

Муниципальное общеобразовательное учреждение
лицей при ТПУ г. Томска

учебно-методическое издание

Н. Т. Усова

Исследовательский лабораторный практикум по химии

Компьютерная верстка В. П. Титаренко
Ответственный за выпуск А. В. Зеличенко

Подписано в печать 10.04.2015. Формат 60×84/16.
Бумага офсетная. Гарнитура Arial.
Печать трафаретная. Усл. печ. л. 3,14. Уч. изд. л. 2,89.
Тираж 100 экз.



ООО ПК «Скорость цвета».
634034, г. Томск, пр-т Ленина, 30/2, оф. 21. Тел. 21-67-67.

Н. Т. Усова

ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ ПО ХИМИИ

(ДЛЯ УЧАЩИХСЯ 10–11 КЛАССОВ)

учебно-методическое пособие

Томск 2014

УДК 372.854
ББК 24+74.2
У76

Рецензент:
доктор педагогических наук *Румбешта Е. А.*

У76 Усова Н. Т. Исследовательский лабораторный практикум по химии: учеб.-метод. пособие. – Томск : ПК «Скорость цвета», 2015. – 56 с.

В учебно-методическом пособии приведены практические работы исследовательского типа по органической и общей химии. Пособие предназначено для профильного изучения химии учащимися 10–11 классов, а также может быть использовано учителями общеобразовательных учреждений для организации углубленного изучения химии в рамках элективного курса.

Пособие издано в рамках грантовой программы социальных инициатив «Родные города».

УДК 372.854
ББК 24+74.2

© Н. Т. Усова, 2015
© Оформление. ООО ПК «Скорость цвета», 2015

Содержание

Предисловие	4
Основные правила техники безопасности для учащихся при выполнении практических работ по химии	5
I. Лабораторный практикум по органической химии	6
Практическая работа № 1. Качественный анализ органических соединений	6
Практическая работа № 2. Распознавание алканов, алкенов и алкинов	10
Практическая работа № 3. Спирты	13
Практическая работа № 4. Получение сложного эфира реакцией этерификации	14
Практическая работа № 5. Углеводы	15
Практическая работа № 6. Экспериментальные задачи на получение и распознавание органических веществ	18
II. Лабораторный практикум по общей химии	19
Практическая работа № 1. Строение атома	19
Практическая работа № 2. Комплексные соединения	21
Практическая работа № 3. Скорость химических реакций	24
Практическая работа № 4. Качественные реакции на катионы	28
Практическая работа № 5. Гидролиз солей	35
Практическая работа № 6. Окислительно-восстановительные реакции	37
Практическая работа № 7. Взаимодействие металлов с растворами солей	40
Практическая работа № 8. Металлы главных подгрупп	43
Библиографический список	50
Приложение 1. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы некоторых систем	51
Приложение 2. Периодическая система Д. И. Менделеева	52
Приложение 3. Электрохимический ряд напряжений металлов. Растворимость кислот, солей и оснований в воде	53

«Один опыт я ставлю выше, чем тысячу мнений,
рожденных только воображением»

М. В. Ломоносов

Предисловие

Уроки химии в школе далеко не всегда расцениваются учениками, как важные и полезные в предстоящей жизни. В большинстве случаев уроки практических работ носят репродуктивный характер. В учебнике приводится четкий алгоритм действий, а сам урок сопровождается контролирующей инструкцией учителя. Ученик не испытывает необходимости готовиться к уроку заранее, а также продумывать эксперимент, самостоятельно делать выводы. Соответственно оформление отчета также носит формальный характер.

Одним из способов привлечения интереса к предмету является организация поисково-исследовательской деятельности на уроке. Практические работы по химии – благодатная почва для формирования исследовательского навыка у школьников.

Представленные в сборнике практические работы курса органической химии носят частично поисковый характер, позволяющий отработать навык грамотного оформления отчета с постановкой целей, задач экспериментальной работы и формулирования выводов. Это естественно предполагает включение школьников в анализ и осмысление проведенного эксперимента.

Подобная методика организации проведения практических работ в 10-м классе подготавливает школьников к выполнению исследовательского лабораторного практикума в 11-м классе по общей химии. Каждую практическую работу по общей химии, представленную в сборнике можно рассматривать как мини-исследование, основанное на изучении дополнительного материала по рассматриваемой теме. Для выполнения практической работы необходима домашняя подготовка. В начале каждой работы ученикам предлагается изучить дополнительный теоретический материал по теме и ответить на предложенные вопросы. Так как название исследовательской работы часто близко по смыслу с целью проводимого исследования, в заголовке практической работы указывается только общая тема. При написании отчета школьникам предлагается сформулировать цель работы, задачи исследования, по возможности выдвинуть гипотезу и сделать выводы.

Исследовательский лабораторный практикум способствует формированию исследовательских умений, пробуждает интерес к научно-исследовательской деятельности, что, несомненно, позволяет школьникам в дальнейшем успешно обучаться в вузе, включаться в научно-исследовательскую деятельность еще, будучи студентами младших курсов.

Основные правила техники безопасности для учащихся при выполнении практических работ по химии

1. Прежде чем приступить к выполнению экспериментальной части практической работы, необходимо изучить и уяснить суть и порядок выполнения предстоящей работы.
2. Перед началом работы уберите лишние вещи с рабочего стола в сумку и внимательно прослушайте инструктаж учителя по технике безопасности в соответствии с особенностями предстоящей работы.
3. Во время проведения эксперимента следите, чтобы вещества не попадали на кожу лица и рук, т.к. многие из них могут вызывать раздражение кожи и слизистых оболочек.
4. При попадании раствора кислоты или щелочи на кожу рук необходимо в первую очередь промыть участок кожи большим количеством воды.
5. Запрещается в лаборатории пробовать вещества на вкус! Нюхать вещества можно, лишь осторожно направляя на себя их пары или газы легким движением ладони. Нельзя наклоняться к сосуду и вдыхать пары вещества полной грудью.
6. Во время работы сухие реактивы необходимо брать шпателем, жидкие реактивы – капельницей. Запрещается ссыпать или сливать избыток взятого вещества обратно в склянку с реактивом, для этой цели служат санитарные склянки. Все работы с вредными веществами проводятся в вытяжном шкафу.
7. Запрещается самостоятельно проводить любые опыты, не предусмотренные в данной работе.
8. О разлитых и рассыпанных реактивах необходимо немедленно сообщить учителю или лаборанту.
9. Обо всех неполадках в работе оборудования, водопровода, электросети и т.п. необходимо сообщить учителю или лаборанту. Учащимся запрещается самостоятельно устранять неисправности.
10. При получении любой травмы (порез, ожог и т. п.), а также при плохом самочувствии необходимо немедленно сообщить об этом учителю или лаборанту.
11. Запрещается оставлять без присмотра включенные нагревательные приборы, а также зажигать спиртовки без надобности.
12. После выполнения практической работы необходимо привести в порядок свое рабочее место, сдать учителю или лаборанту реактивы и оборудование, выданные в лотке.
13. По окончании практической работ необходимо вымыть руки с мылом.

I. Лабораторный практикум по органической химии

Практическая работа № 1 (2 ч)

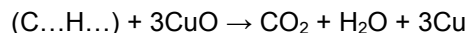
Качественный анализ органических соединений

Методы обычного качественного анализа не пригодны для элементного анализа органических веществ. Для обнаружения элементов, входящих в состав органического вещества, их необходимо перевести предварительно в неорганические соединения, которые далее можно обнаружить известными способами. Так, например, с помощью специальных методов углерод переводится в углекислый газ, водород – в воду, азот – в цианистый натрий, сера – в сернистый натрий и т. д.

Первый способ исследования неизвестного вещества для проверки на принадлежность его к органическим веществам является прокаливание вещества, например в пробирке, на крышечке от тигля и пр. Большинство органических веществ, при этом чернеют, обугливаются, выявляя, таким образом, углерод, входящий в их состав. Каждый из вас в жизни видел темно-коричневую корочку подгоревшего молока на дне кастрюли или почернение ткани при глажении очень горячим утюгом.

Иногда обугливание наблюдается при действии водоотнимающих веществ, например концентрированной серной кислоты, на органические вещества (целлюлозу, крахмал, сахар и др.). Обугливание можно наблюдать также при неполном сгорании органических веществ. Например, коптящее пламя свечи или керосинки.

Некоторые органические вещества, например спирт или эфир, уже при слабом нагревании испаряются и соответственно не успевают обуглиться, поэтому наиболее точным методом обнаружения углерода и водорода является нагревание органического вещества в смеси с мелким порошком оксида меди (II). Такой способ позволяет открыть углерод не только в твердых, но также в жидких и газообразных веществах. Принцип метода состоит в том, что углерод образует с кислородом оксида меди углекислый газ, а водород – воду, при этом оксид меди восстанавливается до металлической меди. Схематически этот процесс можно выразить следующим образом:



Выделяющийся углекислый газ можно обнаружить качественной реакцией, пропуская его через раствор известковой или баритовой воды.

Определение хлора в органическом веществе проводят с помощью пробы Бейльштейна (русский профессор химии, академик Ф.Ф. Бейльштейн). Суть ее – в окислении органического вещества оксидом меди (прокаленная медная проволока) и образовании летучей

галоидной соли меди, окрашивающей пламя в зеленый цвет. Эта проба чрезвычайно чувствительна и позволяет обнаружить следы галогена в веществе.

Содержащийся в органических веществах азот можно обнаружить с помощью нагревания этого вещества с натронной известью (сухой смеси NaOH и Ca(OH)₂). При этом азот органического вещества во многих случаях превращается в аммиак, проявляющий основные свойства.

Серу, входящую в состав органического вещества можно обнаружить с помощью концентрированной азотной кислоты, которая окисляет серу до сульфат-иона SO₄²⁻, который в свою очередь можно обнаружить качественной реакцией с ионом Ba²⁺.

Экспериментальная часть

Необходимые реактивы и оборудование: выданное в пробирке органическое вещество (например, парафин), оксид меди (II), раствор известковой или баритовой воды, хлорсодержащее органическое вещество (например, CHCl₃), раствор HCl, белок, конц. азотная кислота, раствор BaCl₂, бензойная кислота, порошок силикагеля, медная проволока, резиновая пробка с газоотводной трубкой, спиртовка, спички, штатив или держатель для пробирок, фарфоровая чашка.

Задание 1.

Соберите прибор, как показано на рисунке 1. Пробирку со смесью 1-2 г оксида меди(II) и около 0,1 г парафина закройте пробкой с газоотводной трубкой и под наклоном укрепите в лапке штатива. Нижний конец газоотводной трубки опустите в пробирку с баритовой водой

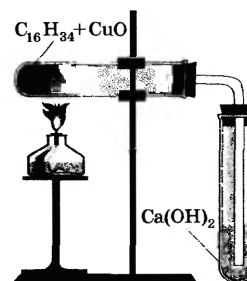


Рис. 1. Прибор для обнаружения углерода и водорода в органическом веществе.

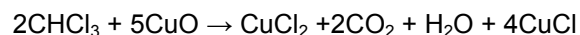
(раствор гидроксида бария) или известковой водой (раствор гидроксида кальция). Прогрейте всю пробирку в среднем пламени спиртовки, а затем нижнюю часть ее, где помещена испытуемая смесь. Образование мелких капелек воды на стенках пробирки укажут на присутствие в веществе водорода. Если пробка плотно закрывает пробирку, то через несколько секунд из газоотводной трубки начнут выходить пузырьки газа. Как только баритовая (известковая) вода помутнеет, необходимо вынуть из раствора газоотводную трубку и только после этого прекратить нагревание.

Дайте прибору остыть, после чего разберите его и рассмотрите результаты реакции в пробирке. Отметьте изменение цвета в пробирке.

Опишите наблюдаемые явления, составьте уравнения всех реакций. Реакцию окисления оксидом меди составьте для алкана $C_{16}H_{34}$. Расставьте коэффициенты в ней. Сделайте соответствующий вывод по заданию.

Задание 2.

Медную проволоку с маленькой петлей на конце прокалите в пламени спиртовки до исчезновения окрашивания пламени. После этого проволока должна покрыться черным налетом оксида меди (II). Охлажденную проволоку опустите в этиловый спирт и внесите в пламя спиртовки. Наблюдается ли какой либо эффект? Еще раз прокалите проволоку в пламени спиртовки, охладите и окуните в испытуемое органическое вещество, содержащее хлор. Внесите проволоку в пламя спиртовки. Отметьте появление характерной ярко-зеленой окраски пламени, вследствие образования летучих соединений меди с хлором. При этом происходит сгорание органического вещества, образование из углерода и водорода CO_2 и H_2O , а медь образует хлориды меди. Например:



Прокалите снова проволоку, и опустите ее в раствор соляной кислоты, а затем внесите в пламя спиртовки. В чем убеждает вас этот опыт? Сделайте соответствующий вывод по заданию.

Задание 3.

Пробу органического вещества, содержащего азот, например белок, поместите в пробирку с избытком натронной извести. Проследите, чтобы в верхней части пробирки не осталось приставших частиц извести. Закройте пробирку кусочком ваты, а на него положите смоченную в воде полоску универсальной индикаторной бумаги. Пробирку нагрейте в пламени спиртовки. Отметьте изменение цвета индикаторной бумажки. Сделайте соответствующий вывод по заданию.

Задание 4.

Маленькую пробу органического вещества, содержащего серу, например белок, поместите в фарфоровую чашку. Добавьте немного концентрированной азотной кислоты и сильно нагрейте чашку (опыт необходимо проводить под тягой). При этом кислота улетучится. К остатку еще раз добавьте кислоты и еще раз проведите нагревание до выпаривания кислоты. К остатку добавьте воду и капните несколько капель хлорида бария. Отметьте факт наблюдаемого явления. Сделайте соответствующий вывод по заданию.

Задание 5.

Вам выданы две пробирки (№ 1 и № 2). В одной из них бензойная кислота (органическое вещество), в другой силикагель (неорганическое вещество). Внешне эти вещества похожи. Определите известным

вам способом, в какой из пробирок находится органическое вещество. Составьте уравнение реакции взаимодействия бензойной кислоты с оксидом меди (II). Из дополнительных источников установите формулы этих веществ, их свойства и области применения. Опишите все эти данные в отчете. Предложите другой **химический** способ распознавания этих веществ. Сделайте соответствующий вывод по заданию.

При оформлении отчета, необходимо:

- 1) *поставить цель и задачи эксперимента;*
- 2) *сформулировать выводы.*

Постановка цели и задач эксперимента, формулирование выводов

Цель исследования состоит в изучении определенных явлений или объектов. **Цель** – это то, что вы намерены достигнуть в итоге работы.

Цель должна быть: конкретной, четко сформулированной, доступной для конкретного исследователя. По смыслу цель работы созвучна с названием работы.

В процессе исследования часто выдвигают гипотезу. **Гипотеза** – это предположение, истинное значение которого сомнительно. Формулируя гипотезу, исследователь строит предположение о том, каким образом намеревается достичь поставленной цели. В процессе исследования гипотеза корректируется, претерпевает изменения. Гипотеза должна быть обоснованной, т.е. подкрепляться литературными данными и логическими соображениями.

Задачи показывают, что вы собираетесь сделать для достижения поставленной цели, поэтому всегда формулируются через глагол. Помните, что задачи и цели – не одно и то же.

В конце исследовательской работы кратко, по порядку, излагаются результаты работы в виде выводов. **Выводы** должны соответствовать цели, задачам и гипотезе исследования, являться ответом на вопросы, поставленные в них.

В качестве примера попробуем вместе поставить цель, сформулировать задачи и выводы по проделанной работе.

Цель работы: качественное определение атомов химических элементов, входящих в состав органических веществ.

Задачи:

1. Определить наличие углерода и водорода в составе парафина (или другого органического вещества).
2. Определить наличие хлора в составе трихлорметана (или другого органического вещества).
3. Определить наличие азота и серы в курином белке.
4. Из двух выданных образцов распознать органическое вещество.

Выводы:

1. Метод сжигания вещества в смеси с порошком оксида меди позволяет обнаружить углерод и водород в составе органического вещества.
2. С помощью пробы Бейльштейна можно определить наличие хлора в составе как органического, так и неорганического вещества.
3. Установлено, что в белок входят органические вещества, содержащие азот и серу.
4. Установлено, что в пробирке №... находится бензойная кислота, а в пробирке №... – порошок силикагеля.

Составление отчета

В заголовке отчета указывается номер практической работы и ее название. Далее формулируется цель работы и задачи исследования. После этого по заданиям излагаются результаты проведенных опытов. Они излагаются сжато и в соответствии с той последовательностью, в которой были представлены в задании. Сбор установки для проведения эксперимента не описывается. В отчете пишется: «собрали установку для проведения эксперимента, рис. 1». На рисунке обязательно указываются все необходимые компоненты. **В описании заданий должны быть отражены факты наблюдений и даны ответы на все поставленные вопросы, а также написаны все соответствующие уравнения реакций.** Чтобы в отчете отразить все проведенные реакции, помните пять признаков, указывающих на то, что наблюдаете химическое явление: изменение цвета, выпадение осадка, выделение газа, появление запаха, выделение тепла и (или) света. Выводы удобнее делать по заданиям (задачам), либо можно перечислить их в конце отчета.

Практическая работа № 2 (2 ч)

Распознавание алканов, алкенов и алкинов

Качественными реакциями на двойные и тройные связи являются реакции с бромной водой и раствором перманганата калия. Алкены и алкины быстро при комнатной температуре присоединяют бром. При этом наблюдается исчезновение желто-коричневой окраски, так как образуются неокрашенные ди- и тетразамещенные органические галогениды.

Алкены и алкины вызывают исчезновение розовой окраски водного раствора перманганата калия. Это еще одна качественная реакция на непредельные органические соединения. При этом алкены превращаются в диолы (реакция Вагнера), а алкины окисляются с разрушением тройной связи с образованием карбоновых кислот.

Необходимые реактивы и оборудование: пробирка со смесью одного объема этанола и трех объемов серной кислоты с добавлением песка для равномерного прогревания смеси, газоотводная трубка, набор пробирок, растворы бромной воды, перманганата калия, гексана, гексена-1, фенилацетилена, спиртовка, спички.

Задание 1.

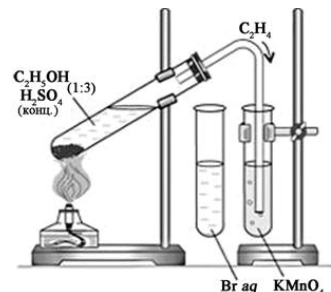


Рис. 2. Прибор для получения этилена.

Соберите прибор для получения этилена. Для этого выданную вам пробирку со смесью этилового спирта, серной кислоты и небольшого количества песка закройте пробкой с газоотводной трубкой и укрепите в лапке штатива, как показано на рис. 2. Конец газоотводной трубки погрузите в раствор бромной воды. Спиртовку установите так, чтобы расстояние между фитилем и пробиркой составляло примерно 1,5 см (зона среднего пламени). Равномерно прогрейте пламенем спиртовки пробирку с реакционной смесью, а затем непосредственно нижнюю ее часть. Как только произойдет обесцвечивание бромной воды, поменяйте пробирку на вторую пробирку с розовым раствором перманганата калия. Обратите внимание на изменения, произошедшие в пробирке. Выньте газоотводную трубку, поднимите ее вверх и спичкой подожгите выделяющийся газ. Отметьте, как горит этилен: светящимся, несветящимся или коптящим пламенем?

После остывания реакционной пробирки обратите внимание на цвет смеси после эксперимента. В случае если видимых изменений не произошло, то в пробирке с раствором KMnO_4 должен был появиться осадок бурого цвета, так как согласно реакции Вагнера образуется оксид марганца (IV). Если реакционная смесь почернела (обуглилась), то должно было произойти обесцвечивание раствора KMnO_4 . Оказывается, перманганат калия в разных средах проявляет различные окислительные свойства. В нейтральной среде он восстанавливается до MnO_2 , а в кислой до Mn^{2+} и раствор просто обесцвечивается. Но откуда берется кислота в пробирке с раствором KMnO_4 ? Дело в том, что в результате обугливания этанола серной кислотой образуется углерод, который вступает в реакцию с избытком серной кислоты с образованием газообразного кислотного оксида, который взаимодействует с водой и образует соответствующую кислоту. Таким образом, реакция окисления этилена перманганатом калия происходит в кислой среде. Составьте уравнения всех проведенных реакций. Общее количество реакций в этом задании равно семи. Окисление этилена раствором KMnO_4 рассмотрите в двух средах в нейтральной и кислой и уравняйте реакции методом электронного баланса. Сделайте соответствующий вывод по заданию.

Практическая работа № 3 (2 ч)

Спирты

Необходимые реактивы и оборудование: дистиллированная вода, растворы: $K_2Cr_2O_7$, H_2SO_4 , HCl , $KMnO_4$, $CuSO_4$, $NaOH$, раствор Люголя, спиртовка, спички, держатель для пробирок, набор пробирок.

В пяти пронумерованных пробирках налиты следующие спирты: 1-этиловый, 2-изопропиловый, 3-трет-бутиловый, 4-изоамиловый и 5-глицерин.

Задание 1.

В чистые пробирки налейте по 1 мл воды и добавьте примерно по 0,5 мл спиртов: в первую – этилового, во вторую – изопропилового, в третью – трет-бутилового, в четвертую – изоамилового. Содержимое пробирок поочередно интенсивно встряхните и отметьте наблюдаемые явления в каждой пробирке, объясните полученный результат. Первые три пробирки оставьте для дальнейших исследований. В четвертую пробирку добавьте 1–2 капли раствора Люголя (раствор йода в водном растворе KI) и взболтайте. Что наблюдаете? Йод растворяется в изоамиловом спирте лучше, чем в воде, и поэтому при встряхивании переходит из водного слоя в спиртовой слой. Изоамиловый спирт, как говорят, извлекает йод из водного раствора. В лабораторной практике данный спирт часто применяют для извлечения разнообразных веществ из водных растворов.

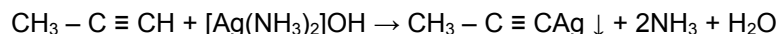
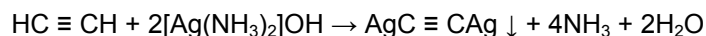
Задание 2.

В каждую из трех оставленных пробирок добавьте примерно по 0,5 мл раствора дихромата калия и несколько капель раствора серной кислоты. В какой пробирке раньше всех произошло изменение цвета раствора? Понюхайте продукт реакции, осторожно направляя на себя его пары легким движением ладони. Остальные пробирки слегка нагрейте в пламени спиртовки. Отметьте полученный результат. Сравните легкость протекания проведенных реакций, и обоснуйте полученный результат. Напишите уравнения проделанных реакций и уравняйте их методом электронного баланса. Какую роль в реакциях выполняла серная кислота? Проверьте можно ли в данном случае заменить серную кислоту соляной. Для этого в чистую пробирку добавьте 2–3 капли этилового спирта, 2–3 капли раствора дихромата калия и 1–2 капли раствора соляной кислоты. Пробирку слегка нагрейте в пламени спиртовки. Отметьте и объясните полученный результат.

Помимо дихромата калия для окисления спиртов можно применять и другие окислители, в частности перманганат калия. В чистую пробирку налейте примерно 1 мл этилового спирта. Добавьте 1 мл раствора $KMnO_4$ и примерно столько же раствора серной кислоты. Смесь слегка подогрейте в пламени спиртовки. Отметьте наблюдаемый результат. Составьте уравнение реакции и уравняйте его методом электронного баланса.

Задание 2.

Водородные атомы алкинов, находящиеся при sp -гибридном атоме углерода, способны замещаться на металл с образованием ацетиленидов, выпадающих в осадок:



При взаимодействии алкинов с аммиачным раствором оксида серебра выпадает серо-белый осадок.

Решите экспериментальную задачу: в трех пронумерованных пробирках находятся растворы гексана, гексена-1 и фенилацетилена. Определите, в какой пробирке что находится.

Решение подобной задачи удобно оформить в виде таблицы 1, иллюстрирующей взаимодействие определяемых веществ с дополнительными реактивами.

Таблица 1. Теоретические данные решения задачи

Дополнительный реактив	Определяемое вещество		
	гексан	гексен-1	фенилацетилен
раствор Br_2			
раствор $KMnO_4$			
Раствор $[Ag(NH_3)_2]OH$			

Заполните эту таблицу до проведения эксперимента. В том случае, если реакция не протекает, поставьте прочерк. Если реакция протекает, укажите наблюдаемый эффект. Выданные три пробирки являются контрольными. В них ничего наливать нельзя. Необходимо отливать из них маленькие пробы в другие пробирки для проведения реакций с дополнительным реактивом. Результаты эксперимента также удобно оформить в виде таблицы 2.

Таблица 2. Результаты эксперимента

№ пробирки	Описание содержимого пробирок	Дополнительный реактив			Вывод
		раствор Br_2	раствор $KMnO_4$	Раствор $[Ag(NH_3)_2]OH$	
1					
2					
3					

Составьте уравнения проведенных реакций. Сделайте соответствующий вывод по заданию.

При оформлении отчета, необходимо:

- 1) **поставить цель и задачи эксперимента;**
- 2) **сформулировать выводы.**

В качестве окислителя можно применить также оксид меди (II). В чистую пробирку налейте примерно 1 мл этилового спирта. Медную проволоку с маленькой петлей на конце прокалите в пламени спиртовки до исчезновения окрашивания пламени. После этого проволока должна покрыться черным налетом оксида меди (II). Раскаленную проволоку, покрытую оксидом меди (II) опустите в пробирку с этанолом. Понюхайте пары, выделяющегося продукта реакции. Выньте проволоку из пробирки и отметьте изменения, произошедшие на поверхности петли проволоки. Запишите уравнение проведенной реакции. Сделайте соответствующий вывод по заданию.

Задание 3.

Налейте в пробирку 1 мл раствора щелочи и немного раствора сульфата меди (II) до появления осадка. Нагрейте пробирку в пламени спиртовки. Отметьте изменения с осадком. Составьте уравнения проведенных реакций.

Приготовьте две чистые пробирки. В первую пробирку добавьте 0,5 мл глицерина и примерно 1 мл воды. Встряхните содержимое пробирки и сделайте вывод о растворимости глицерина в воде. Во вторую пробирку налейте примерно 0,5 мл этилового спирта. В обе пробирки добавьте по 0,5 мл раствора щелочи и несколько капель раствора сульфата меди (II). Взболтайте содержимое пробирок и объясните полученный результат. Напишите уравнение этой реакции получения глицерата меди (II). Нагрейте содержимое каждой пробирки и убедитесь в том, что раствор глицерата меди не разлагается. Сделайте соответствующий вывод по заданию.

При оформлении отчета, необходимо:

- 1) **поставить цель и задачи эксперимента;**
- 2) **сформулировать выводы.**

Практическая работа № 4 (2 ч)

Получение сложного эфира реакцией этерификации

Перед проведением экспериментальной части работы проведите теоретические расчеты по определению массы эфира, который может быть получен при взаимодействии 10 мл уксусной кислоты ($\rho = 1,063$ г/мл, $\omega = 93\%$) с 14 мл изопропилового спирта ($\rho = 0,786$ г/мл), если плотность полученного эфира составляет 0,869 г/мл.

Необходимые реактивы и оборудование: ледяная уксусная кислота, изопропиловый спирт, конц. серная кислота, раствор соды, круглодонная колба, изогнутая трубка, обратный холодильник, прямой холодильник, делительная воронка, аллонж, приемник, цилиндр, электрическая плитка, лабораторный штатив.

Задание 1.

Соберите установку для проведения реакции этерификации (рис. 3 а). В круглодонную колбу налейте 10 мл уксусной кислоты, 14 мл изопропилового спирта и 2 мл концентрированной серной кислоты. Для повышения выхода сложного эфира спирт берется в избытке. Колбу соедините с обратным холодильником и кипятите смесь на плитке в течение 20 минут. Прекратите нагревание и подождите несколько минут. Затем обратный холодильник поменяйте на прямой для отгонки полученного эфира (рис. 3 б).



Рис. 3. Приборы и оборудование для получения сложного эфира: а) реакционная колба с обратным холодильником; б) реакционная колба с прямым холодильником; в) делительная воронка.

Эфир отгоняйте в колбу с раствором соды. Объясните, почему берется раствор соды? Последним этапом работы является разделение полученной смеси с помощью делительной воронки (рис. 3 в). С помощью цилиндра измерьте объем полученного эфира и определите его выхода по сравнению с теоретическим.

При оформлении отчета, необходимо:

- 1) **поставить цель и задачи эксперимента;**
- 2) **сформулировать выводы.**

Практическая работа № 5 (2 ч)

Углеводы

Необходимые реактивы и оборудование: крахмал; водные растворы: глюкозы, сахарозы, CuSO_4 , NaOH , H_2SO_4 , HCl ; разбавленный спиртовой раствор йода; аммиачный раствор оксида серебра; молоко; фильтровальная бумага, универсальная индикаторная бумага, два стеклянных стакана на 100 мл, воронка, стеклянная лопаточка, пробирки, водяная баня, эл. плитка, спиртовка, спички, держатель для пробирок, набор пробирок.

Задание 1.

В чистую пробирку налейте примерно 0,5 мл раствора глюкозы и несколько капель аммиачного раствора оксида серебра и нагрейте смесь над пламенем спиртовки до начала побурения раствора. Далее реакция идет без нагревания. О чем свидетельствует образование зеркального налета на стенках пробирки? Какая форма глюкозы дает реакцию «серебряного зеркала»? Составьте уравнение реакции.

В следующую чистую пробирку налейте 0,5 мл раствора глюкозы и 1 мл раствора щелочи. К полученной смеси добавляйте по каплям раствор CuSO_4 и встряхивайте пробирку. Что при этом наблюдаете? Сравните полученный результат с реакцией образования глицерата меди. Объясните наблюдаемый эффект и напишите уравнение проведенной реакции.

Далее полученный раствор нагрейте в пламени спиртовки. Нагревание прекратите, как только начнется изменение цвета. Почему при нагревании раствора происходит последовательное изменение цвета с синего на оранжево-желтый и далее красно-бурый. Что представляет собой красно-бурый осадок? Напишите уравнения проведенных реакций. Сделайте соответствующий вывод по заданию.

Задание 2.

Повторите последний опыт с раствором сахарозы. В пробирку налейте 0,5 мл раствора сахарозы и 2 мл раствора щелочи. К полученной смеси добавьте 1 мл раствора CuSO_4 и встряхните пробирку. Что при этом наблюдаете? Далее полученный раствор нагрейте в пламени спиртовки. Объясните полученный результат. В чем сходство и различие в строении глюкозы и сахарозы?

Вновь налейте в чистую пробирку 1 мл раствора сахарозы и 3–4 капли раствора соляной кислоты. Кипятите полученную смесь на водяной бане в течение 5–10 минут. Затем охлажденный раствор нейтрализуйте избытком щелочи до щелочной среды по универсальной индикаторной бумажке. К полученной смеси добавьте 1 мл раствора CuSO_4 и встряхните пробирку. Далее прогрейте пробирку над пламенем спиртовки до изменения цвета раствора. Какая реакция происходит при нагревании сахарозы с раствором кислоты? Напишите уравнение этой реакции и объясните полученный результат в этом опыте. Сделайте соответствующий вывод по заданию.

Задание 3.

Эксперимент по получению лактозы выполняется один на группу. В стакан налейте 20–30 мл молока, затем добавьте раствор серной кислоты. Как называется процесс, происходящий с молоком? Выпавший белок отфильтруйте. Полученный фильтрат используется всеми учениками для дальнейшего исследования.

Налейте в пробирку 1 мл полученного фильтрата, добавьте 1 мл щелочи и немного раствора CuSO_4 , встряхните пробирку. Что наблю-

даете? Далее прогрейте пробирку над пламенем спиртовки до изменения цвета и образования осадка. Объясните причины изменений с содержимым пробирки в ходе эксперимента. Почему лактоза в отличие от сахарозы проявляет восстановительные свойства? Напишите уравнение происходящей реакции.

Задание 4.

Вначале исследуйте отношение крахмала к воде. Для этого в пробирку поместите немного крахмала (одну стеклянную лопаточку) и добавьте 1 мл воды. Содержимое пробирки взболтайте. Растворяется ли крахмал в воде при комнатной температуре? Содержимое пробирки вылейте при перемешивании в общий стакан с горячей водой на плитке. Образуется коллоидный раствор – крахмальный клейстер.

Отлейте в пробирку 0,5 мл полученного клейстера и добавьте 1 каплю спиртового раствора йода. Что наблюдаете?

Вновь налейте в другую пробирку 1 мл клейстера и проведите качественную реакцию на многоатомные спирты и наличие альдегидной группы с $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Смесь нагревайте, не доводя ее до кипения. Какой можно сделать вывод?

Далее проведите гидролиз крахмала двумя способами:

1) Первый способ называется – ферментативный гидролиз крахмала. В слюне человека находится пищеварительный фермент – амилаза. Под действием этого фермента происходит гидролиз крахмала. Поместите в пробирку 0,5 мл разбавленного крахмального клейстера. Добавьте в нее такой же объем собственной слюны и тщательно размешайте. Через 1–2 минуты капните в пробирку 1 каплю спиртового раствора йода. Отсутствие синей окраски укажет на то, что крахмал переварен слюной.

2) Второй способ называется – кислотный гидролиз крахмала. В пробирку налейте 2–3 мл крахмального клейстера, добавьте 0,5 мл раствора H_2SO_4 и нагревайте смесь 3–4 минуты, взбалтывая при этом жидкость, чтобы не произошло обугливания. Остудите содержимое пробирки и отлейте немного в другую пробирку, в которую капните спиртового раствора йода для проверки наличия крахмала. Убедившись в отсутствии крахмала, добавьте к оставшейся порции избыток щелочи для нейтрализации кислоты и создания щелочной среды. Далее проведите реакции доказывающие наличие продукта гидролиза глюкозы. Объясните наблюдаемые явления, напишите уравнение реакции гидролиза крахмала.

При оформлении отчета, необходимо:

- 1) **поставить цель и задачи эксперимента;**
- 2) **сформулировать выводы.**

Практическая работа № 6 (2 ч)

Экспериментальные задачи на получение и распознавание органических веществ

Предлагаемая работа охватывает кислородсодержащие соединения: спирты, альдегиды, карбоновые кислоты, углеводы. Повторите необходимые сведения об этих классах органических веществ и проведите предварительный анализ предложенных заданий. По каждому заданию составьте краткий отчет. Напишите уравнения соответствующих реакций.

Необходимые реактивы и оборудование: ацетат натрия, твердый NaOH, этиловый спирт, этиленгликоль, водные растворы: глюкозы, сахарозы, CuSO₄, NaOH, медная проволока, пробирки, спиртовка, спички, держатель для пробирок.

Задание 1.

Исходя из ацетата натрия или калия, получите уксусную кислоту. Докажите опытным путем, что это кислота.

Задание 2.

Исходя из этилового спирта, получите соответствующий альдегид.

Задание 3.

Докажите опытным путем, что в спелых фруктах (например, яблоках) содержится глюкоза.

Задание 4.

Выданы пробирки (под номерами) с растворами этилового спирта, этиленгликоля, глюкозы и сахарозы. Определите химическим способом каждое из указанных веществ. Результаты эксперимента оформите в виде таблицы.

При оформлении отчета, необходимо:

- 1) **поставить цель и задачи эксперимента;**
- 2) **сформулировать выводы.**

II. Лабораторный практикум по общей химии

Практическая работа № 1 (1 ч)

Строение атома

Для выполнения практической работы необходимо вспомнить (изучить) такие понятия как изотопы, ядерные реакции, период полураспада и ответить на следующие вопросы:

1. Что такое изотопы? У всех ли элементов существуют изотопы? Подтвердите свой ответ конкретными примерами.
2. Могут ли атомы различных элементов являться изотопами?
3. Какая минимальная информация необходима для определения содержания отдельного изотопа?
4. Элемент бор существует в основном в виде двух изотопов: В-10 и В-11. Если молярная масса бора 10,81 г/моль, то какого из этих двух изотопов больше в природе?
5. У элемента фтора существует единственный изотоп, массовое число которого 19. Почему относительная атомная масса фтора равна 18,9984? В чем заключается различие понятий «массовое число» и «относительная атомная масса»?
6. Какие виды естественной и искусственной радиоактивности вам известны? Сравните опасность различных видов радиоактивности для живых организмов.
7. Как обнаруживают и измеряют радиоактивность?
8. Что называют периодом полураспада?

Экспериментальная часть

Необходимое оборудование: весы, две монеты определенного вида, закрытая коробочка со смесью десяти монет разного вида и такая же коробочка, но пустая. Большая коробка с монетами одного вида в количестве более 40 шт. Каждая группа получает коробочку с определенным количеством монет.

Задание 1.

В данной работе смесь двух разных монет будет для нас являться смесью двух встречающихся в природе изотопов воображаемого элемента «МОНЕТИЯ». К смеси монет вы примените тот же самый способ, который применяется учеными для определения относительного содержания разных изотопов, присутствующих в образце элемента. Для этого, на электронных весах определите массу монет каждого вида по отдельности, массу пустой коробочки и массу коробочки с десятью монетами разного вида. (В разных коробочках комбинация монет своя). По полученным данным определите число монет каждого вида в коробочке и процентный состав изотопов элемента «МОНЕТИЯ».

Задание 2.

Вам выдали коробку с большим количеством монет. Посчитайте количество монет в коробке. Предположим, что лежащие «орлом» вверх монеты являются атомами гипотетического радиоактивного изотопа (назовем его «орлий») элемента «МОНЕТИЯ». Продукт распада этого изотопа будет представлять монеты, лежащие «решкой» вверх (назовем его «решетий»). Уложите все монеты в коробке «орлами» вверх. Закройте коробку и хорошо ее потрясите (это условно соответствует прохождению периода полураспада). Раскройте коробку и аккуратно удалите атомы «решетия» (перевернутые монеты). Посчитайте количество вынутых монет. Повторите данную операцию еще два, три раза.

Полученные данные оформите в таблицу, и постройте график, отложив количество периодов полураспада по оси *x*, а количество оставшихся атомов по оси *y*. Напомним основные правила построения графиков:

- 1) Нанесите координатные оси. На концах осей укажите откладываемые физические величины и их размерности.
- 2) Нанесите масштабные деления на осях так, чтобы расстояние между делениями составляло 1, 2, 5 единиц (или 0.1, 0.2, 0.5, или 10, 20, 50 и т.д.). Точка пересечения осей не обязательно должна соответствовать нулю по каждой из осей. Начало отсчета по осям и масштабы следует выбирать так, чтобы график занял всю координатную плоскость.
- 3) Нанесите экспериментальные точки. Их обозначают маленькими кружками, квадратиками и т.д.
- 4) Экспериментальные точки, как правило, не соединяются между собой ни отрезками прямой, ни произвольной кривой. Вместо этого строится теоретический график той функции (линейной, квадратичной, экспоненциальной, тригонометрической и т.д.), которая отражает проявляющуюся в данном опыте известную или предполагаемую физическую закономерность, выраженную в виде соответствующей формулы.

Опишите зависимость, выражаемую вашим графиком. На основании характеристик вашего графика подумайте, как можно объяснить то, что радиоактивный распад выражают в периодах полураспада.

При оформлении отчета, необходимо:

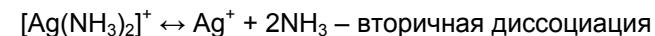
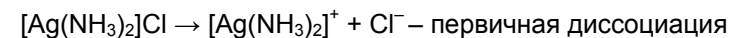
- 1) **поставить цель и задачи эксперимента;**
- 2) **сформулировать выводы.**

Практическая работа № 2

Комплексные соединения (1 ч)

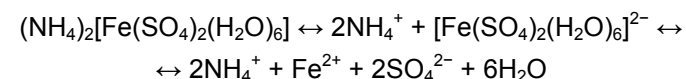
Внутренняя и внешняя сфера комплексного соединения сильно различаются по устойчивости. Частицы, находящиеся во внешней сфере, связаны с комплексным ионом преимущественно электростатическими силами и легко отщепляются в водном растворе. Эта диссоциация называется первичной, она протекает почти нацело, по типу диссоциации сильных электролитов.

Лиганды, находящиеся во внутренней сфере, связаны с центральным атомом значительно прочнее и отщепляются лишь в небольшой степени. Обратимый распад внутренней сферы комплексного соединения носит название вторичной диссоциации. Например, диссоциацию комплекса $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ можно записать так:



Вторичная диссоциация характеризуется наличием равновесия между комплексной частицей, центральным ионом и лигандами. Химическими методами анализа в растворе легко можно обнаружить комплексные и внешнесферные ионы. Составные же части комплексного иона обычными химическими методами анализа или не обнаруживаются совсем, или обнаруживаются с помощью наиболее чувствительных реактивов. Так, если на раствор, содержащий комплексный ион $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, подействовать раствором какого-нибудь хлорида, то осадка не образуется, хотя из растворов обычных солей серебра при добавлении хлоридов выделяется белый творожистый осадок хлорида серебра. Очевидно, концентрация ионов серебра в аммиачном растворе слишком мала. Однако после прибавления к раствору комплекса иодида калия выпадает осадок иодида серебра. Это доказывает, что ионы серебра все же имеются в растворе.

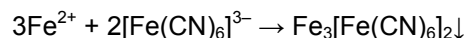
Известны комплексные соединения с неустойчивой во внутренней сфере. Такие соединения называются двойными солями. Например, комплексную соль $(\text{NH}_4)_2[\text{Fe}(\text{SO}_4)_2(\text{H}_2\text{O})_6]$ можно представить в виде двойной соли $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ и ее диссоциация записывается:



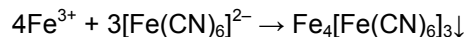
Двойные соли полностью диссоциируют на простые ионы и этим отличаются от комплексных соединений.

Комплексные соединения широко применяют в аналитической химии. Так, качественной реакцией на ион Fe^{2+} является реакция с крас-

ной кровяной солью $K_3[Fe(CN)_6]$ с образованием осадка турнбулевой сини:



Качественной реакцией на ион Fe^{3+} является реакция с желтой кровяной солью $K_4[Fe(CN)_6]$ с образованием осадка берлинской лазури:



Интересным фактом является то, что берлинская лазурь была случайно получена в 1704 году немецким мастером Дисбахом, готовившим краски для художников. В России ее применяли для окраски тканей, бумаги, в иконописи и при создании фресок, как одну из распространенных синих красок. Турнбулева синь названа в честь Турнбуля (дед английского физика и химика У. Рамзая), владевшего заводом, на котором производились вещества, применяемые для крашения тканей. В последнее время получены данные об идентичности берлинской лазури и турнбулевой сини, которые являются сложными комплексными соединениями. Различие окраски определяется соотношением количества атомов железа в различной степени окисления.

Вопросы для контроля:

1. Определите заряды комплексных ионов, координационные числа и степень окисления комплексообразователей в соединениях:
а) $[Co(NH_3)_6]Cl_3$, б) $K_3[Fe(CN)_6]$, в) $K_2[HgI_4]$.
2. Изобразите координационные формулы следующих кристаллогидратов:
а) $CrCl_3 \cdot 6H_2O$; б) $CrCl_3 \cdot 4H_2O$; в) $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.
3. Составьте уравнения первичной и вторичной диссоциации следующих комплексных соединений: а) $K_3[Co(NO_2)_6]$, б) $Na_3[AlF_6]$, в) $[Co(NH_3)_6]Cl_3$.

Задание 1.

Налейте в две пробирки по 1 мл раствора сульфата меди (II). В одну пробирку добавьте немного раствора хлорида бария (что наблюдаете?). В другую пробирку внесите кусочек гранулированного цинка (что наблюдаете?). Обратите внимание на изменение цвета поверхности металла. Почему это происходит? Напишите уравнения соответствующих реакций.

Далее получите комплексное соединение меди. Для этого в чистую пробирку налейте немного раствора сульфата меди (II). По каплям добавляйте раствор аммиака. Отметьте образование осадка гидроксосульфата меди (II), который при дальнейшем добавлении аммиака растворяется с образованием комплексного сульфата тетраамминмеди (II) о чем свидетельствует изменение цвета раствора. Составьте формулу комплексного соединения, укажите комплексообразователь, определите его заряд и координационное число. Составьте

уравнение реакции получения комплексного соединения и его реакции диссоциации по двум ступеням.

Полученный раствор разделите на три пробирки. В двух пробирках проведите те же реакции, что и с раствором сульфата меди (II). В одну добавьте раствор хлорида бария, а в другую пробирку опустите гранулу цинка. Как ведет себя комплексная соль по сравнению с раствором сульфата меди (II) при действии тех же реактивов? Напишите уравнения соответствующих реакций. Объясните наблюдаемое явление. В третью пробирку медленно по каплям добавьте раствор серной кислоты. Что можно сказать об относительной устойчивости иона $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$? Сделайте соответствующий вывод по заданию.

Задание 2.

В солях железа (II) вследствие частичного окисления на воздухе всегда присутствует железо (III). Поэтому во всех опытах, по изучению свойств железа (II) следует брать наиболее устойчивую двойную кристаллическую соль Мора $(NH_4)_2SO_4 \cdot FeSO_4 \cdot 6H_2O$. Напомним, что двойные соли относятся к комплексным соединениям с неустойчивой внутренней сферой. Для приготовления раствора в пробирку поместите несколько кристалликов этой соли и растворите их в 1 мл воды. Чем объясняется большая устойчивость в кристаллическом состоянии соли Мора по сравнению с сульфатом железа (II)? Почему раствор этой соли должен быть свежеприготовленным? В уравнениях реакций вместо формулы соли Мора можно пользоваться формулой сульфата железа (II), так как двойная соль Мора практически полностью диссоциирует при растворении в воде на все составляющие ее ионы.

Добавьте к полученному раствору 1 каплю раствора гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$. Отметьте цвет образовавшегося осадка (турнбулева синь). Напишите молекулярное, полное ионное и сокращенное ионное уравнения реакции.

Налейте в пробирку 1 мл раствора хлорида железа (III) и добавьте 1 каплю раствора гексацианоферрата (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$. Напишите молекулярное, полное ионное и сокращенное ионное уравнения реакции. Сделайте соответствующий вывод по заданию.

При оформлении отчета, необходимо:

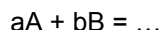
- 1) **поставить цель и задачи эксперимента;**
- 2) **сформулировать выводы.**

Практическая работа № 3

Скорость химических реакций (2 ч)

Для выполнения практической работы необходимо познакомиться с новым понятием «порядок реакции».

Скорость реакции зависит от концентрации взаимодействующих веществ, эта зависимость устанавливается законом действующих масс. Согласно этому закону, для реакции, протекающей по уравнению



скорость реакции определяется выражением

$$V = k \cdot C_A^{p_1} \cdot C_B^{p_2}$$

в котором k – константа скорости реакции; C_A , и C_B – молярные концентрации реагентов; показатели степени p_1 и p_2 называются частными кинетическими порядками реакции по веществам А и В, соответственно.

Сумма частных порядков реакции $p_1 + p_2 = p$ представляет собой общий кинетический порядок реакции.

Простейшее химическое превращение происходит при столкновении двух или трех частиц (молекул). Если для превращения сталкивающихся молекул реагентов в молекулы продуктов достаточно одного их столкновения, то реакция называется простой или элементарной. Если же для превращения реагентов в продукты требуется несколько последовательных межмолекулярных столкновений, то реакция называется сложной. Сложная последовательная реакция состоит из нескольких простых, которые являются ее «стадиями». Каждая стадия сложной реакции – это простая реакция. Все стадии сложной реакции протекают с одинаковой скоростью, но среди них есть одна, которая ограничивает скорость всех остальных.

Стадия, ограничивающая скорость всех остальных стадий, называется лимитирующей стадией. Можно сказать, что скорость сложной последовательной реакции равна скорости ее лимитирующей стадии. Все стадии сложной реакции составляют ее механизм.

Частный порядок простой реакции по какому-либо реагенту равен коэффициенту ν этого вещества в уравнении реакции. При этом общий порядок равен сумме коэффициентов. Это всегда целое число 1, 2 или 3.

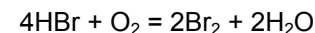
Например, для простой реакции $2NO + O_2 = 2NO_2$

$$p_1 = 2 \text{ и } p_2 = 1; p = p_1 + p_2 = 3$$

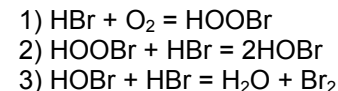
Эта реакция третьего порядка. Она требует одновременного столкновения трех молекул. Возможны реакции второго порядка ($H_2 + I_2 = 2HI$) и первого ($N_2O_4 = 2NO_2$). Простых реакций 4-го порядка

не встречается из-за чрезвычайно малой вероятности столкновения одновременно 4-х частиц.

Для сложной реакции общий кинетический порядок не совпадает с коэффициентами перед реагентами, но совпадает с порядком ее лимитирующей стадии. Например, реакция



состоит из трех последовательных стадий:



Из этих трех стадий самая медленная – первая. Поэтому именно она определяет скорость всей реакции (является лимитирующей стадией). Зависимость скорости реакции окисления бромоводорода от концентраций запишется так:

$$V = k \cdot [HBr] \cdot [O_2],$$

общий порядок реакции равен 2 (сравните с суммой стехиометрических коэффициентов).

Кинетический порядок реакции определяют экспериментально обычно графическим методом. В реакциях нулевого порядка скорость реакции остается постоянной (рис. 4 а). В реакциях первого порядка скорость реакции увеличивается пропорционально концентрации (рис. 4, б). В реакциях, порядок которых больше единицы, между V и C наблюдается экспоненциальная зависимость (рис. 4 в).

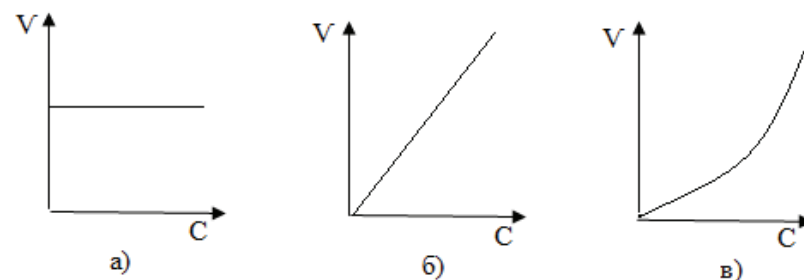


Рис. 4. Зависимость скорости (V) от концентрации (C) в реакциях а) нулевого, б) первого, в) второго порядка.

Вопросы для контроля

1. По какому признаку реакции подразделяются на простые и сложные?
2. Какая стадия сложной реакции является лимитирующей?
3. Как определяется частный и общий кинетический порядок реакции?

Экспериментальная часть

Необходимые реактивы и оборудование: растворы $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, H_2SO_4 , дист. H_2O , набор пробирок, секундомер.

Техника безопасности: для выполнения работы необходимо вспомнить правила обращения с растворами кислот.

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, ее 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 (t). Величина, обратная t пропорциональна скорости реакции (V); единица ее измерения – с^{-1} . Далее для краткости эту величину будем называть скоростью реакции.

При выполнении работы проводятся два эксперимента. Первый выполняется при различных концентрациях тиосульфата натрия, в то время как концентрация серной кислоты берется одинаковой для всех измерений в этой серии. В этом эксперименте выявляется зависимость скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия. Во втором эксперименте переменной величиной является концентрация серной кислоты, в то время как концентрация тиосульфата натрия поддерживается постоянной. В этом эксперименте определяется скорость реакции в зависимости от концентрации серной кислоты.

Объединив измеренные зависимости скорости реакции от концентраций тиосульфата натрия и серной кислоты, получают уравнение, связывающее скорость реакции с обеими переменными концентрациями реагентов. Это и будет уравнение закона действующих масс или кинетическое уравнение реакции:

$$V = k \cdot C_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}^{p1} \cdot C_{\text{H}_2\text{SO}_4}^{p2}$$

Задание 1.

1. В пяти отдельных пробирках приготовьте пять растворов тиосульфата натрия с различной концентрацией. Для этого в каждую из пробирок добавьте соответствующее число капель тиосульфата натрия, согласно таблице 1. После этого в каждую пробирку добавьте соответ-

ствующее число капель воды, чтобы общий объем раствора в каждой пробирке был равен 30 капель. Если принять концентрацию самого разбавленного раствора за единицу, то следующие будут иметь концентрацию два, три, четыре и пять.

Далее в каждую из пробирок поочередно добавляйте две капли серной кислоты. Каждый раз по секундомеру определяйте время реакции – достижение одинаковой интенсивности опалесценции. Вычислите значения скорости реакции и заполните табл. 1:

Таблица 1

Номер опыта	Число капель тиосульфата натрия	Число капель воды	Концентрация тиосульфата натрия, С	Время реакции, т	Скорость реакции, $V = 1 / \tau$
1	5	25	1		
2	10	20	2		
3	15	15	3		
4	20	10	4		
5	25	5	5		

2. Постройте график зависимости скорости реакции от концентрации раствора тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, по виду которого установите частный кинетический порядок реакции по тиосульфату натрия.

Задание 2.

1. Приготовьте четыре пробирки с растворами H_2SO_4 разной концентрации (см. табл. 2)

Таблица 2

Номер опыта	Число капель серной кислоты	Число капель воды	Концентрация серной кислоты, С	Время реакции, т	Скорость реакции, $V = 1 / \tau$
1	10	30	1		
2	20	20	2		
3	30	10	3		
4	40	0	4		

2. Раствор тиосульфата натрия в этом опыте берется одинаковым – пять капель. Чтобы результат опыта был более точным, рекомендуется пять капель раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ поместить в отдельную пробирку, а затем в нее вливать раствор серной кислоты из пробирки (одной из пяти заранее приготовленных). Время реакции измеряется таким же образом, как и в первой серии; затем также заполняется таблица 2.

3. По полученным опытным результатам постройте график зависимости скорости реакции от концентрации серной кислоты. Вид полученного графика позволяет определить частный кинетический порядок реакции по серной кислоте.

Зная оба частных порядка, найдите (их сложением) общий кинетический порядок исследуемой реакции. По результатам заданий 1 и 2 в выводе запишите кинетическое уравнение реакции тиосульфата натрия с серной кислотой, что соответственно и будет являться вашим выводом в проделанной работе.

При оформлении отчета, необходимо:

- 1) **поставить цель и задачи исследования;**
- 2) **сформулировать выводы.**

Практическая работа № 4

Качественные реакции на катионы (4 ч)

Качественный анализ – раздел аналитической химии, посвященный установлению качественного состава веществ, то есть обнаружению элементов и образуемых ими ионов, входящих в состав веществ. Делают это с помощью химических реакций, характерных для данного катиона или аниона, позволяющих обнаружить их как в индивидуальных веществах, так и в смесях. Химические реакции, пригодные для качественного анализа, должны сопровождаться заметным внешним эффектом. Это может быть:

- выделение газа
- изменение окраски раствора
- выпадение осадка
- растворение осадка
- образование кристаллов характерной формы.

При анализе смеси веществ применяют дробный или систематический анализ. *Дробный анализ* проводят с отдельными порциями раствора или порошка пробы в присутствии всех компонентов пробы. Для его проведения необходимы специфические качественные реакции, характерные только для данного иона или вещества. Примером такой реакции является обнаружение иона NH_4^+ , действием щелочи на анализируемый раствор с выделением газообразного аммиака. К сожалению таких специфичных реакций мало. *Систематический анализ* предусматривает разделение смеси катионов или анионов на составные части, называемые *аналитическими группами* с помощью *групповых реагентов*, позволяющих отделить группу вещества и далее проводить обнаружение индивидуальных веществ в ней.

Существует несколько схем деления катионов и анионов на аналитические группы с помощью групповых реагентов. Наиболее про-

РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ / ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ
 Li Rb K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb (H) Sb Bi Cu Hg Ag Pt Au
 ↓
 Активность металлов уменьшается

		РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ																						
		H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Sr ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺	
OH ⁻		P	P	P	P	P	P	M	N	M	N	N	N	N	N	N	N	N	N	-	-	N	N	N
F ⁻		P	M	P	P	P	P	N	N	N	M	N	N	N	P	P	P	P	P	P	-	N	P	P
Cl ⁻		P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P
Br ⁻		P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P
I ⁻		P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P
S ²⁻		P	P	P	P	P	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-
HS ⁻		P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
SO ₃ ²⁻		P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
HSO ₃ ⁻		P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
SO ₄ ²⁻		P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
HSO ₄ ⁻		P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
NO ₃ ⁻		P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
NO ₂ ⁻		P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
HPO ₄ ²⁻		P	P	P	P	P	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-
H ₂ PO ₄ ⁻		P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
CO ₃ ²⁻		P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
HCO ₃ ⁻		P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
CH ₃ COO ⁻		P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
SiO ₃ ²⁻		N	N	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P

*P – растворяется (> 1 г на 100 г H₂O)
 *M – мало растворяется (от 0,1 г до 1 г на 100 г H₂O)
 *N – не растворяется (меньше 0,01 г на 1000 г воды)
 *? – в волюн среде разлагается
 **? – нет достоверных сведений о существовании соединений

стая классификация катионов основана на использовании различий в растворимости хлоридов, сульфатов и гидроксидов. Действуя на смесь катионов в строго определенном порядке растворами HCl, H₂SO₄, NH₃ и NaOH (групповые реагенты), можно разделить содержащиеся в смеси катионы на 6 аналитических групп. Эту схему называют кислотно-основной (табл. 3).

Таблица 3. Кислотно-основная классификация катионов

№ группы	Катионы	Название группы	Групповой реагент	Характеристика группы
I	Ag ⁺ , Pb ²⁺ , [Hg ₂ ²⁺]	Хлоридная	раствор HCl	Образование малорастворимых хлоридов
II	Ba ²⁺ , Sr ²⁺ , Ca ²⁺	Сульфатная	раствор H ₂ SO ₄	Образование малорастворимых в воде и кислотах сульфатов
III	Al ³⁺ , Cr ³⁺ , Zn ²⁺ , Sn ²⁺ , Sn ⁴⁺ , As ³⁺ , As ⁵⁺	Амфолитная	раствор NaOH	Образование растворимых солей типа NaAlO ₂ , Na ₂ ZnO ₂ , NaCrO ₂ , Na ₂ SnO ₂
IV	Fe ²⁺ , Fe ³⁺ , Mn ²⁺ , Mg ²⁺ , Bi ³⁺ , Sb ³⁺ , Sb ⁵⁺	Гидроксидная	раствор NaOH	Образование малорастворимых гидроксида
V	Cu ²⁺ , Cd ²⁺ , Co ²⁺ , Ni ²⁺ , Hg ²⁺	Аммиакатная	NH ₄ OH (избыток)	Образование растворимых комплексов – аммиакатов
VI	K ⁺ , Na ⁺ , NH ₄ ⁺	Растворимая	Нет группового реагента	Хлориды, сульфаты, гидроксиды растворимы в воде

Задание 1.

Проделайте все реакции, выделенные жирным шрифтом, в таблице 4. Запишите уравнения проведенных реакций в молекулярной, полной и сокращенной ионной формах, отметьте наблюдаемый эффект (цвет раствора или осадка, растворение осадка, выделение газа и т. д.). Отчет о выполнении данного задания удобно оформить в виде таблицы:

ион	№ группы	Уравнения реакций, наблюдаемый эффект
-----	----------	---------------------------------------

Таблица 4. Изучение действия группового реагента на катионы и частных аналитических реакций на катионы.

Катионы I аналитической группы				
Катион	Реагент	Уравнение реакции	Реакция, используемая для отделения катиона из смеси	Частные аналитические реакции на катион
Ag ⁺	HCl	Ag⁺ + Cl⁻ → AgCl↓	Осадок AgCl растворяется в растворе аммиака: AgCl + 2NH₄OH → [Ag(NH₃)₂]Cl + 2H₂O. При подкислении образовавшегося аммиакотомплекса азотной кислотой последний разрушается с образованием осадка AgCl: [Ag(NH ₃) ₂]Cl + 2HNO ₃ → AgCl↓ + 2NH ₄ NO ₃	Ag⁺ + Br⁻ → AgBr↓ Ag⁺ + I⁻ → AgI↓ Осадки не растворяются в HNO ₃
Pb ²⁺	HCl	Pb²⁺ + 2Cl⁻ → PbCl₂↓ ион не осаждается полностью из раствора	Осадок PbCl₂ растворяется в горячей воде. Это свойство осадка используют для его отделения. К осадку PbCl ₂ добавьте 1 мл дистиллированной воды и нагрейте при перемешивании.	Pb²⁺ + 2I⁻ → PbI₂↓.
<i>Примечание: важное значение в анализе катионов I аналитической группы имеют также реакции с едкими щелочами</i>				
Катионы II аналитической группы				
Катион	Реагент	Уравнение реакции	Реакция, используемая для отделения катиона из смеси	Частные аналитические реакции на катион
Ba ²⁺	H ₂ SO ₄	Ba²⁺ + SO₄²⁻ → BaSO₄↓ Осадок выпадает сразу, т.к. имеет наименьшую растворимость из всех сульфатов II группы катионов	Так как сульфаты II группы не растворимы в кислотах и щелочах, поэтому их переводят в карбонаты, растворимые в уксусной кислоте. Для этого осадок многократно обрабатывают раствором Na ₂ CO ₃ : BaSO ₄ + CO ₃ ²⁻ → BaCO ₃ ↓ + SO ₄ ²⁻ BaCO ₃ + 2CH ₃ COOH → Ba ²⁺ + 2CH ₃ COO ⁻ + CO ₂ + H ₂ O.	Ba²⁺ + CrO₄²⁻ → BaCrO₄↓, Осадок не растворяется в CH ₃ COOH, но растворяется в сильных кислотах HNO ₃ , HCl.

Таблица 4 (продолжение)

Катион	Реагент	Уравнение реакции	Реакция, используемая для отделения катиона из смеси	Частные аналитические реакции на катион
Ca^{2+}	H_2SO_4	$\text{Ca}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{CaSO}_4 \downarrow$. Ввиду сравнительно большой растворимости CaSO_4 ион Ca^{2+} разбавленным раствором H_2SO_4 полностью осадить нельзя. Его осаждают при действии концентрированного или спиртового раствора H_2SO_4 .	CaSO_4 , в отличие от SrSO_4 , растворим в насыщенном растворе $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ вследствие образования растворимого комплекса: $\text{CaSO}_4(\text{ТВ}) + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2[\text{Ca}(\text{SO}_4)_2]$	Оксалат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ и другие растворимые соли щавелевой кислоты образуют с Ca^{2+} осадок: $\text{Ca}^{2+} + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow \text{CaC}_2\text{O}_4 \downarrow$. Осадок растворим в сильных кислотах HCl и HNO_3 , но не растворяется в CH_3COOH .
Катионы III аналитической группы				
Катион	Реагент	Уравнение реакции	Реакция, используемая для отделения катиона из смеси	Частные аналитические реакции на катион
Al^{3+}	KOH , NaOH .	$\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow$	Гидроксиды растворяется в избытке щелочи: $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- \rightarrow \text{AlO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$ Прибавьте к раствору алюмината 5 капель насыщенного раствора NH_4Cl и нагрейте смесь до кипения: $\text{AlO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_4^+ \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NH}_3 \uparrow$ Растворение в кислотах: $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$	
Zn^{2+}	KOH , NaOH .	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \downarrow$	Гидроксид растворяется в избытке щелочи: $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{ZnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$ и в кислотах: $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	$3\text{Zn}^{2+} + 2\text{K}^+ + 2\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-} \rightarrow \text{K}_2\text{Zn}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2 \downarrow$ Реакция позволяет открыть Zn^{2+} -ион в присутствии Al^{3+} -иона.
Cr^{3+}	KOH , NaOH .	$\text{Cr}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow$	Гидроксид растворяется в избытке щелочи: $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- \rightarrow \text{CrO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$ и в кислотах: $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$ <i>Примечание:</i> в присутствии Zn^{2+} осадок $\text{Cr}(\text{OH})_3$ не растворяется в избытке щелочи вследствие образования $\text{Cr}_2(\text{ZnO}_2)_3$. Этого удастся избежать, если гидроксид хрома растворять в избытке щелочи в присутствии H_2O_2 .	

Таблица 4 (окончание)

Катионы IV аналитической группы				
Катион	Реагент	Уравнение реакции	Реакция, используемая для отделения катиона из смеси	Частные аналитические реакции на катион
Fe^{2+} , Fe^{3+} , Mn^{2+} , Bi^{3+} , Mg^{2+}	KOH , NaOH .	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow$ $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$ $\text{Mn}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2 \downarrow$ $\text{Bi}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Bi}(\text{OH})_3 \downarrow$ $\text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \downarrow$ Осадки $\text{Fe}(\text{OH})_2$ и $\text{Mn}(\text{OH})_2$ постепенно окисляются кислородом воздуха и изменяют свою окраску: $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$ $2\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MnO}(\text{OH})_2 \downarrow$.	Гидроксиды катионов IV группы растворяются в разбавленных сильных кислотах, но не растворяются в избытке щелочи и в растворе аммиака: $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Mn}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Bi}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ \rightarrow \text{Bi}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	$3\text{Fe}^{2+} + 2\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-} \rightarrow \text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2 \downarrow$. $4\text{Fe}^{3+} + 3\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-} \rightarrow \text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3 \downarrow$.
Катионы V аналитической группы				
Катион	Реагент	Уравнение реакции	Реакция, используемая для отделения катиона из смеси	Частные аналитические реакции на катион
Cu^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+}	Конц. раствор NH_3	Раствор NH_4OH , прибавленный к растворам солей в небольшом количестве, осаждает эти катионы в виде основных солей: $2\text{CuSO}_4 + 2\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow (\text{CuOH})_2\text{SO}_4 \downarrow + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ $\text{CoCl}_2 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{CoOHCl} \downarrow + \text{NH}_4\text{Cl}$ $2\text{NiSO}_4 + 2\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow (\text{NiOH})_2\text{SO}_4 \downarrow + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	В избытке NH_4OH эти осадки растворяются с образованием аммиокомплексов различной окраски: $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4 + 8\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow 2[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{OH}^- + 8\text{H}_2\text{O}$ $\text{CoOHCl} + 5\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4^+ \rightarrow [\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+} + \text{Cl}^- + 6\text{H}_2\text{O}$ $(\text{NiOH})_2\text{SO}_4 + 12\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow 2\text{Ni}(\text{NH}_3)_6^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{OH}^- + 12\text{H}_2\text{O}$	$2\text{Cu}^{2+} + \text{Fe}(\text{CN})_6^{2-} \rightarrow \text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6] \downarrow$ $\text{Co}^{2+} + 4\text{NH}_4\text{NCS} \rightarrow (\text{NH}_4)_2[\text{Co}(\text{NCS})_4] + 2\text{NH}_4^+$ $\text{Ni}^{2+} + \text{NH}_4\text{OH}$ (изб) + $2\text{C}_4\text{H}_8\text{N}_2\text{O}_2$ (диметилглиоксим) $\rightarrow \text{Ni}[\text{C}_4\text{H}_7\text{N}_2\text{O}_2]_2 \downarrow + \text{NH}_4^+$
Катионы VI аналитической группы				
Катион	Реагент	Уравнение реакции	Реакция, используемая для отделения катиона из смеси	Частные аналитические реакции на катион
NH_4^+				$\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (при нагревании) $\text{NH}_4^+ + \text{K}_2[\text{HgI}_4]$ (реактив Несслера) + $4\text{OH}^- \rightarrow [\text{NH}_2\text{Hg}_2\text{O}] \downarrow + 7\text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$.

Задание 2.

Вам выдан исследуемый раствор, в котором могут содержаться: Ag^+ , Pb^{2+} , Ba^{2+} , Ca^{2+} , NH_4^+ . Исследуемый раствор может быть с осадком или без осадка. Определите наличие катионов в исследуемом растворе.

Катионы каких аналитических групп входят в состав исследуемого раствора? Какой катион из общего раствора можно обнаружить селективной реакцией без разделения на группы? Отлейте в пробирку исследуемый раствор и проведите данную реакцию. Сделайте соответствующий вывод.

Опыт 1.

Проведите отделение катионов I группы от катионов II и VI аналитических групп. Для этого к 1 мл исследуемого раствора с осадком (если он есть) прибавьте при перемешивании 1 мл 2 М раствора HCl до полного осаждения хлоридов I группы. Большого избытка HCl следует избегать, так как он может привести к частичному растворению осадка за счет образования комплексов. Осадку дайте некоторое время постоять. Слейте в чистую пробирку раствор над осадком.

Опыт 2.

Исследуйте полученный осадок на наличие в нем катионов Ag^+ и Pb^{2+} . Добавьте к осадку 1 мл дистиллированной воды и нагрейте смесь при перемешивании 2–3 минуты. При этом хлорид свинца будет растворяться, а хлорид серебра остается в осадке. Горячий раствор слейте в чистую пробирку (быстро) и испытывают на присутствие в нем ионов Pb^{2+} реакциями с KI или $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Сделайте вывод о наличии ионов Pb^{2+} в исследуемом растворе.

Если свинец присутствует, его необходимо удалить из осадка. Для этого к осадку прибавляют избыток (1 мл) дистиллированной воды и нагрейте до кипения, все время перемешивая раствор. Такую обработку проводят до отрицательной реакции на ионы свинца.

Если осадок еще остался, то прибавьте к нему 4–8 капель концентрированного NH_4OH и хорошо перемешайте 1–2 минуты. При этом хлорид серебра растворяется с образованием комплексной соли $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$. К содержимому пробирки добавьте 1–2 капли фенолфталеина и по каплям при перемешивании раствор HNO_3 до исчезновения окраски. Образование белого осадка (мути) AgCl укажет на присутствие иона Ag^+ :

Опыт 3.

Проведите отделение катионов II аналитической группы. Для этого в пробирку с раствором, полученным в опыте 1, добавьте 1 мл этилового спирта (для уменьшения растворимости сульфата кальция) и по каплям 2 М раствора серной кислоты, все время, перемешивая раствор, до полного осаждения сульфатов II группы. К полученному

осадку добавьте 1 мл насыщенного раствора соды и нагревайте пробирку несколько минут, время от времени хорошо перемешивая ее содержимое. Слейте раствор над осадком, а осадок вновь обработайте раствором соды и так до тех пор, пока раствор над осадком не покажет отрицательной реакции на сульфат-ионы. Для проверки к 2–3 каплям раствора добавьте 2–3 капли раствора BaCl_2 . К выпавшему осадку добавьте избыток (10 капель) раствора HCl и если осадок растворился, то можно считать, что сульфаты полностью перешли в карбонаты.

Убедившись в полноте перевода сульфатов в карбонаты, осадок тщательно промойте 2–3 раза горячей дистиллированной водой. Это необходимо для удаления сульфат-иона. Если этого не сделать, то при дальнейшей обработке осадка уксусной кислотой часть катионов снова будет осаждена в виде сульфатов.

Полученный осадок, обработайте по каплям горячей уксусной кислотой до полного растворения осадка.



Опыт 4.

Для обнаружения иона Ba^{2+} к полученному раствору добавьте по каплям раствор $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ до тех пор, пока жидкость не окрасится в оранжево-желтый цвет. Появление окраски свидетельствует об избытке $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ в растворе и, следовательно, о полноте осаждения хромата бария. После 2–3 минутного нагревания при перемешивании, пробирке дайте остыть и слейте раствор над осадком в чистую пробирку.

Опыт 5.

Оранжевая окраска раствора затрудняет в дальнейшем открытие ионов кальция и от нее необходимо избавиться. Для этого в раствор добавьте твердый Na_2CO_3 до щелочной реакции ($\text{pH} = 9\text{--}10$) и нагрейте при перемешивании 2–3 минуты. Выпавший осадок CaCO_3 промойте несколько раз горячей дистиллированной водой, затем обработайте раствором уксусной кислоты и проведите качественную реакцию с оксалатом аммония.

Сделайте соответствующий вывод по заданию.

При оформлении отчета, необходимо:

- 1) **поставить цель и задачи исследования;**
- 2) **сформулировать выводы.**

Практическая работа № 5

Гидролиз солей (2 ч)

Процесс гидролиза может быть обратимым и необратимым. Обратимым является гидролиз большинства солей. Количественно гидролиз соли характеризуют степенью гидролиза $\alpha_{\text{гидр}}$ – отношение количества гидролизованых ионов соли к общему количеству вещества подобных ионов в растворе. Эта величина зависит от природы соли (катионом какого основания и анионом какой кислоты образована соль), концентрации раствора и температуры. Степень гидролиза по аниону зависит от степени диссоциации кислоты. Степень гидролиза по катиону зависит от природы катиона и его заряда.

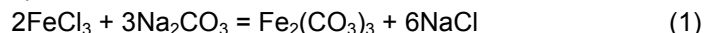
Поскольку гидролиз – обратимый процесс, то его равновесие может быть смещено изменением концентрации вещества или температуры. При этом следует помнить, что все реакции нейтрализации протекают с выделением теплоты (экзотермические). Реакция гидролиза соли – процесс обратный реакции нейтрализации, следовательно, будет эндотермический.

Если в растворе присутствуют две соли, одна из которых гидролизуется по аниону, другая по катиону, то гидролиз обеих солей усиливается, протекает необратимо с образованием конечных продуктов (слабого основания и слабой кислоты). Растворы таких солей имеют среду, близкую к нейтральной ($\text{pH} \approx 7$). Например, рассмотрим реакцию совместного гидролиза солей FeCl_3 и Na_2CO_3 :

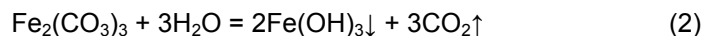


Для составления реакции совместного гидролиза двух солей можно воспользоваться следующим алгоритмом:

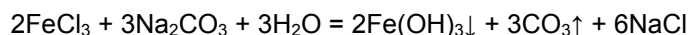
1) Запишем реакцию обмена этих солей:



2) Из таблицы растворимости видно, что соль $\text{Fe}(\text{CO}_3)_3$ в водном растворе подвергается необратимому гидролизу:



3) Суммируем уравнение 1 и 2:



Вопросы для контроля

1. В какую сторону сместится равновесие гидролиза в растворе сульфата натрия: $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NaHSO}_3 + \text{NaOH} - Q$ при а) добавлении воды; б) понижении температуры; в) повышении давления; г) уменьшении концентрации щелочи.

2. Составьте уравнение совместного гидролиза солей сульфата хрома (III) и сульфида аммония.

Необходимые реактивы и оборудование: универсальная индикаторная бумага, растворы солей Na_2SO_3 , Na_2CO_3 , ZnSO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, FeCl_3 , дист. вода, стружки магния, спиртовка, держатель для пробирок, спички, набор пробирок.

Экспериментальная часть

Задание 1

Опыт 1.

С помощью универсальной индикаторной бумаги сравните pH растворов сульфита натрия и карбоната натрия. В отчете напишите молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза солей. По величине pH укажите, какая из двух солей гидролизуется сильнее и объясните почему? Для подтверждения объяснения из литературных источников найдите константы диссоциации кислот, образующих анионы солей.

Опыт 2.

С помощью универсальной индикаторной бумаги сравните pH растворов сульфата цинка и сульфата алюминия. В отчете напишите молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза солей. По величине pH укажите, какая из двух солей гидролизуется сильнее и объясните почему?

Задание 2

Опыт 1.

Поместите в пробирку 2–3 капли концентрированного раствора хлорного железа. С помощью универсальной индикаторной бумаги определите pH данного раствора. Раствор в пробирке разбавьте водой, увеличив объем в 3–4 раза, и установите pH разбавленного раствора. Как изменилось pH раствора? Напишите уравнение реакции гидролиза по первой и второй ступеням в молекулярном и ионном виде. Сделайте вывод.

Опыт 2.

Прокипятите несколько минут раствор хлорного железа, полученный в предыдущем опыте. Что наблюдаете? Почему раствор при кипячении становится мутным?

Задание 3

В пробирку налейте немного раствора хлорного железа и внести несколько стружек магния. Что наблюдаете? Объясните установленный факт с помощью уравнений реакций. Сделайте вывод.

Задание 4

В пробирку налейте немного раствора сульфата алюминия и такое же количество раствора карбоната натрия. Отметьте образование

осада и выделение газа. Объясните полученный результат с помощью уравнений реакций. Сделайте вывод.

При оформлении отчета необходимо:

- 1) **поставить цель и задачи исследования;**
- 2) **по каждому заданию попытаться сформулировать гипотезу;**
- 3) **реакции гидролиза записать в молекулярном, полном ионном и сокращенном ионном виде;**
- 4) **сформулировать выводы.**

Практическая работа № 6

Окислительно-восстановительные реакции (2 ч)

Переходные d-элементы характеризуются двумя важными особенностями: во-первых, они образуют соединения, в которых присутствуют в различных степенях окисления, во-вторых, соединения этих металлов, как правило, окрашены. Соединения марганца и хрома можно смело назвать химическими хамелеонами.

Для выполнения практической работы необходимо изучить соединения этих двух элементов и ответить на следующие **вопросы:**

1. Какие оксиды образует марганец и хром? Какой характер у данных оксидов?
2. Какие гидроксиды соответствуют этим оксидам, и каков их характер?
3. Заполните приведенные ниже таблицы 5 и 6.

Таблица 5. Ионы марганца с различной степенью окисления и цвет растворов, содержащих эти ионы

	ИОН, ЕГО НАЗВАНИЕ		
	ион марганца (II) Mn ²⁺	перманганат ион MnO ₄ ⁻	манганат ион MnO ₄ ²⁻
Степень окисления марганца			
Цвет раствора			

Таблица 6. Ионы хрома с различной степенью окисления и цвет растворов, содержащих эти ионы

	ИОН, ЕГО НАЗВАНИЕ				
	Cr ²⁺ ион хрома (II)	Cr ⁺³ ион хрома (III)	CrO ₂ ⁻ хромит ион [Cr(OH) ₆] ³⁻ гексагидроксо- хромат (III) – ион	CrO ₄ ²⁻ хромат – ион	Cr ₂ O ₇ ²⁻ бихромат (дихромат) – ион
Степень окисления хрома					
Цвет раствора					

Некоторые окислительно-восстановительные реакции протекают в определенной среде: кислотной (избыток ионов H⁺), нейтральной (H₂O) и щелочной (избыток гидроксид-ионов OH⁻). В зависимости от среды может изменяться характер протекания реакции между одними и теми же веществами. Среда влияет на изменение степеней окисления атомов. Это отчетливо можно наблюдать на примере одного из самых распространенных окислителей KMnO₄. Хром в своих соединениях имеет устойчивые степени окисления +6 и +3. В первом случае соединения хрома проявляют свойства окислителей, во втором – восстановителей. В зависимости от характера среды также имеют место разные переходы степеней окисления атомов.

Обычно для создания в растворе кислой среды используют серную кислоту. Азотную и соляную кислоты применяют редко, так как азотная кислота сама является окислителем и, а соляная кислота способна окисляться и может вызвать побочные процессы. Для создания щелочной среды применяют растворы едкого кали или едкого натра, нейтральной – воду.

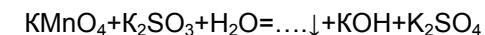
Экспериментальная часть

Необходимые реактивы и оборудование: растворы KMnO₄, K₂SO₃, H₂SO₄ (1:1), 2н KOH (NaOH), CrCl₃, H₂O₂, спиртовка, спички, держатель для пробирок, набор пробирок.

Техника безопасности: для выполнения работы необходимо вспомнить правила обращения с растворами кислот и щелочей, а также правила нагревания.

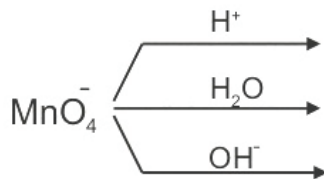
Задание 1.

В три пробирки налейте примерно по 0,5–1 мл. малинового раствора перманганата калия. Прибавьте немного в первую пробирку разбавленной серной кислоты, во вторую – воды, а в третью – концентрированный раствор гидроксида калия. Окраска растворов при этом не изменяется. Затем во все пробирки добавьте по 0,5–1 мл раствора сульфита калия и хорошо перемешайте смеси. Какие изменения произошли в каждой пробирке? Ниже представлены схемы проведенных реакций:



Вместо пропусков запишите формулы соответствующих веществ и уравняйте реакции методом электронного баланса или методом полуреакций.

В качестве вывода проведенный эксперимент попробуйте иллюстрировать схемой:

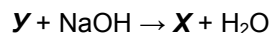
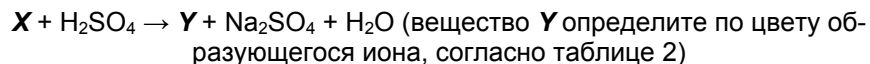
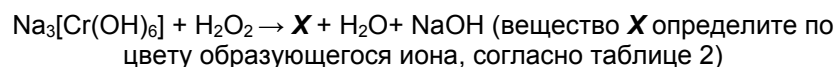


Против каждой стрелки запишите **соответствующий ион или вещество, если это не электролит с указанием его окраски**. В какой среде перманганат-ион восстанавливается максимально, а в какой минимально?

Задание 2.

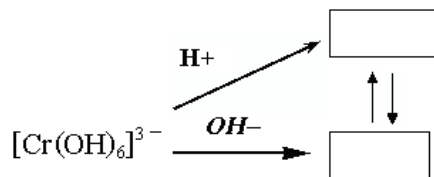
Налейте в пробирку 0,5–1 мл фиолетово-зеленого раствора хлорида хрома (III). Далее по каплям прилейте раствор гидроксида натрия до полного растворения в начале выпавшего серо-зеленого осадка и получения раствора изумрудного цвета. Наблюдаемые в опыте превращения объясняются последовательно происходящими реакциями (запишите их самостоятельно). Являются ли проведенные реакции ОВР?

Нагрейте полученный раствор изумрудного цвета, добавьте в него немного пероксида водорода и продолжите нагревание до тех пор, пока изумрудная окраска не перейдет в желтую. Если к желтому раствору прилить немного серной кислоты, то он приобретает оранжевую окраску. К полученному оранжевому раствору добавьте раствор щелочи. Вновь образуется желтый цвет. Проведенные реакции можно изобразить следующими схемами:



Вместо **X** и **Y** запишите формулы соответствующих веществ. ОВР уравняйте методом электронного баланса или методом полуреакций.

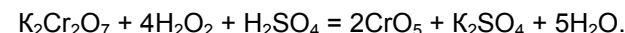
В качестве вывода проведенный эксперимент попробуйте иллюстрировать схемой:



Вместо прямоугольников в схеме укажите соответствующий ион. Отметьте, в какой среде устойчив каждый из этих ионов. Укажите степень окисления хрома в каждом ионе в схеме.

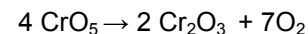
Задание 3.

В пробирку налейте 1 мл раствора перекиси водорода и 0,5 мл раствора серной кислоты. Смесь перемешайте. Затем добавьте в пробирку 1 мл изопропилового спирта и несколько капель дихромата калия. В какой цвет окрасился верхний спиртовой слой в пробирке? Через некоторое время раствор еще раз изменит цвет. Повторное изменение цвета раствора указывает на то, что вначале образуется нестойкое соединение – пероксид хрома (VI) CrO_5 по реакции:

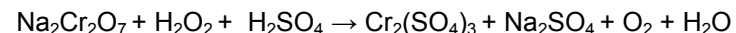


Образующийся пероксид хрома очень неустойчив в водных растворах, но более устойчив в органических растворителях. Для этого в пробирку был добавлен изопропиловый спирт, который экстрагировал пероксид и таким образом сделал его более устойчивым. Данный пероксид очень интересное соединение с точки зрения его строения. Только по графической формуле можно определить валентность и степень окисления хрома в нем. И тогда возникает следующий вопрос, является ли реакция его получения ОВР и как ее уравнивать? Попытайтесь ответить на эти вопросы.

Постепенно пероксид хрома (VI) разлагается с образованием оксида хрома (III) и кислорода:



Оксид хрома (III) реагирует с серной кислотой. Таким образом, в растворе появляются ионы Cr^{3+} и, вновь наблюдается изменение окраски. Суммарно эти процессы можно описать следующей схемой:



Уравняйте реакцию методом электронного баланса и сделайте соответствующий вывод по заданию.

При оформлении отчета, необходимо:

- 1) **поставить цель и задачи эксперимента;**
- 2) **сформулировать выводы.**

Практическая работа № 7

Взаимодействие металлов с растворами солей (2 ч)

Взаимодействие металлов с растворами солей характеризует электрохимический ряд напряжений металлов. Любой ученик 9 класса знает, что металл, стоящий в ряду напряжений левее вытесняет металл, стоящий правее из раствора его соли. В то же время не следует забы-

вать, что данный тип реакций относится к окислительно-восстановительным реакциям и электрохимический ряд напряжений металлов представляет собой лишь фрагмент общего ряда стандартных электродных потенциалов окислительно-восстановительных систем в водных растворах при 25°C (см. приложение 3). Причем обмениваться электронами могут не только металл и его ионы ($E^{\circ}_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}}$), но и ионы одного и того же элемента в различных степенях окисления ($E^{\circ}_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}$). Для измерения такого потенциала используют инертный, например платиновый электрод. На границе электрод (платина) – раствор возникает электродный, или окислительно-восстановительный потенциал. Его значение определяют относительно стандартного водородного электрода при стандартных условиях ($T = 25^{\circ}\text{C}$ и концентрация равна 1 моль/л).

Значение стандартного окислительно-восстановительного потенциала является мерой окислительно-восстановительной способности вещества. Чем оно больше, тем сильнее выражены окислительные свойства вещества. И наоборот, чем меньше, тем сильнее его восстановительные свойства. По значениям стандартных окислительно-восстановительных потенциалов можно определить как продукты реакции, так и возможность ее протекания в том, или ином направлении.

ОВР протекает при условии, что потенциал окислителя больше потенциала восстановителя, то есть разность стандартных окислительно-восстановительных потенциалов полуреакций окисления и восстановления имеет положительное значение:

$$\Delta E = E^{\circ}_{\text{ок-ль}} - E^{\circ}_{\text{вос-ль}} > 0$$

Причем, чем больше эта разность, тем наиболее вероятно протекание ОВР. Например, проверим, почему железо вытесняет медь из растворов ее солей, а медь не вытесняет железо.

$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu} + \text{FeSO}_4$ $\Delta E = E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - E^{\circ}_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = 0,345 - (-0,473) > 0$, следовательно реакция возможна.

$\text{Cu} + \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe} + \text{CuSO}_4$ $\Delta E = E^{\circ}_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} - E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = -0,473 - 0,345 < 0$, следовательно реакция не возможна.

На ЕГЭ по химии часто встречается реакция между хлоридом железа (III) и иодидом калия. Некоторые учащиеся считают, что в этом случае проходит классическая реакция обмена и записывают уравнение с следующим виде: $\text{FeCl}_3 + 3\text{KI} = \text{FeI}_3 + 3\text{KCl}$. Однако, величина стандартного окислительно-восстановительного потенциала пары $E^{\circ}_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = + 0,771$ В больше, чем пары $E^{\circ}_{\text{I}_2/\text{I}^-} = + 0,536$ В, что указывает на возможность протекания ОВР: $2\text{FeCl}_3 + 2\text{KI} = 2\text{FeCl}_2 + \text{I}_2 + 2\text{KCl}$. А будет ли протекать подобным образом реакция $\text{FeCl}_3 + \text{KBr} \rightarrow ?$

Экспериментальная часть

Необходимые реактивы и оборудование: 10 % раствор хлорного железа, магний (порошок или стружка), раствор красной кровяной соли, раствор щелочи, раствор хлорида аммония, кусочек натрия со спичечную горошину, раствор медного купороса, пробирка с раствором хлорного железа и опущенной в него железной скрепкой, воронка, фильтр, два химических стакана на 50 мл, набор пробирок, лабораторный штатив.

Техника безопасности: для выполнения работы необходимо вспомнить правила обращения с растворами щелочей, а также правила нагревания. Во избежание несчастного случая металлический натрий в пробирку опускает учитель. При этом наблюдающие эксперимент ученики находятся на расстоянии полуметра от пробирки.

Задание 1.

В химический стакан налейте примерно 15–20 мл раствора хлорного железа, затем добавьте немного порошкообразного магния. Наблюдается энергичное выделение газа. Подумайте, с каким веществом вступил в реакцию магний и какой газ выделяется? Оставьте стакан на время до прекращения выделения газа. (В это время приступите к выполнению следующего задания). После того, как выделение газа почти полностью прекратится, образуется коричневый осадок, который необходимо отделить от раствора фильтрованием.

Налейте в две пробирки по 1–2 мл полученного фильтрата. В одну пробирку добавьте раствор красной кровяной соли. Что наблюдаете? В другую пробирку добавьте раствор щелочи до выпадения белого осадка. Этот осадок является смесью двух веществ – гидроксида железа (II) и гидроксида магния. Для отделения гидроксида магния добавьте в пробирку раствор хлорида аммония, который растворяет хлорид магния. В результате разделения двух осадков у вас в пробирке останется мутный раствор с зеленоватым оттенком.

Проанализируйте результаты эксперимента, сделайте выводы. Почему реакция магния с хлорным железом идет не с выделением металла, а только с частичным восстановлением ионов Fe^{3+} до Fe^{2+} ? Попробуйте сформулировать гипотезу, исходя из возможностей протекания ОВР, используя значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Запишите уравнения **всех** проведенных реакций. Сделайте соответствующий вывод по заданию.

Задание 2.

Налейте в эксикатор раствор медного купороса и установите его на расстоянии 40–50 см от себя и товарища. Учитель аккуратно опускает в раствор маленький кусочек натрия. Отметьте наблюдаемые изменения в растворе. Наличие двух осадков разного цвета указывает на протекание нескольких реакций. Помните, что при взаимодействии

металлов с растворами солей в качестве окислителя могут выступать не только ионы металла, но и ионы водорода воды. Составьте соответствующие уравнения реакций. Сделайте соответствующий вывод по заданию.

Задание 3.

Возьмите пробирку с раствором хлорного железа и опущенной в него железной скрепкой, которая постояла некоторое время. Сравните цвет раствора с исходным раствором хлорного железа. Разделите полученный раствор на две пробирки. В первую добавьте раствор щелочи, а во вторую добавьте несколько капель раствора красной кровяной соли. Проанализируйте результаты эксперимента, сделайте соответствующие выводы, которые подтвердите расчетами на основе значений стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Запишите соответствующие уравнения реакций.

При оформлении отчета:

- 1) **сформулируйте цель и задачи исследования;**
- 2) **по каждому заданию попробуйте сформулировать гипотезу;**
- 3) **запишите все реакции, проведенные в эксперименте;**
- 4) **сформулируйте выводы.**

Практическая работа № 8 (2 ч)

Металлы главных подгрупп

Любой школьник знает, что вода является универсальным растворителем, благодаря этому в природе чистая вода не встречается. Взаимодействуя с солями, содержащимися в земной коре, она приобретает определенную жесткость. *Жесткость воды (Ж)* обусловлена содержанием в ней растворимых солей, в основном кальция и магния (хлоридов, гидрокарбонатов, сульфатов и др). В действительности все двухвалентные катионы металлов в той или иной степени влияют на жесткость. Термин «жесткая» по отношению к воде исторически сложился из-за свойств материала тканей, постиранных в жесткой воде обыкновенным хозяйственным мылом, становиться более жесткими на ощупь.

По анионному составу солей кальция и магния различают жесткость *временную и постоянную*. Временная жесткость (или карбонатная) потому так и называется, что ее легко можно устранить, например, кипячением, так как она обусловлена содержанием в воде гидрокарбонатов, которые при нагревании легко разлагаются:



Постоянная (или некарбонатная) жесткость обусловлена присутствием других солей, например, хлоридов, сульфатов кальция и магния, которые не разлагаются при нагревании.

По катионному составу различают *кальциевую жесткость* (J_{Ca}), обусловленную содержанием ионов Ca^{2+} , *магниевою жесткостью* (J_{Mg}), обусловленную содержанием ионов Mg^{2+} , и *общую жесткость* (J_0). Кальциевую и общую жесткость определяют методом титрования, а магниевою жесткость обычно рассчитывают по формуле $J_{\text{Mg}} = J_0 - J_{\text{Ca}}$.

В мировой практике используют несколько единиц измерения жесткости, все они определенным образом соотносятся друг с другом. В России Госстандартом в качестве единицы жесткости воды установлен моль на кубический метр (моль/м³) или мг-экв/л (миллиграмм эквивалент на литр). Численно эти значения совпадают (1 мг-экв/л соответствует 20,04 мг/л катионов Ca^{2+} или 12,16 мг/л катионов Mg^{2+}).

Жесткость воды колеблется в широких пределах: от 0,1–0,2 мг-экв/л в реках и озерах, расположенных в зонах тайги и тундры, до 80–100 мг-экв/л и более в подземных водах, морях и океанах.

Оценку общей жесткости воды обычно характеризуют следующим образом:

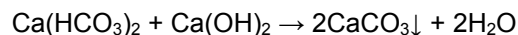
Вода	Жесткость, мг-экв/л
очень мягкая вода	до 1,5 мг-экв/л
мягкая вода	от 1,5 до 4 мг-экв/л
вода средней жесткости	от 4 до 8 мг-экв/л
жесткая вода	от 8 до 12 мг-экв/л
очень жесткая вода	более 12 мг

Отметим, что общая жесткость питьевой воды во избежание ухудшения ее органолептических свойств должна быть не более 7 мг-экв/л.

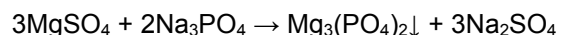
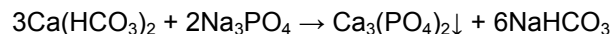
Многочисленные рекламные ролики по телевизору напоминают нам о том, что жесткая вода способствует усиленному образованию накипи. И это происходит не только на стенках стиральных машин, но и на стенках бытовой металлической посуды, и в паровых котлах, отопительных приборах, что значительно снижает интенсивность теплообмена и приводит к большому перерасходу топлива. В воде с высокой жесткостью плохо развариваются овощи и мясо, так как катионы Ca^{2+} образуют с белками пищи нерастворимые соединения. Большая магниевая жесткость придает воде горький привкус, поэтому содержание катионов Mg^{2+} в питьевой воде не должно превышать 100 мг/л. Жесткая вода способствует образованию в организме человека камней, например в почках или в желчном пузыре. Делаем вывод: жесткая вода – это действительно плохо!

При этом не следует забывать, что кальций и магний являются важными макроэлементами, необходимыми любому живому организму. При их дефиците в организме также могут возникать серьезные заболевания, такие, например, как остеопороз при недостатке кальция или заболевание нервной системы при недостатке магния. Основным источником поступления этих элементов в организм является вода.

Для устранения или уменьшения жесткости воды применяют различные методы. В большей степени это делают для технических нужд. Для устранения временной или, как ее еще называют, карбонатной жесткости достаточно воду просто прокипятить. Из реagentных методов наиболее распространен известково-содовый метод, который позволяет устранить и временную, и постоянную жесткость воды. Например, добавление гашеной извести приводит к переводу солей кальция в нерастворимый карбонат:



Лучшим реагентом для устранения общей жесткости воды является ортофосфат натрия Na_3PO_4 , входящий в состав большинства препаратов бытового и промышленного назначения. Образующиеся фосфаты кальция и магния плохо растворимы в воде:



Следует отметить, однако, что попадание сточных вод, содержащих эти фосфаты, в окружающую среду может приводить к серьезным экологическим проблемам. В промышленности применяют еще один способ – пропускание воды через ионообменную смолу. Это вещество поглощает катионы солей жесткости, а взамен отдает ионы натрия или водорода.

Для определения жесткости исследуемой воды используется **титриметрический или объемный анализ**. Суть метода заключается в измерении объема раствора реагента, затраченного на взаимодействие с раствором определяемого вещества. Раствор реагента называется *рабочим раствором*, его готовят заранее с определенной концентрацией. При постепенном прибавлении рабочего раствора к анализируемой пробе происходит химическая реакция между веществом рабочего раствора, концентрация которого известна, и веществом анализируемой пробе, содержание которого необходимо определить. **Процесс постепенного прибавления рабочего раствора к анализируемой пробе называется титрованием**. Титрование проводят до наступления *точки эквивалентности*, момента, когда вещества количественно полностью прореагируют между собой согласно стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции. Точку эквивалентности обычно определяют визуально по изменению окраски или образо-

ванию осадка. Зная концентрацию и объем рабочего раствора, пошедшего на титрование, а также объем исследуемой пробы, можно рассчитать концентрацию анализируемого вещества.

Титриметрические методы анализа классифицируют по виду реакции, которая осуществляется в процессе титрования:

1. Метод нейтрализации. В основе метода лежит реакция нейтрализации:

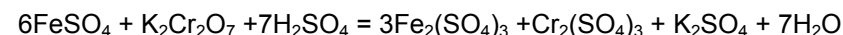


В качестве рабочего раствора используют растворы сильных минеральных кислот (при анализе оснований) либо растворы щелочей (при анализе кислот). Точку эквивалентности определяют по изменению окраски кислотно-основного индикатора, присутствующего в анализируемой пробе.

2. Метод осаждения. В результате реакции взаимодействия рабочего раствора с определяемым веществом образуется малорастворимое соединение. Например, сульфат бария:



3. Окислительно-восстановительный метод. В основе метода лежит окислительно-восстановительная реакция. В качестве рабочего раствора в этом методе часто применяют такие сильные окислители, как перманганат калия KMnO_4 (перманганатометрия) или дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (дихроматометрия). Например, реакции окисления железа дихроматом калия в кислой среде:



Точку эквивалентности определяют по изменению цвета раствора.

4. Комплексометрический метод. В основе метода лежит реакция, при которой образуется окрашенное комплексное соединение. Например:



Вопросы для контроля

1. Чем обусловлена жесткость воды? Приведите ее классификацию.
2. Перечислите основные способы устранения жесткости воды.
3. Сформулируйте суть метода титриметрического анализа.
4. Перечислите виды титриметрического анализа. На чем они основаны?

Экспериментальная часть

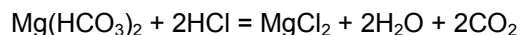
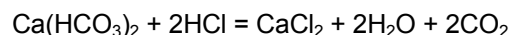
Необходимые реактивы и оборудование: исследуемая вода (вода из-под крана), 0,1 н. (нормальный) раствор соляной кислоты, индикатор метилоранж, раствор ЭДТА (0,05 н), аммиачный буферный

раствор, индикатор эриохром черный Т, бюретка на 25 мл, конические колбы, цилиндр на 100 мл.

Техника безопасности: для выполнения работы необходимо вспомнить правила обращения с растворами кислот и щелочей, а также правила обращения со стеклянной химической посудой.

Задание 1.

Временная жесткость определяется кислотно-основным титрованием исследуемой воды 0,1н. раствором соляной кислоты в присутствии индикатора метилоранжа. При титровании протекают следующие реакции:



Для осуществления процесса титрования нам необходим измерительный инструмент, который называется *бюретка*. Она представляет собой длинную стеклянную градуированную трубку, внизу которой находится либо кран, либо небольшой резиновый шланг с вставленным в него в качестве затвора стеклянным шариком и на конце короткой пипеткой (рис. 5).

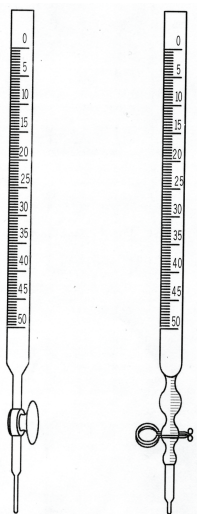


Рис. 5. Бюретки

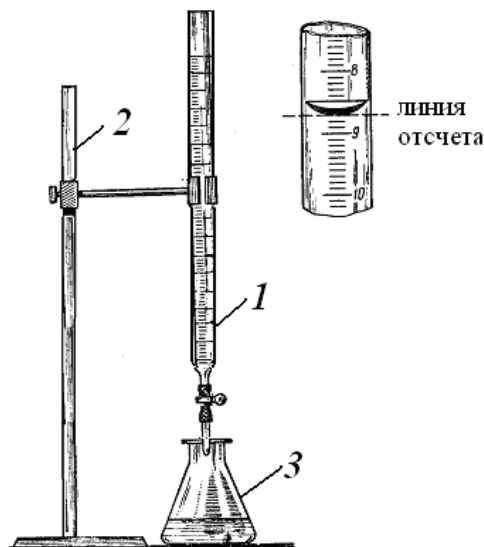


Рис. 6. Прибор для титрования:
1) бюретка, 2) штатив, 3) коническая колба

Для медленного выливания рабочего раствора из бюретки в первом случае приоткрывают стеклянный кран, а во втором оттягивают резиновую трубку в том месте, где находится стеклянный шарик. Ра-

бочий объем бюретки может быть различным: от 10 до 100 мл. Чаще всего для титрования используют бюретку на 25 мл.

С помощью маленькой воронки заполните бюретку выше отметки 0 мл 0,1 н раствором HCl. Важно проследить, чтобы в ее оттянутом кончике (после крана или после резиновой трубки) не осталось пузырьков воздуха. Бюретку (1) укрепите вертикально в лапке штатива (2) (рис.6). Мерным цилиндром отмерьте 50 мл исследуемой воды и перелейте ее в коническую колбу (3). Туда же добавьте 2–3 капли метилоранжа. Далее проводите титрование до исчезновения желтой окраски и появления оранжевого (но не розового цвета раствора). Для этого в колбу для титрования медленно по каплям добавляйте раствор из бюретки, нажимая на шарик в резиновой трубке большим и указательным пальцами одной руки, а другой непрерывно перемешивайте содержимое колбы. При появлении оранжевого цвета титрование прекратите и запишите объем кислоты, израсходованный на титрование. При этом помним, что в момент отсчета показания бюретки глаза экспериментатора должны находиться на уровне нижнего мениска раствора. Чтобы было понятно, как снимать показание, посмотрите на рис. 6. Показание бюретки составляет 8,7 мл. Первое титрование считается пробным. Приготовьте еще две колбы исследуемой воды и проведите титрование еще раз. Полученные результаты объема кислоты, пошедшего на титрование, не должны отличаться более чем на 0,2–0,3 мл. Результаты опыта заносите в таблицу, приведенную ниже.

Номер опыта	Объем исследуемой воды V(H ₂ O), мл	Объем раствора кислоты, мл	Средний объем кислоты V _{ср.} (HCl), мл
1	50		
2	50		
3	50		

После титрования слейте остатки рабочего раствора в стакан и трижды промойте бюретку небольшими порциями дистиллированной воды.

Рассчитайте временную жесткость воды по формуле:

$$Ж_{вр} = \frac{N_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{срHCl}}}{V_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot 1000 = \quad (\text{мг - экв/л}), \text{ где } N_{\text{HCl}} = 0,1.$$

Задание 2.

Общую жесткость воды определяют комплексометрическим титрованием или, проще говоря, методом комплексообразования, основанном на образовании внутрикомплексных соединений ионов металлов со специальным органическим реагентом, имеющим сложное

строение и название – динатриевая соль этилендиаминтетрауксусной кислоты. Для удобства данное соединение сокращенно называют ЭДТА или трилон Б.

Цилиндром отмерьте по 100 мл исследуемой воды в три чистые плоскодонные конические колбы, добавьте в каждую из них с помощью пипетки по 5 мл аммиачного буферного раствора (для поддержания $pH = 9-10$) и чуть-чуть (на кончике стеклянной палочки) сухой соли эриохрома черного Т (индикатора). Полученные смеси хорошо перемешайте. Индикатор можно использовать в виде раствора. Для этого 0,5 г эриохрома черного Т растворите в 10 мл буферного раствора. Полученный раствор перелейте в мерную колбу на 100 мл и доведите объем 96 %-ным этиловым спиртом до метки.

Приготовленные колбы поставьте на лист белой бумаги. Одну из колб будете использовать в качестве контрольного образца для сравнения цвета растворов, а в другую по каплям при непрерывном вращательном перемешивании приливайте из бюретки раствор ЭДТА (трилона Б) до перехода окраски от одной капли **из винно-красной в фиолетовую**. Подождите 1 – 2 минуты, перемешивая раствор. Если окраска не стала **сине-голубой с зеленоватым оттенком**, доведите ее до этого цвета, добавив еще несколько капель раствора ЭДТА из бюретки. Сравните цвет рабочего раствора с окраской контрольного раствора в первой колбе. В момент изменения окраски запишите положение уровня раствора ЭДТА в бюретке по нижнему мениску и определите израсходованный на титрование объем ЭДТА.

Процесс титрования повторите еще 2 раза с новыми порциями воды. Результаты титрования не должны сильно отличаться друг от друга. Если все же они отличаются, опыт придется повторить.

Величину общей жесткости воды (J_0) в мг-экв/л вычислите по формуле:

$$J_0 = \frac{C_{ЭДТА} \cdot V_{ЭДТА} \cdot 1000}{V},$$

где $C_{ЭДТА} = 0,05$, $V_{ЭДТА}$ – средний объем ЭДТА, пошедший на титрование, 1000 – пересчет на 1 литр, V – объем взятой для анализа воды.

Сделайте самостоятельно вывод о жесткости анализируемой воды.

При оформлении отчета, необходимо:

- 1) поставить цель и задачи исследования;**
- 2) сформулировать выводы.**

Библиографический список

1. Алексинский В. Н. Занимательные опыты по химии : кн. для учителя. 2-е изд., испр. – М. : Просвещение, 1995. – 96 с.
2. Алексеев В. Н. Курс качественного химического полумикроанализа. – М. : Госхимиздат, 1958. – 584 с.
3. Глинка Н. Л. Общая химия : учеб. пособие для вузов. 21-е изд., стереотипное / под. ред. В. А. Рабиновича. – Л. : Химия, 1981. – 720 с.
4. Горбунов А. И. Теоретические основы общей химии: Учебник для студентов технических университетов и вузов / Гуров А. А., Филиппов Г. Г., Шаповал В. Н. / под ред. А. И. Горбунова. – М. : Изд-во МГТУ им. Н. Э. Баумана, 2001. – 720 с.
5. Дорофеев А. И., Федотова М. И. Практикум по неорганической химии : учеб. пособие для техникумов. – Л. : Химия, 1990. – 240 с.
6. Крешков А. П., Ярославцев А. А. Курс аналитической химии : кн. первая. – М. : Химия, 1968. – 496 с.
7. Мишенина Л. Н. Занимательная химия : учеб.-метод. пособие. 2-е изд., доп. и перераб. – Томск : изд-во Том. ун-та, 2007. – 42 с.
8. Рево А. Я. Практикум по органической химии (Качественные микрохимические реакции). 3-е изд. : учеб. пособие для медицинских вузов. – М. : Высш. школа, 1971. – 208 с.
9. Прохорова Г. В. Качественный химический анализ [Электронный ресурс]. URL: <http://www.chem.msu.su/rus/elibrary/analyt/all.pdf>
10. Стась Н. Ф. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии : учеб. пособие / Плакидкин А. А., Князева Е. М. 2-е изд., дополненное. – Томск: Изд-во Томского политехнического университета, 2007. – 207 с.
11. Сурин Ю. В. Развивающий эксперимент // Химия в школе. – 1998. – № 1. – С. 62–65.
12. Сурин Ю. В. Развивающий эксперимент // Химия в школе. – 1998. – № 3. – С. 67–68.
13. Общая химия : учеб. для 11 кл. общеобразоват. учреждений с углубл. изучением химии / Габриелян О. С., Остроумов И. Г., Соловьев С. Н., Маскаев Ф. Н. 2-е изд. – М. : Просвещение, 2006. – 384 с.
14. Шрайбман Г. Н., Булгакова О. Н., Иванова Н. В. Аналитическая химия [Электронный ресурс]. URL: <http://kk.docdat.com/docs/index-381742.html>
15. Хомченко Г. П., Севастьянова К. И. Окислительно-восстановительные реакции : пособие для учащихся. 2-е изд. – М. : Просвещение, 1980. – 144 с.
16. Химия и общество : пособие для учителей : пер. с англ. – М. : Мир, 1995. – 560 с.
17. Химия и общество : пособие для учителей : пер. с англ. – М. : Мир, 1995. – 624 с.
18. Хомченко Г. П. Химия для поступающих в вузы. – М. : Высш. шк., 1986. – 367 с.

I		Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева						VII		VIII																																																																																												
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12																																																																																											
1 H водород 1,00794	2 He гелий 4,002602	3 Li литий 6,941	4 Be бериллий 9,01218	5 B бор 10,811	6 C углерод 12,011	7 N азот 14,0067	8 O кислород 15,9994	9 F фтор 18,998403	10 Ne неон 20,179	11 Na натрий 22,98977	12 Mg магний 24,305	13 Al алюминий 26,98154	14 Si кремний 28,0855	15 P фосфор 30,97376	16 S сера 32,066	17 Cl хлор 35,453	18 Ar аргон 39,948	19 K калий 39,0983	20 Ca кальций 40,078	21 Sc скандий 44,95591	22 Ti титан 47,88	23 V ванадий 50,9415	24 Cr хром 51,9961	25 Mn марганец 54,9380	26 Fe железо 55,847	27 Co кобальт 58,9332	28 Ni никель 58,69	29 Cu медь 63,546	30 Zn цинк 65,39	31 Ga галлий 69,723	32 Ge германий 72,59	33 As мышьяк 74,9216	34 Se селен 78,96	35 Br бром 79,904	36 Kr криптон 83,80	37 Rb рубидий 85,468	38 Sr стронций 87,62	39 Y иттрий 88,9059	40 Zr цирконий 91,224	41 Nb ниобий 92,9064	42 Mo молибден 95,94	43 Tc технеций [98]	44 Ru рутений 101,07	45 Rh родий 102,9055	46 Pd палладий 106,42	47 Ag серебро 107,8682	48 Cd кадмий 112,41	49 In индий 114,82	50 Sn олово 118,710	51 Sb сурьма 121,75	52 Te теллур 127,60	53 I йод 126,9045	54 Xe ксенон 131,29	55 Cs цезий 132,9054	56 Ba барий 137,33	57 La* лантан 138,9055	58 Ce церий 140,9077	59 Pr протактиний 140,9077	60 Nd нейодиm 144,24	61 Pm прометий [145]	62 Sm самарий 150,36	63 Eu европий 151,96	64 Gd гадолиний 157,25	65 Tb тербий 158,9254	66 Dy диспрозий 162,50	67 Ho гольмий 164,9304	68 Er эрбий 167,26	69 Tm туманитий 168,9342	70 Yb ytterbium 173,04	71 Lu лютеций 174,967	72 Hf hafnium 178,49	73 Ta тантал 180,9479	74 W вольфрам 183,85	75 Re рений 186,207	76 Os осмий 190,2	77 Ir иридий 192,22	78 Pt платина 195,08	79 Au золото 196,9665	80 Hg ртуть 200,39	81 Tl таллий 204,383	82 Pb свинец 207,2	83 Bi висмут 208,9804	84 Po полоний [209]	85 At астат [210]	86 Rn радон [222]	87 Fr франций [223]	88 Ra радий [226]	89 Ac** актиноиды [227]	90 Th торий [232]	91 Pa протактиний [231]	92 U уран [238]	93 Np нейптуний [237]	94 Pu плутоний [244]	95 Am америций [243]	96 Cm куриций [247]	97 Bk берклий [247]	98 Cf калифорний [251]	99 Es эйзенштейний [252]	100 Fm фермий [257]	101 Md менделеевий [288]	102 No нобеллий [289]	103 Lr лютеций [260]



Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы некоторых систем

№ п/п	Электрод	Реакция	E ⁰ , В
Электроды I рода			
<i>а) обратимые относительно катиона</i>			
1	Li ⁺ , Li	Li ⁺ + e ⇌ Li	-3,045
2	K ⁺ , K	K ⁺ + e ⇌ K	-2,925
3	Rb ⁺ , Rb	Rb ⁺ + e ⇌ Rb	-2,925
4	Cs ⁺ , Cs	Cs ⁺ + e ⇌ Cs	-2,923
5	Ra ²⁺ , Ra	Ra ²⁺ + 2e ⇌ Ra	-2,916
6	Ba ²⁺ , Ba	Ba ²⁺ + 2e ⇌ Ba	-2,906
7	Ca ²⁺ , Ca	Ca ²⁺ + 2e ⇌ Ca	-2,866
8	Sr ²⁺ , Sr	Sr ²⁺ + 2e ⇌ Sr	-2,888
9	Na ⁺ , Na	Na ⁺ + e ⇌ N	-2,714
10	La ³⁺ , La	La ³⁺ + 3e ⇌ La	-2,522
11	Mg ²⁺ , Mg	Mg ²⁺ + 2e ⇌ Mg	-2,363
12	H ₂ , 2H ⁺	H ⁺ + e ⇌ H	-2,250
13	Th ⁴⁺ , Th	Th ⁴⁺ + 4e ⇌ Th	-1,899
14	Be ²⁺ , Be	Be ²⁺ + 2e ⇌ Be	-1,847
15	U ³⁺ , U	U ³⁺ + 3e ⇌ U	-1,789
16	Al ³⁺ , Al	Al ³⁺ + 3e ⇌ Al	-1,662
17	Mn ²⁺ , Mn	Mn ²⁺ + 2e ⇌ Mn	-1,180
18	Cr ²⁺ , Cr	Cr ²⁺ + 2e ⇌ Cr	-0,913
19	Zn ²⁺ , Zn	Zn ²⁺ + 2e ⇌ Zn	-0,763
20	Cr ³⁺ , Cr	Cr ³⁺ + 3e ⇌ Cr	-0,744
21	Fe ²⁺ , Fe	Fe ²⁺ + 2e ⇌ Fe	-0,440
22	Cd ²⁺ , Cd	Cd ²⁺ + 2e ⇌ Cd	-0,403
23	Fe ³⁺ , Fe ²⁺	Fe ³⁺ + e ⇌ Fe ²⁺	+0,77
24	Tl ⁺ , Tl	Tl ⁺ + e ⇌ Tl	-0,366
25	Co ²⁺ , Co	Co ²⁺ + 2e ⇌ Co	-0,277
26	Ni ²⁺ , Ni	Ni ²⁺ + 2e ⇌ Ni	-0,250
27	Sn ²⁺ , Sn	Sn ²⁺ + 2e ⇌ Sn	-0,136
28	Pb ²⁺ , Pb	Pb ²⁺ + 2e ⇌ Pb	-0,126
29	Fe ³⁺ , Fe	Fe ³⁺ + 3e ⇌ Fe	-0,036
30	Cu ²⁺ , Cu	Cu ²⁺ + 2e ⇌ Cu	+0,337
31	Cu ⁺ , Cu	Cu ⁺ + e ⇌ Cu	+0,521
32	1/2 Hg ₂ ²⁺ , Hg	1/2 Hg ₂ ²⁺ + e ⇌ Hg	+0,798
33	Ag ⁺ , Ag	Ag ⁺ + e ⇌ Ag	+0,799
34	Hg ₂ ²⁺ , Hg	Hg ₂ ²⁺ + 2e ⇌ Hg	+0,854
35	Pd ²⁺ , Pd	Pd ²⁺ + 2e ⇌ Pd	+0,987
36	Pt ²⁺ , Pt	Pt ²⁺ + 2e ⇌ Pt	+1,188

Для заметок

Для заметок