

Министерство образования и науки Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Южно-Российский государственный политехнический университет (НПИ)
имени М.И. Платова»

Каменский институт (филиал) ЮРГПУ(НПИ) им. М.И. Платова

ИНЖЕНЕРНАЯ ХИМИЯ

Учебно-методическое пособие к выполнению лабораторных работ

Каменск-Шахтинский

2015

УДК 546(076.5)

Рецензент: д.т.н., проф. Балакай В.И.

Печатается по решению кафедры естественнонаучных дисциплин, информационных технологий управления

Протокол № 10_от 06.05.15

Аксенова Ольга Васильевна, Кундрюцков Денис Николаевич

Инженерная химия. Учебно-методическое пособие к выполнению лабораторных работ /Южно-Российский государственный политехнический университет (НПИ) имени М.И. Платова, 2015.– 51 с.

В пособии приводятся указания к лабораторным работам, общие рекомендации по их проведению.

Методическое пособие предназначено для студентов направлений подготовки: 08.03.01 Строительство, 13.03.02 Электроэнергетика электротехника, 15.03.04 Автоматизация технологических процессов и производств, 23.03.01 Технология транспортных процессов, 15.03.05 Конструкторско-технологическое обеспечение машиностроительных производств.

УДК 546(076.5)

© Южно-Российский государственный
политехнический университет (НПИ)
имени М.И. Платова, 2015

СОДЕРЖАНИЕ:

	стр
Введение	4
Правила работы в химической лаборатории	4
Лабораторная работа №1. Химические превращения веществ	7
Лабораторная работа №2. Растворы	15
Лабораторная работа №3. Кинетика химических реакций	18
Лабораторная работа № 4. Окислительно-восстановительные реакции	26
Лабораторная работа №5. Определение эквивалента вещества	30
Лабораторная работа №6. Металлы. Коррозия металлов	36
Лабораторная работа №7. Строительные вяжущие вещества	40
Лабораторная работа №8. Качественные реакции	43
Литература	

ВВЕДЕНИЕ

Химия развивалась в основном как экспериментальная наука, поэтому лабораторный практикум является необходимой и обязательной составляющей учебного процесса при изучении этой дисциплины. При выполнении лабораторных работ студенты осваивают химические приборы, посуду и принадлежности, технику обращения с химическими реактивами, приемы проведения химических операций, методы обработки опытных данных. Они учатся сопоставлять, обрабатывать и анализировать результаты опытов и делать выводы. Кафедра естественнонаучных дисциплин, информационных технологий управления предлагает студентам при изучении химии лабораторные работы, обеспеченные необходимыми установками, приборами, реактивами, методическими пособиями и средствами контроля для приобретения знаний и навыков.

ПРАВИЛА РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

Выполнение лабораторных работ связано с использованием разнообразного оборудования, химических реактивов, химической посуды, которые при неумелом обращении способны нанести травмы и отравления. Поэтому работающие обязаны строго соблюдать правила техники безопасности и внутреннего распорядка

Для успешной работы и лучшего усвоения темы необходима предварительная подготовка к лабораторной работе. Перед каждым занятием студент должен проработать по учебникам, пособиям или лекциям теоретический материал, относящийся к теме лабораторной работы, а также выполнить самостоятельную работу по заданию преподавателя.

Не разрешается входить в лабораторию в верхней одежде и категорически запрещается принимать пищу.

Для работы в лаборатории студенту отводится постоянное рабочее место, которое следует содержать в чистоте и порядке, так как грязь нередко бывает причиной искажения результатов опытов.

Записи всех проведенных опытов, полученных экспериментальных результатов производят в специальном

лабораторном журнале, на обложке которого должны быть написаны фамилия студента, его инициалы, номер группы и название предмета.

По окончании работы следует тщательно вымыть посуду, выключить электроприборы, проверить закрыт ли водопроводный кран, вытереть влажной тряпкой поверхность стола и вымыть руки.

Реактивы и правила обращения с реактивами

По степени чистоты реактивы делятся на технические (техн.), чистые (ч.), чистые для анализа (ч.д.а.), химически чистые (х.ч.).

Необходимые для работы реактивы выставляются на рабочий стол или на полки рабочего стола.

Концентрированные кислоты, а также растворы вредных и неприятно пахнущих веществ хранятся в вытяжном шкафу.

Часть реактивов для общего пользования может находиться на специальных полках или на общем столе.

Реактивы общего пользования, в том числе реактивы, хранящиеся в вытяжном шкафу не следует уносить к себе на рабочее место.

Не следует пользоваться реактивом, не снабженным этикеткой! Для проведения опыта нужно брать указанное в руководстве количество реактива. Если не указано количество реактива, то берут возможно меньшее количество.

Сухие реактивы отбирают шпателем, жидкие - пипетками. При отборе жидкого реактива из склянки, следует ее держать так, чтобы этикетка была сверху.

Излишек реактива, ни в коем случае нельзя вливать (высыпать) обратно в сосуд, из которого он был взят. Его надо сдавать лаборанту или студенту, которому он нужен.

Нельзя брать одной и той же пипеткой или шпателем разные реактивы, во избежание их загрязнения.

Меры предосторожности при работе в лаборатории

К проведению опыта следует приступать после внимательного ознакомления с его содержанием и уяснения техники его выполнения.

Опыты с ядовитыми и неприятно пахнущими веществами следует проводить в вытяжном шкафу.

Опыты с легко воспламеняющимися веществами необходимо проводить вдали от огня и нагревательных приборов.

При разбавлении концентрированных кислот, особенно серной, следует вливать небольшими порциями кислоту в воду, а не наоборот.

Не следует наклоняться над нагреваемой жидкостью или сплавляемыми веществами, во избежание попадания брызг на лицо.

Не следует нагревать дно пробирки во избежание выброса содержимого. Отверстие пробирки должно быть направлено в сторону противоположную от себя и окружающих.

При определении выделяющегося газа по запаху нужно легким взмахом кисти направлять струю его к себе и осторожно вдохнуть.

В случае воспламенения горючих веществ следует засыпать пламя песком, или накрыть кошмой (одеялом, куском ткани), но не следует пользоваться водой.

Концентрированные кислоты и щелочи ни в коем случае не выливать в раковину, а сливать в специальные склянки. Бумагу и другие твердые отходы следует бросать в урны.

Остатки щелочных металлов следует сдавать лаборанту и ни в коем случае не бросать в раковину или в урну.

Оказание первой помощи

При попадании на кожу концентрированных кислот следует тотчас же смыть ее большим количеством воды из крана, а затем обработать пораженный участок 2%-м раствором пищевой соды.

При попадании на кожу щелочи нужно тщательно промыть водой до прекращения ощущения скользкости, а затем - 2%-м раствором уксусной кислоты.

При термических ожогах на пораженный участок накладывают повязку, пропитанную 2%-м раствором перманганата калия или 3%-м раствором танина.

При отравлении хлором, бромом, сероводородом, окисью углерода необходимо вывести пострадавшего на воздух.

При всех несчастных случаях следует немедленно обратиться к преподавателю и дежурному лаборанту.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №1. ХИМИЧЕСКИЕ ПРЕВРАЩЕНИЯ ВЕЩЕСТВ

Цель работы: научиться получать различные химические вещества, относящиеся к определенным классам химических соединений.

Введение 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 22-х химических элементов: водорода, благородных газов, галогенов, кислорода, серы, селена, теллура, азота, фосфора, мышьяка, углерода, кремния, бора. Все остальные химические элементы и образуемые ими простые вещества являются металлами. Металлы в химических реакциях способны только отдавать электроны, т. е. являются восстановителями, поэтому в соединениях их атомы находятся всегда 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 классификацию, т.к. зная особенности классов соединений, можно охарактеризовать свойства их

отдельных представителей. Основными классами неорганических соединений являются оксиды, гидроксиды и соли. Оксидами называются 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, N₂O и др.). Солеобразующие оксиды, в свою очередь, подразделяются на основные (Na₂O, CaO, FeO и др.), кислотные (SO₂, SO₃, SiO₂, CO₂ и т.д.) и амфотерные (ZnO, Al₂O₃, Cr₂O₃, SnO, SnO₂ и др.). Гидроксидами являются соединения солеобразующих оксидов с водой. По типу и продуктам электролитической диссоциации в водных растворах и по 5 химическим свойствам гидроксиды подразделяются на основания [Ba(OH)₂, NaOH, Fe(OH)₃ и др.], кислоты (H₂SO₃, H₂SO₄, HNO₃ и др.) и амфотерные основания [Zn(OH)₂, Al(OH)₃, Cr(OH)₃ и др.]. Соли представляют собой продукты замещения атомов водорода в кислоте на металл или гидроксиданионов в основаниях на кислотный остаток. Согласно теории электролитической диссоциации, солями называют вещества, при диссоциации которых образуются катионы металлов (а также NH₄⁺ -катион) и анионы кислотных остатков. Соли подразделяются на нормальные (Na₂SO₄, K₂S, Na₂SiO₃ и др.), кислые (NaHCO₃, KHSO₄, NaHS и др.), основные [ZnOHCl, (CuOH)₂CO₃, AlOH(NO₃)₂ и т.д.], двойные [KNaCO₃, KAl(SO₄)₂ и др.] и оксосоли (SbOCl, BiONO₃, TiOCl₂ и др.). Существуют соединения, которые не относятся к основным классам веществ: гидриды, карбиды, нитриды, комплексные соединения. Они изучаются на специальных занятиях.

Экспериментальная часть.

Цель работы: получить и исследовать свойства 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, т. к. при его горении не образуются вредных примесей. Водород в промышленности получают 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 собирать в течение 3 - 4 мин 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 выделяющейся 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 %) вещества земной коры приходится на кислород. Без кислорода невозможна жизнь, т. к. 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 из воздуха, а в лабораториях – из веществ, которые при нагревании разлагаются с выделением O_2 . В сухую пробирку поместить два микрошпателя хлората калия $KClO_3$ («бертолетова соль»), опустить в нее тлеющую лучинку. Пробирку нагреть на спиртовке. Через некоторое время от начала нагревания тлеющая лучинка вспыхивает. Повторить опыт со смесью бертолетовой соли и диоксида марганца, смешанных в соотношении приблизительно 4:1 (по объему порошков). В отчете написать уравнение разложения $KClO_3$ при нагревании 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 диоксид марганца?

Опыт 3. Получение металлов

Каждый металл может вытеснять из растворов солей все другие металлы, расположенные в ряду напряжений правее его. Это свойство используется для получения многих металлов. Приготовить три пробирки. В первую пробирку внести 20 капель раствора сульфата меди, во вторую - столько же раствора сульфата

кадмия, а в третью - нитрата свинца. В каждую пробирку опустить по одной грануле цинка. Наблюдать протекание реакции с выделением меди, кадмия и свинца на поверхности цинка. В отчете написать уравнения реакций, указать в каждой окислитель и восстановитель, записать электронные схемы окисления и восстановления.

Опыт 4. Реакция нейтрализации 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 соды. 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 в учебных лабораториях этот опыт не проводят. В результате реакций щелочей с кислотами среда раствора становится нейтральной. Независимо от состава реагирующих щелочей и кислот, все реакции нейтрализации выражаются одним и тем же ионным уравнением: $H^+ + OH^- = H_2O$.

Реакции нейтрализации фиксируются по изменению окраски индикаторов. Заполнить пробирку 10 каплями раствора NaOH и добавить одну каплю фенолфталеина. Затем прибавлять по каплям раствор соляной кислоты до изменения окраски раствора. Опыт повторить ещё раз, заменив фенолфталеин сначала на метилоранж. В отчете написать уравнение реакции в молекулярном и ионном виде, и заполнить таблицу окраски индикаторов в различных средах. Название и цвет индикатора в различных средах: в кислой, в нейтральной в щелочной

Опыт 5. Получение и исследование малорастворимых оснований. Все металлы, кроме щелочных и щелочноземельных, образуют малорастворимые основания. Они применяются как сорбенты, катализаторы, красители и как исходные вещества при получении солей, оксидов и других соединений. Из имеющихся в штативе реактивов получить следующие малорастворимые основания: гидроксид меди(II), гидроксид никеля(II), гидроксид железа(III), гидроксид висмута(III). Написать уравнения реакций, указать цвет осадков. Пробирку с гидроксидом меди(II) подогреть

на спиртовке или водяной бане до изменения цвета осадка (потемнения). Написать уравнение реакции разложения $\text{Cu}(\text{OH})_2$ при нагревании. Из оставшихся трех пробирок осторожно слить воду и к оставшимся осадкам добавлять по каплям соляную кислоту до их полного исчезновения. Написать уравнения реакций между основаниями и соляной кислотой, указать цвет солей.

Опыт 6. Получение и исследование амфотерных оснований Амфотерность – наиболее интересное свойство многих гидроксидов. Оно означает их способность проявлять свойства как оснований, так и кислот. Оно 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 [$\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, и др.] а гидроксиды четырехвалентных металлов все являются 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 NaOH (осторожно, по каплям). Половину полученного осадка перенести в другую пробирку. На оставшийся в первой пробирке осадок подействовать хлороводородной (соляной) кислотой, на вторую – 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 . Провести и описать такой же опыт с гидроксидом алюминия, ответить на те же вопросы.

Вывод.

В отчете опишите рассмотренные реакции и условия их проведения.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2. РАСТВОРЫ.

Опыт 1. Приготовление растворов заданной концентрации

Цель работы: научиться

-приготовить растворы заданной концентрации;

-производить пересчеты концентраций растворов;

Задание:– Приготовить 100 мл раствора NaCl с массовой долей вещества указанной преподавателем.

– Измерить ареометром плотность приготовленного раствора и определить его истинную концентрацию.

– Пересчитать массовую долю раствора на молярность, молярную концентрацию эквивалента, моляльность, мольную долю растворенного вещества.

Ход работы

1. Вычисляют массу хлорида натрия, необходимую для приготовления 100 мл раствора заданной массовой доли вещества. Плотность раствора данной концентрации находят по справочнику. Если в таблице отсутствует плотность этого раствора, то ее находят методом интерполяции.

Пример: Допустим, необходимо приготовить раствор NaCl с $\omega = 3\%$. В таблице даны плотности растворов с $\omega 4\%$ и 2% . Выписывают данные и находят разность (Δ) величин:

$\omega(\%)$	ρ
4	1,0341
2	1,0159

Δ 2	0,0182

Из этого следует, что изменению концентрации 2% соответствует изменение плотности $0,0182$. В узком интервале концентраций зависимость плотности от концентрации можно считать линейной, поэтому составляем пропорцию

$$\begin{array}{l} 0,0182 \quad - \quad 2\% \\ x \quad \quad - \quad 1\% \end{array} \quad x = 0,0091,$$

значит, плотность раствора с ω 3% равна 1,0250 ([1,0341- 0,0091], или [1,0159 + 0,0091]).

2. Взвешивают на технoхимических весах рассчитанную массу вещества, переносят навеску в мерную колбу на 100,0 мл. Вещество полностью растворяют в небольшом объеме воды, затем доводят объем раствора водой до метки.

Измерение плотности раствора ареометром. Ареометр - прибор для измерения плотности растворов. Он представляет собой стеклянный поплавок, в верхней узкой части которого имеется шкала с делениями, указывающими плотность. Каждый ареометр предназначен для жидкостей, плотность которых лежит в определенных пределах. Поэтому ареометр необходимо подбирать по ориентировочной плотности приготовленного раствора. Для измерения плотности раствор наливают в мерный цилиндр и осторожно опускают ареометр: ареометр не должен касаться стенок цилиндра, а свободно плавать в растворе. По шкале ареометра производят отсчет плотности по нижнему краю мениска. Ареометр позволяет определить плотность с точностью $\pm 0,003$. Измеряют плотность приготовленного раствора ареометром и устанавливают концентрацию его (при необходимости проводят интерполяцию).

Вывод. В письменном отчете пересчитайте массовую долю раствора на другие концентрации.

Опыт 2. Гидролиз солей. Реакция среды в растворах различных солей.

Цель работы: опытным путем изучить реакцию гидролиза солей

Задание: 1.Используя нейтральный раствор лакмуса, определите реакцию среды в растворах данных ниже солей

Ход работы

1.В стакане объемом 100 мл приготовьте нейтральный раствор лакмуса и разлейте в пять пробирок. Один из растворов используйте в качестве контрольного. В остальных пробирках растворите по микрошпателью кристаллических солей в следующей

последовательности: ацетат аммония, хлорид натрия, сульфат алюминия, карбонат натрия. Растворы тщательно перемешайте стеклянными палочками (каждый раствор отдельной палочкой) и сравните окраски их с окраской контрольного раствора. Результаты наблюдений запишите в таблицу 1.

Таблица 1.

Реакция среды в растворах солей и склонность солей к реакции гидролиза

№	формула соли	окраска лакмуса	рН среды	Соль образована:		Тип гидролиза		Вид гидролиза:
				(сила электролита)		по Кt ⁿ⁺	по An ^{m-}	
1	CH ₃ COONa	синяя	>7	сильное, NaOH	слабая CH ₃ COOH	-	CH ₃ COO ⁻	простой

Вывод.

В письменном отчете по результатам опыта установите:

- типы солей, подвергающихся гидролизу при растворении в воде и реакцию среды в их растворах;
- типы солей, гидролизующихся ступенчато;

Напишите ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакции гидролиза соли.

Приведите определение реакции среды гидролиза соли с помощью универсальной индикаторной бумаги.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №3. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И РАВНОВЕСИЕ

Цель работы: Опытным путем определить влияние температуры, концентрации реагирующих веществ и катализатора на скорость химической реакции.

Химические реакции могут быть *гомогенными* – протекают в однородной среде (например, газовая фаза или жидкий раствор) и *гетерогенными* – протекают в неоднородной фазе (например, твердой и жидкой, газовой и жидкой). Гомогенные реакции протекают равномерно во всем объеме, заполненном реагентами, а гетерогенные – на границе раздела фаз.

Скоростью химической реакции называется число элементарных актов реакции, происходящих в единицу времени в единице объема (в случае гомогенных реакций) или на границе раздела фаз (в случае гетерогенной реакции). Скорость реакции обычно характеризуют изменением концентрации какого-либо из исходных или конечных продуктов реакции в единицу времени (*моль/см³·мин* или *моль/л·сек*).

Если в моменты времени τ_1 и τ_2 концентрации одного из исходных веществ равны c_1 и c_2 , то среднюю скорость v в интервале времени τ_1 и τ_2 можно выразить так: $v = (c_2 - c_1) / (\tau_2 - \tau_1) = - \Delta c / \Delta \tau$

Скорость химических превращений зависит от природы реагирующих веществ, их концентраций, внешних условий, площади поверхности раздела фаз в случае гетерогенных реакций.

Скорость большинства химических реакций с нагреванием возрастает. Например, синтез воды из простых веществ при 20°C осуществить практически невозможно, при 500°C эта реакция протекает за 50 минут, а при 700°C процесс осуществляется практически мгновенно.

Правило Вант-Гоффа: при повышении температуры на каждые 10°C скорость реакции увеличивается примерно в 2-4 раза:

$v(t_2) = v(t_1) \cdot \gamma^{\Delta t / 10}$, $v(t_2)$, $v(t_1)$ – скорости реакций при температурах t_2 и t_1 ; γ – температурный коэффициент скорости, который показывает, во сколько раз увеличивается скорость при нагревании на 10°C.

Правило Вант-Гоффа применяется в ограниченном интервале температур, поэтому удобнее пользоваться *уравнением Аррениуса*,

которое описывает температурную зависимость константы скорости:

$k(t) = A \cdot e^{-E/(Rt)}$, t – температура; R – универсальная газовая постоянная; A – постоянная, которая не зависит от температуры, а определяется только видом реакции; E – энергия активации; e – основание натуральных логарифмов.

Для ускорения химической реакции используют *катализаторы* – вещества, изменяющие скорость реакции за счет участия в промежуточном химическом взаимодействии с компонентами реакции, но восстанавливающие после каждого цикла промежуточного взаимодействия свой состав. Увеличение скорости катализируемой реакции связано с меньшей энергией активации нового пути реакции. В зависимости от агрегатного состояния катализатора и реагирующих веществ различают катализ *гомогенный* и *гетерогенный*.

Большинство химических реакций обратимо, т.е. протекают одновременно в противоположных направлениях. Например, в реакции образования воды из простых веществ: $2\text{H}_2 (\text{г.}) + \text{O}_2 (\text{г.}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O} (\text{г.})$; $\Delta H < 0$, $\Delta S < 0$

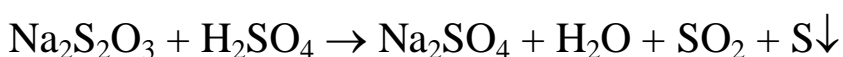
протекание реакции в прямом направлении сопровождается выделением теплоты ($\Delta H < 0$). Энтропия системы при этом уменьшается ($\Delta S < 0$). Движущей силой этого процесса является энтальпийный фактор. Протекание данной реакции в обратном направлении сопровождается поглощением теплоты ($\Delta H > 0$); энтропия системы возрастает ($\Delta S > 0$). Движущей силой этого процесса является энтропийный фактор. Вначале действие энтальпийного фактора преобладает над действием энтропийного фактора. Но в определенный момент наступает равновесие ($\Delta G = 0$). При химическом равновесии число образующихся в единицу времени частиц при прямой реакции равно числу частиц, вступивших во взаимодействие при обратной реакции. Химическое равновесие – *динамический процесс*. В состоянии химического равновесия *скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции*. После наступления равновесия концентрация веществ (продуктов и исходных) при данных условиях остаются неизменными. Эти концентрации называют *равновесными*.

Константа равновесия очень чувствительна к изменению температуры. Для эндотермических процессов повышение температуры отвечает увеличению константы равновесия, для экзотермических – ее уменьшению.

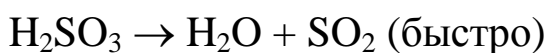
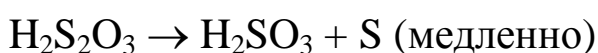
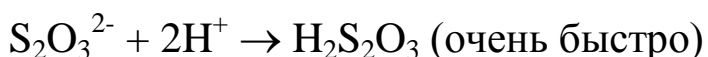
Состояние равновесия сохраняется при данных условиях, если на систему не оказывается внешнее воздействие, например изменение концентрации, давления, температуры. Влияние, оказываемое на систему можно предсказать, пользуясь принципом Ле Шателье (принцип подвижного равновесия): если находящаяся в равновесии система подвергается внешнему воздействию, равновесие смещается в таком направлении, которое способствует ослаблению этого равновесия.

Опыт 1. Зависимость скорости реакции от концентрации

Разложение тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ в растворе серной кислоты выражается уравнением реакции:



Реакция протекает по следующим стадиям:



Вторая (медленная) стадия является определяющей для скорости данной реакции.

Ход работы

1. В три химических стакана налить с помощью бюретки 0,1М раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и с помощью цилиндра добавить дистиллированную воду в объемах, указанных в таблице.

Таблица 1

№	$V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$	$V(\text{H}_2\text{O})$	$c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$	Время	Скорость
---	--------------------------------------	-------------------------	--------------------------------------	-------	----------

				τ , с	$1/\tau$
1	10 мл	20 мл			
2	20 мл	10 мл			
3	30 мл	0 мл			

2. Налить в мерный цилиндр 20 мл 1М раствора H_2SO_4 . Отмеренное количество кислоты вылить в первый стакан с раствором тиосульфата натрия и одновременно включите секундомер. Перемешать раствор стеклянной палочкой. Определить время реакции в секундах как время, прошедшее до появления первых видимых следов серы – помутнения раствора или полной потере прозрачности раствора. Повторить опыт с другими стаканами тиосульфата.

3. Вычислить молярные концентрации тиосульфата натрия в каждом из трех стаканов после добавления серной кислоты. Вычислить относительные скорости реакций как $v = 1/\tau$. Результаты записать в таблицу. Построить график зависимости скорости разложения тиосульфата натрия от его концентрации. На оси абсцисс отложить молярные концентрации тиосульфата, а на оси ординат – относительные скорости реакции. Сделать вывод о характере зависимости скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия. Каков порядок данной реакции по тиосульфату натрия?

Опыт 2. Зависимость скорости реакции от температуры

Зависимость скорости реакции от температуры можно также проследить на примере реакции $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ с серной кислотой.

Ход работы

1. Налить в одну пробирку 5 мл 0,1 М раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, а в другую – 5 мл 1 М раствора H_2SO_4 .

2. Обе пробирки поставить в стакан с водой и через 3 минуты измерить температуру воды в стакане. Затем слить растворы в одну пробирку и определить время появления серы – время реакции в секундах. Результаты (температуру и время) записать в таблицу.

Таблица 2

№	$V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$	$V(\text{H}_2\text{SO}_4)$	$t, ^\circ\text{C}$	Время, τ, c	Скорость $v = 1/\tau$
1	5 мл	5 мл			
2	5 мл	5 мл			

3. Прилить в стакан немного горячей воды так, чтобы температура воды в стакане увеличилась на $12-13^\circ\text{C}$. Налить в пробирки по 5 мл растворов $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и H_2SO_4 . Выдержать эти пробирки в стакане 3 минуты, пока разность температур воды в стакане составит 10°C с предыдущим опытом. После чего повторить эксперимент. Результаты записать в таблицу.

4. Вычислить температурный коэффициент реакции γ , $\gamma = v_2/v_1$. Сделать вывод о зависимости скорости реакции от температуры.

Опыт 3. Гетерогенный катализ

В две пробирки налить по 1 мл раствора пероксида водорода H_2O_2 . В одну внести на кончике шпателя немного порошка оксида марганца(IV), а в другую – столько же оксида свинца (IV). Наблюдая увеличение интенсивности выделения газа, сделать вывод о роли оксидов в реакциях разложения пероксида водорода: $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$. Доказать, что выделяющийся газ является кислородом.

Опыт 4. Смещение химического равновесия

Смещение химического равновесия вследствие изменения равновесных концентраций реагирующих веществ изучается на примере обратимой реакции между хлоридом железа(III) и роданидом калия или аммония. В результате реакции образуется соединение - роданид железа(III) - раствор кроваво-красного цвета:



Интенсивность окраски зависит от концентрации этого соединения в растворе. FeCl_3 и $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ являются комплексными

соединениями, константы нестойкости этих комплексов приведены в литературе.

Ход работы

1. Взять по 10 мл 0,5М растворов хлорида железа(III) и роданида калия или аммония и смешать их в химическом стакане. После чего содержимое стакана разлить в четыре пробирки. Первую пробирку с раствором оставить, как контрольную, для сравнения.

2. Во вторую пробирку добавить 2-3 капли насыщенного раствора хлорида железа(III). Сравнить интенсивность окраски с окраской раствора в первой пробирке. В третью пробирку прилить 2-3 капли насыщенного раствора роданида калия (или аммония). Отметить, как изменяется окраска раствора. В четвертую пробирку прибавить немного кристаллического хлорида калия. Наблюдения записать в таблицу 3.

Таблица 3

№	Вещество, концентрация которого увеличивается	Изменение окраски	Направление сдвига равновесия
1	FeCl ₃		
2	KSCN		
3	KCl		

3. Написать выражение для константы равновесия этой реакции и объяснить, почему меняется окраска растворов во второй, третьей и четвертой пробирках.

Вывод. В отчете опишите полученные реакции и подготовьте ответы на следующие вопросы:

1. От каких факторов зависит скорость гомогенных и гетерогенных химической реакции?

2. Молекулярность и порядок реакции.

3. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант Гоффа. Температурный коэффициент скорости химической реакции.
4. Энергия активации. Уравнение Аррениуса.
5. Катализаторы. Гомогенный и гетерогенный катализ. Селективность действия катализатора. Автокатализ.
6. Химическое равновесие. Условие химического равновесия.
7. Закон действующих масс. Константа химического равновесия.
8. Смещение химического равновесия. Правило Ле Шателье.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №4. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Цель работы: ознакомление с понятием окисления и восстановления и на практических опытах осуществить реакции окисления и восстановления.

Окислительно-восстановительными называются химические реакции, сопровождающиеся изменением степеней окисления элементов. Окислением называется процесс повышения, а восстановлением – понижения степени окисления. Атом, молекула или ион, в которых степень окисления элемента повышается, называется восстановителем, а в которых понижается – окислителем. Согласно электронной теории, изменение степеней окисления в окислительно-восстановительных реакциях обусловлено отдачей электронов восстановителем и присоединением их окислителем. Окислителями являются неметаллы (галогены, кислород, сера), молекулы или ионы, в которых центральный атом имеет высшую степень окисления (MnO_4^- , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, NO_3^- , ClO_4^- и др.), катионы малоактивных металлов и водорода (H^+). Восстановителями являются металлы, некоторые неметаллы (водород, углерод, кремний), ионы и молекулы, в которых имеется атом в низшей степени окисления (H_2S , NH_3 , Cl^- , Br^- , I^- и др.). Вещества, содержащие атомы в промежуточной степени окисления, могут быть как окислителями,

так и восстановителями в зависимости от «партнера» и условий протекания реакции. О таких веществах говорят, что они обладают окислительно-восстановительной двойственностью; к ним относятся нитриты, сульфиты, MnO_2 и др. Окислительно-восстановительные реакции обычно делят на четыре группы: 1) Реакции межмолекулярного окисления-восстановления; это реакции, в которых окислитель и восстановитель являются разными веществами, например: $NaNO_2 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow NaNO_3 + K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O$ 2) Реакции внутримолекулярного окисления-восстановления; это реакции, которые протекают с изменением степеней окисления атомов разных элементов, входящих в состав одного и того же вещества: $2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$ 3) Реакции диспропорционирования (самоокисления-самовосстановления); это реакции, в которых происходит увеличение и уменьшение степени окисления одного и того же элемента: $3H_2S + 2H_2SO_4 \rightarrow 4H_2O + S + SO_2$ 4) Реакции конрдиспропорционирования – это реакции, в которых участвуют два вещества с атомами одного и того же элемента в разных степенях окисления: $H_2S + SO_2 + 2H_2O \rightarrow 3H_2SO_3$

Нахождение стехиометрических коэффициентов в реакциях окисления-восстановления проводят двумя методами:

1. Метод электронного баланса

В методе электронного баланса сущность окислительно-восстановительных процессов выражают электронными схемами. Например, для реакции: $NaNO_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow NaNO_3 + K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O$ электронные схемы имеют вид $N^{+3} - 2e^- \rightarrow N^{+5}$ $Mn^{+7} + 5e^- \rightarrow Mn^{+2}$ 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 K^+ и Mn^{2+} расходуется 3 моль H_2SO_4 , получим уравнение: $NaNO_2 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 = 5NaNO_3 + K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 3H_2O$

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 сохранение энергии (суммарный заряд всех частиц в левой и правой части должен быть одинаковым). Например, для схемы реакции $\text{NaNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ следует вначале составить схему реакций в ионном виде: $\text{NO}_2^- + \text{MnO}_4^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{NO}_3^- + \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$, а затем записать полуреакции отдельно для процессов окисления и восстановления: $\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} - 2e^- \rightarrow \text{NO}_3^- + \text{H}^+$ и $5 \text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$. Помножив полуреакцию окисления на число 5, а полуреакцию восстановления на число 2 (при этом уравнивается и сокращается число электронов), производим их сложение: $5\text{NO}_2^- + 5\text{H}_2\text{O} + 2\text{MnO}_4^- + 16\text{H}^+ = 5\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 2\text{Mn}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$. Сократив подобные, получим ионное уравнение: $5\text{NO}_2^- + 2\text{MnO}_4^- + 6\text{H}^+ = 5\text{NO}_3^- + 2\text{Mn}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$, в соответствии с которым молекулярное уравнение реакции имеет вид $5\text{NaNO}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 5\text{NaNO}_3 + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$. Полуреакции имеются в справочниках, но их можно составлять и самостоятельно, руководствуясь следующими правилами:

1. В кислой среде восстановитель при необходимости 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 при необходимости 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, с различными типами окислительно-восстановительных реакций, с методами составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.

Опыт 1. Реакции с участием кислорода воздуха. 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 KOH . Встряхивая пробирки, наблюдать потемнение осадков. Почему осадки темнеют? Составить уравнения реакций получения гидроксида 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. 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 в высших степенях окисления а) Ион Fe^{3+} – окислитель. В пробирку поместить 2 - 3 капли раствора хлорида олова(II) и добавить одну каплю раствора FeCl_3 . Добавить к продуктам реакции одну каплю роданида аммония NH_4SCN . При появлении красного окрашивания раствора добавить еще две-три капли хлорида олова(II). Протекающие реакции записать последовательно: сначала окисление хлорида олова(II) до хлорида олова (IV), затем, если реакция прошла не до конца, записать уравнение качественной реакции на ионы Fe^{3+} : $\text{FeCl}_3 + 3\text{NH}_4\text{SCN} \rightarrow \text{Fe}(\text{SCN})_3 + 3\text{NH}_4\text{Cl}$. В случае, если Fe^{3+} восстановился полностью, красная окраска раствора исчезает. Написать уравнение реакции восстановления FeCl_3 хлоридом олова(II), коэффициенты подобрать двумя методами, обратить внимание на то, что в этом случае они идентичны. Сделать вывод об окислительно-восстановительных свойствах ионов Fe^{3+} и Sn^{2+} . б) 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 тетрагидроксоантаниата(II) натрия по схеме: $\text{Sn}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4]$ К образовавшемуся тетрагидроксоантаниату(II) натрия добавить 3 - 4

капли нитрата висмута(III). Происходит окислительно-восстановительная реакция, уравнение которой записать самостоятельно, учитывая, что она происходит в щелочной среде и что в результате реакции образуется гексагидроксостаннат(IV) натрия, висмут (в виде осадка черного цвета) и нитрат натрия. Подобрать стехиометрические коэффициенты двумя методами. К какому типу относится реакция? Указать в ней окислитель и восстановитель.

Опыт 4. Термическое разложение дихромата аммония В фарфоровую чашку поместить немного кристаллического дихромата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Зажженной спичкой прикоснуться к его поверхности. Что наблюдается в ходе реакции? Описать ход реакции. Записать 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. Влияние среды на окислительные свойства перманганата калия Перманганат-ион MnO_4^- - является сильным окислителем. В зависимости от среды восстановление перманганат-иона происходит по-разному. а) Восстановление MnO_4^- - в кислой среде. В пробирку поместить 3 - 4 капли перманганата калия, добавить 5 - 10 капель раствора 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. Подобрать в ней коэффициенты методом полуреакций. б) Восстановление MnO_4^- - в нейтральной среде. Опыт проводится аналогично описанному в пункте 5а, только вместо серной кислоты в пробирку прибавить воду (5 - 8 капель), а затем один микрошпатель сульфита натрия. Образуется коричневый осадок диоксида марганца, а Na_2SO_3 окисляется до Na_2SO_4 . Написать уравнение реакции подобрать коэффициенты методом полуреакций. в) Окислительные свойства MnO_4^- - в сильно щелочной среде. Порядок проведения опыта аналогичен описанному в опыте 5а: к раствору перманганата калия добавить 5 - 10 капель концентрированной щелочи KOH , затем всыпать 1 микрошпатель кристаллического сульфита натрия. Схема реакции: $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Подобрать стехиометрические коэффициенты самостоятельно. 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. г) Окислительные свойства перманганата калия в слабощелочной среде. При использовании в качестве среды разбавленного раствора щелочи и последующем действии сульфита натрия реакция протекает по схеме, описанной в опыте 5б. Только в самый первый момент может наблюдаться зеленое окрашивание раствора вследствие образования манганата калия (как в опыте 5в): $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{NaOH}(\text{разб}) \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$. Но вскоре цвет раствора начинает меняться, т. к. образующийся манганат-ион в нейтральной и слабощелочной средах является нестабильным: $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH}$, так что конечным продуктом восстановления перманганат-иона в нейтральных и слабощелочных растворах является оксид марганца(IV). Подобрать коэффициенты к обеим схемам окислительно-восстановительных реакций. К каким типам они относятся?

Вывод о влиянии среды на окислительные свойства перманганата калия рекомендуется сделать по следующей схеме: + 5e - 22 кислая среда MnO₄ - + 3e - нейтральная и слабощелочная среда + e - сильнощелочная среда Записать против каждой стрелки соответствующий продукт (по опытам 5а,б,в,г) с указанием его окраски. В какой среде перманганат-ион восстанавливается максимально, а в какой – минимально?

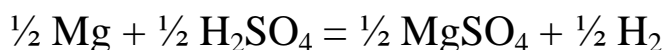
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 5. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТА ВЕЩЕСТВА

Цель работы – ознакомление с понятием эквивалент вещества и методикой расчета молярной массы эквивалентов по закону эквивалентов.

1. Теоретическое введение.

Моль эквивалентов вещества (эквивалент) - это такое его количество, которое взаимодействует с одним молем атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях. Моль эквивалентов водорода равен одному 1 моль.

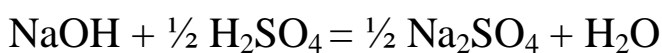
Чтобы определить эквивалент вещества надо исходить из конкретной реакции, в которой участвует данное вещество.



Одному молю атомов водорода соответствует $\frac{1}{2}$ моля магния, $\frac{1}{2}$ моля MgSO_4 и $\frac{1}{2}$ H_2SO_4 .

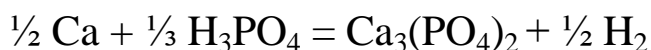
Отсюда

$\mathcal{E}(\text{Mg}) = \frac{1}{2}$ моля, $\mathcal{E}(\text{MgSO}_4) = \frac{1}{2}$ моля, $\mathcal{E}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2}$ моля.



Отсюда

$\mathcal{E}(\text{NaOH}) = 1$ моль, $\mathcal{E}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2}$ моля.



Отсюда

$\mathcal{E}(\text{Ca}) = \frac{1}{2}$ моля, $\mathcal{E}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = \frac{1}{6}$ моля, $\mathcal{E}(\text{H}_2) = \frac{1}{2}$ моля.



Отсюда

$\mathcal{E}(\text{O}_2) = \frac{1}{4}$ моля, $\mathcal{E}(\text{H}_2\text{O}) = \frac{1}{2}$ моля.

Массу 1 моля эквивалентов называют молярной массой эквивалентов (эквивалентная масса $M_{\mathcal{E}}$). Исходя из понятия моля эквивалентов и эквивалентной массы, для расчета молярной массы эквивалентов вещества можно использовать формулы:

для простого вещества

$$M_{\mathcal{E}} = \frac{M_A}{B}$$

Для сложного вещества

$$M_{\mathcal{E}} = \frac{M}{B \cdot n}$$

где

M_A - атомная масса элемента

M – молярная масса вещества

B - валентность элемента или функциональной группы

n - количество функциональных групп.

Для оснований функциональной является гидроксогруппа (OH^-), для кислот ион водорода (H^+), для солей ион металла.

Пример.

Рассчитать молярную массу эквивалентов сульфата алюминия.

$$M_{\text{Э}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{M}{2 \cdot 3} = \frac{342}{6} = 57 \text{ (г/моль)}$$

Для газообразных веществ удобнее пользоваться понятием объем моля эквивалентов (эквивалентный объем). Согласно закону Авогадро моль любого газа при нормальных условиях занимает объем 22,4 литра (молярный объем, V_M). Исходя из этого можно рассчитать эквивалентный объем любого газа ($V_{\text{Э}}$). Например $V_{\text{Э}}(\text{H}_2) = 11,2$ л, $V_{\text{Э}}(\text{O}_2) = 5,6$ л.

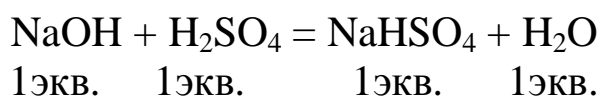
Все вещества реагируют друг с другом в эквивалентных количествах в соответствии с законом эквивалентов:

Массы (объемы), участвующих в реакции веществ, пропорциональны их эквивалентным массам (эквивалентным объемам).

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\text{Э}1}}{M_{\text{Э}2}}, \quad \frac{V_1}{V_2} = \frac{V_{\text{Э}1}}{V_{\text{Э}2}}$$

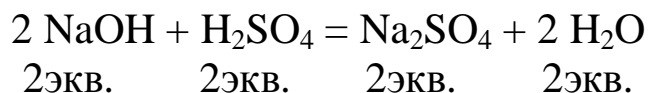
Из закона эквивалентов следует, что число молей эквивалентов участвующих в реакции веществ одинаковы.

Эквивалент вещества может измениться в зависимости от условий реакций.

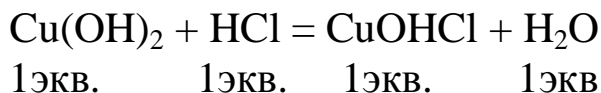


$$M_{\text{Э}}(\text{NaOH}) = M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}$$

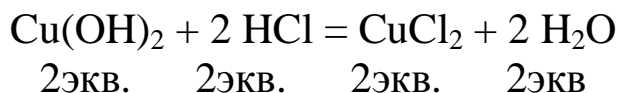
$$M_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}$$



$$M_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = M(\text{H}_2\text{SO}_4)/2 = 49 \text{ г/моль}$$



$$M_{\text{Э}}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = M(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 98 \text{ г/моль}$$



$$M_{\text{Э}}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = M(\text{Cu}(\text{OH})_2)/2 = 49 \text{ г/моль}$$

Пример.

Молярная масса эквивалентов металла равна 56 г/моль. Какой объем кислорода (н.у.) образуется при разложении 1,28 г оксида этого металла. Согласно закону эквивалентов:

$$\frac{m(\text{оксида})}{V(\text{O}_2)} = \frac{M_{\text{Э}}(\text{оксида})}{V_{\text{Э}}(\text{O}_2)}$$

$$V(\text{O}_2) = \frac{m(\text{оксида}) \cdot V_{\text{Э}}(\text{O}_2)}{M_{\text{Э}}(\text{оксида})}$$

Оксид металла это соединение металла с кислородом, поэтому молярная масса эквивалентов оксида представляет собой сумму:

$$M_{\text{Э}}(\text{оксида}) = M_{\text{Э}}(\text{металла}) + M_{\text{Э}}(\text{O}_2) = 56 + 8 = 64 \text{ г/моль}$$

$$V(\text{O}_2) = \frac{1,28 \cdot 5600}{64} = 112 \text{ мл.}$$

Ход работы

Приборы и реактивы: прибор для измерения объема водорода, кислота соляная (W = 20%), цинк гранулированный.

Сущность опыта заключается в определении объема водорода, выделившегося при взаимодействии цинка с кислотой и расчете эквивалентной массы цинка по закону эквивалентов.

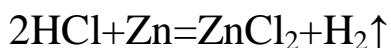
Определение эквивалентной массы цинка по объему вытесненного водорода осуществляется на лабораторной установке (рис.1).

Установка состоит из двух бюреток: рабочей измерительной B_1 и уравнивающей B_2 , соединенных резиновой трубкой T и заполненных подкрашенной водой. К рабочей бюретке при помощи газоотводной трубки Γ присоединена пробирка Π .

Перед началом выполнения опыта необходимо проверить герметичность установки. Для этого пробирку плотно надеть на пробку газоотводной трубки, после чего уравнивающую бюретку поднять или опустить на 15-20 см, закрепить ее в этом положении лапками штатива и наблюдать в течение 1-2 минут за положением в ней уровня жидкости. Если за это время уровень воды не изменится, это будет означать, что прибор герметичен, и можно приступать к выполнению работы.

Для удобства отсчета объема выделившегося водорода перед началом работы жидкость в измерительной бюретке установить на нулевую отметку (по нижнему мениску).

В пробирку Π налить 5-6 мл 20% -ой соляной или серной кислоты, опустить в пробирку навеску металла и быстро надеть пробирку на пробку с газоотводной трубкой, не нарушая герметичности прибора.



Когда весь металл растворится и прекратится выделение водорода, дать пробирке остыть 1-2 минуты, и не снимая пробирки, привести положение жидкости в измерительной и уравнивающей бюретке к одному уровню, для чего уравнивающую бюретку опустить вниз. Отметить объем выделившегося водорода в мл в измерительной бюретке от нулевой отметки до уровня жидкости (по нижнему мениску).

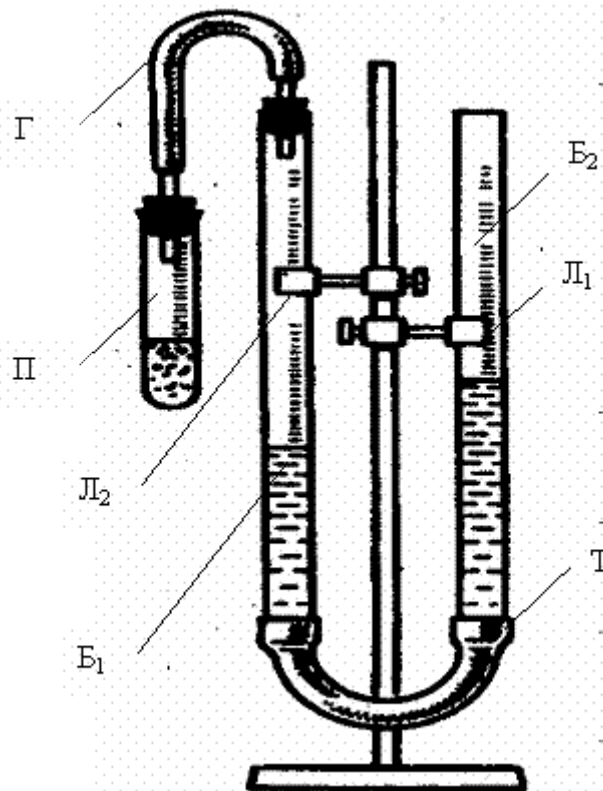


Рис.1. Лабораторная установка для определения эквивалентной массы металла

Опытные данные

1. Навеска металла m , кг
2. Объем выделившегося водорода V , л
3. Температура t , °С
4. Абсолютная температура T , К
5. Атмосферное давление P , кПа
6. Давление насыщенного водяного пара при данной температуре ($P_{\text{H}_2\text{O}}$), кПа (см. таблицу 1).
7. Парциальное давление водорода, $P_{\text{H}_2} = P - P_{\text{H}_2\text{O}}$, кПа

Расчет эквивалентной массы

1. Привести объем выделившегося водорода V к нормальным условиям V_0 , применив уравнение объединенного газового закона:

$$\frac{V_0 \cdot P_0}{T_0} = \frac{V \cdot P_{\text{H}_2}}{T} ; \quad V_0 = \frac{T_0 \cdot V \cdot P_{\text{H}_2}}{P_0 \cdot T} ,$$

где T_0 - абсолютная температура, 273 К

P_0 - давление при нормальных условиях, 101325 Па.

2. По закону эквивалентов рассчитать эквивалентную массу металла Э.

$$\frac{m}{V_0} = \frac{M_{\text{Э}}}{V_{\text{Э}_0}} ; \quad \text{Э} = \frac{m \cdot V_{\text{Э}_0}}{V_0} ,$$

где $M_{\text{Э}}$ - эквивалентная масса металла, кг/моль

m – масса навески металла, кг

$V_{\text{Э}_0}$ - эквивалентный объем водорода, л

V_0 – объем водорода, приведенный к нормальным условиям, л

3. Рассчитать относительную погрешность опыта:

$$= \frac{\text{Э}_{\text{теор}} - \text{Э}}{\text{Э}_{\text{теор}}} \cdot 100\%$$

А -относительная погрешность

где $\text{Э}_{\text{теор}}$ - теоретическое значение эквивалентной массы металла,

$$M_{\text{Э теор}} = M_{\text{А}}/B.$$

$M_{\text{А}}$ - атомная масса металла

B – валентность металла.

Давление насыщенного водяного пара.

Таблица 1

Температура, °С	18	19	20	21	22	23	24
Давление пара, кПа	2,06	2,20	2,37	2,48	2,64	2,80	2,98

Вывод. В отчете опишите все реакции, предложенные в работе и условия их протекания.

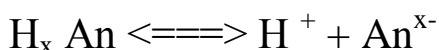
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №6. МЕТАЛЛЫ. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

Цель работы:

- рассмотреть отношение к металлов к разбавленным и концентрированным кислотам;
- изучить кислотно-основные свойства гидроксидов металлов.

Отношение металлов к кислотам

Кислоты - электролиты, образующие при диссоциации катионы только одного вида - катионы водорода H^+ . Поэтому процесс электролитической диссоциации кислот в общем виде можно выразить уравнением:



где An^{x-} - анион кислоты, т.е. кислотный остаток.

При взаимодействии с кислотой металл играет роль восстановителя, а кислота - окислителя: $Me + H_x An \rightarrow Me_n An_m +$ продукты восстановления кислоты

Электронное уравнение:



В зависимости от природы кислоты и ее концентрации в растворе окислителем может быть а) катион водорода H^+ : $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$, или

б) кислотный остаток An^{x-} : $An^{x-} + ne^- \rightarrow \text{продукты восстановления}$.

Разделим кислоты по типу окислителя на две группы (табл.1):

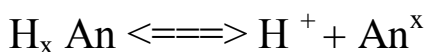


Таблица 1

1. окислитель H^+	2. окислитель - анион кислоты An^{x-}
кислоты: HCl, H_2SO_4 (разб.), H_3PO_4 ,....	кислоты: HNO_3 (разб. и конц.), H_2SO_4 (конц.)

С кислотами 1-й группы реагируют металлы, стандартный электродный потенциал которых меньше нуля - ($E^{\circ} < 0$), т.е. металлы, стоящие в ряду напряжений левее водорода. Рассмотрим возможные продукты восстановления азотной и концентрированной серной кислот при их взаимодействии с металлами (табл.2,3).

Продукты восстановления азотной кислоты HNO_3

$\text{NO}_3^- + ne^- \longrightarrow$ продукты восстановления

Таблица 2

кол-во e^- -нов:	+1 e^-	+ 3 e^-	+ 5 e^-	+8 e^-
Продукты	NO_2	NO	N_2	$\text{NH}_3 (\text{NH}_4\text{NO}_3)$
Ⓜ уменьшение концентрации кислоты				
Ⓜ возрастание активности металла				

Продукты восстановления концентрированной серной кислоты

$\text{SO}_4^{2-} + ne^- \longrightarrow$ продукты восстановления

Таблица 3

кол-во e^- -нов:	+2 e^-	+6 e^-	+8 e^-
Продукты:	SO_2	S	H_2S
Ⓜ возрастание активности металла			

Опыт 1. Взаимодействие металлов с разбавленной серной кислотой

В две пробирки налейте по 1-2 мл разбавленной серной кислоты и опустите в первую - стружки алюминия, во вторую - меди. Что наблюдается? Объясните, чем обусловлено различие в отношении данных металлов к разбавленной серной кислоте? Составьте уравнения реакций, электронно - ионные уравнения. Укажите восстановитель и окислитель. Приведите обобщенный вывод по опыту.

Опыт 2. Взаимодействие металлов с концентрированной серной кислотой

(Опыт проводится в вытяжном шкафу)

В три пробирки налейте по 1-2 мл концентрированной серной кислоты (осторожно!). Внесите в одну пробирку 1/2 микрошпателя порошка железа, во вторую гранулу цинка, в третью - стружки меди. Пробирку с металлической медью слабо нагрейте. Внимательно следите за изменениями, происходящими в пробирке с гранулой цинка. Через некоторое время (после помутнения раствора) слабо нагрейте пробирку и поднесите к отверстию пробирки “свинцовую” бумагу (фильтровальная бумага пропитанная раствором соли свинца) - почернение бумаги свидетельствует о выделении сероводорода.

(Осторожно! Сероводород ядовит!)

Результаты наблюдений запишите в таблицу 1: Таблица 1

Металл	E ⁰ (В)	Продукты восстановления H ₂ SO ₄		
		SO ₂	S	H ₂ S
Zn	- 0,76			

Знаком “+” отметьте продукты, образующиеся при восстановлении серной кислоты соответствующим металлом.

Составьте уравнения всех протекающих реакций. Подберите коэффициенты к ним электронно-ионным методом.

Сформулируйте **выводы** по результатам опыта.

Опыт 3. Получение гидроксидов металлов и изучение их кислотно - основных свойств

В шесть пробирок внесите по 3 - 4 капли растворов солей магния, цинка, алюминия и меди (порцию каждой соли в две пробирки). К растворам прилейте по каплям до прекращения образования осадков раствор щелочи. Напишите уравнения протекающих реакций в сокращенной ионно - молекулярной форме.

- Испытайте действие на осадки растворов **а) кислоты и б) щелочи.**
- Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионно - молекулярной формах.
- Сформулируйте **выводы.**

Коррозия металлов

Цель работы: опытным путем изучить

- процессы химической и электрохимической коррозии металлов;
- изучить метод анодной защиты металлов.

Опыт4. Химическая и электрохимическая коррозия цинка. Влияние образования микрогальванопар на скорость коррозии цинка

а) В две пробирки налейте по 3-4 мл 2н. раствора соляной кислоты и внесите по одной грануле цинка. Наблюдайте выделение газа в пробирках. Составьте химическое и электронно - ионное уравнения протекающей реакции. Определите, какой вид коррозии цинка происходит.

б) В одну из пробирок (пробирка 2) введите медную проволоку, не касаясь кусочка цинка. Взаимодействует ли медь с кислотой? Опустите медную проволоку до соприкосновения с гранулой цинка.

Обратите внимание на выделение водорода с поверхности меди и на скорость реакции по сравнению с первой пробиркой.

Составьте формулу гальванического элемента, образующегося в пробирке №2. Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов металлов, определите анод и катод. Составьте электронные уравнения электродных процессов. Какой вид электрохимической коррозии цинка протекает во второй пробирке? По результатам опыта сформулируйте **выводы**:

1. В чем принципиальные различия процессов химической и электрохимической коррозии металла?
2. Как влияет образование микрогальванопар на скорость коррозии металла?

Опыт 5. Коррозия оцинкованного и луженого железа в кислой среде.

В две пробирки налейте по 4-5 мл. дистиллированной воды, добавьте в каждую по 3 капли 2н раствора серной кислоты и по 2 капли $K_3[Fe(CN)_6]$. Нанесите скальпелем царапины на пластинках оцинкованного и луженого железа и поместите их в разные пробирки.

Через несколько минут наблюдайте появление синего окрашивания в одной из пробирок (в какой?). Составьте схемы гальванических элементов, образующихся при повреждении защитного покрытия на оцинкованном и луженом железе.

Пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов, определите анод и катод в каждом из гальванических элементов. Оформите таблицу1.

Образование гЭ на луженом и оцинкованном железе
Таблица1

Система	$E^0 Fe/Fe^{2+}$	$E^0 Zn/Zn^{2+} Sn/Sn^{2+}$	Анод	Катод	Формула ГЭ
оцинкованное железо					
луженое железо					

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 7. СТРОИТЕЛЬНЫЕ ВЯЖУЩИЕ ВЕЩЕСТВА

Цель работы: опытным путем изучить

- химические реакции производства и процессов твердения гипсовых вяжущих веществ.
- химические реакции процессов твердения портландцемента (силикатного цемента)

Гипсовые вяжущие вещества

Опыт 1 . Реакция производства строительного гипса.

Несколько кусочков природного гипсового камня поместите в фарфоровую чашку (или тигель) и поставьте в сушильный шкаф с

температурой 150-170⁰С. Через 15-20 минут тигель с продуктом обжига перенесите для охлаждения в эксикатор. Обратите внимание на изменение внешнего вида гипсового камня. Напишите уравнение реакции частичной дегидратации природного гипса. Приведите химические и технические названия полученного гипсового вяжущего вещества.

Вывод. Письменный отчет.

Опыт 2. Реакция твердения строительного гипса.

К полученному в опыте 3 строительному гипсу прибавляйте небольшими порциями воду до образования тестообразной пластичной массы. Перенесите ее на монету, поверхность которой предварительно смазана вазелином (или на другой предмет с рельефной поверхностью). Через 10-15 минут, после того как тесто схватится, осторожно удалите монету: на поверхности вяжущего вещества образуется слепок монеты. Как изменяется объем вяжущего теста при твердении? Напишите уравнение реакции твердения строительного гипса.

Вывод. Письменный отчет.

Гидравлические вяжущие вещества

Опыт 3. Образование $\text{Ca}(\text{OH})_2$ при твердении портландцемента.

В фарфоровую чашку поместите немного порошка портландцемента и добавьте 1-2 капли фенолфталеина. Показывает ли фенолфталеин щелочную среду?

К этой порции порошка цемента добавляйте небольшими порциями воду до образования кашицеобразной массы (цементное тесто). Что наблюдается?

Как изменяется окраска индикатора, о чем она свидетельствует?

Объясните наблюдаемые явления, записав уравнения реакций взаимодействия минералов цементного клинкера с водой. Составьте таблицу:

Минералы клинкера	Продукты гидратации и гидролиза (гидратные новообразования)
--------------------------	--

Вывод. Письменный отчет.

Опыт 4. Изучение качественного состава водной вытяжки портландцемента.

Насыпьте в пробирку небольшую порцию порошка цемента (0,5 - 1 см. высотой), прилейте дистиллированной воды до половины объема и хорошо перемешайте стеклянной палочкой. Дайте образовавшейся суспензии отстояться, затем отфильтруйте через складчатый бумажный фильтр.

К нескольким каплям водной вытяжки цемента (фильтрат) добавьте каплю фенолфталеина и отметьте изменение окраски индикатора. Какие ионы обнаружены?

К другой порции вытяжки (1-2 мл.) прилейте раствор карбоната натрия. Что наблюдается? На присутствие, каких ионов в водной вытяжке портландцемента указывает результат реакции?

Составьте уравнение соответствующей качественной реакции. Результаты опыта впишите в таблицу 1: Таблица 1

Реактив	Наблюдаемый эффект	Вывод	Уравнение реакции
фенолфталеин			
Р-р Na ₂ CO ₃			

Какое вещество обнаружено в водной вытяжке цемента?

Напишите уравнение его диссоциации в растворе.

Вывод. Письменный отчет.

Изучение процесса схватывания портландцемента.

В три фарфоровые чашки поместите по 5 г. порошка портландцемента и затворите каждую порцию отдельно одинаковыми объемами следующих растворов, так чтобы образовалось тесто:

первую - горячей водой,

вторую - раствором хлорида кальция;

третью - раствором смеси хлорида натрия и карбоната калия (Последний раствор готовится заранее из расчета 17 г NaCl и 50 г K₂CO₃ на 1 л воды)

Смеси размешайте стеклянными палочками. Для каждой пробы цементного теста определите время начала схватывания, т.е. промежуток времени с момента затворения порошка до потери пластичности теста. Полученные данные запишите в таблицу 2:

Таблица 2

№ пробы	Добавка к затворителю	Время затворения, мин	Время начала схватывания, мин	Сроки схватывания, мин

Укажите, какая из добавок оказывает наибольший, ускоряющий схватывание теста, эффект. Объясните, на чем основано ускоряющее действие добавок.

Вывод. Письменный отчет.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №8. КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ

Цель работы: опытным путем изучить с помощью качественного анализа характерные реакции для обнаружения отдельных катионов и анионов.

Введение. Одно из важнейших применений химии – анализ веществ. Химический анализ подразделяется на качественный и количественный. Качественным анализом производят идентификацию вещества и устанавливают наличие в нём примесей. Количественным анализом устанавливается конкретное содержание основного вещества и примесей. Качественный анализ

предшествует количественному определению примесей. Качественный анализ отвечает на вопрос «что?» (присутствует в веществе), а количественный – на вопрос «сколько?». Качественный анализ неорганических веществ основан на обнаружении в растворах этих веществ катионов и анионов с помощью характерных реакций. Характерной называют реакцию, сопровождающуюся изменением окраски, выпадением осадка, растворением осадка или выделением газа. Характерная качественная реакция является селективной, т.е. с ее помощью данный элемент обнаруживается в присутствии большого числа других элементов. Важной характеристикой качественной реакции является ее чувствительность. Чувствительность выражается наименьшей концентрацией раствора, при которой данный элемент еще может быть уверенно обнаружен без предварительной обработки раствора с целью увеличения его концентрации. Все катионы подразделяются на пять аналитических групп, а анионы – на три. Имеются такие качественные характерные реакции, с помощью которых та или иная аналитическая группа катионов (анионов) может быть отделена от раствора осаждением. Такие реакции называются групповыми. В данной работе групповые характерные реакции не изучаются. Качественные характерные реакции на отдельные ионы, обладающие селективностью и высокой чувствительностью, называются специфическими. Такие реакции изучаются в данной работе.

Экспериментальная часть.

Цель работы: провести некоторые характерные реакции на катионы и анионы, отразить сущность процесса химическими уравнениями и познакомиться с внешним проявлением качественных реакций.

Опыт 1. Качественные реакции на катионы серебра Для обнаружения катионов Ag^+ используются его реакции с хроматом калия, щелочами и галогенидами щелочных металлов. 1. Хромат калия K_2CrO_4 образует с ионами Ag^+ кирпично-красный осадок хромата серебра Ag_2CrO_4 : $2\text{AgNO}_3 + \text{K}_2\text{CrO}_4 = \text{Ag}_2\text{CrO}_4\downarrow + 2\text{KNO}_3$, который растворяется в HNO_3 и NH_4OH , но не растворяется в уксусной кислоте. 2. Гидроксиды (NaOH или KOH) образуют с ионами Ag^+ осадок AgOH , разлагающийся с

образованием оксида серебра(I) бурого цвета: $2\text{AgNO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Ag}_2\text{O}\downarrow + 2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ 3. Растворы хлоридов, бромидов и йодидов образуют с ионами Ag^+ белый творожистый осадок AgCl , бледно-зеленый AgBr и желтый AgI : $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$ $\text{AgNO}_3 + \text{NaBr} = \text{AgBr}\downarrow + \text{NaNO}_3$ $\text{AgNO}_3 + \text{KI} = \text{AgI}\downarrow + \text{KNO}_3$ Осадок хлорида серебра хорошо растворяется в NH_4OH с образованием комплексного соединения: $\text{AgCl} + 2\text{NH}_4\text{OH} = [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} + 2\text{H}_2\text{O}$, бромид серебра растворяется в NH_4OH частично, а йодид серебра практически нерастворим.

Опыт 2. Качественные реакции на катионы свинца 1. Йодид калия образует с ионами Pb^{2+} желтый осадок йодида свинца(II): $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KI} = \text{PbI}_2\downarrow + 2\text{KNO}_3$ Получив осадок, прибавьте в пробирку несколько капель воды и 2н. раствора уксусной кислоты и нагрейте. При этом осадок растворяется, но при охлаждении (погружении пробирки в холодную воду) PbI_2 снова появляется в виде блестящих золотистых кристаллов. Эта специфическая для Pb^{2+} реакция является одной из наиболее красивых реакций в аналитической химии. 2. Хромат и дихромат калия образует с катионами Pb^{2+} один и тот же осадок – хромат свинца(II) желтого цвета: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{CrO}_4 = \text{PbCrO}_4\downarrow + 2\text{KNO}_3$ $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} = \text{PbCrO}_4\downarrow + 2\text{HNO}_3$ Осадок растворяется в растворах щелочей, в растворе аммиака и в уксусной кислоте, а в разбавленной азотной кислоте растворяется частично. Эта реакция на ионы Pb^{2+} является наиболее чувствительной. 3. Серная кислота и растворимые сульфаты осаждают ион Pb^{2+} в виде белого осадка сульфата свинца(II): $\text{Pb}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{PbSO}_4\downarrow$ Осадок растворим при нагревании в растворах щелочей, вследствие образования тетрагидроксоплюмбатов(II), например: $\text{PbSO}_4 + 4\text{NaOH} = \text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4] + \text{Na}_2\text{SO}_4$ Провести реакции, написать их уравнения и указать признаки обнаружения ионов свинца (II).

Опыт 3. Качественные реакции на катионы бария Дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ образует с ионами Ba^{2+} желтый осадок BaCrO_4 , а не BaCr_2O_7 , как можно было бы ожидать. Объясняется это тем, что в растворе дихромата калия имеются ионы CrO_4^{2-} , которые образуются в результате взаимодействия ионов $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ с водой по обратимой реакции: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{CrO}_4^{2-} + 2\text{H}^+$ Несмотря на то, что концентрация ионов CrO_4^{2-} невелика, она все же достаточна для того, чтобы образовался осадок BaCrO_4 .

произведение растворимости которого намного меньше, чем произведение растворимости дихромата бария: $2\text{Ba}^{2+} + 2\text{CrO}_4^{2-} = 2\text{BaCrO}_4 \downarrow$. При сложении обоих уравнений получают общее ионное уравнение этой специфической реакции: $2\text{Ba}^{2+} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{BaCrO}_4 \downarrow + 2\text{H}^+$, по которому можно написать молекулярное: $2\text{BaCl}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{BaCrO}_4 \downarrow + 2\text{KCl} + 2\text{HCl}$. Осадок хромата бария растворим в сильных кислотах и не растворим в уксусной кислоте. Сильная кислота HCl образуется при самой реакции, поэтому полного осаждения BaCrO_4 не происходит. Но, если к исходному раствору хлорида бария прибавить избыток ацетата натрия (CH_3COONa), то соляная кислота будет взаимодействовать с ним с образованием слабой уксусной кислоты: $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{HCl} = \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaCl}$, в которой BaCrO_4 нерастворим. Ионы Ca^{2+} и Sr^{2+} с дихроматом калия осадков не образуют и обнаружению бария не мешают, поэтому рассмотренная реакция применяется не только для открытия ионов Ba^{2+} , но и для отделения их от ионов кальция и стронция. Осадок BaCrO_4 образуется также при действии на растворы солей бария хроматом калия K_2CrO_4 (проведите реакцию). Однако хромат калия образует такой же желтый осадок SrCrO_4 с ионами Sr^{2+} , поэтому реакция уже не является специфической. Для проведения опыта необходимо внести в пробирку 2-3 капли раствора BaCl_2 , добавить 5-6 капель раствора ацетата натрия и действовать раствором дихромата калия, наблюдая образование желтого осадка хромата бария.

Опыт 5. Качественные реакции на катионы железа Железо в виде катионов Fe^{2+} и Fe^{3+} постоянно присутствует в грунтовых водах Западной Сибири. Для обнаружения этих катионов используется несколько высокочувствительных реакций. а) Обнаружение ионов Fe^{2+} 1. Гидроксиды NaOH и KOH, а также гидроксид аммония NH_4OH образует с ионами Fe^{2+} зеленый осадок гидроксида железа(II). Осадок растворим только в кислотах, т.к. $\text{Fe}(\text{OH})_2$ не обладает амфотерными свойствами. При перемешивании стеклянной палочкой зеленый осадок становится бурым вследствие окисления кислородом воздуха до $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Ход опыта. Несколько микрокристалликов сульфата железа(II) или соли Мора $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ растворить в 20 каплях воды и разделить раствор на две примерно равные части, отлив половину

во вторую пробирку для проведения следующего опыта. В первую пробирку добавить 2-3 капли раствора щелочи или аммиака. Образуется нерастворимый гидроксид железа(II) светло-зеленого цвета. Перемешать раствор стеклянной палочкой. Что происходит с осадком? В отчете написать уравнения реакций образования гидроксида железа (II) и его окисления кислородом при участии воды.

2. Гексацианоферрат(II) калия образует с ионом Fe^{2+} синий осадок комплексного соединения – "турнбулевой сини". $FeSO_4 + K_3[Fe(CN)_6] = KFe[Fe(CN)_6] \downarrow + K_2SO_4$ Эта реакция – наиболее чувствительная на ионы железа(II). Она проводится во второй пробирке с раствором сульфата железа(II) или соли Мора добавлением (по каплям) гексацианоферрата(II) калия. Осадок обычно образуется уже после добавления первой капли этого реактива.

б) Обнаружение ионов Fe^{3+}

1. Гексацианоферрат(IV) калия образует с ионом Fe^{3+} темно-синий осадок "берлинской лазури": $FeCl_3 + K_4[Fe(CN)_6] = KFe[Fe(CN)_6] \downarrow + 3KCl$

Ход опыта. Поместить в пробирку одну каплю взятого из штатива раствора $FeCl_3$, разбавить его водой (6 - 8 капель) и прибавить 1 - 2 капли раствора $K_4[Fe(CN)_6]$. В отчете описать опыт и объяснить, чем отличается "берлинская лазурь" от "турнбулевой сини". Для правильного ответа на этот вопрос необходимо определить степени окисления атомов железа в обоих соединениях и ознакомиться с соответствующим материалом в учебных пособиях.

2. Роданид аммония NH_4SCN или калия $KSCN$ образует с ионами Fe^{3+} роданид железа $Fe(SCN)_3$, окрашивающий раствор в кроваво-красный цвет: $Fe^{3+} + 3SCN^- = Fe(SCN)_3$. Эта реакция наиболее чувствительная на ионы Fe^{3+} , однако, она не всегда надежна, т.к. ряд веществ, образующих комплексы с ионом Fe^{3+} , мешают появлению окраски. К таким веществам относятся фториды, фосфорная кислота, соли щавелевой кислоты. Провести опыт, добавляя в разбавленный раствор хлорида железа(III) роданид аммония; убедиться в появлении кроваво-красной окраски раствора.

Опыт 5. Качественные реакции на катионы висмута

1. При гидролизе солей висмута(III) образуется белый осадок оксосоли. Сначала на первой ступени гидролиза образуется растворимая гидроксо соль: $BiCl_3 + H_2O = Bi(OH)Cl_2 + HCl$, на второй ступени образуется дигидроксо соль: $Bi(OH)Cl_2 + H_2O = Bi(OH)_2Cl + HCl$,

которая неустойчива и самопроизвольно разлагается до нерастворимой оксосоли с выделением воды: $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{Cl} = \text{BiOCl}\downarrow + \text{H}_2\text{O}$. При обработке осадка кислотой он растворяется, но при повторном разбавлении водой снова образуется, и выпадает в осадок оксосоль. Провести и описать опыт. Уравнения реакций гидролиза написать в молекулярном и ионном виде. 2. Иодид калия KI взаимодействует с катионами Bi^{3+} с образованием черного осадка BiI_3 , который в избытке KI растворяется с образованием комплексных ионов $[\text{BiI}_4]$ - оранжевого цвета: $\text{Bi}^{3+} + 3\text{I}^- = \text{BiI}_3\downarrow$; $\text{BiI}_3 + \text{I}^- = [\text{BiI}_4]$ - При умеренном разбавлении водой комплекс разлагается и из раствора снова выпадает черный осадок BiI_3 , а при сильном разбавлении вместо BiI_3 образуется оранжевый осадок основной соли: $[\text{BiI}_4]^- + \text{H}_2\text{O} = \text{BiOI}\downarrow + 3\text{I}^- + 2\text{H}^+$. Провести и описать опыт, написать уравнения реакций в молекулярном виде. 3. Тетрагидроксостаннаты(II) натрия и калия восстанавливают ион Bi^{3+} до металлического висмута, который образуется в виде осадка черного цвета. Для выполнения реакции к 2 каплям раствора SnCl_2 прибавляют 8-10 капель 2н. раствора NaOH или KOH , чтобы первоначально выпавший осадок $\text{Sn}(\text{OH})_2$ растворился с образованием тетрагидроксостанната: $\text{Sn}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Sn}(\text{OH})_2\downarrow$; $\text{Sn}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^- = [\text{Sn}(\text{OH})_4]^{2-}$ К полученному раствору, содержащему избыток щелочи, прибавляют каплю раствора соли висмута(III). При этом образуется черный осадок металлического висмута: $2\text{Bi}^{3+} + [\text{Sn}(\text{OH})_4]^{2-} + 2\text{OH}^- = \text{Bi}\downarrow + [\text{Sn}(\text{OH})_6]^{2-}$ Провести и описать опыт, написать уравнения реакций в молекулярном виде.

Опыт 6. Качественные реакции на катионы меди 1. Щелочи NaOH и KOH образуют с ионами Cu^{2+} голубой осадок $\text{Cu}(\text{OH})_2$, чернеющий при нагревании вследствие превращения в CuO : $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$; $\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$. 2. Гексацианоферрат(II) калия в нейтральной или слабокислой среде образует с ионом Cu^{2+} красно-бурый осадок гексацианоферрата(II) меди(II): $2\text{Cu}^{2+} + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} = \text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]\downarrow$ Осадок нерастворим в разбавленных кислотах, но разлагается при действии щелочей: $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6] + 4\text{OH}^- = 2\text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ 3. Металлический алюминий, цинк и железо восстанавливают ионы Cu^{2+} до металла, выпадающего в осадок в виде красной губчатой массы, например: $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} = \text{Cu}\downarrow + \text{Zn}^{2+}$ Металл-восстановитель может быть в

любом виде, но лучше всего реакция наблюдается при их использовании в порошкообразном виде. Провести описанные реакции и сравнить их по наглядности и чувствительности.

Опыт 7. Качественные реакции на хром Хром в растворах может находиться как в виде катионов Cr^{3+} , так и в виде анионов CrO и CrO_4^{2-} . а) Обнаружение катиона Cr^{3+} Гидроксид аммония образует с катионами Cr^{3+} осадок $\text{Cr}(\text{OH})_3$ серо-фиолетового или серо-зеленого цвета, обладающего амфотерными свойствами.

Ход опыта. К 5 каплям раствора сульфата хрома(III) прибавить столько же капель раствора NH_4OH . Полученный осадок разделить в две пробирки: в одной растворить осадок добавлением раствора серной кислоты, а в другой – гидроксида натрия. Схемы реакций:
 $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NH}_4\text{OH} = \text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} = \text{Na}[\text{Cr}(\text{OH})_4]$ Пробирку с ярко-зеленым раствором тетрагидроксохромата(III) натрия нагреть на пламени спиртовки; при этом комплекс разлагается с выпадением в осадок $\text{Cr}(\text{OH})_3$. В отчете описать опыт и написать все уравнения реакций в молекулярном и ионном виде. б) Обнаружение ионов CrO и CrO_4^{2-} 1. Образование нерастворимых солей. Ионы CrO образуют с катионами Ba^{2+} , Pb^{2+} и с Ag^+ нерастворимые хроматы: $\text{CrO} + \text{Ba}^{2+} = \text{BaCrO}_4\downarrow$ (осадок желтого цвета) $\text{CrO} + \text{Pb}^{2+} = \text{PbCrO}_4\downarrow$ (осадок желтого цвета) $\text{CrO} + 2\text{Ag}^+ = \text{Ag}_2\text{CrO}_4\downarrow$ (осадок кирпично-красного цвета) При проведении реакций раствор необходимо подкислять уксусной кислотой для более полного протекания реакций. 2. Восстановление хрома(VI) в хром(III). В качестве восстановителей можно использовать сульфит натрия, нитрит натрия, сероводород, этиловый спирт, соли железа(II) и другие; восстановление проводить в кислой среде. Аналитическим признаком реакции является изменение окраски раствора: растворы хроматов имеют желтую окраску, растворы дихроматов – оранжевую, а растворы солей трехвалентного хрома – зеленую или фиолетовую. При выполнении реакции в раствор $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (5-6 капель), подкисленный серной кислотой (3-4 капли), внести микрошпатель кристаллического сульфита натрия. Описать опыт и привести уравнение реакции.

Опыт 8. Качественная реакция на сульфатанионы Самая известная качественная реакция на анионы SO_4^{2-} - это образование

сульфата бария, который нерастворим не только в воде, но и в кислотах (этим $BaSO_4$ отличается от солей бария с другими анионами). Провести реакцию между Na_2SO_4 и $BaCl_2$ и убедиться в том, что белый осадок $BaSO_4$ не растворяется в серной, соляной и азотной кислотах. Написать уравнение реакции в молекулярном и ионном виде. Качественная реакция на карбонат-анионы. Хлорид бария $BaCl_2$ осаждает ионы CO_3^{2-} в виде белого осадка $BaCO_3$, который растворяется в соляной, азотной и уксусной кислотах с выделением углекислого газа. При действии на $BaCO_3$ серной кислоты он превращается в менее растворимый сульфат бария также с выделением CO_2 . При выполнении реакции к раствору Na_2CO_3 добавлять раствор $BaCl_2$, наблюдая образование осадка $BaCO_3$. После отстаивания слить с осадка жидкость и подействовать на осадок соляной или азотной кислотой, наблюдая выделение CO_2 . Уравнения реакции привести в молекулярном и ионном виде. Качественные реакции на сульфид-анионы.

1. Кислоты взаимодействуют с сульфидами с образованием сероводорода, например: $Na_2S + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2S \uparrow$
 $FeS + 2HCl = FeCl_2 + H_2S \uparrow$ Выделение газообразного сероводорода обнаруживается по запаху тухлых яиц, а также по почернению фильтровальной бумаги, смоченной раствором соли свинца(II):
 $H_2S + Pb(NO_3)_2 = 2HNO_3 + PbS \downarrow$ (черный)

2. Соли кадмия образуют с ионами S^{2-} характерный ярко-желтый осадок сульфида кадмия CdS : $CdSO_4 + Na_2S = CdS \downarrow + Na_2SO_4$

3. Нитрат серебра образует с ионами S^{2-} черный осадок Ag_2S . Осадок не растворяется в растворе аммиака, но растворяется при нагревании в разбавленной азотной кислоте.
 $2AgNO_3 + Na_2S = Ag_2S \downarrow + 2NaNO_3$
 $3Ag_2S + 14HNO_3 = 6AgNO_3 + 3H_2SO_4 + 8NO \uparrow + 4H_2O$ Провести описанные реакции и оценить их чувствительность.

Опыт 11. Качественные реакции на галогенид-анионы. Анионы Cl^- , Br^- и I^- обнаруживаются с помощью нитрата серебра, концентрированной серной кислоты, действием окислителей и других качественных реакций.

1. Нитрат серебра образует с галогенид-анионами белый творожистый осадок $AgCl$, желтоватый осадок $AgBr$ и желтый осадок AgI . Осадок $AgCl$ не растворяется в кислотах, но легко растворяется при действии веществ, способных связывать ион Ag^+ в комплексы, например: NH_4OH , $Na_2S_2O_3$, KCN . В случае NH_4OH реакция идет по уравнению: $AgCl +$

$2\text{NH}_4\text{OH} = [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} + 2\text{H}_2\text{O}$ Осадок AgBr также не растворим в кислотах, а в аммиаке он растворяется частично, т.к. его произведение растворимости (7,7. 10-13) меньше произведения растворимости AgCl (1,6. 10-10). Осадок AgI с еще меньшим значением произведения растворимости (1,5. 10- 16) не растворяется в HNO_3 и NH_4OH , но растворяется в тиосульфате натрия: $\text{AgI} + 2\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 = \text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2] + \text{NaI}$.

2. Концентрированная серная кислота при действии на сухие хлориды выделяет из них газообразный хлороводород: $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}\uparrow$, который обнаруживается по резкому запаху и по покраснению влажной синей лакмусовой бумаге, поднесенной к пробирке. При действии концентрированной H_2SO_4 на твердые бромиды выделяется газообразный бромоводород, который частично окисляется серной кислотой до свободного брома, что заметно по буроватой окраске выделяющихся паров. Уравнения реакций: $\text{NaBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NaHSO}_4 + \text{HBr}\uparrow$; $2\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Br}_2\uparrow + \text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$. Концентрированная серная кислота окисляет сухие иодиды до свободного иода и восстанавливается при этом до сероводорода, например: $8\text{KI} + 5\text{H}_2\text{SO}_4 = 4\text{I}_2 + 4\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ Образующийся иод окрашивает раствор в бурый цвет, а сероводород обнаруживается по запаху тухлых яиц, а также по почернению фильтровальной бумаги, смоченной раствором соли свинца(II)

3. Действие окислителей. Окислительно-восстановительный потенциал хлорид-ионов при их окислении до свободного хлора ($2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$) равен 1,36 В. Поэтому для окисления этих ионов используются окислители с более высоким потенциалом: KMnO_4 , PbO_2 , KClO_3 и др. Все окислители, способные окислять хлорид-ионы, легко окисляют бромид- и иодид-ионы, потенциалы которых ниже, чем у хлорид-ионов. При проведении реакции действовать перманганатом калия на подкисленные растворы NaCl , NaBr и KI . Уравнения реакций: $10\text{NaCl} + 2\text{KMnO}_4 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 = 5\text{Cl}_2\uparrow + 2\text{MnSO}_4 + 5\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$ $10\text{NaBr} + 2\text{KMnO}_4 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 = 5\text{Br}_2\uparrow + 2\text{MnSO}_4 + 5\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$ $10\text{KI} + 2\text{KMnO}_4 + 7\text{H}_2\text{SO}_4 = 5\text{I}_2\uparrow + 2\text{MnSO}_4 + 7\text{K}_2\text{SO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$ Выделение хлора в первой реакции обнаруживается по желто-зеленому цвету этого газа, запаху и посинению подкрахмаленной бумаги, поднесенной к отверстию пробирки.

Вывод. Письменный отчет.

ЛИТЕРАТУРА

1. Глинка Н.Л. Общая химия: учебник (Гриф МО РФ) / Н. Л. Глинка ; под ред. Попкова В.А., Бабкова А.В. - М. : Юрайт, 2011. - 886 с.
2. Гаршин А.П. Общая и неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах, химических реакциях: учебное пособие / А. П. Гаршин. - Допущено УМО. - СПб.: Питер, 2013. - 288 с.
3. Коровин Н.В. Общая химия: учебник / Н. В. Коровин. - М. : Высш. шк., 2000. - 558 с.
4. Коломоец В.П., Новиков Е.И., Таланов В.М. Шабельская Н.П. Химия. Индивидуальные задания для самостоятельной работы по курсу химия: учебно-методическое пособие / - Юж.-Рос. гос. техн. ун-т (НПИ) . - Новочеркасск, 2004. - 80 с.
5. Химия: Метод. указания, программа, решение типовых задач и контрольные задания: Учеб.-метод. пособие для студ.-заочников инж.-техн. (нехимических) спец. высш. учеб. заведений : учебное пособие / О. В. Аксёнова [и др.]. - Юж.-Рос. гос. техн. ун-т (НПИ) . - Новочеркасск: Набла, 2000.-141с.

Учебно-методическое издание

Аксенова О.В., Кундрюцков Д.Н.

Инженерная химия

Отв. за вып. Е.Ю. Хаустова

Подписано в печать 06.05.2015г.

Формат 60×84 ¹/₁₆. Бумага офсетная. Печать офсетная.

Усл.печ.л. 2,91 Уч.изд. 3 ,13 Заказ 50.

Южно-Российский государственный политехнический университет

(НПИ) имени М.И. Платова

346428, г. Новочеркасск, ул. Просвещения, 132.

Каменский институт (филиал) ЮРГПУ(НПИ) им. М.И. Платова

347800, г. Каменск-Шахтинский, пр.Карла Маркса, 23.

E-mail: kpi_mail@mail.ru