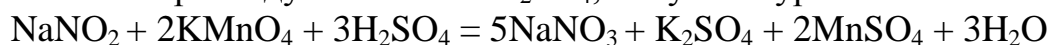
В этом методе сущность окислительно-восстановительных процессов выражают электронными схемами. Например, для реакции:



электронные схемы имеют вид



Цифры 5 и 2 – множители, которые являются коэффициентами при формулах восстановителя (нитрита натрия) и окислителя (перманганата калия). Подставив их в левую и правую части схемы и учитывая, что на связь с ионами K^+ и Mn^{2+} расходуется 3 моль H_2SO_4 , получают уравнение:



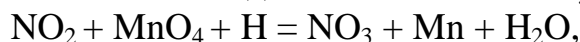
2. Метод полуреакций.

Этот метод используется для реакций в растворах электролитов. Он основан на составлении уравнений двух полуреакций (отдельно для процессов окисления и восстановления) с их последующим суммированием. В уравнениях полуреакций должны выполняться законы сохранения вещества (сумма атомов в левой и правой частях должна быть одинаковой) и сохранения энергии (суммарный заряд всех частиц в левой и правой частях должен быть одинаковым).

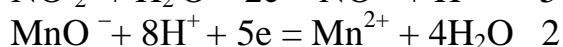
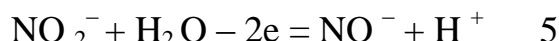
Например, для реакции:



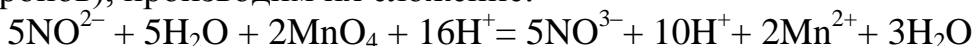
вначале необходимо составить схему реакции в ионном виде:



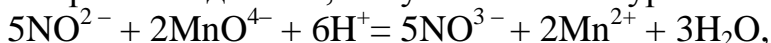
а затем записать полуреакции отдельно для процессов окисления и восстановления:



Помножив полуреакцию окисления на число 5, а полуреакцию восстановления на число 2 (при этом уравнивается и сокращается число электронов), производим их сложение:



Сократив подобные, получаем ионное уравнение:



в соответствии с которым молекулярное уравнение реакции имеет вид:



Полуреакции имеются в справочниках, но их обычно составляют самостоятельно, руководствуясь следующими правилами:

1. В кислой среде восстановитель присоединяет атомы кислорода от воды, при этом образуются H^+ -катионы; окислитель, наоборот, отдает атомы кислорода катионам водорода, при этом образуется вода.

2. В нейтральной и щелочной средах восстановитель присоединяет атомы кислорода от OH^- -ионов (один атом от двух ионов), при этом образуется вода; окислитель, наоборот, отдает атомы кислорода молекулам воды, при этом образуются OH^- -ионы (два иона из одной молекулы).

Экспериментальная часть

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

Опыт 1. Реакции с участием кислорода

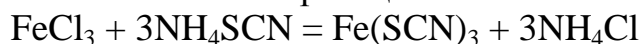
Взять две пробирки. В одну поместить микрошпатель сульфата железа (II), в другую 2–3 капли раствора сульфата марганца (II). Сульфат железа растворить в воде, затем в обе пробирки ввести раствор щелочи. При встряхивании пробирок осадки темнеют. Почему? Написать уравнения реакций получения гидроксидов железа (II) и марганца (II), их последующего окисления кислородом воздуха (в присутствии воды в качестве среды) до $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и $\text{Mn}(\text{OH})_4$. Коэффициенты в окислительно-восстановительных реакциях подобрать методом электронного баланса. Отметить цвет осадков $\text{Fe}(\text{OH})_2$ и $\text{Fe}(\text{OH})_3$; $\text{Mn}(\text{OH})_2$ и $\text{Mn}(\text{OH})_4$. Сделать вывод о роли кислорода, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ и $\text{Mn}(\text{OH})_2$ в этих реакциях.

Опыт 2. Окислительные свойства дихромата калия.

В пробирку поместить 2–3 капли дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, добавить 7–8 капель серной кислоты, внести в подкисленный раствор один микрошпатель кристаллического сульфата железа (II), размешать стеклянной палочкой. Наблюдать изменение окраски при протекании реакции. Записать схему реакции, учитывая, что продуктами является сульфат хрома (III), сульфат железа (III), сульфат калия и вода. Определить тип окислительно-восстановительной реакции, подобрать коэффициенты методами электронного баланса и полуреакций.

Опыт 3. Окислительные свойства ионов металлов

1. Ион Fe^{3+} – окислитель. В пробирку поместить 2–3 капли раствора хлорида олова (II) и добавить одну каплю раствора хлорида железа (III). Добавить к продуктам реакции одну каплю роданида аммония NH_4SCN . Это реактив, с помощью которого в растворах обнаруживают катионы железа Fe^{3+} . При появлении красного окрашивания раствора добавить еще две-три капли хлорида олова (II). Уравнения протекающих реакций записать последовательно. Сначала написать уравнение качественной реакции на ионы Fe^{3+}



Затем написать уравнение реакции восстановления FeCl_3 с хлоридом

олова (II) (в случае, если Fe восстановился полностью, красная окраска раствора исчезает).

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



К образовавшемуся тетрагидроксостаннату (II) натрия добавить раствор нитрата висмута (III) (3–4 капли). Происходит окислительно-восстановительная реакция, уравнение которой необходимо записать самостоятельно, учитывая, что среда щелочная и что в результате реакции образуется гексагидроксостаннат (IV) натрия, металлический висмут (в виде осадка черного цвета) и нитрат натрия. Найти стехиометрические коэффициенты перед веществами двумя методами. К какому типу относится реакция? Указать в ней окислитель и восстановитель.

Опыт 4. Термическое разложение дихромата аммония

В фарфоровую чашку поместить горкой кристаллический дихромат аммония. Зажженной спичкой прикоснуться к его поверхности. Что наблюдается в ходе реакции? Описать ход реакции. Написать схему реакции, учитывая, что продуктами разложения является оксид хрома (III), свободный азот и вода. Уравнять реакцию методом электронного баланса. Каков тип этой реакции? Какое природное явление в уменьшенном масштабе она напоминает?

Опыт 5. Окислительно-восстановительная двойственность пероксида водорода.

1. H_2O_2 – окислитель. В пробирку поместить 5–6 капель раствора пероксида водорода, подкислить раствор 3 каплями серной кислоты и добавить одну каплю раствора йодида калия. Наблюдать появление малинового окрашивания. На образование какого продукта оно указывает?

Написать уравнение реакции. Определить в ней коэффициенты методом полуреакций. Указать окислитель и восстановитель.

2. H_2O_2 – восстановитель. В пробирку поместить 5–6 капель раствора перманганата калия, подкислить раствор 5 каплями серной кислоты и добавить одну каплю раствора пероксида водорода. Наблюдать выделение газообразного продукта (какого). Написать уравнение реакции, учитывая, что продуктами её протекания являются кислород, сульфат марганца (II), сульфат калия и вода. Определить в ней коэффициенты методом полуреакций. Указать окислитель и восстановитель. Повторить эксперимент, заменив перманганат калия на дихромат калия.

3. Диспропорционирование пероксида водорода. В пробирку поместить 5–6 капель раствора пероксида водорода и столько капель воды. Добавить несколько кристалликов твердого MnO_2 . Что наблюдается?

Написать уравнение реакции. Указать окислитель и восстановитель и тип реакции.

Опыт 5. Влияние среды на окислительные свойства перманганата калия.

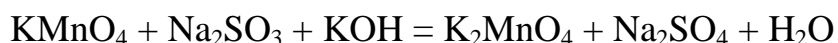
Перманганат-ион MnO_4^- является сильным окислителем. В зависимости от среды восстановление перманганат-ионов происходит поразному.

1. Восстановление MnO_4^- в кислой среде. В пробирку поместить 3–4 капли перманганата калия, добавить 5–10 капель H_2SO_4 , а затем внести один микрошпатель кристаллического сульфита натрия. Что наблюдается при этом?

Написать уравнение реакции самостоятельно, учитывая, что продуктами являются сульфат марганца (II), сульфат натрия, сульфат калия и вода. К какому типу относится эта окислительно-восстановительная реакция? Определить в ней коэффициенты методом полуреакций.

2. Восстановление MnO_4^- в нейтральной среде. Опыт проводится аналогично описанному в пункте 1, только вместо серной кислоты в пробирку прибавить воду (5–8 капель), а затем один микрошпатель кристаллического сульфита натрия. В растворе образуется коричневый осадок оксида марганца (IV), а сульфит натрия окисляется до сульфата натрия. Написать уравнение реакции самостоятельно и найти коэффициенты методом полуреакций.

3. Окислительные свойства MnO_4^- в сильнощелочной среде. Порядок проведения опыта аналогичен опыту 1: к раствору перманганата калия добавить 10 капель концентрированной щелочи KOH, затем всыпать один микрошпатель кристаллического сульфита натрия. Схема реакции:



Примечание: Если добавляется щелочь NaOH, то в качестве продуктов образуются одновременно манганат натрия и манганат калия.

В отчете описать опыт, отметить окраску манганата калия, привести уравнение реакции и подобрать в нём коэффициенты методом полуреакций.

4. Окислительные свойства MnO_4^- в слабощелочной среде. При использовании в качестве среды разбавленного раствора щелочи и последующем действии сульфита натрия реакция протекает по схеме, описанной в опыте 2. Только в самый первый момент может наблюдаться зеленое окрашивание раствора вследствие образования манганата калия (как в опыте 3):



Но вскоре цвет раствора начинает меняться, так как образующийся манганат-ион в нейтральной и слабощелочной средах является нестабильным:



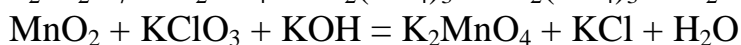
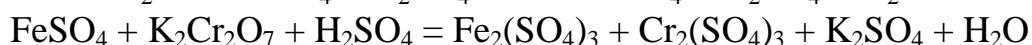
так что конечным продуктом восстановления перманганат-иона в слабощелочных растворах, как и в нейтральных, является MnO_2 .

Найти коэффициенты в схемах окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций. К каким типам ОВР они относятся?

Контрольные вопросы

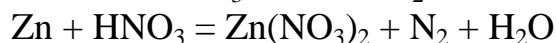
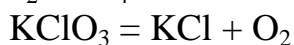
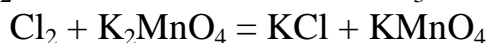
1. Среди веществ – хлорид железа (II), хлорид железа (III), металлическое железо сероводород, сульфит натрия, серная кислота – укажите восстановитель, окислитель и вещество с окислительно-восстановительной двойственностью.

2.. Определите стехиометрические коэффициенты в реакциях:



Укажите в них окислитель, восстановитель и среду.

3. Укажите уравнения реакций: межмолекулярной, внутримолекулярной и диспропорционирования; в уравнении реакции диспропорционирования определите стехиометрические коэффициенты:



ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ ЭЛЕКТРОХИМИИ

Лабораторная работа 15.

ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ

Цель работы: изучение электрохимической активности наиболее известных металлов, сборке гальванического элемента и определение его ЭДС.

Гальванический элемент – это химический источник электроэнергии, в котором энергия химической реакции преобразуется в электрическую энергию.

Гальванический элемент состоит из двух электродов – катода и анода, погруженных в растворы электролитов. Электролитами обычно являются соли тех металлов, из которых изготовлены электроды. Электрический контакт между растворами электролитов осуществляется с помощью пористой перегородки или электролитического «мостика», который изготавливается из U-образной стеклянной трубки, заполненной раствором электролита. Такой «мостик» проводит ток благодаря наличию ионов, но препятствует смешиванию электролитов.

Лабораторная работа гальванического элемента основана на протекающей в нём окислительно-восстановительной реакции, причем процессы окисления и восстановления разделены, они протекают на разных электродах: окисление на аноде, а восстановление на катоде. Электроны движутся во внешней цепи от анода к катоду (от восстановителя к окислителю). Главной характеристикой гальванического элемента является его электродвижущая сила (ЭДС). ЭДС – это разность потенциалов электродов в состоянии, когда сила тока равна нулю, т.е. когда между электродами и растворами солей устанавливается химическое равновесие:

$$\text{ЭДС} = Q_{\text{к}} - Q_{\text{а}}$$

Обычно для создания гальванического элемента берут два разных металла, расположенных далеко друг от друга в электрохимическом ряду активности металлов (ряду напряжений), чтобы получить наибольшую ЭДС.

Экспериментальная часть

Целью работы является изучение электрохимической активности наиболее известных металлов, сборке гальванического элемента и определение его ЭДС.

Опыт 1. Исследование электрохимической активности металлов
В шесть пробирок налить по 10 капель растворов солей магния, цинка, железа (II), олова (II), свинца (II), меди (II). Опустить в пробирки по кусочку магния, исключая первую пробирку. Отметить изменения, наблюдаемые в пробирках, написать уравнения реакций. Повторить опыт ещё пять раз, опуская цинк, железо, олово, свинец и медь во все пробирки, кроме тех, в которых содержится раствор соли того же самого металла. Написать уравнения наблюдаемых реакций.

Опыт 2. Сборка гальванического элемента и измерение его ЭДС
Собрать гальванический элемент, электродами которого служат цинк и медь. Для этого взять два химических стакана и заполнить их растворами солей с известной концентрацией: один – сульфатом цинка, а другой – сульфатом меди (II), и соединить их электролитическим мостиком. Электролитический мостик – это U-образная стеклянная трубка, заполненная раствором электролита, например хлорида или сульфата натрия, а в простейшем случае это лента фильтровальной бумаги, смоченная раствором любого электролита. В первый стакан опустить цинковый электрод, во второй – медный. Подключить к клеммам вольтметр и замерить напряжение на электродах. В отчете отразить следующее: 1) записать собранный гальванический элемент его в виде электрохимической схемы; 3) написать схемы анодного и катодного процессов и уравнение токообразующей реакции; 4) вычислить теоретическое значение ЭДС, сравнить его с измеренным и рассчитать погрешность опыта; 5) в выводе объяснить, почему измеренное значение ЭДС отличается от теоретического.

Контрольные вопросы

1. Расположите металлы железа, медь, марганец, магний, серебро в ряд по увеличению окислительных свойств их катионов.
2. Среди металлов свинец, золото, кадмий, кальций, медь укажите:
 - а) взаимодействующие с соляной и разбавленной серной кислотами;
 - б) вытесняющие никель из растворов его солей.
3. Вычислите значение электродного потенциала цинка, если цинк находится в растворе своей соли с концентрацией катионов 0,01 М, а температура раствора равна 15 °С.
4. Вычислите значение электродного потенциала меди, если электрод находится в растворе соли меди (II) с концентрацией катионов 0,1 М, температура раствора равна 10 °С.
5. Напишите электрохимическую схему гальванического элемента, составленного из медного и марганцевого электродов с растворами солей меди (II) и марганца (II). Вычислите ЭДС элемента при стандартных условиях и при концентрации катионов в растворах 0,1М (температура стандартная).
6. Напишите схему двух гальванических элементов, в одном из которых цинк является катодом, а в другом анодом; вычислите их ЭДС.

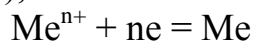
Лабораторная работа 17.

ЭЛЕКТРОЛИЗ

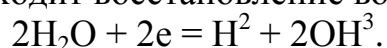
Электролизом называется совокупность окислительно-восстановительных процессов, происходящих при пропускании постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита. Пропускание тока через электролиты осуществляется с помощью электродов: катода, на котором происходит процесс восстановления, и анода, на котором осуществляется процесс окисления.

При электролизе растворов солей закономерности восстановления на катоде следующие.

1. Катионы металлов, расположенных в ряду напряжений правее железа (от кадмия до золота), восстанавливаются согласно уравнению:



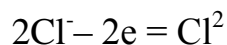
2. Катионы активных металлов, расположенных в левой части ряда напряжений (от лития до алюминия), не восстанавливаются. В этом случае на катоде происходит восстановление воды:



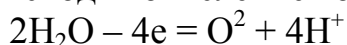
Катионы металлов, расположенных в средней части ряда напряжений (марганец, цинк, хром, железо и др.), восстанавливаются на катоде вместе с восстановлением воды, т.е. параллельно идут два процесса, уравнения которых приведены выше.

Закономерности окисления на аноде следующие.

1. Простые анионы (Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-}), кроме F^- -ионов, окисляются с образованием соответствующих простых веществ, например:

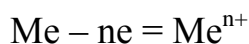


2. Сложные анионы (NO^- , SO^{2-} , PO^{3-} и др.) и F^- -ионы не окисляются. В этом случае на аноде происходит окисление воды:

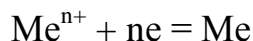


Эти закономерности относятся к электролизу с инертным (нерастворимым) электродом: платина, графит, электродная сталь.

Но если анод изготовлен из металла, соль которого является электролитом, то в этом случае сам анод окисляется, переходя в раствор в виде катионов



а на катоде происходит восстановление этого же металла



Такой электролиз называется электролизом с активным (растворимым) анодом.

Экспериментальная часть

Целью работы является экспериментальное ознакомление с различными типами электролиза солей.

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

Собрать электролизер, используя графитовые стержни в качестве электродов. Залить в электролизер раствор хлорида никеля (II), включить электроды в сеть постоянного электрического тока и вести электролиз 5–6 мин. Наблюдать выделение металла на одном электроде (как этот электрод называется?) и газа (какого?) – на другом электроде (как он называется?). В отчете нарисовать схему электролизера, описать опыт и наблюдения. Записать уравнения катодного и анодного процессов и общее уравнение электролиза хлорида никеля (II).

Опыт 2. Электролиз хлорида натрия с инертными электродами. Очистить электроды после первого опыта наждачной бумагой и вновь собрать электролизер. Залить в него раствор хлорида натрия и вести электролиз 5–6 мин. Наблюдать выделение газов (каких?) на обоих электродах. После проведения электролиза установить с помощью индикатора среду раствора. В отчете описать наблюдения и результаты электролиза. Записать уравнения катодного и анодного процессов, образования щелочи в растворе и общее уравнение электролиза раствора хлорида натрия.

Опыт 3. Электролиз сульфата натрия с инертными электродами. Собрать электролизер так, как это было сделано в первом опыте, и наполнить его раствором сульфата натрия. Вести электролиз 5–6 мин, наблюдать выделение газов (каких?) на обоих электродах. В конце опыта отобрать пипеткой пробы раствора из катодной и анодной части электролизера и установить среду растворов. В отчете описать опыт и наблюдения, написать схемы процессов на электродах, «вторичных» процессов и общее уравнение реакции электролиза.

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

Собрать электролизер так, как это было сделано в первом опыте, наполнить его раствором CuSO_4 и вести электролиз 5–6 мин. Наблюдать выделение металла (какого?) на катоде и газа (какого?) на аноде. В отчёте описать опыт и наблюдения, привести схемы электродных процессов и уравнения реакций.

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

Ничего не меняя в электролизере после четвёртого опыта, повернуть вилку электропитания на 180° и включить ее в сеть постоянного тока. В этом случае электрод, бывший катодом в четвертом опыте (покрытый слоем меди), становится анодом. Провести электролиз 5–6 мин,

описать наблюдения, записать уравнения анодного и катодного процессов. В отчете сделать общий вывод о закономерностях электролиза различных типов солей при использовании инертных электродов и активного анода.

Контрольные вопросы

1. Приведите примеры металлов, которые можно получить электролизом растворов их солей.
2. Установите последовательность восстановления металлов из расплава смеси: AlCl_3 , CuCl_2 , FeCl_2 , CdCl_2 .
3. Рассчитайте минимальное напряжение разложения, которое необходимо приложить к электродам для начала электролиза расплава хлорида алюминия.
4. Газообразными продуктами электролиза каких солей являются только хлор и водород?
5. Электролиз раствора какой соли приводит к увеличению её концентрации в растворе: FeCl_3 , NaNO_3 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, NaCl ?

Лабораторная работа 18.
КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

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

Коррозией называется разрушение металлов вследствие химического воздействия окружающей среды. При коррозии металлы окисляются и теряют присущие им свойства. Коррозия приводит к большим материальным потерям, происходящим в результате нарушения целостности трубопроводов, цистерн, металлических частей машин, корпусов судов, морских сооружений и т.д. Безвозвратные потери металлов от коррозии составляют 8–10 % от ежегодного их выпуска. По механизму протекания коррозия подразделяется на два типа:

- 1) химическую, которая наблюдается при взаимодействии металлов с сухими газами и жидкостями, не проводящими ток (неэлектролитами);
- 2) электрохимическую, которая наблюдается при взаимодействии металлов с растворами электролитов.

К электролитам относится вода обычная и морская, растворы солей, кислот и щелочей, влажные газы. Во влажных газах и в воздухе содержатся пары воды, которые адсорбируются на поверхности металлов, образуя тонкую невидимую для глаз пленку жидкой воды, в которой растворяются кислород, углекислый газ, сернистые газы, оксиды азота и другие газы, присутствующие в атмосфере; при этом образуются кислоты. Таким образом, во влажном воздухе на металлы действуют растворы электролитов.

1. Коррозионные гальванические микроэлементы.

Электрохимическая коррозия является следствием возникновения коррозионных гальванических микроэлементов (коррозионных гальванических пар), состоящих из катодных и анодных участков. Появление катодных и анодных участков на поверхности металлов происходит по следующим причинам:

- неоднородность поверхности металла вследствие включений иной природы, ударов и изгибов, накопления примесей на границах зерен, участков с разной степенью обработки и т.д.;
- неоднородность жидкой фазы, в которой происходит коррозия из-за различия концентрации ионов, рН среды, неравномерного доступа кислорода или других окислителей;
- различие внешних условий: температуры, давления, действия электрического поля и т.д.

Коррозия, как любой химический процесс, обладает определенной скоростью. При контакте металла с электролитом на металле устанавливается равновесный потенциал, определяемый уравнением Нернста.

Если подать внешнее напряжение, то потенциал электрода увеличится. Это изменение электродного потенциала называется электродной поляризацией. Поляризация способствует уменьшению коррозии. Если изменить ход процесса, увеличив скорость его протекания, то произойдет уменьшение электродного потенциала по сравнению с равновесным; процесс, обуславливающий его, называют деполяризацией, и он способствует увеличению скорости коррозии. При возникновении коррозионного гальванического микроэлемента процесс электрохимической коррозии можно представить состоящим из четырёх стадий. Окисление той части металла, которая имеет меньшее значение электродного потенциала; эта часть в коррозионном гальваническом микроэлементе является анодом.

1. Перенос заряда электронами (или, говоря проще, переход электронов) по металлу от анодного к катодному участку.
2. Перенос заряда ионами в электролите.
3. Восстановление окислителя на катодном участке поверхности металла.

При электрохимической коррозии наиболее распространенными окислителями являются растворённый в щелочных растворах кислород

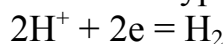
и катионы водорода в кислой среде.

Растворенный в воде и щелочных растворах кислород восстанавливается на катодных участках металла по уравнению:



Таким образом, здесь деполяризация осуществляется за счет растворенного кислорода и ускорение разрушения металла осуществляется за счет коррозии с кислородной деполяризацией.

Катионы водорода в кислых растворах (кислород в кислой среде не растворяется) восстанавливаются по уравнению:

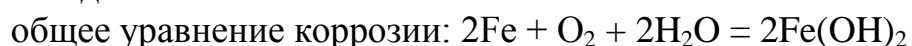


Здесь деполяризация происходит за счет ионов водорода и ускорение разрушения металла осуществляется за счет коррозии с водородной деполяризацией. Катодные и анодные участки в металлах чередуются и имеют очень FF малые размеры, т.е. речь идет о микроанодах и микрокатадах и, как указывалось выше, о коррозионных гальванических микроэлементах. Таким образом, электрохимическая коррозия заключается в работе огромного числа гальванических микроэлементов, при которой происходит анодное окисление металла. Коррозионный гальванический микроэлемент, в отличие от обычного гальванического элемента, является короткозамкнутым микроэлементом. Форма его записи не отличается от записи электрохимической схемы обычного гальванического элемента, но для сокращения в ней не указывают окисленную форму. Например, коррозия железа в контакте с углеродом (обычная углеродистая сталь) во влажной атмосфере происходит в результате возникновения гальванических микроэлементов, анодными участками которых является металл, а катодными – включения углерода.

Коррозия железа является результатом работы этого элемента.

При

коррозии железа идут следующие процессы:



2. Контактная коррозия

Коррозия металла ускоряется или замедляется при его контакте с другими металлами. Ускорение коррозии происходит при контакте металла с менее активным металлом, расположенном в ряду электрохимической активности металлов правее, так как в этом случае данный металл в коррозионной гальванической паре становится анодом.

При контакте металла с более активным металлом коррозия основного металла наоборот замедляется, так как в коррозионной гальванической паре этот металл является катодом. Именно по этой причине кровельное железо покрывают более активным металлом цинком, а не оловом или медью.

3. Защита от коррозии

Применяются различные способы защиты металлов от коррозии.

Легирование металлов. Легированием металлов называется процесс введения в их состав других металлов, то есть получение сталей и сплавов, обладающих высокой устойчивостью против коррозии. Наиболее распространено легирование хромом, никелем и титаном. В химическом машиностроении широко применяется нержавеющая сталь X18H9T, в состав которой входит хром (18 %), а никеля (9 %), титан (около 1 %), железо (остальное). На поверхности этой стали образуется тонкая пленка сложного оксида $NiO \cdot Cr_2O_3$ со структурой шпинели, обладающая высокой устойчивостью к действию воды и кислот.

Металлические покрытия. Для покрытия малостойких против коррозии металлов применяют металлы, образующие на своей поверхности защитные пленки. К таким металлам относятся хром, никель, алюминий, цинк, кадмий, олово и др. Покрытия наносят распылением расплавленного металла, электролизом, химическим осаждением и другими методами.

Неметаллические покрытия. Они подразделяются на неорганические и органические. Самыми распространенными неорганическими покрытиями являются оксидные, фосфатные и нитридные пленки на поверхности металлов, а органические – лаки, краски, полимеры и резина.

Химическое пассивирование. Пассивированием металлов называется процесс образования на их поверхности устойчивых к коррозии оксидных плёнок. Такие защитные плёнки образуются, например, при обработке некоторых металлов (железа, алюминия, хрома, ванадия и др.) концентрированной азотной и концентрированной серной кислотами.

Электрохимическая защита. Она применяется в тех случаях, когда защищаемая конструкция находится в среде электролита: корпус морского судна, трубопровод на дне реки или под землей и т.д. Защищаемый металл присоединяется к отрицательному полюсу внешнего источника постоянного тока, и он становится катодом. В качестве анодов используются куски железного лома. В этом случае процесс окисления (коррозия) идет на аноде, т.е. на кусках железного лома.

Применение ингибиторов коррозии. Ингибиторами называются вещества, добавление которых в коррозионную среду в незначительных количествах заметно снижает скорость коррозии. Ингибиторами являются различные неорганические соединения (нитрит натрия, хромат и дихромат калия, фосфат и гидрофосфаты натрия) и многие органические вещества. Защитное действие ингибиторов обусловлено тем, что их молекулы или ионы адсорбируются на поверхности металлов, замедляя или полностью прекращая процесс их анодного окисления.

Экспериментальная часть

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

Опыт 1. Химическая и электрохимическая коррозия цинка

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

Опыт 2. Влияние концентрации окислителя на скорость коррозии. В пробирку с 5 каплями серной кислоты добавить 5 капель воды, т.е. разбавить раствор в два раза. Провести опыт, аналогичный опыту 1. Сделать вывод о влиянии концентрации H^+ -ионов на скорость коррозии.

Опыт 3. Влияние на коррозию природы защитного покрытия. Две пробирки наполнить на 1/2 их объема дистиллированной водой. Добавить в каждую из них по 2–3 капли серной кислоты и по 2–3 капли раствора гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$. Он является качественным реактивом на ионы Fe^{2+} , с которыми образует синее окрашивание (турнбулева синь). В одну пробирку опустить железную полоску, в которой зажата гранула цинка, а в другую – железную полоску, в которой зажата гранула олова. Первая пробирка имитирует коррозию оцинкованного железа, а вторая – лужёного, т.е. покрытого оловом. Отметить, в какой пробирке появляется синее окрашивание.

В отчёте составить схемы коррозионных гальванических микроэлементов и написать уравнения анодных и катодных процессов. Объяснить, какое из покрытий является катодным, а какое – анодным. Какое из них и почему защищает железо от коррозии, а какое не защищает?

Опыт 4. Защита металла от коррозии с помощью протектора. В две пробирки с разбавленным раствором уксусной кислоты прибавить несколько капель раствора йодида калия. В одну из них опустить полоску свинца, а в другую – полоску свинца с зажатым в ней гранулой цинка. Отметить, в какой пробирке раньше появляется малорастворимое соединение PbI_2 , объяснить причину его появления в растворе. Написать уравнение взаимодействия свинца с уксусной кислотой,

нарисовать схему коррозионного гальванического микроэлемента. Написать схемы анодного и катодного процессов. Указать, какую роль выполняет прижатая к свинцу гранула цинка в процессе коррозии свинца.

Опыт 5. Сравнение коррозии железа и легированной стали В две пробирки с серной кислотой опустить: в одну – полоску обычной стали, в другую – легированной (нержавеющей) стали X18H9T. Сравнить скорость коррозии. В отчёте объяснить устойчивость к коррозии легированной стали.

Опыт 6. Защита металла от коррозии химическим пассивированием Очистить наждачной бумагой две стальные проволоочки (разогнутые канцелярские скрепки). Одну из них опустить в пробирку с концентрированным раствором азотной кислоты. Записать наблюдения. Ополоснуть проволоку водой и вновь опустить в пробирку с азотной кислотой. Промыть пассивированную проволоку и опустить в пробирку с

разбавленной серной кислотой. Для сравнения опустить вторую необработанную проволоку в тот же раствор серной кислоты. Сравнить скорость выделения водорода на проволочках. Описать опыт. В выводе отметить роль оксидной пленки, образовавшейся на поверхности железа при его обработке азотной кислотой.

Опыт 7. Защита металла от коррозии пленкой оксида, полученной при термообработке. Очистить наждачной бумагой две стальные проволочки. Одну из них нагреть в пламени спиртовки до появления цветов побежалости, то есть до появления оксидной пленки цвета «воронова крыла». Эта операция в технике получила название «воронение». Опустить обе проволочки в пробирки с раствором сульфата меди (II). Описать наблюдения и составить уравнения реакции железа с раствором CuSO_4 . По скорости появления меди на поверхности проволоки оценить защитные свойства оксидной пленки, полученной при воронении.

Опыт 8. Коррозия алюминия при удалении с него защитной оксидной пленки.

Некоторые активные металлы, например Al, Cr, Mn, устойчивы к коррозии из-за образования на их поверхности защитных оксидных пленок. При нарушении прочности оксидной пленки такие металлы активно взаимодействуют с окислителями. Наиболее показательным в этом отношении металлом является алюминий.

Разрушить оксидную пленку на поверхности алюминия можно, обработав её раствором какой-либо соли ртути. Ионы ртути из раствора частично восстанавливаются до металла. Образовавшаяся металлическая ртуть растворяет поверхностный слой алюминия, образуя амальгаму алюминия. Амальгама алюминия приобретает положительный электрический потенциал по отношению к чистому алюминию. Таким образом, образуется коррозионный гальванический микроэлемент, в котором анодом является алюминий, а катодом – амальгама алюминия. В результате происходит интенсивная коррозия алюминия, которую можно наблюдать как в воде, так и на воздухе. При действии воды наблюдается выделение водорода, а на воздухе образуется рыхлый слой оксида алюминия.

Ход опыта. Полоску алюминиевой фольги на несколько секунд поместить в раствор соли двухвалентной ртути, затем ополоснуть водой и осушить с помощью фильтровальной бумаги. Наблюдать, как происходит коррозия алюминия на воздухе. Затем опустить полоску в воду и наблюдать за процессом коррозии алюминия в воде.

В отчете описать ход опыта и наблюдения. Написать уравнения реакций: 1) взаимодействия алюминия с солью ртути; 2) окисления алюминия на воздухе; 3) взаимодействия алюминия с водой.

Контрольные вопросы

1. Приведите примеры газовой, или химической коррозии металлов.
2. Какой металл разрушается при электрохимической коррозии в микрогальванопаре: Fe или Mg, Fe или Cd, Fe или Ni?

3. Какие процессы происходят при повреждении поверхностного слоя никелированного железа?
4. Какие металлы используются для протекторной защиты железных изделий от коррозии?
5. Какое железо называется лужёным, а какое оцинкованным?
6. Какие процессы протекают на катоде и аноде при коррозии оцинкованного железа в сернокислой среде?
7. Какая операция в технике получила название «воронение» стали?
8. Какими металлами легирована нержавеющая сталь X18H9T?

КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Лабораторная работа 19.

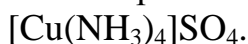
КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Цель работы: экспериментальное ознакомление с методами получения комплексных соединений, а также изучение их свойств.

Комплексными называются такие соединения, в узлах кристаллических решеток которых находятся комплексные ионы, устойчивые как в твердом состоянии, так и в растворах.

Комплексными ионами называются сложные ионы, в состав которых входят катионы или атомы металлов, связанные с несколькими полярными молекулами или анионами.

Рассмотрим типичный состав комплексных соединений на примере



Частица $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ называется комплексным ионом

(другие названия: комплекс, внутренняя сфера), а SO_4^{2-} – внешней сферой. Катион Cu^{2+} в комплексе называется комплексообразователем, а молекулы NH_3 – лигандами. Число лигандов, равное в этом соединении четырем, называется координационным числом комплексообразователя.

Комплексообразователями являются главным образом катионы металлов, а лигандами – полярные молекулы (NH_3 , H_2O) или анионы – кислотные остатки (F^- , Cl^- , Br^- , I^- , CN^- , NO_2^- , SCN^-), а также гидроксид-ион OH^- .

Координационное число чаще всего равно 6, 4 или 2.

По заряду комплекса эти соединения подразделяются на катионные, например $[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl}_2$, анионные – $\text{K}_3[\text{Co}(\text{CN})_6]$, двойные (катион-анионные) – $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и нейтральные – $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$.

По виду лигандов комплексные соединения подразделяются так:

1) аквакомплексные, лигандами являются молекулы воды, например $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$;

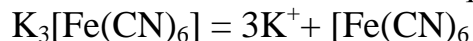
2) амминокомплексные, лигандами являются молекулы NH_3 , например $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_2$;

3) гидроксокомплексные, лигандами являются OH^- -ионы, например $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$;

4) ацидокомплексные, лигандами являются кислотные остатки, например $K_4[FeCl_6]$;

5) смешанные, лигандами являются различные частицы, например $[Pt(NH_3)_2(H_2O)_2Br_2]SO_4$.

При растворении комплексные соединения (кроме нейтральных) диссоциируют на комплексные ионы и ионы внешней сферы:



Экспериментальная часть

Целью работы является экспериментальное ознакомление с методами получения комплексных соединений, а также изучение их свойств.

Опыт 1. Получение соединения с комплексным анионом.

В пробирку внести 3–5 капель раствора нитрата ртути (II) и добавлять по каплям раствор йодида калия до полного растворения образовавшегося вначале осадка йодида ртути (II).

Написать уравнения реакций: а) получения нерастворимого йодида ртути (II); б) взаимодействия йодида ртути (II) с йодидом калия с получением комплексного соединения, в котором координационное число комплексообразователя равно 4. Написать схемы электролитической диссоциации полученного комплексного соединения, написать выражение для константы нестойкости комплекса.

Опыт 2. Получение соединения с комплексным катионом.

К 5–6 каплям раствора сульфата меди (II) добавлять 25%-й раствор аммиака до полного растворения образующегося вначале осадка гидроксида меди (II). В отчёте описать опыт. Написать: 1) уравнения реакций, приводящих к образованию осадка гидроксида меди (II) и комплексного соединения с координационным числом комплексообразователя, равным 4; 2) уравнение электролитической диссоциации всего соединения и комплексного иона; 3) выражение для константы нестойкости комплекса.

Опыт 3. Получение двойного комплексного соединения.

Двойными называются такие комплексные соединения, в которых комплексами являются и катион, и анион. Для получения одного из таких соединений в пробирку внести 3–5 капель раствора желтой кровяной соли – раствора гексацианоферрата (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$ и 5–6 капель раствора сульфата никеля (II). К полученному осадку гексацианоферрата (II) никеля (II) $Ni_2[Fe(CN)_6]$ добавить 25%-й раствор аммиака до полного растворения осадка. Одновременно наблюдать образование бледно-лиловых кристаллов комплексной соли $[Ni(NH_3)_6]_2[Fe(CN)_6]$.

В описании опыта привести уравнения реакций образования гексацианоферрата (II) никеля (II) и взаимодействие его с аммиаком и название полученной комплексной соли. Определить заряды комплексных ионов и комплексообразователя.

Опыт 4. Ионообменные реакции с участием комплексных соединений

В одну пробирку внести 4–5 капель раствора сульфата меди (II), в другую – столько же капель хлорида железа (III). В обе пробирки внести по

2–3 капли раствора $K_4[Fe(CN)_6]$. В результате ионообменных реакций в обеих пробирках образуются новые комплексные соединения: в первой $Cu_2[Fe(CN)_6]$; во второй – малорастворимый $KFe[Fe(CN)_6]$. Второе соединение называют берлинской лазурью. В отчёте описать опыт и наблюдения. Написать уравнения реакций и номенклатурные названия полученных соединений.

Опыт 5. Окислительно-восстановительная реакция с участием комплексного соединения.

К 4–5 каплям раствора перманганата калия добавить для создания кислой среды 5–6 капель серной кислоты, а затем прибавлять по каплям раствор желтой кровяной соли $K_4[Fe(CN)_6]$, обладающей восстановительными свойствами. Наблюдать обесцвечивание раствора.

В отчёте описать опыт и наблюдения. Написать уравнение окислительно-восстановительной реакции, в которой марганец (+7) в составе перманганата калия восстанавливается до марганца (+2), а железо (+2) в составе комплексного соединения окисляется до железа (+3) с образованием нового (какого?) комплексного соединения.

Опыт 6. Исследование прочности комплексных ионов.

В двух пробирках получить осадки хлорида серебра путем взаимодействия растворов нитрата серебра и хлорида натрия (калия). В одну пробирку добавить 25%-й раствор аммиака, а в другую – раствор тиосульфата натрия $Na_2S_2O_3$ до растворения осадков. Растворение осадков свидетельствует об образовании комплексных соединений. В обе пробирки добавить по 2 капли раствора KI и слегка встряхнуть их. Выпадение осадка AgI в одной из пробирок указывает на непрочность комплексного иона в полученном комплексном соединении.

В отчёте написать: 1) уравнения реакций хлорида серебра с аммиаком и тиосульфатом натрия (образуются комплексные соединения с координационным числом, равным двум); 2) названия комплексных соединений; 2) схемы электролитической диссоциации комплексных соединений и выражения для констант нестойкости комплексных ионов.

Для какого комплексного иона константа нестойкости больше, какой комплексный ион прочнее? На присутствие каких ионов в растворе комплексной соли указывает появление осадка йодида серебра?

Контрольные вопросы

1. Назовите основные составные части данных комплексных соединений, приведите их названия, классифицируйте по трём-четырёх признакам: $[Ag(NH_3)_2]Cl$, $[Cr(CO)_6]$.

2. Напишите формулу гексацианоферрата (II) никеля (II).

3. Для комплексного соединения $K_3[Al(OH)_6]$ напишите уравнения первичной и вторичной диссоциации, выражение константы нестойкости.

Учебная литература и интернет источники представлены в РП дисциплины