

Министерство образования и науки Российской Федерации
Государственное образовательное учреждение
высшего профессионального образования

«ТВЕРСКОЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Д.С. Исаев

**ПРАКТИЧЕСКИЕ РАБОТЫ
ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКОГО ХАРАКТЕРА
ПО ОБЩЕЙ ХИМИИ**

Учебное пособие для учащихся 11-х классов

ТВЕРЬ 2004

УДК 546 (075.3)
ББК Г1я721-5
И 85

*Печатается по решению научно-методического совета
Тверского государственного университета*

*Научный руководитель проекта
Кандидат химических наук, доцент ТвГУ
Ю.А. Рыжков*

Рецензенты:

*Кандидат технических наук,
доцент кафедры общей и аналитической химии ТвГУ*

Г.И. Андреева,

*Заведующий кабинетом химии ТОИУУ,
учитель-методист РФ*

С.И. Политова,

Заслуженный учитель РФ

Р.П. Калёнова

Исаев Д.С.

И 85 **Практические работы исследовательского характера по общей химии: Учеб. пособие для учащихся 11-х классов. – Тверь: Твер. гос. ун-т, 2004. – 68 с.: ил.**

Пособие адресовано учащимся 11-х классов. Оно содержит описания экспериментальных работ VI и VII практикумов; контрольные вопросы творческого характера; более ста качественных и количественных задач и упражнений; итоговый тест для контроля усвоения экспериментальных умений и справочные данные, необходимые для выполнения практических работ.

Выполнение предложенных работ направлено на совершенствование знаний учащихся по общей химии, формирование у них исследовательских навыков и творческого химического мышления.

Пособие будет полезно не только учащимся средних общеобразовательных учреждений, гимназий и лицеев, но и студентам вузов, учителям химии.

Рисунки для оформления обложки заимствованы из книги В. Малышкиной «Занимательная химия» (СПб.: Тригон, 2001).

УДК 546 (075.3)
ББК Г1я721-5

Убедительная просьба о результатах работы с пособием и пожелания по его дальнейшему улучшению сообщить автору по адресу: 170037, г. Тверь, ул. Склизкова, 95, МОУ СОШ № 43, кабинет химии.

© Исаев Д.С., 2004

© Тверской государственный университет, 2004

ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие для учащихся.....	4
Экспериментальные работы шестого практикума	
№1. Исследование свойств белков.....	6
№2. Распознавание пластмасс и волокон (контрольная работа).....	12
№3. Цепочка экспериментальных превращений по органической химии.....	13
№4. Изучение молока как эмульсии и золя гидроксида железа(III).....	17
№5. Определение энтальпии реакции нейтрализации.....	20
Контрольные вопросы по работам шестого практикума.....	23
Экспериментальные работы седьмого практикума	
№6. Определение константы и степени гидролиза соли.....	25
№7. Изучение электролиза растворов.....	27
№8. Синтез и исследование комплексной соли.....	35
№9. Цепочка экспериментальных превращений по неорганической химии.....	38
№10. Определение физико-химических показателей воды.....	42
Контрольные вопросы по работам седьмого практикума.....	45
Тестовый контроль усвоения экспериментальных умений по химии.....	46
Список литературы	50
ПРИЛОЖЕНИЯ.....	52
1. Распознавание пластмасс.....	52
2. Распознавание волокон.....	54
3. Стандартные энтальпии образования при 298 К некоторых веществ.....	56
4. Константы диссоциации некоторых слабых электролитов в водных растворах при 25°C.....	56
5. Электролиз водных растворов	57
6. Некоторые стандартные окислительно-восстановительные потенциалы.....	58
7. Предельно допустимые концентрации (ПДК) и нормативы на некоторые загрязняющие вещества в воде.....	59
8. Определение химических показателей природной воды.....	59
ОТВЕТЫ К РАСЧЕТНЫМ ЗАДАЧАМ.....	67

ПРЕДИСЛОВИЕ ДЛЯ УЧАЩИХСЯ

В пособии приведены описания практических работ исследовательского характера по общей химии для учащихся 11-х классов.

Для успешного выполнения работы старайтесь придерживаться нижеприведенных рекомендаций.

После выполнения экспериментальной части работы приступайте к оформлению лабораторного журнала и анализу полученных экспериментальных данных (рекомендации по представлению результатов практикумов см. [13, С. 41-51]).

Последовательность записей в рабочем журнале:

1. Дата.
2. Название работы.
3. Цель эксперимента.
4. Условия проведения эксперимента (температура, атмосферное давление).
5. Реактивы и оборудование. Схема установки.
6. Сводка формул, необходимых для расчетов. Предварительные расчеты.
7. Таблица для непосредственной записи измерений и первоначальных расчетов.
8. Графики с результатами измерений.
9. Подробное описание эксперимента.
10. Вычисления.
11. Таблица и графики с результатами вычислений.
12. Выводы.

Большое значение имеет защита работы на последнем уроке практикума. При защите закрепленной за группой работы ученик (или группа учащихся) излагает методику работы, конкретные результаты, полученные на каждом этапе исследования, выводы и предложения по дальнейшим исследованиям (максимальное время на «защиту» работы – 5 минут, на ответы – 2 минуты).

Учителю в письменной форме сдается отчет о работе (один от группы), включающий введение (название работы, цель), методику и результаты эксперимента в обобщенном виде (в том числе и результаты, полученные другими группами учащихся своего и параллельных классов), выводы.

Особое внимание следует обратить на контрольные вопросы к практикумам.

Результаты вашей работы во время практикумов оцениваются по следующим видам учебной деятельности:

1. Подготовка к практическому занятию.
2. Выполнение практической работы.
3. Записи в личном рабочем журнале (оформление тетради для практических работ).
4. Защита результатов практикума на уроке обобщения.
5. Отчет о проделанной работе.

Желаю творческих успехов!

Автор

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 1 ИССЛЕДОВАНИЕ СВОЙСТВ БЕЛКОВ

1. Введение. Основной полезный компонент нашей пищи – белки. Это органические высокомолекулярные соединения, состоящие из аминокислот. Причем строение белков определяется первичной, вторичной, третичной и четвертичной структурами, особенности которых изучаются в курсе органической химии и биологии. Высокая ценность белкового компонента пищи (а именно с ней человеческий организм получает 10 незаменимых аминокислот) является следствием огромной роли и разнообразия биологических функций, которые белки, а также так называемые биокластеры (белковые комплексы с *d*-элементами), выполняют в нашем организме: *каталитические* (ферменты), *регуляторные* (гормоны), *структурные* (коллаген, фиброин), *сократительные* (актин и миозин), *транспортные* (гемоглобин, миоглобин, трансферрин – переносчик железа, церулоплазмин – переносчик меди), *защитные* (иммуноглобулин, интерферон), *запасные* или *резервные* (казеин, альбумин, глиадин, зеин, туберин), *факторы свертывания крови* (фибриноген и тромбин), *рецепторные* и др.

Особенно интересно строение биеорганических комплексов – кластеров или биокластеров. Ион металла (металл – комплексообразователь) располагается внутри полости кластера, взаимодействуя с электроотрицательными атомами связывающих групп белка: гидроксильных ($-OH$), сульфгидрильных ($-SH$), карбоксильных ($-COOH$) и аминогрупп белков ($-NH_2$). Для проникновения иона металла в полость кластера необходимо, чтобы диаметр иона был соизмерим с размером полости. Таким образом природа регулирует формирование биокластеров с ионами *d*-элементов определенных размеров. Схематически биокластер представлен на рисунке 1.

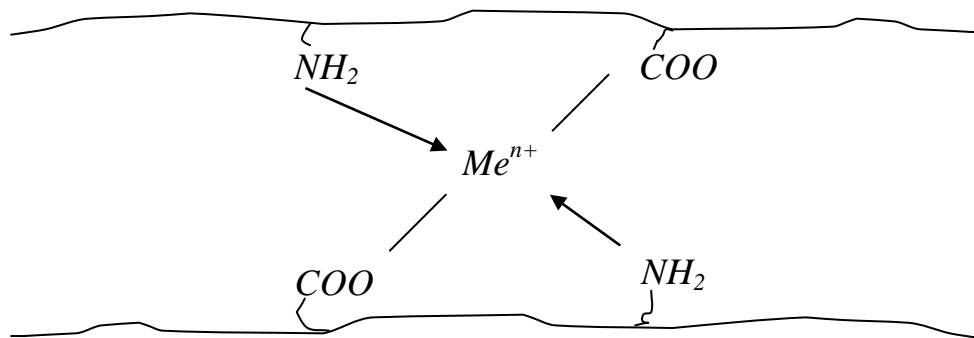


Рис.1. Схема биокластера (белок + ион металла)

Каталитические функции некоторых биокластеров представлены в таблице 1.

Таблица 1
Характеристика некоторых металлоферментов – бионеорганических комплексов (биокластеров)

Металло-фермент	Центральный атом	Лигандное окружение	Объект концентрации	Действие фермента
Карбоангидраза	$Zn(II)$	аминокислотные остатки	эритроциты	катализирует обратимую гидратацию углекислого газа: $CO_2 + H_2O \leftrightarrow H_2O \cdot CO_2 \leftrightarrow H^+ + HCO_3^-$
Карбокси-пептидаза	$Zn(II)$	аминокислотные остатки	поджелудочная железа, печень, кишечник	катализирует переваривание белков, участвует в гидролизе пептидной связи: $R_1-CO-NH-R_2 + H_2O \leftrightarrow R_1COOH + R_2NH_2$
Каталаза	$Fe(III)$	аминокислотные остатки, гистидин, тирозин	кровь	катализирует реакцию разложения пероксида водорода: $2H_2O_2 \leftrightarrow 2H_2O + O_2$
Альдегид-оксидаза	$Mo(VI)$	белки тканей	печень	участвует в окислении альдегидов
Рибо-нуклеотид-редуктаза	$Co(II)$	белки тканей	печень	участвует в биосинтезе рибонуклеиновых кислот

Поскольку вся жизнедеятельность живых организмов связана с белковыми веществами, организм человека постоянно ощущает потребность в белке. А так как все, кроме кислорода, человек получает из пищи, то единственным источником удовлетворения потребности организма в белке также является пища, а точнее – ее белковая составляющая. Основные источники пищевого белка: мясо, молоко, яйца, рыба, а также продукты переработки зерна, хлеб, овощи. При попадании белков в организм происходит их гидролиз – разрушение первичной структуры белковой молекулы. Причем в желудке происходит расщепление белковых молекул до мелких полипептидов под действием белков-ферментов, в кишечнике полипептиды распадаются до отдельных аминокислот, которые всасываются слизистой оболочкой тонкого кишечника и через систему воротной вены попадают в печень, откуда разносятся кровью по всем органам (расходятся на синтез белка: на увеличение белковой массы, рост, обновление организма; на синтез нуклеиновых кислот; часть аминокислот распадается).

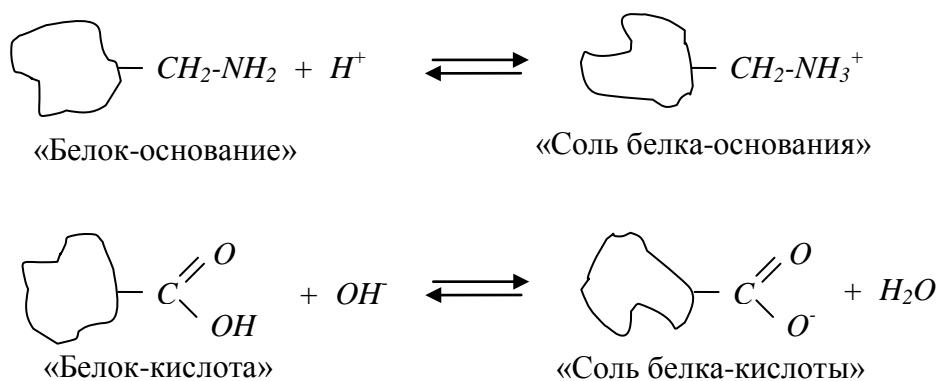
В ходе выполнения данной экспериментальной работы предстоит выяснить роль ферментов в переваривании белков.

Потребность человека в белке зависит от его возраста, пола, характера трудовой деятельности. В организме здорового человека должен быть баланс между количеством поступающих белков и выделяющимися продуктами распада (азотный баланс). В молодом растущем организме азотный баланс положительный, так как идет накопление белковой массы. У людей пожилого возраста, а также при некоторых заболеваниях – отрицательный азотный баланс, который в длительной форме ведет к гибели организма.

Кроме аминокислот, входящих в состав белков, живые организмы обладают постоянным резервом «свободных» аминокислот, содержащихся в тканях и клеточном соке. Содержание «свободных» аминокислот, образующихся в результате ферментативного расщепления (гидролиза), предлагается также установить экспериментально.

Основная часть работы посвящена исследованию свойств белков:

- 1) проведение качественных реакций на распознавание в молекуле белка пептидных групп (биуретовая реакция), на обнаружение бензольных ядер в аминокислотных остатках белков (ксантопротеиновая реакция);
- 2) исследование денатурации белков под действием различных факторов;
- 3) исследование буферных свойств белков, т.е. способности связывать как кислоты, так и основания и поддерживать постоянное значение pH различных систем живого организма (так, наличие белкового буфера в составе слез поддерживает их pH приблизительно равным 7,4). Буферные свойства белков определяются их амфотерностью



и характеризуются буферной емкостью*.

* Для характеристики буферных свойств систем вводят понятие *буферной емкости* – величины, характеризующей способность буферного раствора противодействовать смещению реакции среды при добавлении сильных кислот или сильных оснований. Буферная емкость (V_K или $V_{Щ}$) измеряется количеством кислоты или щелочи (моль или ммоль эквивалентов; моль(э) или ммоль(э)), добавление которого к 1 л буферного раствора изменяет pH на единицу.

В данной работе предлагается оценить буферную емкость (в упрощенном варианте) для разных белков.

2. Реактивы и оборудование: продукты, содержащие белок; 10% раствор $NaOH$; 1% раствор $CuSO_4$; 20% раствор $NaOH$; 0,5% раствор $Pb(CH_3COO)_2$; пробирки (15 шт.); пипетки; 2 бюретки для титрования (на 25 мл); концентрированная HNO_3 ; раствор NH_3 ; 0,1 Н раствор $NaOH$; 0,1 Н раствор HCl ; фенолфталеин; метилоранж; лекарственные препараты типа «Фестал»; спиртовка; водяная баня; насыщенный раствор $(NH_4)_2SO_4$; насыщенные растворы $Pb(CH_3COO)_2$, $CuSO_4$, $AgNO_3$, $AlCl_3$, $CrCl_3$, $FeCl_3$; фильтровальная бумага; 1М растворы HCl , H_3PO_4 , CH_3COOH ; этанол; формальдегид; насыщенный раствор $NaCl$; 10% раствор CH_3COOH ; 1% раствор CH_3COOH ; дистиллированная вода.

3. Порядок и техника проведения работы

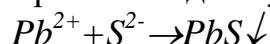
3.1. Выбрать продукт для анализа (куриный белок, молоко, простокваша, сметана, кефир, творог, мука в смеси с водой, крупа сваренная до кашеобразного состояния, горох, фасоль, бобы, соя, размельченное мясо и рыба или их бульоны, замоченные дрожжи, желатин и др.).

3.2. Проведение биуретовой реакции

К 0,5 мл раствора белка добавить 0,5 мл 10% раствора щелочи и 6-10 капель 1% раствора сульфата меди. Описать наблюдаемые явления. С чем связано изменение окраски от голубой до сиреневой?

3.3. Определение серосодержащих белков

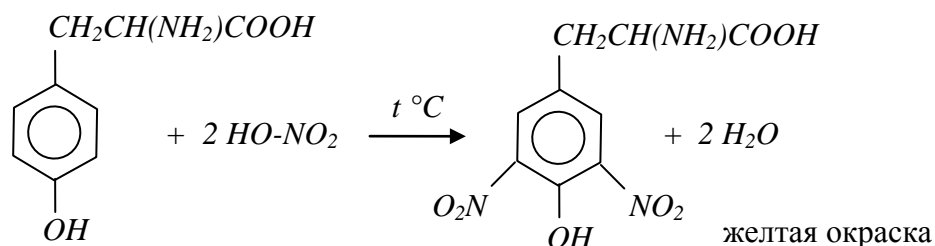
Опыт основан на разрушении белковой молекулы и образовании с серосодержащими группами черного осадка сульфида свинца:



Проверить, содержит ли пищевой продукт серосодержащие белки. Для этого к 1 мл раствора белка прилить 1 мл 20% раствора щелочи, нагреть до кипения, добавить 1-2 капли 0,5% раствора ацетата свинца (II).

3.4. Проведение ксантопротеиновой реакции

Эта реакция обнаружения ароматических аминокислот в белке: тирозина, фенилаланина, триптофана и др. Все ароматические аминокислоты, кроме тирозина, являются незаменимыми, т.е. не синтезируются в организме животных и человека и поступают вместе с растительной пищей. По их содержанию судят о полноценности белка, его питательных свойствах. Проверить, содержит ли пищевой продукт ароматические аминокислоты. Для этого к 1 мл раствора белка добавить несколько капель концентрированной азотной кислоты (осторожно!), довести до кипения, охладить. Если появляется желтое окрашивание – это окраска ароматических нитросоединений:



Для усиления окраски в охлажденный раствор прилить несколько капель концентрированного раствора щелочи или раствора аммиака, тогда желтая окраска перейдет в оранжевую.

3.5. Определение концентрации свободных аминокислот

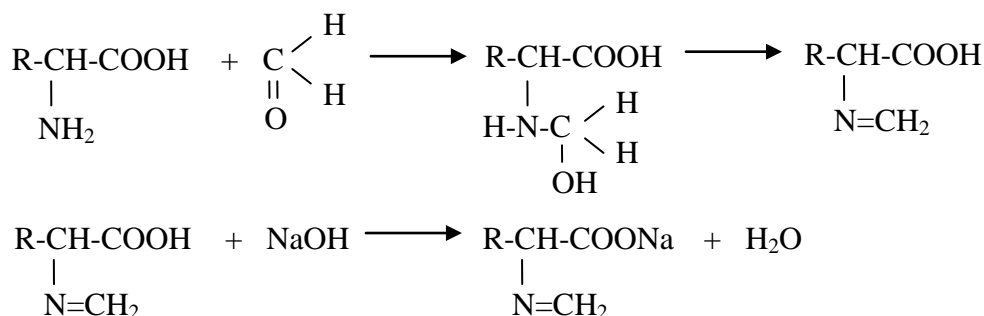
К 5 мл раствора белка добавить несколько капель фенолфталеина и титровать 0,1 Н раствором щелочи до появления розовой окраски (предварительная нейтрализация кислых компонентов). Пошедший на титрование объем щелочи в расчетах не учитывать. Далее к раствору добавить 2-3 мл формалина*. После исчезновения розовой окраски раствора вновь титровать 0,1 Н раствором щелочи до появления розового окрашивания раствора. Объем раствора щелочи, пошедшего на титрование, использовать для расчета содержания аминокислот (АМК) в продукте, например, в молоке:

$$C_{\text{H}}(\text{АМК}) = \frac{C_{\text{H}}(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})}{V(\text{молока})}$$

Дополнительное задание к 3.5.

Исследовать образец пищи в процессе хранения (например, провести титрование свежего молока, а затем того же молока через несколько дней его хранения). В процессе хранения пищевых продуктов белки гидролизуются, поэтому уровень аминокислот должен повышаться. Подтвердить экспериментально. Представить результаты графически. Вывести, если это возможно, уравнение зависимости содержания свободных аминокислот от времени для конкретного продукта.

* Формальдегид в этой методике используют для блокирования NH_2 -групп в аминокислотах и превращения их в «одноосновные» органические кислоты, участвующие в дальнейшей нейтрализации:



3.6. Ферментативный гидролиз белков

Опыт является моделью переваривания белков пищи. В пробирки (одна – контрольная) прилить по 1 мл раствора белка. В контрольную добавить 1 мл дистиллированной воды, в остальные пробирки прилить по 1 мл раствора фермента (использовать лекарственные препараты «Фестал», «Панзинорм», «Панкреатин», «Мезим» и др.). Поставить пробирки на 20-30 минут в теплую воду 30-37⁰С (идет процесс переваривания). Через 30 минут в пробирки добавить по 2 мл насыщенного раствора сульфата аммония и несколько кристаллов этой же соли (высаливающий агент – вещество, вызывающее выпадение белков в осадок). Описать наблюдаемые явления и объяснить возможные причины. Сравнить качественно действие различных лекарственных препаратов на переваривание белков. Записать уравнение гидролиза белка в общем виде.

3.7. Проведение денатурации белков

Денатурация – частичное или полное разрушение пространственной структуры белка при сохранении первичной (может быть обратимой и необратимой). Денатурацией белка объясняются различные случаи отравления организма солями тяжелых металлов, спиртами и т.д.

А. Денатурация ионами тяжелых металлов

В 6 пробирок разлить по 5 капель раствора белка и добавить по 3 капли насыщенных растворов солей: ацетата свинца(II), сульфата меди(II), нитрата серебра, хлорида алюминия, хлорида хрома(III), хлорида железа(III). При помощи фильтровальной бумаги удалить растворитель и добавить к осадку дистиллированной воды. Протекает ли процесс ренатурации? Результаты представить в виде таблицы.

Б. Денатурация кислотами

В 3 пробирки разлить по 5 капель раствора белка и добавить по 3 капли 1М растворов уксусной, хлороводородной и ортофосфорной кислот. Как в предыдущем опыте проверить, возможна ли ренатурация под действием дистиллированной воды. Результаты представить в виде таблицы.

В. Денатурация спиртами и альдегидами

В одну пробирку добавить этанол, в другую формальдегид до образования осадка. Опыт проводится аналогично предыдущим.

Г. Денатурация кипячением

В 5 пробирок налить по 5 капель раствора белка. Добавить по 2 капли: в первую – 1% раствора уксусной кислоты, во вторую – 10% раствора уксусной кислоты, в третью – насыщенного раствора хлорида натрия, в четвертую – 10% раствора щелочи, в пятую – дистиллированной воды. Каждую из пробирок нагреть до кипения. Сравнить действие эффекта нагревания.

3.8. Исследование амфотерности белков

А. Взаимодействие с кислотами

В два стакана (одна проба – контрольная) к 5 мл раствора белка добавить по 5 мл дистиллированной воды соответственно. Далее внести по 3-5 капель метилоранжа, перемешать и титровать 0,1 Н раствором соляной кислоты до появления розового окрашивания. Определить буферную емкость белка (V_K), считая условно, что pH раствора изменился на единицу [моль(э) кислоты/на 1 л буферного раствора].

Б. Взаимодействие со щелочами

В два стакана (одна проба – контрольная) к 5 мл раствора белка добавить по 5 мл дистиллированной воды соответственно. Далее внести по 3-5 капель фенолфталеина, перемешать и титровать 0,1Н раствором щелочи до появления малинового окрашивания. Определить буферную емкость белка ($V_{щ}$), считая условно, что pH раствора изменился на единицу [моль(э) кислоты/на 1 л буферного раствора].

3.9. Распознавание белковых материалов

Внести в пламя кусочек шерсти, волосы, перья птицы и другие белковые тела (характерный запах жженных перьев или «паленого»). Хлопковое волокно и искусственный шелк, представляющие целлюлозу (в отличие от шерсти и натурального шелка) горят быстро, выделяя запах жженой бумаги.

3.10. Представление результатов

Представить результаты исследования в виде таблицы. Сделать вывод.

4. Задачи к работе

1. Известно, что для взрослого человека необходимо 1,5 г белка на 1 кг массы тела в день. Зная свою массу, определить суточную норму потребления белка для своего организма.
2. Известно, что при продолжительности жизни 70 лет обновление белков в организме происходит в среднем 200 раз. Предположить, сколько раз произошло обновление белков в вашем организме.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 2 **РАСПОЗНАВАНИЕ ПЛАСТМАСС И ВОЛОКОН** (контрольная работа)

1. Введение. В данной работе предлагается распознать по физическим и химическим свойствам выданные образцы высокомолекулярных соединений (по одному образцу пластмасс и волокон на группу учащихся).

2. Реактивы и оборудование: пробирки (10 шт.); дистиллированная вода; спиртовка; тигельные щипцы; стеклянная палочка; образцы пластмасс и волокон; ацетон; концентрированная HNO_3 и H_2SO_4 ; 10% раствор $NaOH$; ножницы.

3. Порядок и техника проведения работы

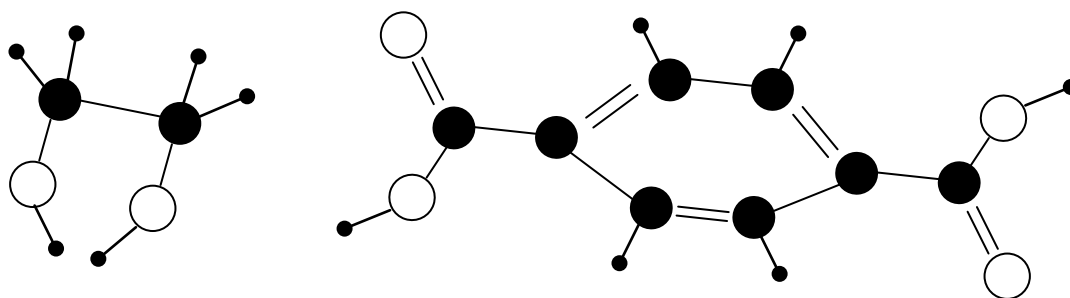
3.1. Используя **ПРИЛОЖЕНИЯ 1 и 2** и проведя необходимый эксперимент, установить выданные вещества.

3.2. Составить подробную инструкцию по выполнению анализа выданных полимеров.

3.3. Сделать вывод.

4. Задание к работе

В лаборатории ВМС АН СССР было синтезировано волокно, которое назвали «лавсан». Его получили по реакции поликонденсации двух веществ, модели которых изображены ниже (большие шары – атомы кислорода). Написать структурные формулы этих веществ. Назвать вещества по номенклатуре IUPAC. Составить схему реакции получения волокна лавсана. Как экспериментально определить, что выданный образец волокна – лавсан? Составить схему применения волокна.



ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 3 ЦЕПОЧКА ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫХ ПРЕВРАЩЕНИЙ ПО ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

1. Введение. В данной работе предлагается осуществить количественно превращение этилового спирта в уксусный альдегид, а затем в уксусную кислоту, а также определить выход продукта на каждой стадии превращения. Как известно, одним из способов получения альдегидов из спиртов является окисление последних, в частности, оксидом меди (II) при постоянном нагревании. Далее, чтобы перевести уксусный альдегид в кислоту, проводят окисление перманганатом калия. Причем эта же реакция может дать количественное представление о содержании альдегида в растворе. Для этого проводят окислительно-восстановительное титрование исследуемого раствора стандартным раствором перманганата калия до появления характерной окраски (в ходе реакции происходит обесцвечивание раствора перманганата калия, его лишняя капля окрасит раствор). Концентрация полученной в ходе реакции окисления кислоты определяется кислотно-основным титрованием стандартным раствором щелочи.

2. Реактивы и оборудование: этиловый спирт; спички; установка для получения альдегида; речной песок; оксид меди(II); химические стаканы

(2 шт.); дистиллированная вода; снег или лед; 0,01 М раствор щелочи; 0,02 М раствор $KMnO_4$; бюретки для титрования (2 шт.); фенолфталеин; вата.

3. Порядок и техника проведения работы

3.1. Собрать установку для получения уксусного альдегида из этилового спирта (рис.2.).

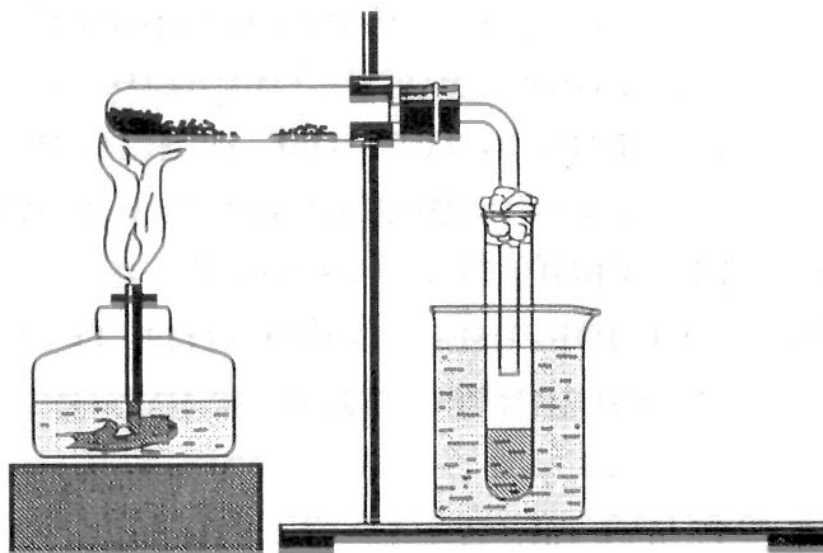


Рис.2. Получение уксусного альдегида окислением этанола оксидом меди(II)

3.2. Получить уксусный альдегид. Для этого в пробирку наливают 1,5 мл этанола, который засыпают чистым речным песком. Песок поглощает спирт. Пробирку следует укрепить горизонтально. Рядом с песком насыпать немного оксида меди(II). Пробирку закрыть пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опустить в пробирку-приемник с небольшим количеством дистиллированной воды (10 мл). Пробирку-приемник погрузить в стакан с холодной водой (охлаждение воды можно провести добавлением в нее льда или снега). Сильно накаливать оксид меди(II). Пламя время от времени переносить на песок, пропитанный спиртом. Пары спирта, проходя над нагретым оксидом меди(II), окисляются в уксусный альдегид, который поглощается водой. Оксид меди восстанавливается до меди.

3.3. Составить УХР получения уксусного альдегида из этилового спирта окислением оксидом меди(II).

3.4. В полученном растворе установить концентрацию уксусного альдегида. Для этого провести окислительно-восстановительное титрование раствора альдегида стандартным раствором перманганата калия до появления заметной на белом фоне характерной окраски перманганат-аниона. Заметить объем израсходованного раствора перманганата калия. Составить УХР окисления уксусного альдегида до

уксусной кислоты раствором перманганата калия. Используя полученные данные, рассчитать концентрацию альдегида в исследуемом растворе (при расчетах учитывать количественные соотношения исходных веществ по УХР).

3.5. Рассчитать выход уксусного альдегида

3.6. В полученном растворе уксусной кислоты установить ее концентрацию титрованием щелочью с использованием индикатора фенолфталеина (при расчетах учитывать количественные отношения исходных веществ и продуктов реакции окисления уксусного альдегида до кислоты). Составить УХР взаимодействия уксусной кислоты со щелочью.

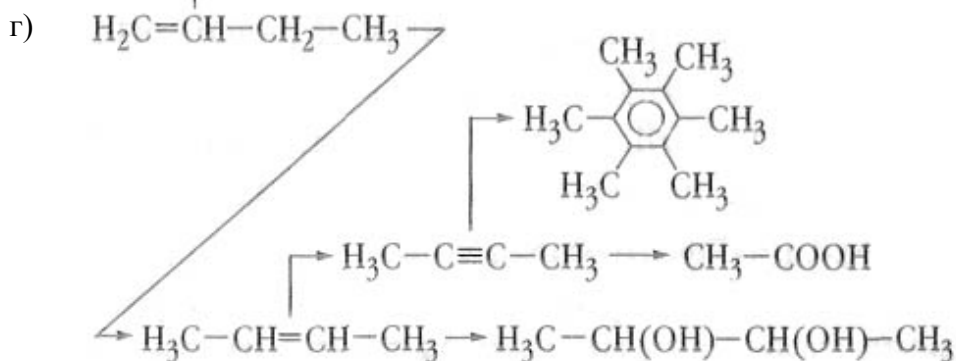
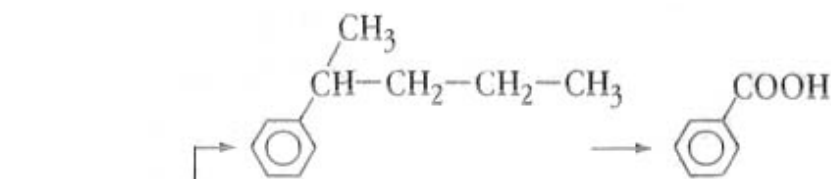
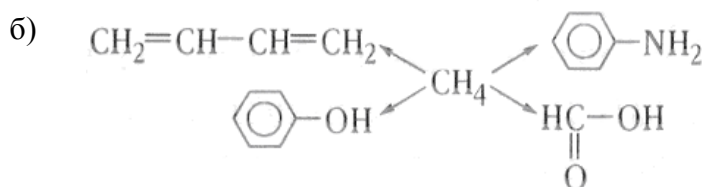
3.7. Рассчитать выход уксусной кислоты из уксусного альдегида (количество полученного экспериментально альдегида считать за теоретическое значение).

3.8. Оформить результаты работы.

3.9. Сделать вывод.

4. Задание к работе

3. Составить УХР:



4. Написать УХР, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:

1) этилен \rightarrow 1,2-дихлорэтан \rightarrow этин \rightarrow бензол \rightarrow гексахлорциклогексан;

2) уксусная кислота \rightarrow ацетат натрия \rightarrow метан \rightarrow углекислый газ \rightarrow глюкоза;

- 3) сахароза → глюкоза → масляная кислота → метиловый эфир масляной кислоты → метанол;
- 4) этанол → этин → бензол → толуол → 2,4,6-трибромтолуол;
- 5) метан → ацетилен → бензол → нитробензол → анилин;
- 6) карбид кальция → ацетилен → уксусная кислота → метиловый эфир уксусной кислоты → уксусная кислота;
- 7) этан → этин → этаналь → этановая кислота → аминоксуктановая кислота;
- 8) 1,2-дихлорэтан → этин → этанол → этаналь → этилацетат;
- 9) этиламин → хлорид этиламмония → этиламин → оксид углерода(IV) → глюкоза;
- 10) хлорэтан → этанол → этаналь → этановая кислота → ангидрид этановой кислоты;
- 11) ацетилен → бензол → фенол → фенолят натрия → 2,4,6-тринитрофенол;
- 12) этан → этин → оксид углерода(IV) → глюкоза → глюконовая кислота;
- 13) гексан → бензол → нитробензол → анилин → сульфат фениламмония;
- 14) метан → метанол → метаналь → метановая кислота → угольная кислота;
- 15) этилен → этен → этанол → бутадие-1,3 → полибутадие-1,3;
- 16) этанол → уксусная кислота → монохлоруксусная кислота → аминоксуктановая кислота → калиевая соль аминоксуктановой кислоты;
- 17) карбид кальция → ацетилен → оксид углерода(IV) → глюкоза → молочная кислота;
- 18) пропан → 2-бромпропан → пропен → пропанол-2 → пропан;
- 19) этан → бромэтан → этанол → бромэтан → изобутан;
- 20) этан → этилен → этиленгликоль → 1,2-дихлорэтан → этиленгликоль;
- 21) пропен → пропан → 1-хлорпропан → пропанол-1 → гексан;
- 22) глюкоза → этен → 1,2-дихлорэтан → ацетилен → нитробензол;
- 23) этанол → этилат натрия → этанол → этилен → полиэтилен;
- 24) уксусная кислота → метан → метаналь → глюкоза → оксид углерода(IV);
- 25) пропан → гексан → бензол → нитробензол → фениламин;
- 26) известняк → карбид кальция → этанол → диэтиловый эфир → углекислый газ;
- 27) ацетилен → уксусная кислота → аминоксуктановая кислота → глицилглицин → глицин;
- 28) кальций → ацетилен → винилхлорид → хлорэтан → изобутан;
- 29) этилен → ацетальдегид → уксусная кислота → изопропилацетат → пропанол-2;
- 30) метан → метанол → этановая кислота → метан → этилен.

Выполнить задания:

- ✓ Указать тип каждой реакции (реакция соединения (*p.A.*); отщепления (*p.E.*); замещения (*p.S.*); разложения (*p.p.*); обмена (*p.o.*); окисления (*p.Ox.*); восстановления (*p.Red.*); изомеризации (*p.изо-*); полимеризации (*p. поли-M.*); поликонденсации (*поли-K.*); гомогенная (*гомо-*), гетерогенная (*гетеро-*); обратимая (*обр.*), необратимая (*необр.*); экзотермическая (*экзо-*); эндотермическая (*эндо-*); каталитическая (*Kt*), некаталитическая (*не Kt*) и др.).
- ✓ Назвать все вещества по IUPAC.
- ✓ Раскрыть суть химической реакции (для ОВР указать тип и уравнять методом электронного или электронно-ионного баланса; для реакций, протекающих в растворах электролитов, составить молекулярные и ионные уравнения реакций; для реакций гидролиза и электролиза составить соответствующие схемы).
- ✓ Указать, какие из уравнений являются качественными реакциями на органические вещества.
- ✓ Указать, какие из уравнений являются именными реакциями.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 4 ИЗУЧЕНИЕ МОЛОКА КАК ЭМУЛЬСИИ И ЗОЛЯ ГИДРОКСИДА ЖЕЛЕЗА(III)*

1. Введение. Коллоидные системы представляют пример так называемых дисперсных систем. Последними называются системы, состоящие из дисперсной фазы (раздробленного вещества) и дисперсионной среды (растворителя). К ним относятся дымы, туманы, взвеси различных частиц, например глины в воде, и т.д.

Дисперсные системы классифицируются по величине частиц раздробленного вещества, или, как говорят, по степени дисперсности в дисперсионной среде.

По степени дисперсности системы разделяют на суспензии и эмульсии, коллоидные и истинные растворы. Суспензии и эмульсии относят к системам, в которых радиус частиц дисперсной фазы больше 0,1 мк. Такого рода дисперсные системы, как, например, взвесь глины в воде, фильтруются через бумажные фильтры и являются неустойчивыми, т.е. не остаются долго во взвешенном состоянии в жидкой среде, а выпадают под действием тяжести на дно сосуда (это кинетически неустойчивые системы). С повышением степени дисперсности, а именно с уменьшением количества атомов, составляющих частицы дисперсной фазы, в системах появляются новые качества.

Так, дисперсные системы, состоящие из частиц с радиусом от 0,1 мк до 1 мкм, качественно отличны от суспензии. Частицы таких систем находятся в непрерывном хаотическом движении, вследствие чего обладают способностью к диффузии. Благодаря непрерывному движению частиц они являются кинетически устойчивыми. Кинетически устойчивые системы в проходящем свете прозрачны, в то время как суспензии мутны. Подобного рода дисперсные системы получили название коллоидных систем.

Отличительная черта коллоидных систем – их неустойчивость, ведущая во многих случаях к выделению осадков от прибавления незначительных количеств электролитов. При этом осадки сохраняют химический состав дисперсной фазы.

Причиной неустойчивости зелей может быть непостоянство их дисперсности.

Профессор Н.П. Песков ввел в науку о коллоидных системах понятия об агрегативной и молекулярно-кинетической устойчивости.

* Гидроксид железа(III) $Fe(OH)_3$ не существует. При попытке его получения по реакциям ионного обмена осаждается гидратированный оксид $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$. Последующее нагревание осадка приводит к потере воды и образованию метагидроксида состава $FeO(OH)$. Последняя формула рекомендована к использованию.

Агрегативная устойчивость объясняется, с одной стороны, наличием у коллоидных частиц одноименных зарядов, что мешает им соединяться в более крупные агрегаты. С другой стороны, агрегативную устойчивость коллоидных систем можно объяснить тем, что вокруг коллоидных частиц могут образовываться тесно связанные с ними сольватные оболочки из молекул растворителя.

Переход коллоидов в истинный раствор вызывается увеличением дисперсности, в то время как противоположный процесс идет за счет слипания мицелл, ведущего к увеличению размера коллоидных частиц. Последнее явление называется коагуляцией.

Частицы сначала становятся видимыми в микроскоп, а затем по мере роста они делаются настолько крупными, что выпадают в осадок. Внешне коагуляция часто сопровождается появлением мути, изменением окраски коллоидных растворов и, наконец, образованием осадка.

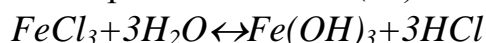
Явление выпадения дисперсной фазы в осадок под действием силы тяжести называется седиментацией (оседанием).

Коагуляция может наступить при действии на коллоидную систему таких различных по своей природе факторов, как добавление растворов электролитов и неэлектролитов, механическое воздействие (размешивание или встряхивание), сильное охлаждение или нагревание, пропускание электрического тока и, наконец, действие лучистой энергии.

Коагуляция золь вызывает растворами электролитов. Коагулирующей частью электролита может быть один из его ионов. Явная коагуляция наступает, когда концентрация электролита начинает превышать минимальную величину, называемую порогом коагуляции.

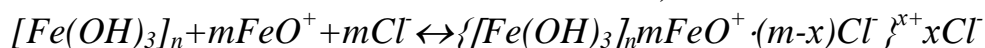
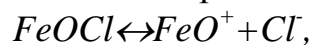
В данной работе предлагается получить золь гидроксида железа (III) и определить порог коагуляции молока и указанного золя.

Реакция получения гидроксида железа(III) идет по схеме



Поверхностные молекулы агрегата $Fe(OH)_3$ вступают в химическое соединение с HCl : $Fe(OH)_3 + HCl \leftrightarrow FeOCl + 2H_2O$

Молекулы $FeOCl$, подвергаясь диссоциации, образуют ионы $FeO^+ + Cl^-$. Руководствуясь правилом С.М. Липатова, заключающимся в том, что из растворов на поверхности коллоидных частиц адсорбируются ионы, близкие по своей природе к составу ядра, схематически можно изобразить строение частиц золя гидроксида железа(III) следующим образом:



Минимальная концентрация электролита, вызывающая явную коагуляцию, называется порогом коагуляции. Порог коагуляции выражается в миллимоль на литр (ммоль/л) электролита. Порог коагуляции

зависит как от природы электролита, так и от степени окисления коагулирующего иона. Порог коагуляции вычисляют по формуле

$$C_{\text{пор}} = 100 \cdot C \cdot V \quad (1)$$

где C – молярная концентрация электролита; V – наименьшее число миллилитров раствора электролита, достаточное для коагуляции.

2. Реактивы и оборудование: спиртовка; спички; коническая колба на 150 мл; капельная пипетка; 2% раствор $FeCl_3$; дистиллированная вода; пробирки (15 шт.); молоко различной жирности; насыщенный раствор KCl ; 0,005М раствор K_2SO_4 ; 0,001М раствор $K_3[Fe(CN)_6]$; 0,05М раствор H_2SO_4 ; 0,1М раствор аммиака; 0,1М раствор $(NH_4)_2SO_4$; шприцы на 5 мл (3 шт.).

3. Порядок и техника проведения работы

3.1. Получение золя $Fe(OH)_3$ посредством гидролиза

50 мл дистиллированной воды нагреть до кипения. Добавлять в кипящую воду по каплям 5 мл 2% раствора хлорида железа (III).

3.2. Определение порога коагуляции золя $Fe(OH)_3$

А. Уточнить, каким из электролитов проводить коагуляцию.

Б. В 9 пробирок налить по 5 мл золя гидроксида железа, полученного в опыте 3.1, и указанные в таблице 2 объемы дистиллированной воды и раствора электролита. Содержимое пробирок перемешать и через 30 минут отметить, в каких пробирках наблюдаются явная коагуляция (помутнение) и седиментация*.

Таблица 2

Результаты определения порога коагуляции

Реагенты. Результаты наблюдений	№ пробирки								
	1	2	3	4	5	6	7	8	9
Золь гидроксида железа (III), мл	5	5	5	5	5	5	5	5	5
Дистиллированная вода, мл	4,5	4	3,5	3	2,5	2	1,5	1	0,5
Раствор электролита, мл	0,5	1	1,5	2	2,5	3	3,5	4	4,5
Коагуляция через 30 минут («+» – наличие коагуляции; «-» – отсутствие коагуляции)									

В. Провести расчет порога коагуляции по формуле (1).

3.3. Определение порога коагуляции молока

Опыт проводится аналогично предыдущему (для исследования предлагается также определить, влияет ли жирность на агрегативную устойчивость молока).

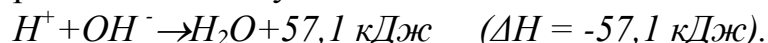
3.4. Сделать вывод.

* В случае если ни в одной из пробирок не произойдет коагуляция, то повторяют опыт с более (в 2-5 раз) концентрированными растворами электролитов, и наоборот, в случае выпадения осадка во всех пробирках раствор электролита разбавляют.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 5 ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭНТАЛЬПИИ РЕАКЦИИ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ

1. Введение. При нейтрализации водных растворов сильных кислот сильными основаниями всегда выделяется одинаковое количество теплоты, равное 57,1 кДж на 1 эквивалент кислоты или основания (закон постоянства теплоты нейтрализации).

По ТЭД этот закон постоянства теплоты нейтрализации объясняется тем, что реакция нейтрализации сводится к взаимодействию ионов водорода с гидроксид-ионами, в результате чего образуются малодиссоциированные молекулы воды:



Следовательно, независимо от того, какие были взяты кислоты и основания, нейтрализация всегда сводится к образованию воды из ее ионов. Реакция образования 1 моль воды из ионов при комнатной температуре сопровождается выделением 57,1 кДж ($Q = +57,1 \text{ кДж}$; $\Delta H = -57,1 \text{ кДж}$).

Количество теплоты, выделяющейся при взаимодействии эквивалента кислоты с эквивалентом основания, называют теплотой нейтрализации.

При нейтрализации слабой кислоты сильным основанием или, наоборот, сильной кислоты слабым основанием тепловой эффект нейтрализации меньше 57,1 кДж.

Все опыты по определению энтальпии химических реакций проводятся в калориметрах различных конструкций, которые представляют собой возможно лучше изолированные от теплообмена с внешней средой сосуды с мешалкой и термометром. Упрощенный калориметр приведем на рисунке 3.

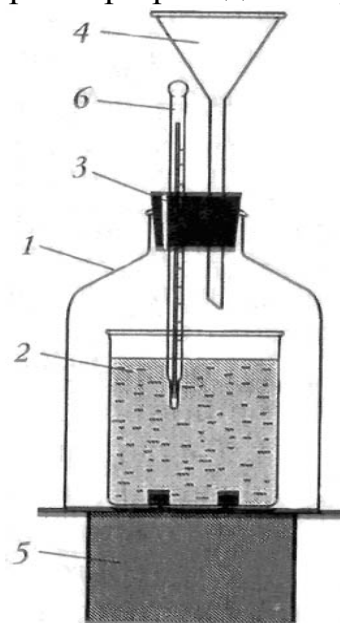


Рис.3. Калориметр:
1 – наружный стакан, 2 – реакционный стакан,
3 – крышка, 4 – воронка, 5 – мешалка, 6 –
термометр

Количество теплоты, выделяющейся или поглощающейся в калориметре, определяется по формуле

$$g=(t_K-t_H)\cdot\Sigma C, \quad (2)$$

где t_K – конечная температура; t_H – начальная температура; ΣC – теплоемкость системы, слагающаяся из теплоемкости калориметрического сосуда, калориметрической жидкости и вещества.

Теплоемкость системы

$$\Sigma C=C_1m_1+C_2m_2, \quad (3)$$

где C_1 и m_1 – удельная теплоемкость и масса реакционного сосуда; C_2 и m_2 – те же величины для жидкости, находящейся в калориметре. Удельную теплоемкость растворов и их плотность можно принять равными этим величинам для воды, т.е. удельная теплоемкость равна 4,184 кДж/кг·К, а удельная теплоемкость стекла – 0,753 кДж/кг·К.

В данной работе предлагается экспериментально определить энтальпии реакций нейтрализации кислот (сильных и слабых) щелочами (сильными и слабыми).

2. Реактивы и оборудование: калориметрическая установка; секундомер; 0,1 Н растворы кислот (уксусной, соляной, серной, азотной); 0,5 Н растворы щелочей (гидроксида калия, гидроксида натрия); 0,5 Н раствор аммиака; химические стаканы; мерный цилиндр; магнитная мешалка; лупа; химический справочник; весы с разновесами.

3. Порядок и техника проведения работы

3.1. Уточнить у учителя, какие вещества брать для проведения реакции нейтрализации.

3.2. Составить уравнение химической реакции в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

3.3. Рассчитать энтальпию реакции нейтрализации (значения стандартных изменений энтальпии взять из справочника или **ПРИЛОЖЕНИЯ 3**).

3.4. Отмерить 250 мл раствора необходимой кислоты и поместить ее в предварительно взвешенный реакционный сосуд калориметра.

3.5. Рассчитать по УХР необходимый для полной нейтрализации объем раствора основания, учитывая его концентрацию.

3.6. Дождаться выравнивания температуры калориметра и окружающей среды, для чего, выждав предварительно 3-5 минут, записывать показания термометра (использовать лупу) в течение 3 минут с интервалом в 1 минуту. Убедившись, что температура практически не меняется, принять ее за начальную (t_H).

3.7. Отмерить необходимый объем раствора основания и непрерывно, перемешивая раствор (магнитную мешалку можно заменить провололочкой), добавлять его в реакционный сосуд через воронку (одновременно продолжать измерять температуру через 15 секунд до плавного ее

изменения или постоянства (обычно 5-6 минут). После этого продолжать измерения через 30 секунд, через 1 минуту еще 3 минуты.

3.8. Результаты наблюдений записать в таблицу.

Таблица 3

Результаты определения изменения температуры
в ходе реакции нейтрализации

Время от начала опыта (τ), мин	Температура (t), $^{\circ}\text{C}$

3.9. Построить график изменения температуры со временем на миллиметровой бумаге, отложив на оси ординат температуру, а на оси абсцисс – время. На рисунке 4 приведен примерный вид этого графика. Произвести экстраполяцию плавного линейного хода температуры конечного периода к моменту начала реакции. Эта величина представляет собой конечную температуру (t_K) процесса с учетом теплообмена калориметра с окружающей средой. Определить Δt .

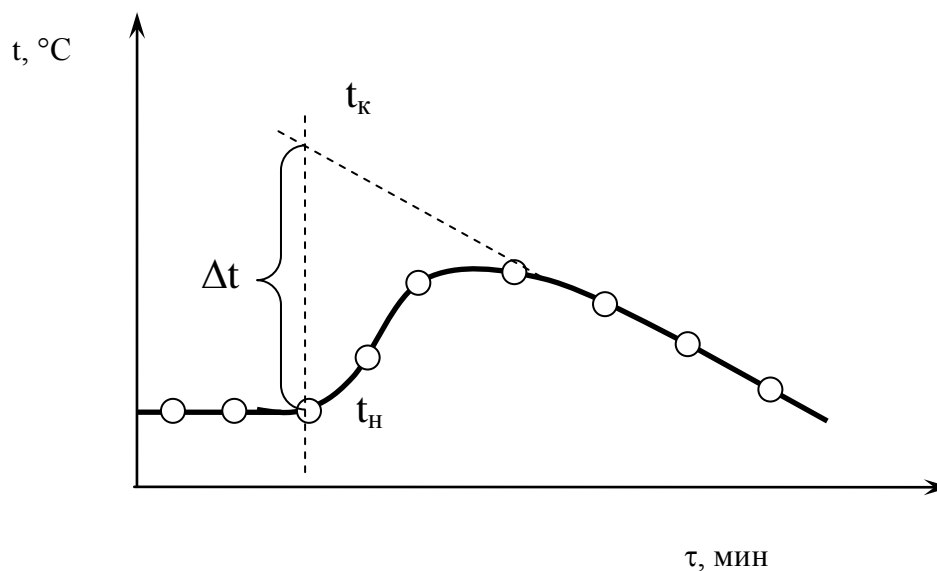


Рис.4. Примерный вид графика изменения температуры
реакции нейтрализации со временем

3.10. Рассчитать по формуле (2) величину выделившейся теплоты в ходе реакции.

3.11. Произвести пересчет теплового эффекта на 1 моль кислоты в кДж/моль.

3.12. Сравнить полученные значения с теоретическими (см. п.3.3) и рассчитать относительную погрешность работы.

3.13. Сделать вывод.

4. Задания к работе

5. Рассчитать энтальпии реакций нейтрализации гидроксидов: 1-я группа (гидроксид натрия, гидроксид магния и гидроксид алюминия); 2-я группа (гидроксид калия, гидроксид кальция и гидроксид галлия); 3-я группа (гидроксид рубидия, гидроксид стронция и гидроксид цинка) с

а) соляной кислотой; б) ортофосфорной кислотой; в) фтороводородной кислотой. Сделать вывод о зависимости теплового эффекта реакции нейтрализации от природы реагирующих веществ.

6. Выдающийся американский физик и изобретатель Роберт Вуд всегда пытался найти практическое применение различным физическим и химическим явлениям. Его фантазия на этот счет просто не знала границ. Например, он применил очень чувствительное к трению и механическому давлению взрывчатое вещество – нитрид йода – для отпугивания соседских кошек. Раз зимой он отправился со своей невестой покататься на санях. Вот как сам Вуд описал эту поездку: «У нее замерзли руки, и я сказал:

- Хорошо бы достать бутылку с горячей водой!

- Замечательно! Только где же мы ее возьмем?

- Я сейчас сделаю ее, – ответил я и вынул из-под сидения винную бутылку, на три четверти заполненную холодной водой. Потом достал оттуда же флакон с серной кислотой и налил немного похуже на сироп жидкости в воду. Через десять секунд бутылка так нагрелась, что ее нельзя было держать в руках. Когда она начинала остывать, я добавлял еще кислоты, а когда она перестала поднимать температуру, – достал банку с палочками едкого натра и понемногу подкладывал их. Таким способом бутылка была нагрета почти до кипения всю поездку».

Грелка Вуда, однако, не лишена недостатков. При ее работе безвозвратно расходуются концентрированная серная кислота и гидроксид натрия. Предложить устройство грелки, основанное на использовании тех же веществ, но допускающее восстановление ее работоспособности. Проверить свои идеи экспериментально.

Рассчитать тепловой эффект реакций взаимодействия: серной кислоты с водой и гидроксидом натрия (для расчетов использовать данные ПРИЛОЖЕНИЯ 3). Объясните причину выделения тепла.



КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ ПО РАБОТАМ ШЕСТОГО ПРАКТИКУМА

1. Ответить на вопросы:

✓ Почему при попадании на кожу концентрированной азотной кислоты появляется желтое окрашивание?

✓ Чем объяснить тот факт, что живые организмы не выдерживают высокой температуры?

✓ Почему при различного рода отравлениях (ионами тяжелых металлов, спиртом, альдегидами, кислотами и т.п.) рекомендуют пить молоко или употреблять любые другие молочные продукты?

2. Выполнить задания:

✓ Для получения тепло- и звукоизолирующих полимерных материалов их необходимо вспенивать («вспучивать»), т.е. изготавливать пенопласты. Это материалы, в которых в массе твердого полимера имеется большое количество пузырьков газа. Одним из способов получения пенопластов является применение веществ – газообразователей. Эти вещества при полимеризации разлагаются с выделением газа. Предложить вещества, которые можно использовать в качестве газообразователей. Написать уравнения реакций.

✓ В области химии целлюлозы разработаны многочисленные методы «прививки» к целлюлозным волокнам различных функциональных групп, фрагментов биологически активных молекул и фармацевтических препаратов. Таким путем получают ткани и изделия из них, обладающие специфическими свойствами, например плащевая ткань с водоотталкивающими свойствами, бинт с лечебными свойствами. Предложить несколько идей сочетания в одном текстильном материале различных полезных свойств.

3. Белки входят в состав клеток и тканей всех живых организмов. Молекулы их построены из ~20 различных аминокислот. Глицин (аминоуксусная кислота, гликокол) H_2N-CH_2-COOH входит в состав многих белков и играет важную роль в формировании их вторичной и третичной структуры (образование изгибов макромолекулы). Глицин является также предшественником в биосинтезе других природных соединений (порфирины, пуриновые и пиримидиновые основания). Предложить схему химического синтеза для этилового эфира глицина, если в распоряжении имеется этилен – продукт пиролиза бензина.

4. Суспензии – это дисперсные системы, в которых маленькие твердые частицы распределены в жидкости. Суспензии неустойчивы во времени и постепенно твердые частицы под действием силы тяжести выпадают в осадок. Основным способом отделения твердого вещества от жидкости в суспензиях является фильтрование. На фармацевтической фабрике возникла задача быстрого разделения суспензии путем фильтрования, причем было необходимо выделить для дальнейшей переработки как жидкость, так и взвешенную в ней твердую фазу. Для этого суспензию стали пропускать через мелкоячеистый фильтр, например, из металлической сетки. По мере накопления осадка скорость фильтрования уменьшается и, наконец, процесс останавливается. Предложить принципиальную схему устройства, которое позволило бы вести процесс фильтрования суспензии практически в непрерывном режиме.

5. В организме человека реакция окисления этилового спирта протекает в две стадии. Первая – окисление этилового спирта до уксусного альдегида ($\Delta H_{p-цхи}^0 = -256$ кДж), вторая – уксусный альдегид окисляется до уксусной кислоты ($\Delta H_{p-цхи}^0 = -237$ кДж). Составить УХР. Рассчитать энтальпию реакции окисления этанола до уксусной кислоты, используя закон Гесса. Уксусный альдегид является довольно ядовитым веществом. Какие выводы можно сделать о вреде потребления алкоголя, если учесть, что окисление уксусного альдегида в уксусную кислоту протекает во времени? Благоприятствует ли энтропийный фактор самопроизвольному протеканию реакции окисления спирта? Вычислить энергию Гиббса реакции окисления этилового спирта и проанализировать полученное значение:

Вещество	$\Delta H_{p-цхи}^0$, кДж/моль	$S_{p-цхи}^0$, кДж/моль·К	$\Delta G_{p-цхи}^0$, кДж/моль
$CH_3COOH_{(ж)}$	-485	+180	-389
$C_2H_5OH_{(ж)}$	-277	+161	-174

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА №6

ОПРЕДЕЛЕНИЕ КОНСТАНТЫ И СТЕПЕНИ ГИДРОЛИЗА СОЛИ

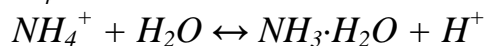
1. Введение. Водные растворы солей в зависимости от природы образующих их кислот и оснований могут быть кислыми, щелочными и нейтральными. Кислотность или основность водных растворов солей объясняется протеканием в них реакции гидролиза. В широком понимании гидролиз – это любое взаимодействие веществ (неорганических или органических) с водой; более конкретно гидролиз можно определить как реакцию соли с водой, приводящую к образованию кислоты и основания (в конечном итоге). Таким образом, гидролиз – это процесс, обратный нейтрализации (реакции между кислотой и основанием с выделением воды), а константа гидролиза записывается выражением, обратным выражению константы равновесия нейтрализации.

Возможны 4 варианта протекания гидролиза солей:

- 1) соль образована слабым основанием и сильной кислотой (гидролиз по катиону, $pH < 7$);
- 2) соль образована сильным основанием и слабой кислотой (гидролиз по аниону, $pH > 7$);
- 3) соль образована слабым основанием и слабой кислотой (гидролиз и по катиону, и по аниону, если образующаяся кислота сильнее основания $K_{кисл.} > K_{осн.}$, среда будет слабокислотной, если основание сильнее кислоты $K_{кисл.} < K_{осн.}$, среда будет слабощелочной);
- 4) соль образована сильным основанием и сильной кислотой (гидролизу не подвергается, $pH \approx 7$).

В ходе практической работы предстоит экспериментально определить константу и степень гидролиза предложенных солей. Для этого необходимо использовать значение pH раствора соли (легко определяется, например, с помощью универсального индикатора).

Пусть гидролизу подвергается хлорид аммония. В соответствии с уравнением гидролиза NH_4Cl



константа гидролиза равна*

$$K_G' = \frac{[NH_3 \cdot H_2O] \cdot [H^+]}{[NH_4^+] \cdot [H_2O]} \quad \text{или} \quad K_G = \frac{[NH_3 \cdot H_2O] \cdot [H^+]}{[NH_4^+]}$$

Из уравнения гидролиза видно, что $[NH_3 \cdot H_2O] = [H^+]$. Равновесную концентрацию NH_4^+ можно принять равной концентрации соли, так как соль полностью диссоциирована в растворе, т.е. $[NH_4^+] = C_{\text{соли}}$. Тогда константу гидролиза рассчитывают по формуле

$$K_G = \frac{[H^+]^2}{C_{\text{соли}}} \quad (4)$$

Если соль образована наоборот сильным основанием и слабой кислотой, то в формуле (4) вместо $[H^+]$ будет находиться $[OH^-]$. Концентрация соли ($C_{\text{соли}}$) в растворе известна, а концентрацию катионов водорода вычисляют по найденным экспериментально значениям pH :

$$pH = -\lg[H^+] \quad , \quad (5)$$

$$[H^+] = 10^{-pH}$$

Степень гидролиза (h) связана с константой гидролиза соли уравнением

$$K_G = C_{\text{соли}} \cdot h^2, \quad (6)$$

откуда

$$h = \sqrt{K_G / C_{\text{соли}}}$$

2. Реактивы и оборудование: соли, подвергающиеся гидролизу (NH_4Cl , $ZnCl_2$, Na_3PO_4 , $CuSO_4$, $FeCl_3$, Na_2CO_3 , $NaCH_3COOH$ и т.п.); дистиллированная вода; весы; шпатели; химический стакан; мерные колбы на 100 или 50 мл (5 шт.); пипетка на 10 мл; груша; раствор универсального индикатора или бумага; пробирки (5 шт.).

3. Порядок и техника проведения работы

- 3.1. Приготовить 100 или 50 мл 0,1 М раствора соли, указанной учителем.
- 3.2. Определить pH раствора соли, добавив универсальный индикатор в небольшое количество раствора соли (в пробирке).
- 3.3. Приготовить 0,01 М; 0,001 М и 0,0001 М растворы соли разбавлением первоначального.
- 3.4. Определить pH приготовленных растворов.
- 3.5. Составить УХР гидролиза соли.

* $K_G' \cdot [H_2O] = K_G$ – постоянная величина при $t = \text{const}$.

3.6. Рассчитать константу и степень гидролиза соли в растворах указанной концентрации.

3.7. Как влияет концентрация соли (разбавление раствора) на константу и степень гидролиза? Представить результаты эксперимента графически. Для линейных зависимостей вывести уравнения.

3.8. Привести способы устранения гидролиза данной соли (смещения равновесия в левую часть уравнения).

3.9. Сравнить экспериментальные значения константы и степени гидролиза в 0,1 М; 0,01 М; 0,001 М и 0,0001 М растворах соли с вычисленными. Рассчитать погрешность определения экспериментальных значений константы и степени гидролиза.

3.10. Сделать вывод.

4. Задания к работе

7. Написать УХР гидролиза соли, по которому составить и решить расчетную задачу на определение константы гидролиза (K_f), степени гидролиза (h) и pH раствора соли по заданной молярной концентрации растворенного вещества (см. также ПРИЛОЖЕНИЕ 4). Формулы солей приведены ниже:

- | | |
|----------------------|-----------------------|
| 1) $MgCl_2$, | 16) K_2CrO_4 , |
| 2) $AlCl_3$, | 17) $K_2Cr_2O_7$, |
| 3) $CrCl_3$, | 18) Na_2CO_3 , |
| 4) $MnCl_2$, | 19) $NaHCO_3$, |
| 5) $FeCl_3$, | 20) $(NH_4)_2CO_3$, |
| 6) $CoCl_2$, | 21) $NaCH_3COO$, |
| 7) $NiCl_2$, | 22) NH_4CH_3COO , |
| 8) $CuCl_2$, | 23) $Pb(CH_3COO)_2$, |
| 9) $ZnCl_2$, | 24) $Al_2(SO_4)_3$, |
| 10) $(NH_4)_2SO_4$, | 25) $Cr_2(SO_4)_3$, |
| 11) Na_2S , | 26) $MnSO_4$, |
| 12) Na_2SO_3 , | 27) $FeSO_4$, |
| 13) NH_4NO_3 , | 28) $Fe_2(SO_4)_3$, |
| 14) $NaNO_2$, | 29) $NiSO_4$, |
| 15) Na_3PO_4 , | 30) $CuSO_4$. |

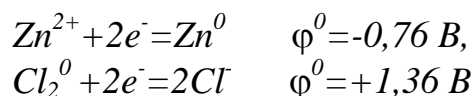
ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА №7 ИЗУЧЕНИЕ ЭЛЕКТРОЛИЗА РАСТВОРОВ

1. Введение. При прохождении электрического тока через металлы (проводники первого рода) химические реакции не происходят и металлы остаются неизменными. Если же электрический ток проходит через расплав или раствор электролита (проводники второго рода), на границе электролит – металлический проводник (электрод) происходят различные химические реакции (электролиз) и образуются новые соединения.

При электролизе катионы перемещаются к отрицательному электроду (катоде), а анионы – к положительному электроду (аноду). При этом, однако, не всегда катионы и анионы электролита разряжаются,

принимая или отдавая электроны. Часто в реакциях электролиза принимает участие растворитель – электролит, например вода.

Напряжением разложения электролита при электролизе называется минимальное напряжение (внешняя ЭДС*), которое нужно приложить к электродам. Например, для раствора хлорида цинка при стандартных условиях



и напряжение разложения равно сумме стандартных электродных потенциалов обоих электродов: $E = 0,76 + 1,36 = 2,12 \text{ В}$, т.е. напряжение разложения не может быть ниже ЭДС соответствующего гальванического элемента.

Напряжение разложения составляется из потенциалов двух электродов – потенциалов разряжения ионов.

Потенциал разряжения катиона иногда называют потенциалом осаждения металла. Это тот минимальный потенциал, который должен быть приложен к электроду для того, чтобы катион потерял заряд и произошло осаждение металла. Для некоторых ионов (Fe^{2+} , Cu^{2+} , Ag^+ , Cd^{2+}) потенциал осаждения близок к электродному потенциалу, для других же ионов (Co^{2+} , Ni^{2+} и др.) потенциалы осаждения значительно превышают электродные потенциалы металлов – для электролиза необходимо определенное перенапряжение.

При электролизе водных растворов электролитов часто вместо металла на катоде выделяется не металл, а водород: в ряду катионов от Li^+ до Al^{3+} металл не образуется, а при электролизе выделяется водород за счет восстановления воды. В ряду катионов от Mn^{2+} до Pb^{2+} при электролизе образуются одновременно металл и водород, а в ряду Cu^{2+} до Au^{3+} образуется только металл.

Следовательно, чем левее стоит металл (чем отрицательнее электродный потенциал) в ряду стандартных электродных потенциалов (ряд напряжений), тем труднее выделить этот металл электролизом водного раствора.

Если к раствору, содержащему несколько катионов, приложить постепенно возрастающее напряжение, то электролиз начинается тогда, когда достигается потенциал осаждения катиона с самым высоким электродным потенциалом (наиболее положительным). При электролизе раствора, содержащего ионы цинка ($\varphi^0 = -0,76 \text{ В}$) и меди ($\varphi^0 = +0,34 \text{ В}$), на катоде вначале выделяется медь и лишь после того, как почти все ионы Cu^{2+} разрядятся, начнет выделяться цинк. Таким образом, если в растворе одновременно содержатся различные катионы, то при электролизе их

* ЭДС (электродвижущая сила, E) – разность потенциалов (φ^0) положительного (Ох) и отрицательного (Red) электродов: $E = \varphi^0_{\text{Ox}} - \varphi^0_{\text{Red}}$, В

можно выделить последовательно в соответствии со значениями их электродных потенциалов.

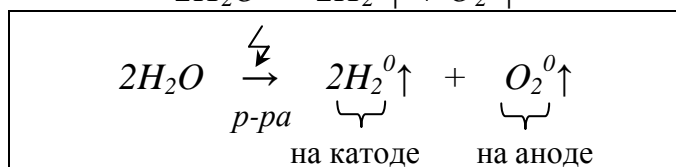
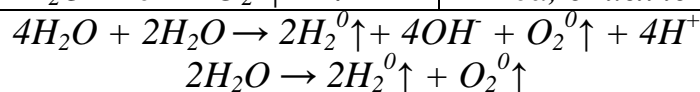
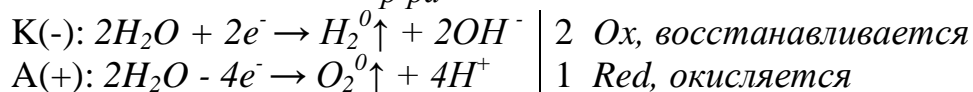
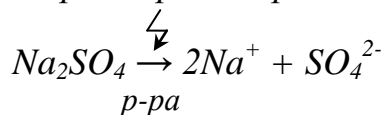
Анионы по их способности разряжаться при электролизе водных растворов располагаются в следующем ряду от не разряжающихся в водном растворе анионов кислородсодержащих кислот типа SO_4^{2-} , NO_3^- до легко разряжающихся:

Анионы кислородсодержащих кислот (SO_4^{2-} , NO_3^- и т.п.), OH^-	Продукты
F^-	O_2
Cl^- , Br^- , I^-	O_2
S^{2-}	Cl_2 (ClO^- , ClO_3^-), Br_2 , I_2 (+ O_2)
	S , SO_2 (+ O_2)

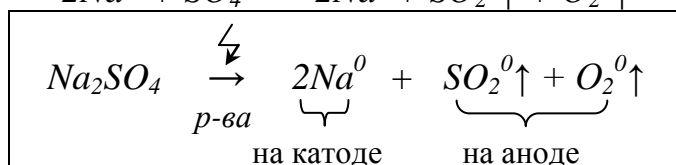
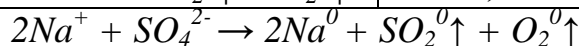
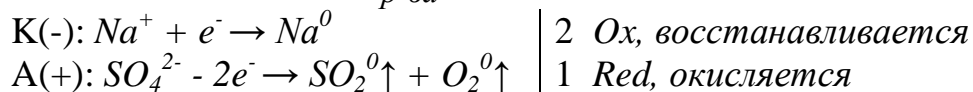
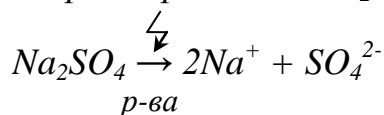
Возможность разряжения аниона зависит от его концентрации. Так, продукты электролиза концентрированного и разбавленного раствора $NaCl$ – хлор и кислород соответственно. Если в растворе содержится несколько анионов, предсказать последовательность их разряжения на аноде сложнее, чем катионов, но, вообще говоря, соблюдается правило, что в первую очередь разряжается анион, характеризующийся самым низким значением потенциала (или самым высоким отрицательным значением электродного потенциала реакции, проходящей на аноде).

Примеры составления уравнений электролиза расплава и раствора для сульфата натрия приведены ниже.

Электролиз раствора Na_2SO_4



Электролиз расплава Na_2SO_4



В случае окисления на аноде анионов бескислородных кислот образуются простые вещества (из $2Cl^- \rightarrow Cl_2^0 \uparrow$, $S^{2-} \rightarrow S^0 \downarrow$, $2Br^- \rightarrow Br_2^0 \downarrow$ и т.п.), а при окислении кислородсодержащих анионов образуются наряду с кислородом соответствующие оксиды (из $SO_4^{2-} \rightarrow SO_2^0 \uparrow + O_2^0 \uparrow$, $4NO_3^- \rightarrow 2N_2O_5 \uparrow + O_2^0 \uparrow$, $4PO_4^{3-} \rightarrow 2P_2O_5 \uparrow + 3O_2^0 \uparrow$ и т.п.).

Электролизом расплавов можно получить щелочные и щелочно-земельные металлы, которые не образуются при электролизе раствора (так как участвуют молекулы воды).

Памятка по составлению продуктов электролиза раствора приведена в **ПРИЛОЖЕНИИ 5**.

2. Реактивы и оборудование: кристаллические соли, указанные в п.1. А; весы; мерная колба на 100 мл; электролизер; источник постоянного тока с переменным напряжением от 0 до 15 В; химический стакан; шпатель; секундомер.

3. Порядок и техника проведения работы

1. Определение напряжения разложения

А. Воспользоваться лабораторным электролизером в виде химического стакана на 100 мл с электродами из графита для проведения электролиза нижеперечисленных 0,1 М растворов веществ (по указанию учителя):

- | | | |
|-------------------------------------|---|---|
| 1) HCl, | 16) FeCl ₃ , | 31) Na ₂ CO ₃ , |
| 2) H ₂ SO ₄ , | 17) CoCl ₂ , | 32) NaHCO ₃ , |
| 3) HNO ₃ , | 18) NiCl ₂ , | 33) (NH ₄) ₂ CO ₃ , |
| 4) H ₃ PO ₄ , | 19) CuCl ₂ , | 34) NaCH ₃ COO, |
| 5) CH ₃ COOH, | 20) ZnCl ₂ , | 35) NH ₄ CH ₃ COO, |
| 6) NaOH, | 21) BaCl ₂ , | 36) Pb(CH ₃ COO) ₂ , |
| 7) KOH, | 22) (NH ₄) ₂ SO ₄ , | 37) Na ₂ SO ₄ , |
| 8) NH ₄ OH, | 23) Na ₂ S, | 38) Al ₂ (SO ₄) ₃ , |
| 9) Ca(OH) ₂ (насыщ.), | 24) Na ₂ SO ₃ , | 39) Cr ₂ (SO ₄) ₃ , |
| 10) NaCl, | 25) NaNO ₃ , | 40) MnSO ₄ , |
| 11) MgCl ₂ , | 26) NH ₄ NO ₃ , | 41) FeSO ₄ , |
| 12) AlCl ₃ , | 27) NaNO ₂ , | 42) Fe ₂ (SO ₄) ₃ , |
| 13) CaCl ₂ , | 28) Na ₃ PO ₄ , | 43) NiSO ₄ , |
| 14) CrCl ₃ , | 29) K ₂ CrO ₄ , | 44) CuSO ₄ . |
| 15) MnCl ₂ , | 30) K ₂ Cr ₂ O ₇ , | |

Б. Изучаемый раствор объемом 75 мл налить в химический стакан, опустить в раствор электроды (очищенные от продуктов электролиза предыдущих опытов) и включить постоянный ток, предварительно снабдив вольтметром и регулятором напряжения или соответствующим образом подключенным реостатом.

В. Определить напряжение начала электролиза (по появлению пузырьков газов на электродах) и сравнить с вычисленным значением ЭДС (см.

ПРИЛОЖЕНИЕ 6). Объяснить причины возможных расхождений. Рассчитать погрешность определения.

Г. Обратить внимание на продукты реакции. Доказать (по возможности), что образуются именно предполагаемые вещества. Какова роль воды в электролизе? Написать уравнения реакций на катоде и аноде и суммарное уравнение реакций, содержащее все продукты электролиза.

2. Электролиз смеси растворов солей

А. Приготовить 100 мл раствора, содержащего одновременно две или три соли с концентрацией 0,5 М (например, смесь растворов сульфата меди, сульфата цинка, ацетата свинца и т.п.).

Б. Установить напряжение в 12 В и провести электролиз смеси растворов солей.

В. Экспериментально доказать, что первым осаждается на электроде предполагаемый металл.

Г. Составить уравнения электролиза всех солей в том порядке, в котором они подвергаются электролизу.

3. Разработать методику и определить экспериментальный выход продукта электролиза раствора $CuSO_4$ (расчеты на основе закона Фарадея).

4. Сделать вывод.

4. Задания к работе

8. Молодая учительница химии обратилась за консультацией:

- Не пойму, в чем дело. Использовала прибор для опытов с электрическим током, чтобы показать разложение воды. Кислород выделяется, а водород нет. Между тем все делаю по инструкции. В ней указано, что при выполнении опыта можно использовать растворы нитрата калия, карбоната калия или едкого калия.

- Помните ли, какой из электролитов вы использовали в последний раз?

- Конечно, помню ...

- Ну так именно его-то как раз брать нельзя!

Какой же электролит оказался «третьим лишним»? Выявить ошибку в инструкции, теоретически или экспериментально.

І. Задачи на «электролиз»

9. Какую массу хлороводорода можно получить из газов, образовавшихся при пропускании тока силой 5,0 А в течение 2 часов через раствор хлорида натрия?

10. Электролиз 400 г 8,5% раствора нитрата серебра продолжали до тех пор, пока масса раствора не уменьшилась на 25 г. Вычислить массовые доли соединений в растворе, полученном после окончания электролиза, и массы веществ, выделившихся на инертных электродах.

11. При электролизе раствора хлорида кальция на катоде выделилось 5,6 г водорода. Какой газ выделился на аноде и какова его масса?

12. Определить время, необходимое для осаждения на катоде 6,4 г меди при пропускании постоянного тока силой 5,36 А через водный раствор сульфата меди.

13. Через расплавленный оксид алюминия пропускали постоянный ток силой 16 А в течение 3 часов. Вычислить массу алюминия, выделившегося на катоде.

14. Водный раствор едкого натра подвергали электролизу током 10 А в течение 268 часов. После окончания электролиза осталось 100 г 24% раствора гидроксида натрия. Найти первоначальную концентрацию раствора.

- 15.** При пропускании постоянного тока силой в 6,4 А в течение 30 минут через расплав хлорида неизвестного металла на катоде выделилось 1,07 г металла. Определить состав соли, которую подвергли электролизу.
- 16.** Электролиз 400 г 8% раствора сульфата меди (II) продолжали до тех пор, пока масса раствора не уменьшилась на 20,5 г. Вычислить массовые доли соединений в растворе, полученном после окончания электролиза, и массы веществ, выделившихся на энергетических электродах.
- 17.** При электролизе водного раствора калиевой соли одноосновной карбоновой кислоты на аноде образовались газ и твердое вещество, содержащее 93,5% углерода. Назвать неизвестную соль и написать уравнение электролиза.
- 18.** Проводят электролиз расплава 960 г смеси гидрида натрия, фторида алюминия и хлорида магния. На катоде собрано 67,5 г продукта, на аноде – 84 л газа (н.у.). Установить массовый состав (в %) исходной смеси.
- 19.** Определить объем газа (н.у.), полученного электролизом водного раствора сульфата меди(II), приготовленного из 12,5 г медного купороса.
- 20.** Проведен электролиз раствора хлорида кальция. На аноде собрано 0,448 л газа (н.у.). Рассчитать молярную концентрацию (моль/л) гидроксид-иона в конечном растворе, если его объем равен 500 мл.
- 21.** Проходя через раствор электролита, ток силой 0,5 А за 1 час выделяет 0,55 г металла. Определить эквивалентную массу этого металла.
- 22.** При полном электролизе нитрата меди(II) из 2 л раствора ($\rho=1,05$ г/мл) выделилось 6,72 л газа (н.у.). Рассчитать процентное содержание начального раствора.
- 23.** Провели электролиз раствора 52 г нитрата металла в степени окисления (+II), на аноде выделилось 2,8 газа (н.у.). Продукт на катоде – металл, который не вытесняет водород из разбавленных кислот, но может вытеснить ртуть из водных растворов ее солей. Масса раствора после электролиза – 200 г. Установить, о каком металле идет речь, а также вычислить массовую долю (в %) нитрата в исходном и конечном растворах.
- 24.** При электролизе раствора хлорида меди(II) на аноде выделилось 8,96 л газа. Какое вещество выделилось на катоде? Найти его массу и массу хлорида меди(II), подвергшегося электролизу.
- 25.** При электролизе раствора нитрата ртути(II) на катоде выделилось 60,3 г ртути. Какой газ выделился на аноде? Найти его объем. Какое вещество образовалось в растворе? Найти его массу.
- 26.** Какие вещества выделяются на катоде и аноде при электролизе 416 г 5% раствора хлорида бария? Найти их объем.
- 27.** Какие вещества выделяются на катоде и аноде при электролизе 512 г раствора, содержащего 10% сульфата меди? Найти их массу.
- 28.** Найти массу 8% раствора хлорида кальция, который нужно подвергнуть электролизу, чтобы получить 2,8 л хлора.
- 29.** Найти массу 5% раствора нитрата меди(II), который нужно подвергнуть электролизу, чтобы получить 8 г меди.
- 30.** 111 г смеси бромидов натрия и калия растворили в воде. При электролизе этого раствора на аноде выделилось 80 г брома. Определить состав исходной смеси в процентах по массе.
- 31.** Через 200 г раствора серной кислоты с концентрацией 10% пропустили электрический ток, при этом на аноде выделилось 11,2 л кислорода. Вычислить концентрацию серной кислоты в растворе по окончании электролиза.

32. При электролизе 80 г раствора, содержащего 12% гидроксида натрия, на катоде выделилось 13,44 л водорода. Вычислить объем газа, выделившегося на аноде, и концентрацию гидроксида натрия в растворе по окончании электролиза.
33. При электролизе 952 г 10% раствора бромида калия на аноде выделилось 40 г брома. Вычислить концентрацию веществ в растворе по окончании электролиза.
34. При электролизе раствора сульфата меди на катоде выделилось 48 г меди. Найти объем газа, выделившегося на аноде, и массу серной кислоты, образовавшейся в растворе.
35. Найти объем газов, выделившихся на катоде и аноде при электролизе водного раствора, содержащего 111,75 г хлорида калия. Какое вещество образовалось в растворе? Найти его массу.
36. При электролизе раствора 19 г хлорида двухвалентного металла на аноде выделилось 8,96 л хлора. Определить, хлорид какого металла подвергли электролизу. Вычислить объем водорода, выделившегося на катоде.
37. При электролизе 200 г раствора сульфата калия с концентрацией 15% на аноде выделилось 14,56 л кислорода. Вычислить концентрацию раствора по окончании электролиза.
38. 188,3 г смеси хлоридов натрия и калия растворили в воде и пропустили электрический ток через полученный раствор. При электролизе на катоде выделилось 33,6 л водорода. Вычислить состав смеси в процентах по массе.

II. Задачи на «пластинку»

Задание на дополнительную оценку: в задачах с №№41, 52, 55, 60-61, 63, 67-68 рассчитать массовые доли всех компонентов после окончания реакции замещения.

39. Цинковая пластинка массой 10,00 г опущена в раствор сульфата меди(II). После окончания реакции промытая и высушенная пластинка имеет массу 9,90 г. Объяснить изменение массы пластинки и определить массу сульфата меди, находящегося в растворе.
40. Чтобы посеребрить медную пластинку массой 10 г, ее опустили в стакан, содержащий 250 г 20% раствора нитрата серебра. Когда пластинку вынули, оказалось, что масса нитрата серебра в растворе уменьшилась на 20%. Какой стала масса посеребренной пластинки и какова концентрация оставшегося раствора нитрата серебра?
41. Кобальтовую пластинку массой 15,9 г опустили в 333,5 г 20% раствора нитрата железа(III). После некоторого выдерживания в растворе пластинку вынули. При этом оказалось, что массовая доля нитрата железа(III) стала равной массовой доле соли кобальта(II). Определить массу пластинки после того, как ее вынули из раствора.
42. В раствор, содержащий 9,4 г нитрата меди(II) и 9,75 г нитрата ртути(II), погрузили кадмиевую пластинку массой 50 г. Определить массу пластинки после окончания реакции.
43. В раствор, содержащий по 0,01 моль нитратов серебра(I) и свинца(II), опущена железная пластинка массой 6 г. Как изменится масса (в % от начальной) пластинки после окончания реакции?
44. В раствор железного купороса опущена цинковая пластинка массой 30 г. После окончания реакции масса пластинки стала равной 25,5 г. Вычислить, какую массу купороса первоначально растворили в воде.
45. В раствор, содержащий по 0,01 моль нитратов серебра(I) и магния, погружена железная пластинка массой 6 г. Определить массу пластинки после окончания реакции.

46. Железная пластинка опущена в раствор сульфата меди(II). Через некоторое время масса пластинки изменилась на 2,14 г. Рассчитать массу и количество вещества, выделившегося на пластинке.
47. Имеются два стакана с одинаковым раствором хлорида металла со степенью окисления (+II). В первый стакан опустили железную пластинку, во второй – кадмиевую. Через некоторое время масса первой пластины увеличилась на 1 г, масса второй уменьшилась на 6 г. О хлориде какого металла идет речь?
48. Как изменится масса железной пластинки массой 10 г при выдерживании ее в растворе, содержащем 5 г медного купороса?
49. Железная пластинка, выдержанная в 1% растворе сульфата меди ($\rho=1,01$ г/мл), прибавила в массе 8 мг. Найти объем использованного раствора сульфата меди.
50. В раствор медного купороса опустили пластинку из кадмия. Определить массу выделенной меди, если масса пластинки уменьшилась на 9 г.
51. Масса магниевой пластинки, опущенной на некоторое время в раствор нитрата серебра, изменилась на 3 г. Найти количество (моль) серебра, выделившегося на пластинке.
52. Пластинку цинка массой 60 г поместили в 20 г 6,62% раствора $Pb(NO_3)_2$. Определить массу пластинки после реакции.
53. В раствор сульфата меди(II) поместили пластинку железа массой 61,26 г. После того как пластинку вынули, ее масса оказалась равной 62,8 г. Какая масса меди выделилась?
54. Отрезок медной проволоки массой 140,852 г поместили в раствор нитрата серебра(I), после чего масса проволоки составила 171,29 г. Затем проволоку полностью перевели в раствор действием 60% азотной кислоты ($\rho = 1,365$ г/мл). Определить объем затраченной кислоты.
55. Определить изменение массы цинковой пластинки после окончания реакции с 3% раствором нитрата свинца(II) объемом 200 мл ($\rho = 1,040$ г/мл).
56. Медная пластинка массой 101,87 г опущена в раствор $AgNO_3$. Через некоторое время масса пластинки стала равной 118,61 г. Определить количество меди, перешедшей в раствор.
57. Свинцовую пластинку массой 25 г опустили в раствор $AgNO_3$. После окончания реакции пластинка имела массу 25,9 г. Какое вещество и какой массы имеется в растворе после реакции?
58. В раствор, содержащий 14,64 г хлорида кадмия, погрузили цинковую пластинку. Масса ее увеличилась на 3,29 г. Определить количества солей в растворе.
59. Масса железной пластинки после выдерживания в растворе хлорида меди(II) возросла на 0,16 г. Какая масса соли вступила в реакцию?
60. Цинковую пластинку массой 20 г погрузили в 340 г 20% раствора нитрата серебра. Какой стала масса пластинки после реакции?
61. Магниевую пластинку массой 6 г опустили в 100 г 8% раствора сульфата меди. Определить массу пластинки после окончания реакции.
62. На сколько граммов увеличится масса железной пластинки, опущенной в раствор сульфата меди(II), если на пластинке выделилось 20,8 г меди?
63. В раствор массой 50 г с массовой долей сульфата олова(II) 21,5 % поместили железную пластинку массой 3,36 г. Чему равна масса пластинки после реакции?
64. Цинковую пластинку опустили в раствор нитрата серебра. Какая масса цинка перешла в раствор, если масса раствора уменьшилась на 3,02 г?

65. Никелевая пластинка массой 15 г опущена в раствор хлорида золота(III). Через некоторое время масса пластинки стала равной 16,561 г. Какая масса хлорида золота прореагировала?
66. В раствор медного купороса погрузили железную пластинку. Определить массу выделившейся на ней меди, если масса пластинки увеличилась на 1,2 г.
67. В 100 мл раствора, содержащего по 0,01 моль нитратов серебра, магния и свинца, погрузили пластинку массой 11,2 г. Найти массы вытесненных металлов.
68. В 500 мл раствора нитратов меди, натрия и серебра с концентрациями (в моль/л) соответственно 0,05, 0,1 и 0,1 поместили 3,6 г цинка. Определить массы вытесненных металлов.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА №8 СИНТЕЗ И ИССЛЕДОВАНИЕ КОМПЛЕКСНОЙ СОЛИ

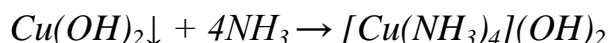
1. Введение. Комплексными соединениями называются такие соединения, в узлах кристаллической решетки которых находятся комплексные ионы, способные к существованию в растворе. Строение комплексных соединений рассматривают на основе координационной теории. Молекулы комплексных соединений состоят из внутренней и внешней сферы. В центре молекул находятся атомы или ионы – комплексообразователи. Ими могут быть как металлы, так и неметаллы:



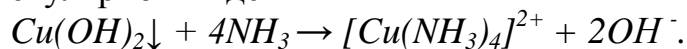
Наиболее типичные комплексообразователи – элементы побочных подгрупп ПСХЭ Д.И. Менделеева. Молекулы или ионы, непосредственно связанные с центральным ионом, называются лигандами. Ими могут быть анионы кислот и гидроксид – ионы, например, в $K_4[Fe(CN)_6]$ и в $Na_3[Al(OH)_6]$; электронейтральные молекулы (H_2O , NH_3 , CO и др.), например, в $[Ag(NH_3)_2]Cl$ или те и другие одновременно, например $[Pt(NH_3)_4Cl_2]Cl_2$.

Общее число частиц, непосредственно связанных с комплексообразователем, называется координационным числом центрального атома (как правило, КЧ равно 4 или 6, реже 2; в общем случае КЧ численно в 2 раза больше заряда центрального иона).

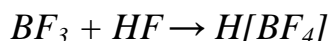
Комплексообразование сильно изменяет свойства исходных веществ. Например, взаимодействие слабого основания $Cu(OH)_2$ с аммиаком приводит к образованию сильного комплексного основания



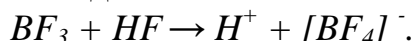
или в ионно-молекулярном виде



Взаимодействие средней силы плавиковой кислоты HF с BF_3 приводит к образованию сильной комплексной кислоты



или в ионно-молекулярном виде



Комплексообразование обычно сопровождается изменением свойств центрального атома и лигандов, что связано с их взаимным влиянием друг на друга. В растворах комплексные соединения претерпевают диссоциацию трех видов:

- 1) на комплексный ион и ион внешней сферы;
- 2) комплексного иона;
- 3) лигандов.

Степень диссоциации комплексных ионов увеличивается при уменьшении концентрации раствора. Поэтому разбавление раствора ведет во многих случаях к разложению комплексных соединений. Направленность реакций в растворах в сторону образования комплексных соединений обусловлена тем, что комплексообразование приводит к образованию слабого электролита – комплексного иона. Переход одних комплексов в другие осуществляется только в том случае, если образуется более устойчивый в растворе комплексный ион, являющийся более слабым электролитом.

Названия комплексных солей образуют по общему правилу: сначала называют анион, а затем - катион в родительном падеже. Название комплексного катиона составляют следующим образом: сначала указывают числа (используя греческие числительные: ди, три, тетра, пента, гекса и т.д.) и названия отрицательно заряженных лигандов с окончанием «о» (Cl^- - хлоро, SO_4^{2-} - сульфато, OH^- - гидроксо и т.п.); затем указывают числа и названия нейтральных лигандов, причем вода называется аква, а аммиак - аммин; последним называют комплексообразователь, указывая степень его окисленности (в скобках римскими цифрами после названия комплексообразователя).

Пример 1: назвать комплексные соли $[Pt(NH_3)_3Cl]Cl$, $[Co(NH_3)_5Br]SO_4$.

Решение. $[Pt(NH_3)_3Cl]Cl$ - хлорид хлоротриамминплатины(II), $[Co(NH_3)_5Br]SO_4$ - сульфат бромопентаамминкобальта(III).

Название комплексного аниона составляют аналогично названию катиона и заканчивают суффиксом «ат».

Пример 2: Назвать соли $Ba[Cr(NH_3)_2(SCN)_4]_2$ и $(NH_4)_2[Pt(OH)_2Cl_4]$.

Решение. $Ba[Cr(NH_3)_2(SCN)_4]_2$ – тетрароданоdiamминхромат(III) бария, $(NH_4)_2[Pt(OH)_2Cl_4]$ - тетрахлородигидроксоплатинат(IV) аммония.

Названия нейтральных комплексных частиц образуют так же, как и катионов, но комплексообразователь называют в именительном падеже, а степень его окисления не указывают, так как она определяется электронейтральностью комплекса. Например, $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$ – дихлородиамминплатина.

Примеры номенклатуры комплексных соединений приведены также в таблицах 4-6.

Таблица 4

Название соединений с комплексным катионом					
Формула	Название иона	Название комплексного катиона			
		Число лигандов	Название лиганда	Название комплексообразователя	Степень окисления комплексообразователя
$[Cu(NH_3)_4]SO_4$	Сульфат-	тетра-	-аммин-	-меди	+II
	Сульфат тетраамминмеди(II)				

Таблица 5

Название соединений с комплексным анионом						
Формула	Название комплексного аниона					Название катиона
	Число лигандов	Название лиганда	Название комплексообразователя	Степень окисления комплексообразователя		
$K_3[Fe(CN)_6]$	Гекса-	-циано-	-феррат	+III	калия	
	Гексацианоферрат(III) калия					

Таблица 6

Название нейтрального комплекса					
Формула	Название нейтрального комплекса				
	Число нейтральных лигандов	Название нейтральных лигандов	Число ионных лигандов	Название ионных лигандов	Название комплексообразователя
$[PtCl_4(NH_3)_2]$	Ди-	-аммин-	-тетра-	-хлоро-	-платина
	Диамминтетрахлороплатина				

В данной работе необходимо синтезировать $[Cu(NH_3)_4]SO_4$, выделить его в твердом виде и исследовать его свойства.

2. Реактивы и оборудование: весы; воронка Бюхнера; колба Бунзена; водоструйный насос; фарфоровая ступка; химический стакан; мерный цилиндр; медный купорос; этиловый спирт; 25% раствор аммиака; 2Н раствор хлорида бария; 0,5Н раствор оксалата аммония; фильтровальная бумага; стеклянная палочка.

3. Порядок и техника проведения работы

І. Синтез сульфата тетраамминмеди(II)

1. Взвесить предельно точно навеску пентагидрата сульфата меди(II) около 2-3 г и поместить ее в химический стакан.
2. Рассчитать объем 25% раствора аммиака, необходимого для образования комплексного соединения (по УХР).
3. Отмерить мерным цилиндром удвоенный объем (для увеличения выхода продукта).
4. Растворить соль в отмеренном количестве аммиака.

5. К полученному раствору добавить 10 мл этилового спирта (растворимость комплексного соединения в спирте меньше, чем в воде) и оставить кристаллизоваться на 20 минут.
6. Отфильтровать выпавшие кристаллы на воронке Бюхнера. Промыть 2 раза смесью равных объемов спирта и 25% раствора аммиака.
7. Оставить кристаллы высушиваться до следующего занятия.
8. Определить массу кристаллов комплексной соли и рассчитать выход комплексного соединения по отношению к взятому пентагидрату сульфата меди(II).

II. Исследование свойств сульфата тетраамминмеди(II)

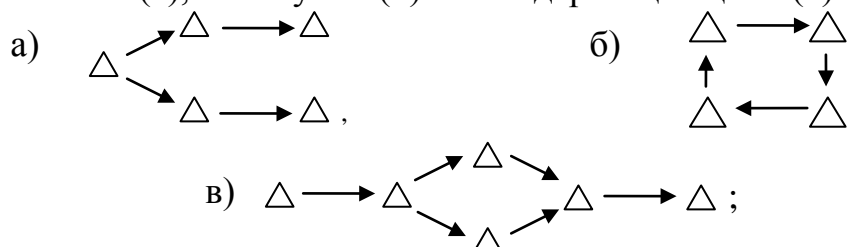
1. Приготовить раствор комплексной соли растворением нескольких кристаллов.
2. Доказать наличие в растворе сульфат-ионов.
3. Исследовать прочность полученного комплексного иона: для этого поместить в раствор железную кнопку. Выделяется ли медь на железе из раствора медного купороса?
4. Провести взаимодействие комплексного соединения с оксалатом аммония. Выпадает ли осадок оксалата меди?
5. Провести термическое разложение комплексной соли; к отверстию пробирки поднести универсальную индикаторную бумагу, смоченную водой.
6. Составить программу исследования данного комплексного соединения. Самостоятельно провести дополнительные реакции, позволяющие изучить свойства комплексной соли.
7. Написать УХР: получения комплексного соединения, его диссоциации, всех реакций, сделанных при его исследовании, его разложения при нагревании и др.
8. На основе электронного строения ионов Cu^{2+} , SO_4^{2-} и молекулы NH_3 показать строение комплексной соли. Указать типы химических связей, возникающих при образовании молекулы. Определить тип гибридизации электронных орбиталей комплексообразователя и пространственное строение комплексного иона.
9. Результаты работы представить в виде обобщающей таблицы.
10. Сделать вывод.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА №9 **ЦЕПОЧКА ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫХ ПРЕВРАЩЕНИЙ** **ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ**

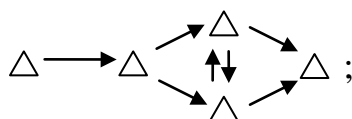
1. Введение. В школьных учебниках, задачниках, на выпускных и вступительных экзаменах часто встречаются цепочки химических

превращений. Они позволяют проверить усвоение генетических связей (взаимопревращений веществ разных классов), а также общее знание химии. Цепочки превращений можно классифицировать следующим образом:

- 1) линейные, в которых из первого вещества получается второе, из второго – третье и т.д.;
- 2) разветвленные (а), замкнутые (б) или содержащие цикл (в):



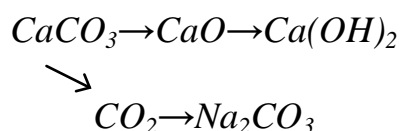
- 3) с обратимыми и необратимыми реакциями



- 4) заданные в явной форме, когда все вещества указаны и нужно только привести условия протекания реакций;
- 5) с ключом, когда в каком-то месте указана формула вещества, а до нее и после вещества обозначены шифрами;
- 6) заданные в форме геометрических фигур без привязки к каким-то веществам, в них надо подобрать реакции под кольцо, квадрат, куб и т.д.

Основное требование к таким цепочкам – возможность экспериментальной проверки всех переходов.

В данной работе предлагается осуществить разветвленную цепочку превращений



экспериментально определяя (там, где возможно) выход продукта.

2. Реактивы и оборудование: индикаторная бумага (универсальная); пробирка тугоплавкая; спиртовка (или сухое горючее); штатив (2 шт.); колба коническая (приемник); вата; 1 М раствор гидроксида натрия; бюретка на 25 мл; колбы конические (3 шт.) на 250 мл; химический стакан на 10 мл; пипетка на 10 мл; пробка с газоотводной трубкой; фенолфталеин; мерная колба на 200 мл; мрамор или мел (мелкая крошка); ступка; пестик; фильтровальная бумага; дистиллированная вода; 0,5 М раствор HCl .

3. Порядок и техника проведения работы

3.1. Составить уравнения, происходящих реакций.

3.2. Взвесить предельно точно навеску карбоната кальция массой около 0,5 г и поместить ее в пробирку.

3.3. Провести термическое разложение соли. Оксид углерода(IV) барботировать через раствор гидроксида натрия (1 М раствор) известной концентрации (точную концентрацию установить кислотно-основным титрованием). Для упрощения расчетов считать, что весь оксид углерода(IV) взаимодействовал с избытком щелочи на 100%.

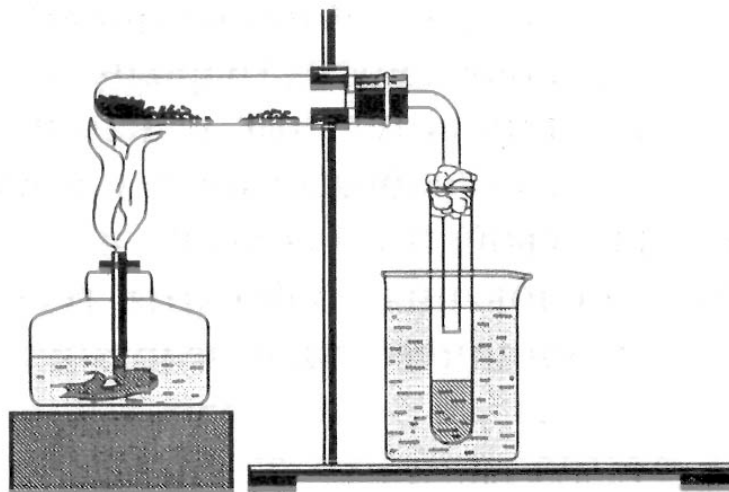


Рис.5. Схема установки для термического разложения карбоната кальция

3.4. Определить выход оксида углерода(IV) по количеству израсходованного гидроксида натрия (для этого провести повторно кислотно-основное титрование в конце реакции). Выход оксида кальция считать равным выходу оксида углерода(IV).

3.5. Охладить пробирку. Сухой остаток перенести в мерную колбу на 200 мл и растворить в дистиллированной воде. Доказать экспериментально, что в колбе содержится щелочь.

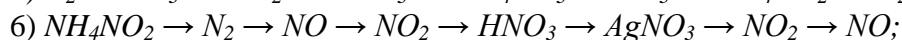
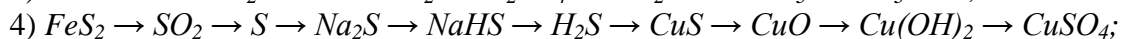
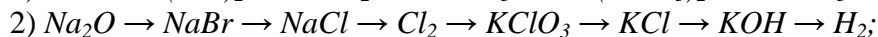
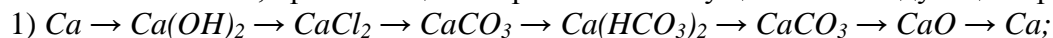
3.6. Определить выход гидроксида кальция (количество $Ca(OH)_2$ установить кислотно-основным титрованием соляной кислотой точно известной концентрации в присутствии индикатора фенолфталеина).

3.7. Представить результаты эксперимента в виде таблицы.

3.8. Сделать вывод.

4. Задания к работе

69. Написать УХР, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



- 7) $Si \rightarrow Mg_2Si \rightarrow SiH_4 \rightarrow SiO_2 \rightarrow Na_2SiO_3 \rightarrow K_2SiO_3 \rightarrow SiO_2 \rightarrow SiF_4$;
- 8) $Cu \rightarrow Cu(NO_3)_2 \rightarrow CuO \rightarrow CuCl_2 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow Cu \rightarrow CuSO_4 \rightarrow H_2SO_4$;
- 9) $Zn \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4] \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow ZnCl_2 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow ZnCl_2 \rightarrow Zn \rightarrow K_2ZnO_2$;
- 10) $Cu \rightarrow CuCl_2 \rightarrow ZnCl_2 \rightarrow K_2[Zn(OH)_4] \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(NO_3)_2 \rightarrow ZnO \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$;
- 11) $Na \rightarrow NaOH \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow Na_2SO_4 \rightarrow NaCl \rightarrow NaNO_3 \rightarrow NaNO_2 \rightarrow NH_4NO_2 \rightarrow N_2$;
- 12) $Al \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow Al \rightarrow Na_3[Al(OH)_6] \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Al(NO_3)_3 \rightarrow Al_2O_3$;
- 13) $Fe \rightarrow Fe(SO_4)_3 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow Fe \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3 \rightarrow Fe(NO_3)_2$;
- 14) $Cl_2 \rightarrow KClO_3 \rightarrow KCl \rightarrow KOH \rightarrow K_2[Zn(OH)_4] \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn \rightarrow ZnCl_2$;
- 15) $Si \rightarrow SiO_2 \rightarrow Na_2SiO_3 \rightarrow Na_2SO_4 \rightarrow NaCl \rightarrow NaOH \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe$;
- 16) $NH_3 \rightarrow NH_4HCO_3 \rightarrow NaHCO_3 \rightarrow CO_2 \rightarrow K_2CO_3 \rightarrow CO_2 \rightarrow C \rightarrow SiC$;
- 17) $Na_2SO_4 \rightarrow NaCl \rightarrow NaNO_3 \rightarrow O_2 \rightarrow CuO \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow Cu(NO_3)_2 \rightarrow CuO \rightarrow Cu$;
- 18) $KCl \rightarrow Cl_2 \rightarrow FeCl_2 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow FeS \rightarrow SO_2 \rightarrow FeS \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3$;
- 19) $KNO_3 \rightarrow KNO_2 \rightarrow KNO_3 \rightarrow P_2O_5 \rightarrow CaHPO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow P$;
- 20) $Fe \rightarrow Fe(NO_3)_3 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow FeO \rightarrow Fe \rightarrow FeSO_4 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow KFeO_2$;
- 21) $Al \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Na_3[Al(OH)_6] \rightarrow NaAlO_2 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al$;
- 22) $N_2 \rightarrow NH_3 \rightarrow NO \rightarrow HNO_3 \rightarrow O_2 \rightarrow P_2O_5 \rightarrow Ba(H_2PO_4)_2 \rightarrow BaHPO_4 \rightarrow Ba_3(PO_4)_2$;
- 23) $FeS \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu \rightarrow Cu(NO_3)_2 \rightarrow NO_2 \rightarrow NO$;
- 24) $Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow P \rightarrow Ca_3P_2 \rightarrow PH_3 \rightarrow P_2O_5 \rightarrow NaH_2PO_4 \rightarrow Na_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$;
- 25) $NaH \rightarrow Na \rightarrow H_2 \rightarrow CaH_2 \rightarrow NH_3 \rightarrow NH_4Cl \rightarrow N_2 \rightarrow Ca_3N_2 \rightarrow NH_3$;
- 26) $K \rightarrow KOH \rightarrow KClO_3 \rightarrow O_2 \rightarrow H_2O \rightarrow H_2 \rightarrow H_2S \rightarrow SO_2 \rightarrow NaHSO_3 \rightarrow Na_2SO_4$;
- 27) $H_2S \rightarrow S \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4 \rightarrow Na_2SO_4 \rightarrow NaNO_3 \rightarrow HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3 \rightarrow N_2O$;
- 28) $KMnO_4 \rightarrow O_2 \rightarrow SiO_2 \rightarrow Si \rightarrow SiH_4 \rightarrow Na_2SiO_3 \rightarrow CaSiO_3 \rightarrow CaCO_3$;
- 29) $HNO_3 \rightarrow AgNO_3 \rightarrow O_2 \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_2 \rightarrow KNO_2 \rightarrow KNO_3 \rightarrow CO_2$;
- 30) $MnO_2 \rightarrow Cl_2 \rightarrow KClO_3 \rightarrow Cl_2 \rightarrow HCl \rightarrow MnCl_2 \rightarrow Mn(OH)_2 \rightarrow Mn$.

Выполнить задания:

- ✓ Указать тип каждой реакции (реакция соединения (*p.c.*); замещения (*p.з.*); разложения (*p.p.*); обмена (*p.o.*); гомогенная (*гомо-*), гетерогенная (*гетеро-*); обратимая (*обр.*), необратимая (*необр.*); экзотермическая (*экзо-*), эндотермическая (*эндо-*); каталитическая (*Kt*), некаталитическая (*не Kt*); окислительно-восстановительная (*ОВР*), не окислительно-восстановительная (*не ОВР*) и др.).
- ✓ Назвать все вещества.
- ✓ Раскрыть суть химической реакции (для ОВР указать тип и уравнивать методом электронного или электронно-ионного баланса; для реакций, протекающих в растворах электролитов, составить молекулярные и ионные уравнения реакций; для реакций гидролиза и электролиза составить соответствующие схемы).
- ✓ Указать, какие из уравнений являются качественными реакциями на ионы (анионы и катионы).

Задание на дополнительную оценку: написать УХР, соответствующие следующим превращениям:

- 1) $P^{-III} \rightarrow Cl^- \rightarrow N^{-III} \rightarrow Cu^{+II}$;
- 2) $Cu^{+I} \rightarrow S^{+IV} \rightarrow Na^+ \rightarrow Fe^{+III}$;
- 3) $Fe^{+II} \rightarrow Mn^{+IV} \rightarrow Br^- \rightarrow N^{+V}$;
- 4) $P^{+III} \rightarrow S^{+IV} \rightarrow Ba^{+II} \rightarrow C^{+II}$;
- 5) $S^{-II} \rightarrow S^0 \rightarrow S^{+IV} \rightarrow S^{+VI} \rightarrow S^{+IV} \rightarrow S^0 \rightarrow S^{-II}$;
- 6) $Cr^0 \rightarrow Cr^{+II} \rightarrow Cr^{+III} \rightarrow Cr^{+VI} \rightarrow Cr^{+VI}$.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА №10

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИХ ПОКАЗАТЕЛЕЙ ВОДЫ

1. Введение. Вода – самое распространенное и наиболее важное химическое соединение в природе. Вода является универсальным растворителем, вступает в химические реакции со многими веществами, поэтому чистой воды в природе нет – она всегда содержит примеси и различные растворенные вещества*.

В данной работе предлагается, используя известные методики, определить физико-химические показатели близлежащего к школе водного источника (пруда, ручья, реки и т.п.) и сопоставить полученные значения с нормативами на загрязняющие вещества в воде (**ПРИЛОЖЕНИЕ 6**).

2. Реактивы и оборудование: термометр, ареометр, а также реактивы и оборудование, указанные в **ПРИЛОЖЕНИИ 8**.

3. Порядок и техника проведения работы

3.1. Провести отбор пробы воды из источника. Определить температуру воды.

3.2. Уточнить у учителя необходимые для определения показатели.

3.3. Определить плотность воды. Провести исследование физико-химических показателей воды (**ПРИЛОЖЕНИЕ 7**).

3.4. Обобщить экспериментальные данные по каждому из показателей с остальными группами учащихся параллельных классов.

3.5. Составить сводную таблицу по физико-химическим показателям воды данного источника.

3.6. Сопоставить полученные значения с нормативами (**ПРИЛОЖЕНИЕ 7**).

3.7. Сделать вывод.

4. Задачи к работе

70. Океан, как насос, в полярных широтах поглощает холодными водами диоксид углерода, а в экваториальных и тропических зонах, где вода теплая, он отдает этот газ в атмосферу. В этом обменном процессе между атмосферой и океаном участвует ежегодно 100 млрд тонн углекислого газа. Сколько молекул диоксида углерода вовлечено в этот процесс?

71. Разбитый термометр, в котором было 20,5 г ртути, выбросили в пруд. Прошло четыре месяца, и вследствие сложных биохимических процессов около 5 % этого опасного металла перешло в раствор в виде солей ртути(II). Определить количество вещества и массу катионов ртути в пруду. Представляет ли опасность прудовая вода, если ее объем 80 м^3 , а санитарные нормы предусматривают содержание Hg^{2+} не более $0,01 \text{ г в м}^3$?

72. Такие виды рыб, как форель и хариус, очень чувствительны к чистоте воды. Если в 1 л природной воды содержится всего $3 \cdot 10^{-6}$ моль серной кислоты (которая может

* По данным ВОЗ, около 80 % всех инфекционных болезней в мире связано с неудовлетворительным качеством питьевой воды и нарушениями санитарно-гигиенических норм водоснабжения. В мире 2 млрд человек имеют хронические заболевания в связи с использованием загрязненной воды.

попадать в реки с промышленными стоками или за счет кислотных дождей), то мальки этих рыб погибают. Вычислить ту массу серной кислоты в 1 л воды, которая представляет собой смертельную дозу для мальков форели и хариуса.

73. Прежде чем вылить в канализацию жидкие отходы лабораторных работ, содержащие соляную кислоту, полагается их нейтрализовать щелочью (например, гидроксидом натрия) или кальцинированной содой (карбонатом натрия). Определить массы гидроксида и карбоната натрия, необходимых для нейтрализации отходов, содержащих 0,46 моль HCl . Какой объем газа (при н.у.) выделится при нейтрализации указанного количества отходов содой?

74. Самый эффективный способ обезвреживания загрязненных сточных вод химических предприятий – обработка их веществами, осаждающими вредные примеси в виде труднорастворимых соединений. При этом важно, чтобы реагент-осадитель был в избытке, так как в противном случае требуемая степень очистки стоков не будет достигнута. Предприятие подает на участок водоочистки сточную воду, содержащую 3,31 кг нитрата свинца(II). Осаждение катионов свинца(II) ведут, добавляя к раствору 1,27 кг карбоната натрия. Определить, какой реагент и в каком количестве находится в избытке. Рассчитать также массу выпадающего осадка карбоната свинца(II).

75. Самый дешевый щелочной реагент для нейтрализации кислотных промышленных стоков – гашеная известь (гидроксид кальция). Используют как суспензию гидроксида кальция («известковое молоко»), так и прозрачный раствор («известковую воду»). Рассчитать pH 0,02 М раствора гидроксида кальция.

76. В 1630 г. немецкий химик Иоганн Рудольф Глаубер, изучая состав воды минерального источника вблизи Нойштадта, открыл лечебные свойства мирабилита – кристаллогидрата сульфата натрия состава $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$. Это вещество, впоследствии получившее название «глауберова соль», врачи-практики более 300 лет успешно применяли как дешевое и безвредное слабительное средство. Кроме того, мирабилит в большом количестве применяется в стекловарении и других областях промышленности. Рассчитать массу воды и безводного сульфата натрия, содержащихся в 322 кг глауберовой соли.

77. Распространенный способ доведения концентрации загрязнителей в сточных водах предприятий до безопасного уровня – разбавление промышленных стоков чистой водой. Его применяют на предприятиях, не имеющих очистных сооружений, а также при небольшом объеме стоков. Рассчитать объем, до которого требуется разбавить 100 м³ промышленных сточных вод, содержащих 3% сульфата алюминия (плотность такого раствора равна 1030 г/л), если предельно допустимая среднесуточная концентрация этой соли $9,2 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

78. Сточные воды химического комбината вполне отвечают санитарным нормам по содержанию азотной кислоты (30 мг/л). Рассчитать массовую долю и молярную концентрацию кислоты в этих сточных водах (при плотности, примерно равной 1 г/мл). Определить массу азотной кислоты, сливаемой в канализацию, если объем промышленных стоков составляет ежедневно 75 м³.

79. Будет ли вредна для человека питьевая вода с содержанием пестицидов (ядохимикатов, защищающих растения от вредителей и болезней), достигающим 1 мг/м³, если санитарная норма содержания пестицидов в воде равна $5 \cdot 10^{-4}\%$ по массе? Плотность воды считать равной 1000 кг/м³.

80. Можно ли без вреда для здоровья пить молоко, в 1 л которого содержится: а) 0,04 мг катионов Pb^{2+} ; б) 0,6 мг катионов Cu^{2+} ; в) 4,5 мг катионов Zn^{2+} ? Санитарные нормы содержания этих ионов в молоке равны соответственно $2,4 \cdot 10^{-7}$, $1,6 \cdot 10^{-5}$ и $7,7 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

- 81.** Будет ли вредна для здоровья питьевая вода, если в ней содержится: а) $3,3 \cdot 10^{-6}$ моль/л Fe^{2+} ; б) $1,7 \cdot 10^{-7}$ моль/л Ni^{2+} ; в) $1,9 \cdot 10^{-7}$ моль/л Cr^{3+} ? Санитарные нормы допускают содержание в питьевой воде $0,2 \text{ г/м}^3$ железа (II), $0,1 \text{ г/м}^3$ никеля (II), $0,05 \text{ г/м}^3$ хрома(III).
- 82.** Можно ли употреблять в пищу хлеб, при выпечке которого использовали тесто, замешенное на воде, в которой содержалось $6,2 \cdot 10^{-5}$ моль/л Cu^{2+} ? Считается, что при замесе теста расходуется 1 л воды на каждый килограмм хлеба, а примеси солей тяжелых металлов (в том числе меди) полностью переходят в продукт. Санитарные нормы допускают содержание меди(II) в хлебе не более 5 мг/кг.
- 83.** Кислые шахтные воды часто загрязнены примесью соединений железа(II), которые уже при содержании 0,5 мг/л придают воде своеобразный «металлический» вкус. Рассчитать молярную концентрацию и массовую долю катионов Fe^{2+} в такой загрязненной воде. Плотность воды считать равной 1 г/мл.
- 84.** Жесткость воды обусловлена присутствием в ней катионов кальция или магния. Содержание этих ионов в пределах от $4 \cdot 10^{-3}$ до $8 \cdot 10^{-3}$ моль/л отвечает воде средней жесткости, а свыше $1,2 \cdot 10^{-2}$ – очень жесткой. Определить массовые доли катионов кальция и магния в воде средней жесткости и в очень жесткой воде. Плотность воды принять равной 1 г/мл.
- 85.** Для нормального роста и развития растениям требуются не только основные элементы питания, но и микроэлементы, в частности бор. Для подкормки растений этим микроэлементом поливают почву 3% раствором тетрабората натрия $Na_2B_4O_7$. Определить массу кристаллической буры – кристаллогидрата тетрабората натрия $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$, которая требуется для приготовления 150 л 3,0% раствора тетрабората натрия. Плотность этого раствора примерно равна 1000 г/л.
- 86.** Рассчитать объем (при н. у.) хлора, который идет на обеззараживание 10 м^3 воды, если на каждый литр воды расходуется 0,002 мг хлора. Написать уравнение реакции хлора с водой и пояснить, на чем основано обеззараживающее действие хлора.
- 87.** Промышленные сточные воды содержат: а) 42 г/м^3 сульфата магния; б) $6,0 \text{ г/м}^3$ фосфата натрия; в) 12 г/м^3 хлорида марганца(II); г) 16 г/м^3 хлорида цинка. Во сколько раз надо разбавить стоки водой, чтобы не были нарушены санитарные нормы содержания в воде этих вредных отходов? Предельно допустимые концентрации солей в воде таковы: сульфат магния – $1,7 \cdot 10^{-4}$ моль/л; фосфат натрия – $3,0 \cdot 10^{-6}$ моль/л; хлорид марганца(II) – $1,6 \cdot 10^{-6}$ моль/л; хлорид цинка – $7,3 \cdot 10^{-7}$ моль/л.
- 88.** Высокая минерализация воды неблагоприятна для растительного и животного мира водоемов, снижает способность воды к самоочищению под действием биологических факторов и добавок, резко ухудшает вкусовые качества воды. При содержании 500 мг/л сульфатов или 350 мг/л хлоридов вода приобретает горько-соленый вкус. Рассчитать молярную концентрацию в такой воде: а) сульфат-ионов; б) хлорид-ионов.
- 89.** Чистая вода ($pH=7$) растворяет присутствующий в воздухе диоксид углерода, поэтому ее водородный показатель с течением времени становится равен 6,5-6,8. Определить молярную концентрацию катионов H^+ в воде при pH , равном 6,7, и молярную концентрацию угольной кислоты, образовавшейся в этом случае (степень диссоциации угольной кислоты по первой ступени равна 1%).
- 90.** При аварии на складе ядовитых веществ произошла утечка 0,05 кг опасного газа фосгена CCl_2O . Прибывшая команда специалистов по дегазации обработала помещение склада водой из пожарного брандспойта. В воде фосген подвергается необратимому гидролизу с образованием диоксида углерода и хлороводорода.

Определить pH полученных водных стоков, если при дегазации было израсходовано 10 м^3 воды.

91. Растениям и животным необходимы соединения фосфора – элемента, входящего в состав жизненно важных веществ. Однако загрязнение природных вод фосфатами крайне негативно сказывается на состоянии водоемов. Сброс фосфатов со сточными водами вызывает бурное развитие сине-зеленых водорослей, при этом жизнедеятельность всех прочих организмов угнетается. Определить количества всех катионов и анионов, образующихся при диссоциации 25 моль ортофосфата натрия.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ ПО РАБОТАМ СЕДЬМОГО ПРАКТИКУМА

1. При смешивании растворов сульфата алюминия и сульфида натрия в осадок выпадает гидроксид алюминия. Объяснить причину и привести соответствующие УХР.

2. Какие продукты будут выделяться на катоде и аноде в первую очередь при электролизе водных растворов на угольных электродах, если в электролизере находится смесь следующих солей: а) сульфата меди и хлорида калия; б) сульфата натрия и бромиды железа(III); в) хлорида олова(II) и иодида калия?

3. Выполнить следующие задания:

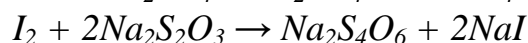
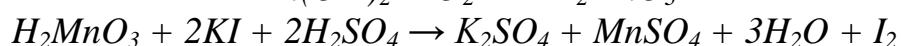
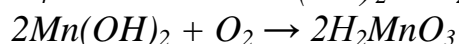
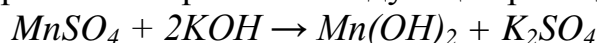
✓ Какое основание является более сильным: гидроксид меди(II) или гидроксид тетраамминмеди(II)? Ответ мотивировать.

✓ Раствор сульфата меди образует осадки с растворами гидроксида натрия и сульфида аммония. Раствор сульфата тетраамминмеди образует осадок только с сульфидом аммония. Объяснить эти явления, пользуясь таблицами со значениями произведений растворимости (ПР).

✓ Известно, что из раствора комплексной соли $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$ нитрат серебра осаждает весь хлор, а из раствора $\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$ – только $\frac{2}{3}$ хлора. Написать координационные формулы этих солей и уравнения их диссоциации.

4. Составить цепочку экспериментальных превращений (по неорганической химии) в необычной форме (например, геометрической фигуры). Оценивается возможность указанных переходов и оригинальность цепочек.

5. В водном растворе можно провести следующие реакции:



Можно ли использовать эту серию реакций для определения концентрации растворенного в воде кислорода? Разработать соответствующий титриметрический метод анализа пробы воды.

ТЕСТОВЫЙ КОНТРОЛЬ УСВОЕНИЯ ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫХ УМЕНИЙ ПО ХИМИИ

1. Для распознавания неизвестного волокна можно использовать:
 - а) анализ физических свойств, определяемых органолептически;
 - б) данные, полученные в ходе сжигания образца волокна и действия на него минеральных кислот, щелочей и ацетона;
 - в) качественные реакции на функциональные группы.
2. Определение содержания уксусной кислоты в растворе возможно, используя
 - а) мерный цилиндр;
 - б) пипетку;
 - в) титрованный раствор щелочи;
 - г) бюретку;
 - д) точную навеску оксида кальция;
 - е) кислотно-основные индикаторы;
 - ж) титрованный раствор перманганата калия.
3. Для распознавания неизвестного образца пластмассы полученные в ходе исследования данные лучше представить в виде
 - а) диаграммы;
 - б) графика;
 - в) схемы;
 - г) таблицы;
 - д) словесных описаний происходящих химических реакций.
4. Проводить практическую работу «Синтез и исследование комплексной соли» на уроке удобнее, если
 - а) распределить обязанности в группе по исследованию соли и ее синтезу (обе группы работают независимо друг от друга);
 - б) сначала провести синтез соли, а затем изучить ее свойства (группа выполняет все операции совместно);
 - в) сначала изучить свойства комплексной соли, а затем проводить ее синтез (группа выполняет все операции совместно).
5. При анализе природной воды щелочность определяют
 - а) после изучения прозрачности, цветности, запаха, сухого остатка и кислотности;
 - б) после отстаивания образца воды в течение 2 часов;
 - в) сразу после взятия пробы.
6. В состав установки для проведения кислотно-основного титрования следует включить:
 - а) бюретку;
 - б) газоотводную трубку;
 - в) пипетку;

- г) коническую колбу;
 - д) штатив лабораторный;
 - е) воронку;
 - ж) кольцо;
 - з) лапку;
 - и) химический стакан.
7. Для выделения полученной комплексной соли (сульфата тетраамминмеди(II)) из раствора
- а) проводят фильтрование раствора на воронке Бюхнера;
 - б) уменьшают растворимость, добавляя этанол, и проводят кристаллизацию соли;
 - в) проводят выпаривание.
8. Для проведения термического разложения карбоната кальция в школьных лабораторных условиях можно использовать спиртовку, в которой в качестве горючего разрешается применять:
- а) бензин;
 - б) глицерин;
 - в) этанол;
 - г) ледяную уксусную кислоту.
9. Для определения израсходованного объема раствора щелочи при определении концентрации свободных аминокислот в молоке используют:
- а) мерные колбы;
 - б) пипетки;
 - в) мерные цилиндры;
 - г) бюретки.
10. Определение массы сухого остатка при анализе природной воды проводят
- а) после выпаривания профильтрованной пробы;
 - б) после выпаривания пробы воды, не производя фильтрование;
 - в) по разности масс пустой чашки и чашки после выпаривания.
11. Для определения теплового эффекта реакции нейтрализации необходимо использовать:
- а) калориметр;
 - б) термометр с ценой деления не более $0,1^{\circ}\text{C}$;
 - в) водяную баню;
 - г) справочные данные (стандартные значения энтальпии образования реагирующих и образующихся веществ).
12. При определении порога коагуляции некоторого золя получены следующие данные:

Реагенты. Результаты наблюдений	№ пробирки								
	1	2	3	4	5	6	7	8	9
Раствор золя, мл	5	5	5	5	5	5	5	5	5
Дистиллированная вода, мл	4,5	4,0	3,5	3,0	2,5	2,0	1,5	1,0	0,5
Раствор электролита, мл	0,5	1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0	4,5
Коагуляция через 30 минут	-	-	-	-	-	-	+	+	+

Порог коагуляции в случае 0,001М концентрации электролита равен:

- а) 0,15 ммоль/л;
- б) 0,45 ммоль/л;
- в) 0,35 ммоль/л.

13. pH раствора соли в практической работе №6 определяют для

- а) экспериментального определения константы гидролиза и степени гидролиза соли;
- б) исследования кислотности среды раствора соли;
- в) сравнения экспериментального значения с расчетным.

14. При электролизе раствора нитрата калия происходит странное явление: газ выделяется только у одного из электродов. Это явление можно объяснить тем, что

- а) кислород и водород образуются одновременно у одного из электродов;
- б) выделяется только водород, а кислород растворяется (у кислорода больше растворимость в воде, чем у водорода);
- в) выделяется только кислород, а водород вступает в химическое взаимодействие с солью.

15. Уксусную кислоту в школьной лаборатории удобнее получать по следующей схеме реакции:

- а) $C_2H_5Cl \rightarrow C_4H_{10} \rightarrow CH_3COOH$
- б) $C_2H_5OH \rightarrow C_2H_4O \rightarrow C_2H_4O_2$
- в) $CaC_2 \rightarrow HC \equiv CH \rightarrow CH_3COOH$.

16. При проведении ксантопротеиновой реакции на белки

- а) при наличии серосодержащих белков образуется черный осадок;
- б) при наличии ароматических аминокислот появляется желтое окрашивание;
- в) происходит видимая денатурация.

17. При проведении электролиза раствора сульфата меди(II) установлено, что масса катода увеличилась на 0,12 г. Эти данные дают возможность

- а) определить объем выделившегося на аноде O_2 ;
- б) рассчитать выход продукта электролиза раствора;
- в) определить время проведения электролиза (используя обобщенный закон Фарадея).

18. Универсальный индикатор изменяет окраску в растворе карбоната аммония $(NH_4)_2CO_3$ на слабощелочную, так как

- а) соль образована сильным основанием и слабой кислотой ($pH > 7$);
- б) образующиеся продукты гидролиза отличаются силой (константой диссоциации);
- в) при диссоциации соли больше образуется катионов аммония, которые создают слабощелочную среду.

19. Определение порога коагуляции молока с различной жирностью позволит сделать вывод

- а) о влиянии жирности молока на агрегативную устойчивость;
- б) о влиянии природы электролита на агрегативную устойчивость молока;
- в) о том, какое молоко (с каким содержанием жира) лучше употреблять в пищу.

20. Изготовление усовершенствованного калориметра можно произвести, используя

- а) бюретку;
- б) магнитную мешалку;
- в) химический стакан;
- г) пипетку;
- д) штатив.

Предложить схему усовершенствованного калориметра, позволяющего осуществить постоянное перемешивание раствора и подачу точно известного объема раствора с течением времени.

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Аликберова Л.Ю., Хабарова Е.И. Задачи по химии с экологическим содержанием. М., 2001. 48 с.
2. Ахметов Н.С. и др. Лабораторные и семинарные занятия по неорганической химии. М., 1979.
3. Балезин С.А. Практикум по физической и коллоидной химии. М., 1980.
4. Бояринцева Н.Н. Обзорный урок «Характеристика белков»//Химия в школе. 1997. №5. С. 19-25.
5. Васильева З.Г. и др. Лабораторные работы по общей и неорганической химии. Л., 1985. 288 с.
6. Врублевский А.И., Барковский Е.В. Задачи по органической химии с примерами решений для школьников и абитуриентов. Минск, 2003. 240 с.
7. Врублевский А.И. 1000 задач по химии с цепочками превращений и контрольными тестами для школьников и абитуриентов. Минск, 2003. 400 с.
8. Давтян М.Л., Волков В.Н., Солодова Н.И. Определение химических показателей природных вод в школьном кабинете химии: Методические рекомендации для учащихся, студентов и учителей. Псков, 1997.
9. Журин А.А. Сборник упражнений и задач по химии: Решения и анализ. М., 1997. 254 с.
10. Зайцев О.С. Исследовательский практикум по общей химии: Учеб. пособие. М., 1994. 480 с.
11. Зайцев О.С. Неорганическая химия: Теорет. основы: Углуб. курс: Учеб. для общеобразовательных учреждений с углуб. изуч. предмета. М., 1997. 320 с.
12. Исаев Д.С. Об организации практикумов исследовательского характера // Химия в школе. 2001. №9. С. 53-58.
13. Исаев Д.С. Практические работы исследовательского характера по неорганической химии: Учеб. пособие для учащихся 8-х классов. Тверь, 2001. 56 с.
14. Исаев Д.С. Практические работы исследовательского характера по неорганической химии: Учеб. пособие для учащихся 9-х классов. Тверь, 2001. 72 с.
15. Исаев Д.С. Практические работы исследовательского характера по органической химии: Методические рекомендации для учащихся 10-х классов. Тверь, 2003. 52 с.
16. Исаев Д.С. Практикум исследовательского характера в XI классе // Химия в школе. 2002. №3. С. 67-73.
17. Кузьменко Н.Е., Еремин В.В., Попков В.А. Начала химии: Современный курс для поступающих в вузы. М., 1997. Т.1. 448 с.

18. Кузьменко Н.Е., Еремин В.В. Химия: 2400 задач для школьников и поступающих в вузы. М., 1999. 560 с.
19. Лидин Р.А., Аликберова Л.Ю. Химия: Справочник для старшекласников и поступающих в вузы. М., 2002. 512 с.
20. Лидин Р.А., Андреева Л.Л., Молочко В.А. Справочник по неорганической химии: Константы неорганических веществ. М., 1987.
21. Лидин Р.А. Современный химический язык. 3. Устаревшие формулы и названия. Несуществующие вещества // Химия: методика преподавания в школе. 2002. №4. С. 36.
22. Лисичкин Г.В., Бетанели В.И. Химики изобретают: Кн. для учащихся. М., 1990. 112 с.
23. Лурье Ю.Ю. Справочник по аналитической химии. М., 1979.
24. Метельский А.В. Химия в экзаменационных вопросах и ответах: Спр. для учителей, репетиторов и абитуриентов. Минск, 1997. 544 с.
25. Мочалова И.А. Что мы знаем о белке? // Химия в школе. М., 1997. №7. С. 50-56.
26. Общая химия: Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: Учеб. для вузов / Под. ред. Ю.А. Ершова. М., 2000. 560 с.
27. Оржековский П.А., Давыдов В.Н., Титов Н.А., Богомолова Н.В. Творчество учащихся на практических занятиях по химии: Кн. для учителя. М., 1999. 152 с.
28. Оржековский П.А., Давыдов В.Н., Титов Н.А. Экспериментальные творческие задачи по неорганической химии: Кн. для учащихся. М., 1998. 48 с.
29. Рабинович В.А., Хавин З.Я. Краткий химический справочник. Л., 1978.
30. Речкалова Н.И., Сысоева Л.И. Какую воду мы пьем // Химия в школе. 2004. №3. С. 7-15.
31. Романцева Л.М. и др. Сборник задач и упражнений по общей химии: Учеб. пособие для нехим. спец. вузов. М., 1991. С. 195.
32. Северюхина Т.В., Сентемов В.В. Исследование пищевых продуктов // Химия в школе. 2000. №5. С. 72-79.
33. Сергеев С.А. Химия: Темы школьного курса. Примеры и задачи: Учеб. пособие. М., 1997. 128 с.
34. Химия: Лабораторный практикум для средней школы. М., 1973. 432 с.
35. Цветков Л.А. Эксперимент по органической химии: Методика и техника: Пособие для учителей. М., 2000. 192 с.
36. Чернобельская Г.М. Практические занятия и экспериментальные задачи по химии для ПТУ. М., 1989.
37. Чертков И.Н., Жуков П.Н. Химический эксперимент с малыми количествами реактивов: Кн. для учителя. М., 1989. 191 с.
38. Чертков И.Н. Эксперимент по полимерам в средней школе: Пособие для учителя. М., 1980.

ПРИЛОЖЕНИЕ 1

РАСПОЗНАВАНИЕ ПЛАСТМАСС

Таблица 7

Название пластмасс	Элементарное звено (основа пластмассы)	Физические свойства, определяемые органолептически	Характер горения	Отношение к нагреванию	Реакции на продукты разложения	Действие ацетона
Полиэтилен	$-CH_2 - CH_2 -$	жирный на ощупь; в виде пленки прозрачный, эластичный	горит синеватым пламенем, распространяя слабый запах горящего парафина; при горении отделяются капли полиэтилена; вне пламени продолжает гореть	размягчается, можно вытянуть нити	обесцвечивает раствор $KMnO_4$ и бромной воды	не растворяется
Поливинилхлорид	$-CH_2 - \underset{Cl}{\underset{ }{CH}} -$	эластичный, в толстых слоях жесткий; прозрачный или непрозрачный	горит коптящим пламенем, вне пламени не горит	размягчается при $60-70^{\circ}C$, выше ($110-120^{\circ}C$) разлагается	выделяющийся хлороводород окрашивает лакмусовую бумажку в красный цвет, обнаруживается раствором $AgNO_3$	не растворяется
Полистирол	$-CH_2 - \underset{C_6H_5}{\underset{ }{CH}} -$	хрупкий, неэластичный, прозрачный, но бывает и непрозрачный	горит коптящим пламенем, распространяя специфический запах; вне пламени продолжает гореть	размягчается, легко вытягиваются нити	деполимеризуется, мономер обесцвечивает раствор $KMnO_4$ и бромной воды	набухает, дает вязкие растворы

Окончание таблицы 7

Полиметил- метакрилат (органическое стекло)	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ -\text{CH}_2 - \text{C} - \\ \\ \text{COOCH}_3 \end{array}$	прозрачный, твердый, неэластичный	горит желтым пламенем с синей каймой у краев, с характерным потрескиванием, распространяя резкий запах	размягчается	деполимеризуется, мономер обесцвечивает раствор KMnO_4 и бромной воды	набухает, дает вязкие растворы
Целлулоид	нитроцеллюлоза (продукты неполной этерификации)	эластичный, может иметь различную окраску, часто имеет характерный рисунок	горит очень быстро, оставляя следы золы	разлагается	не исследуется	не растворяется
Фенолформальдегидные (фенопласты)	продукт поликонденсации фенола и формальдегида	непрозрачный, неэластичный, хрупкий	горит, распространяя резкий запах фенола, вне пламени постепенно гаснет	разлагается при сильном нагревании	не исследуется	не растворяется
Мочевинформальдегидные (аминопласты)	продукт поликонденсации мочевины и формальдегида	окрашен в самые разные светлые тона	почти не горит, обугливается, распространяя резкий запах	разлагается при сильном нагревании	окрашивают лакмусовую бумажку в синий цвет	не растворяется

ПРИЛОЖЕНИЕ 2

РАСПОЗНАВАНИЕ ВОЛОКОН

Таблица 8

Волокно	Элементарное звено (основа волокна)	Сжигание	Обнаружение продуктов разложения	Действие кислот и щелочей при 18-20 ⁰ С			Действие ацетона
				<i>HNO₃</i> (ρ=1,4 г/мл)	<i>H₂SO₄</i> (ρ=1,84 г/мл)	<i>NaOH</i> 10% раствор	
Вискозное	целлюлоза	горит быстро, с запахом жженой бумаги; после горения остаются следы золы	окрашивает лакмусовую бумажку в красный цвет	растворяется, образуя бесцветный раствор	растворяется, давая красно-коричневый	сильно набухает и растворяется	не растворяется
Ацетатное	ацетил-целлюлоза	горит быстро, образуя нехрупкий, спекшийся, темно-бурый шарик; вне пламени не горит	окрашивает лакмусовую бумажку в красный цвет	растворяется, образуя бесцветный раствор	растворяется	омыляется, принимая желтоватый оттенок, и растворяется	растворяется
Шерсть, натуральный шелк	белок	горят медленно, с запахом жженных перьев; после горения образуется хрупкий черный шарик, растирающийся в порошок	окрашивают лакмусовую бумажку в синий цвет	набухают и окрашиваются в желтый цвет	разрушаются	растворяются	не растворяются
Капрон	$-N-(CH_2)_5-C-$ / // H O	плавится, образуя твердый блестящий шарик темного цвета; при горении распространяется неприятный запах	образующиеся соединения, содержащие аминогруппы, окрашивают лакмусовую бумажку в синий цвет	растворяется и дает бесцветный раствор	растворяется и дает бесцветный раствор	не растворяется	не растворяется

Окончание таблицы 8

Лавсан (полиэтилен- терефталат)	$ \begin{array}{c} -C-C_6H_4-C-O-(CH_2)_2-O- \\ \quad \\ O \quad O \end{array} $	горит коптящим пламенем с образованием темного, твердого, блестящего шарика	лакмусовая бумажка не изменяет своего цвета; на стенках пробирки образуется желтое кольцо – сублимат терефталевой кислоты (1,4-бензол-дикарбоновая кислота)	не растворяется	растворяется	не растворяется	не растворяется
Хлорин	$ \begin{array}{c} -CH_2 - CH - CH - \\ \quad \\ Cl \quad Cl \end{array} $	горит небольшим коптящим пламенем, образуя черный хрупкий шарик; вне пламени не горит	образующийся хлороводород окрашивает лакмусовую бумажку в красный цвет, дает реакцию с $AgNO_3$; свежей йодокрахмальной бумажкой можно обнаружить хлор	не растворяется	не растворяется	не растворяется	растворяется
Хлопок	целлюлоза	горит быстро, с запахом жженой бумаги; после горения остается серый пепел	окрашивает лакмусовую бумажку в красный цвет	растворяется, образуя бесцветный раствор	растворяется	набухает, не растворяется	не растворяется
Нитрон	$ \begin{array}{c} -CH_2 - CH - \\ \\ C \equiv N \end{array} $	горит, образуя темный, рыхлый, неблестящий шарик	окрашивает лакмусовую бумажку в синий цвет	не растворяется	растворяется	не растворяется, при кипячении волокно краснеет	не растворяется

ПРИЛОЖЕНИЕ 3

**СТАНДАРТНЫЕ ЭНТАЛЬПИИ ОБРАЗОВАНИЯ ПРИ 298 К
НЕКОТОРЫХ ВЕЩЕСТВ**

Таблица 9

Вещество	Состояние	ΔH°_{298} , кДж/моль	Вещество	Состояние	ΔH°_{298} , кДж/моль
$Al(OH)_3$	к	- 1290	KF	к	- 567
$AlCl_3$	к	- 704	K_3PO_4	к	- 1988
AlF_3	к	- 1510	$Mg(OH)_2$	к	- 925
$AlPO_4$	к	- 1734	$MgCl_2$	к	- 641
$Ca(OH)_2$	к	- 985	MgF_2	к	- 1113
$CaCl_2$	к	- 794	$Mg_2(PO_2)_4$	к	- 3790
CaF_2	к	- 1228	$NaCl$	к	- 470
$Ca_3(PO_2)_4$	к	- 4125	Na_2SO_4	к	- 1388
$Ga(OH)_3$	к	- 965	$RbOH$	к	- 413
$GaCl_3$	к	- 565	$RbCl$	к	- 436
GaF_3	к	- 1019	RbF	к	- 554
$GaPO_4$	к	- 1413	$Sr(OH)_2$	к	- 957
HCl	ж	- 426	$SrCl_2$	к	- 836
HF	ж	- 271	SrF_2	к	- 1233
H_3PO_4	ж	- 1267	$Zn(OH)_2$	к	- 644
H_2SO_4	ж	- 814	$ZnCl_2$	к	- 415
$H_2SO_4 \cdot H_2O$	ж	- 1228	ZnF_2	к	- 764
KOH	к	- 477	$Zn_3(PO_2)_4$	к	- 2900
KCl	к	- 437			

ПРИЛОЖЕНИЕ 4

**КОНСТАНТЫ ДИССОЦИАЦИИ НЕКОТОРЫХ СЛАБЫХ
ЭЛЕКТРОЛИТОВ В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ ПРИ 25 °С**

Таблица 10

Электролит		K_d
Кислоты		
HNO_2		$6,9 \cdot 10^{-4}$
H_2SO_3	K_1	$1,4 \cdot 10^{-2}$
	K_2	$6,2 \cdot 10^{-8}$
H_2S	K_1	$1,0 \cdot 10^{-7}$
	K_2	$2,5 \cdot 10^{-13}$
H_2CO_3	K_1	$4,5 \cdot 10^{-7}$
	K_2	$4,8 \cdot 10^{-11}$
H_3PO_4	K_1	$7,1 \cdot 10^{-3}$
	K_2	$6,2 \cdot 10^{-8}$
	K_3	$5,0 \cdot 10^{-13}$
CH_3COOH		$1,74 \cdot 10^{-5}$

Окончание табл. 10

H_2CrO_4	K_1	$1,6 \cdot 10^{-1}$
	K_2	$3,2 \cdot 10^{-7}$
$H_2Cr_2O_7$	K_2	$2,3 \cdot 10^{-2}$
Основания		
$Al(OH)_3$	K_3	$1,38 \cdot 10^{-9}$
NH_4OH		$1,76 \cdot 10^{-5}$
$Fe(OH)_2$	K_2	$1,3 \cdot 10^{-4}$
$Fe(OH)_3$	K_2	$1,82 \cdot 10^{-11}$
	K_3	$1,35 \cdot 10^{-12}$
$Co(OH)_2$	K_2	$4 \cdot 10^{-5}$
$Mg(OH)_2$	K_2	$2,5 \cdot 10^{-3}$
$Mn(OH)_2$	K_2	$5 \cdot 10^{-4}$
$Cu(OH)_2$	K_2	$3,4 \cdot 10^{-7}$
$Ni(OH)_2$	K_2	$2,5 \cdot 10^{-5}$
$Pb(OH)_2$	K_1	$9,55 \cdot 10^{-4}$
	K_2	$3,0 \cdot 10^{-8}$
$Cr(OH)_3$	K_3	$1,02 \cdot 10^{-10}$

ПРИЛОЖЕНИЕ 5

ЭЛЕКТРОЛИЗ ВОДНЫХ РАСТВОРОВ

Таблица 11

НА КАТОДЕ (-)	
Катионы Me^{n+} средней активности	Катионы активных Me^{n+}
$Mn^{2+}, Zn^{2+}, Cr^{3+}, Fe^{2+}, Co^{2+}, Ni^{2+}, Sn^{2+}, Pb^{2+}$ восстанавливаются совместно с молекулами воды: $Me^{n+} + ne^- \rightarrow Me^0 \downarrow$ $2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2^0 \uparrow + 2OH^-$	$Li^+, Cs^+, Rb^+, K^+, Ba^{2+}, Ca^{2+}, Na^+, Mg^{2+}, Al^{3+}, NH_4^+$ не восстанавливаются! Идет восстановление молекул воды: $2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2^0 \uparrow + 2OH^-$
Катионы водорода H^+	Катионы малоактивных Me^{n+}
Восстанавливаются только при электролизе растворов кислот: $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2^0 \uparrow$	$Cu^{2+}, Hg^{2+}, Ag^+, Pt^{2+}, Au^{3+}$ восстанавливаются только катионы Me^{n+} : $Me^{n+} + ne^- \rightarrow Me^0 \downarrow$
НА АНОДЕ (+)	
Анод нерастворимый (инертный)	
Анионы бескислородных кислот	Анионы оксокислот
I^-, Br^-, Cl^-, S^{2-} окисляются: $A^{m-} - me^- \rightarrow A^0$ $(I_2^0 \downarrow, Br_2^0 \downarrow, Cl_2^0 \uparrow, S^0 \downarrow)$	$SO_4^{2-}, NO_3^-, CO_3^{2-}, PO_4^{3-}$ и т.п. окисляются молекулы воды: $2H_2O - 4e^- \rightarrow O_2^0 \uparrow + 4H^+$
Гидроксид ионы OH^-	Анионы F^-
Окисляются только при электролизе растворов щелочей: $4OH^- - 4e^- \rightarrow O_2^0 \uparrow + 2H_2O$	окисляются молекулы воды: $2H_2O - 4e^- \rightarrow O_2^0 \uparrow + 4H^+$

Анионы органических кислот $RCOO^-$
$2 RCOO^- - 2e^- \rightarrow R-R + 2CO_2 \uparrow$
Анод растворимый (активный)
Анионы не окисляются. Идет окисление атомов Me анода: $Me^0 - ne^- \rightarrow Me^{n+}$ Катионы Me^{n+} переходят в раствор (масса анода уменьшается).

ПРИЛОЖЕНИЕ 6

НЕКОТОРЫЕ СТАНДАРТНЫЕ ОКИСЛИТЕЛЬНО- ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ (по отношению к потенциалу стандартного водородного электрода при 25 °С)

Таблица 12

Элемент	Электродный процесс	φ^0 , В
Водород	$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2^0 \uparrow$	0,00
	$2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2^0 \uparrow + 2OH^-$	-0,83
Кислород	$2H_2O - 4e^- \rightarrow O_2^0 \uparrow + 4H^+$	-1,23
	$4OH^- - 4e^- \rightarrow O_2^0 \uparrow + 2H_2O$	-0,40
Железо	$Fe^{3+} + 3e^- \rightarrow Fe^0 \downarrow$	-0,04
	$Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe^0 \downarrow$	-0,44
Кобальт	$Co^{2+} + 2e^- \rightarrow Co^0 \downarrow$	-0,28
Марганец	$Mn^{2+} + 2e^- \rightarrow Mn^0 \downarrow$	-1,19
Медь	$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu^0 \downarrow$	+0,34
Никель	$Ni^{2+} + 2e^- \rightarrow Ni^0 \downarrow$	-0,23
Свинец	$Pb^{2+} + 2e^- \rightarrow Pb^0 \downarrow$	-0,13
Сера	$S^{2-} - 2e^- \rightarrow S^0 \downarrow$	+0,44
Цинк	$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn^0 \downarrow$	-0,76
Хлор	$2Cl^- - 2e^- \rightarrow Cl_2^0 \uparrow$	-1,36
Хром	$Cr^{3+} + 3e^- \rightarrow Cr^0 \downarrow$	-0,74

ПРИЛОЖЕНИЕ 7

ПРЕДЕЛЬНО ДОПУСТИМЫЕ КОНЦЕНТРАЦИИ (ПДК) И НОРМАТИВЫ НА НЕКОТОРЫЕ ЗАГРЯЗНЯЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА В ВОДЕ

Таблица 13

№ п/п	Показатель	Норматив	
		вода водоемов хозяйственно-питьевого (х/п) и культурно-бытового (к/б) значения	питьевая вода (ГОСТ 2874-82)
1	рН (водородный показатель)	6,5 – 8,5	6,0 – 9,0
2	Окраска	х/п – не обнаруживается на столбике 20 см, к/б – не обнаруживается на столбике 10 см	-
3	Мутность	-	1,5 по стандартной шкале, мг/л
4	Запах	менее 2 баллов	2 балла (при 20 и 60°С)
5	С/о (сухой остаток)	менее 1000 мг/л	1000 мг/л
6	Окисляемость	х/п – 15 мг О/л к/б – 30 мг О/л	не нормирована
7	Растворенный кислород	более 4 мг/л	-
8	Общая жесткость	до 7 ммоль-экв/л	7 ммоль-экв/л
9	Нефтепродукты		
	а) многосернистая нефть	0,1 мг/л	-
	б) для прочих видов нефти	0,3 мг/л	-
	в) бензин	0,1 мг/л	-
10	г) керосин окисленный, технический	0,01 мг/л	-
	Большинство ПАВ	0,5 мг/л	-

ПРИЛОЖЕНИЕ 8

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ ПОКАЗАТЕЛЕЙ ПРИРОДНОЙ ВОДЫ

Прозрачность

Прозрачность воды определяется содержанием в ней окрашенных и взвешенных веществ органического и минерального происхождения. Мера прозрачности – высота водяного столба, сквозь которой еще можно различить на белой бумаге шрифт определенного размера и типа. Метод дает лишь ориентировочные результаты.

Оборудование: стеклянный цилиндр, градуированный по высоте в сантиметрах, высота цилиндра 30-50 см, внутренний диаметр 2,5 см; стандартный шрифт с высотой букв 3,5 мм.

Ход определения

Определение проводят в хорошо освещенном помещении, но не на прямом свете, на расстоянии от окна 1 м. Цилиндр устанавливают неподвижно над стандартным шрифтом. Цилиндр наполняют пробой исследуемой воды до такой высоты, чтобы рассматриваемые сверху буквы стали плохо различимы. Прозрачность по шрифту выражают в см высоты водяного столба и определяют с точностью до 0,5 см. Измерение повторяют 3 раза и за окончательный результат принимают среднее значение.

Цветность

Окрашивание природных вод обусловлено наличием гуминовых веществ и соединений железа. Цвет воды, содержащей большое количество взвешенных веществ, определяют после фильтрования или отстаивания (через 2 часа после отбора пробы).

Оборудование: 2 плоскодонных цилиндра из бесцветного стекла, отградуированных в сантиметрах.

Ход определения

В первый цилиндр наливают пробу воды до отметки 10 или 20 см. Вторым цилиндром заполняют до той же высоты дистиллированной водой. Оба цилиндра рассматриваются сверху на белом фоне при дневном освещении. При повышенной окраске пробу разбавляют дистиллированной водой до тех пор, пока цвет разбавленной пробы и дистиллированной воды не станет одинаковым. Данное разбавление будет являться показателем того, во сколько раз исследуемая вода по цветности превышает норму.

Для источников хозяйственно-питьевого водоснабжения окраска не должна обнаруживаться в столбике воды высотой 20 см, для водоемов культурно-бытового назначения – 10 см.

Запах

Запах воды обусловлен наличием в ней летучих пахнущих веществ, которые попадают в нее естественным путем или со сточными водами. Определение основано на органолептическом исследовании характера и интенсивности запаха воды при 20 и 60°C.

Оборудование: конические широкогорлые колбы на 500 мл, мерный цилиндр на 250 мл, водяная баня, термометр лабораторный (от 0 до 100°C).

Ход определения

В коническую колбу наливают 250 мл исследуемой воды при 20°C, накрывают колбу часовым стеклом, встряхивают вращательным движением, сдвигают в сторону часовое стекло и быстро определяют характер и интенсивность запаха. Затем колбу с пробой накрывают часовым стеклом, нагревают на водяной бане до 60°C, встряхивают, открывают колбу и устанавливают характер и интенсивность запаха (см. табл. 14 и 15).

Запахи искусственного происхождения (от промышленных выбросов, для питьевой воды – от обработки воды реагентами на водопроводных сооружениях и т.п.) называются по соответствующим веществам: хлорфенольный, камфорный, бензиновый, хлорный и т.п.

Таблица 14

Характер и род запаха воды естественного происхождения

Характер запаха	Примерный род запаха
Ароматический	Огуречный, цветочный
Болотный	Илистый, тинистый
Гнилостный	Фекальный, сточной воды
Древесный	Мокрой щепы, древесной коры
Землистый	Прельный, свежеспаханной земли, глинистый
Плесневый	Затхлый, застойный
Рыбный	Рыбы, рыбьего жира
Сероводородный	Тухлых яиц
Травянистый	Скошенной травы, сена
Неопределенный	Не подходящий под предыдущие определения

Таблица 15

Интенсивность запаха воды

Балл	Характеристика интенсивности	Качественная характеристика появления запаха
0	Никакой	Отсутствие ощутимого запаха
1	Очень слабая	Запах, не поддающийся обнаружению потребителем, но обнаруживающийся в лаборатории опытным исследователем
2	Слабая	Запах обнаруживается, если на него обратить внимание
3	Заметная	Запах легко обнаруживается; может вызвать неодобрительный отзыв о воде
4	Отчетливая	Запах, обращающий на себя внимание и делающий воду непригодной для питья
5	Очень сильная	Запах настолько сильный, что вода совершенно непригодна для питья

Сухой остаток

Сухой остаток характеризует общее содержание растворенных в воде минеральных и органических веществ, температура кипения которых превышает 105 °С, нелетучих с водяным паром и не разлагающихся при указанной температуре. Метод определения сухого остатка растворенных веществ заключается в выпаривании профильтрованной пробы, высушивании остатка при 105°С до постоянной массы и взвешивании. Результаты выражаются в миллиграммах на 1 л воды.

Оборудование: фарфоровые чашки, доведенные до постоянной массы при 103 °С (первая сушка – 2 ч, вторая – 30 мин, последующие – 30 мин); сушильный шкаф (105 С); фильтры бумажные («синяя лента»); цилиндр мерный на 250-500 мл.

Ход определения:

В фарфоровую чашку помещают 250-500 мл профильтрованной воды и выпаривают досуха на водяной бане. Затем чашку помещают в сушильный шкаф и сушат до постоянной массы при 105°С

$$C.O. = \frac{(m_2 - m_1) \cdot 1000}{V},$$

где *C.O.* – сухой остаток, мг/л; *m*₁ – масса пустой чашки, мг; *m*₂ – масса чашки с сухим остатком, мг, *V* – объем пробы, мл.

Общее содержание примесей – сумма всех растворенных и взвешенных веществ, которые определяют выпариванием пробы воды, высушиванием полученного

остатка при 105°C и взвешиванием. Проба воды не фильтруется. Методика определения и расчеты те же, что и при определении сухого остатка растворенных веществ.

Водородный показатель (pH)

Оценивать значение pH можно разными способами.

1. Приближенное значение pH определяют следующим образом. В пробирку наливают 5 мл исследуемой воды, 0,1 мл универсального индикатора, перемешивают и по окраске раствора определяют pH:

- розово-оранжевая – pH около 5;
- светло-желтая – 6;
- зеленовато-голубая – 8.

2. Можно определить pH с помощью универсальной индикаторной бумаги, сравнивая ее окраску со шкалой.

Кислотность

Кислотностью называют содержание в воде веществ, вступающих в реакцию со щелочами. Расход основания выражает общую кислотность воды.

Кислотность природных вод обусловлена наличием растворенного диоксида углерода, а также гуминовых кислот (pH, как правило, не ниже 4,5). Если в водоемы попадают сточные воды, содержащие большое количество кислых примесей (сильные кислоты и их кислые соли), то pH снижается.

Кислотность воды определяют титрованием раствором сильного основания. Количество щелочи, израсходованное до получения pH=4,5, соответствует свободной кислотности; количество щелочи, израсходованное до получения pH=8,3, соответствует общей кислотности.

Общую и свободную кислотность выражают в моль(э) на 1 л воды.

Оборудование и реактивы: бюретка на 25 мл; колбы конические для титрования на 200-250 мл; раствор гидроксида натрия, 0,1 моль/л; метилоранж, 0,1% водный раствор; фенолфталеин, 0,5% водноспиртовой раствор.

Ход определения

1. Свободная кислотность ($K_{св.}$)

К 100 мл пробы добавляют две капли метилоранжа и титруют на белом фоне щелочью до появления желтой окраски.

2. Общая кислотность ($K_{общ.}$)

К 100 мл пробы добавляют три капли фенолфталеина и титруют на белом фоне щелочью до появления розовой окраски.

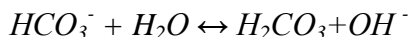
$$\text{Расчеты: } K_{св.} = \frac{a \cdot 0,1 \cdot 1000}{V}, \quad K_{общ.} = \frac{b \cdot 0,1 \cdot 1000}{V} .$$

Здесь a и b – объемы щелочи в мл, израсходованный на титрование по метилоранжу и фенолфталеину соответственно; V – объем пробы воды, мл.

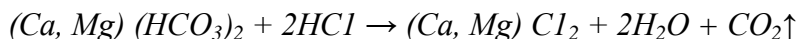
Для определения водородного показателя воды (pH), характеризующего равновесную концентрацию ионов водорода, можно использовать универсальную индикаторную бумагу с диапазоном pH 1-12. Для более точного измерения pH применяют приборы: pH-метры или ионометры.

Щелочность и временная жесткость

Щелочностью называется содержание в воде веществ, вступающих в реакцию с сильными кислотами, т.е. с ионами водорода. Щелочность природных вод обычно обусловлена присутствием гидрокарбонатов кальция и магния вследствие их гидролиза:



Поэтому общая щелочность практически соответствует содержанию гидрокарбонатов и тем самым выражает временную (карбонатную) жесткость. В этом случае рН воды не превышает 8,3. При титровании пробы соляной кислотой протекает реакция



и момент окончания реакции определяется изменением окраски индикатора метилоранжа.

Наличие растворимых карбонатов и гидроксидов повышает значение рН более 8,3. Часть общей щелочности, которая соответствует количеству кислоты, нужному для понижения рН до 8,3, называется свободной щелочностью воды. Если рН воды меньше 4,5, то ее щелочность равна нулю. Результаты определения выражаются в моль(э)/л (ПРИЛОЖЕНИЕ 7). Щелочность следует определить сразу после взятия пробы.

Оборудование и реактивы: бюретка; колбы конические на 250 мл; соляная кислота, 0,1 моль/л; фенолфталеин, метилоранж.

Ход определения

1. Свободная щелочность ($\text{Щ}_{\text{св.}}$)

К 100 мл пробы добавляют две капли раствора фенолфталеина и титруют на белом фоне соляной кислотой до полного обесцвечивания.

2. Общая щелочность ($\text{Щ}_{\text{общ.}}$)

К 100 мл пробы добавляют две капли раствора метилоранжа и титруют соляной кислотой на белом фоне до перехода окраски индикатора из желтого в бледно-розовую.

$$\text{Расчеты: } \quad \text{Щ}_{\text{св.}} = \frac{a \cdot 0,1 \cdot 1000}{V}, \quad \text{Щ}_{\text{общ.}} = \frac{b \cdot 0,1 \cdot 1000}{V}.$$

Здесь a и b – объемы раствора соляной кислоты (0,1 моль/л), мл; V – объем воды, взятой для титрования, мл.

Если свободная щелочность отсутствует, то полученное значение общей щелочности будет соответствовать временной жесткости:

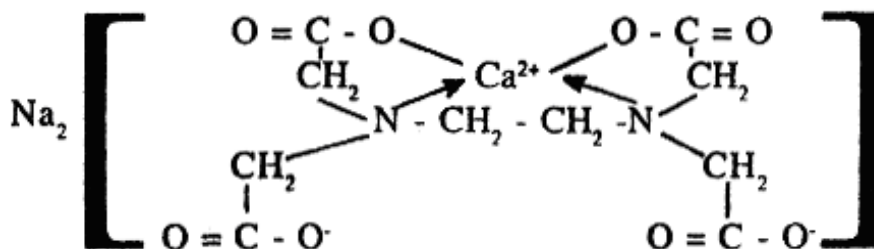
$$\text{Щ}_{\text{общ.}} = \text{Ж}_{\text{вр.}}$$

При наличии свободной щелочности временную жесткость рассчитывают по формуле

$$\text{Ж}_{\text{вр.}} = \frac{(b - a) \cdot 0,1 \cdot 1000}{V}, \text{ (моль(э)/л).}$$

Общая жесткость

Общую жесткость воды определяют методом комплексонометрического титрования, основанного на образовании прочного соединения трилона Б с ионами кальция и магния. Титрование воды проводят в присутствии индикаторов хромогенов в слабощелочной среде, которую создают аммиачным буферным раствором, содержащим NH_4OH и NH_4Cl . При этом ионы Ca^{2+} и Mg^{2+} связываются трилоном Б в комплексные соединения:



Изменение окраски индикатора от красно-фиолетовой до сине-фиолетовой свидетельствует о полном связывании в воде трилоном Б ионов кальция и магния. Общую жесткость воды (J_0 , моль(э)/л) рассчитывают по формуле

$$J_0 = \frac{V_1 \cdot C \cdot 1000}{V_2},$$

где V_1 – объем трилона Б, пошедшего на титрование пробы воды, мл; C – концентрация раствора трилона Б, моль/л; V_2 – объем воды, взятой для определения, мл.

Реактивы и оборудование: раствор трилона Б 0,1 моль(э)/л; аммиачный буферный раствор; хромоген синий или черный; конические колбы на 250 мл; бюретка на 25 мл; цилиндры мерные на 25 и 100 мл.

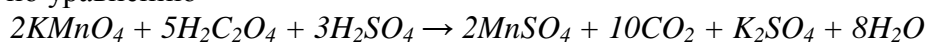
Ход определения

В коническую колбу отмеряют 100 мл воды, добавляют 5 мл буферного раствора, 5-7 капель индикатора и титруют при сильном взбалтывании раствором трилона Б до изменения окраски.

Окисляемость

Окисляемость воды – та масса кислорода (в мг), которая идет на окисление органических веществ, содержащихся в 1 л воды. Следовательно, окисляемость – один из показателей загрязненности воды органическими примесями.

Окисляемость воды определяют методом перманганатометрии. К прокипяченной пробе с $KMnO_4$ прибавляют избыток щавелевой кислоты. При этом часть ее окисляется оставшимся после кипячения перманганатом калия, а остальное количество щавелевой кислоты оттитровывают перманганатом калия. Реакция протекает по уравнению



Реактивы и оборудование: растворы перманганата калия (0,1 моль(э)/л), щавелевой кислоты (0,1 моль(э)/л) и серной кислоты (2,5 моль(э)/л); колбы конические на 250 мл; пипетки или цилиндры на 100 мл; бюретки.

Порядок выполнения работы

1. Определение концентрации раствора перманганата калия по щавелевой кислоте. Для этого в коническую колбу отмеряют пипеткой 5 мл раствора щавелевой кислоты, прибавляют 5 мл раствора серной кислоты (для создания кислой среды), нагревают до 70-80°C (не допуская кипения, при котором щавелевая кислота разлагается) и титруют раствором перманганата калия до появления слабо-розового окрашивания, не исчезающего в течение 1-2 минут. Первые капли раствора $KMnO_4$ добавляют медленно при непрерывном взбалтывании, дожидаясь полного обесцвечивания раствора. По мере образования сульфата марганца, играющего роль катализатора, скорость реакции возрастает.

Титрование проводят не менее трех раз, определяют средний объем раствора $KMnO_4$ и рассчитывают концентрацию (моль(э)/л)

$$C = \frac{V_1 \cdot C_1}{V_2},$$

где C_1 – молярная концентрация эквивалента щавелевой кислоты, моль(э)/л; V_1 и V_2 – объемы растворов щавелевой кислоты и перманганата калия, мл.

2. Определение окисляемости. В коническую колбу отмеряют 100 мл исследуемой воды, прибавляют 5 мл серной кислоты и из бюретки приливают 5 мл раствора перманганата калия. Колбу закрывают воронкой, смесь кипятят 10 минут, считая с момента закипания. Чтобы не было бурного кипения, в колбу помещают стеклянные капилляры. К горячей окрашенной жидкости приливают из бюретки 5 мл раствора щавелевой кислоты и перемешивают. Горячий обесцвеченный раствор

титруют раствором перманганата калия (0,1 моль(э)/л) до появления слабо-розовой окраски.

Если при титровании после введения в исследуемую воду щавелевой кислоты расход перманганата калия будет более 5 мл, анализ следует построить с предварительным разбавлением исследуемой воды дистиллированной. При этом необходимо определить окисляемость дистиллированной воды, а также учесть кратность разбавления. Окисляемость воды ($m(O)_2$ в мг/л) рассчитывают по формуле

$$m(O)_2 = \frac{(V_1 - (V_2 + V_3)) \cdot C \cdot 31,6 \cdot 0,253 \cdot 1000}{V_4},$$

где V_1 – общий объем раствора перманганата калия, добавленного в пробу, мл; V_2 – объем раствора $KMnO_4$, идущего на окисление органических веществ в дистиллированной воде, введенной в пробу для разбавления исследуемой воды, мл; V_3 – объем раствора $KMnO_4$, идущего на окисление 5 мл раствора щавелевой кислоты, мл (определяется в первом опыте); V_4 – объем исследуемой воды, мл; C – концентрация раствора $KMnO_4$, моль(э)/л; 31,6 – молярная масса эквивалента $KMnO_4$, г/ моль(э); 0,253 – коэффициент пересчета окисляемости воды на кислород.

Пример расчета. Исследуемая вода разбавлена в 10 раз (1 объем исследуемой воды и 9 объемов дистиллированной). Окисляемость полученной смеси, вычисленная по приведенной формуле, составляет 8,4 мг/л кислорода. Окисляемость дистиллированной воды равна 0,4 мг/л кислорода. Следовательно, окисляемость исследуемой воды составляет

$$8,4 - 0,4 \cdot 0,9 = 8,04 \text{ (мг/л)}.$$

Нефтепродукты

Предельно допустимые концентрации нефтепродуктов в воде приведены в **ПРИЛОЖЕНИИ 7**.

Загрязнение водоемов пленочной нефтью и нефтепродуктами определяют визуально-описательно (как показатель «плавающие примеси») по 5-балльной шкале.

Таблица 16

Внешний вид водоема	Балл
Отсутствие пленок и пятен	1
Отдельные пятна и серые пленки на поверхности воды	2
Пятна и пленки на поверхности воды. Отдельные промазки нефти по берегам и прибрежной растительности, купаться неприятно из-за нефти	3
Нефть в виде пятен и пленок покрывает большую часть поверхности водоема. Берега и прибрежная растительность вымазаны нефтью. Купаться невозможно	4
Поверхность водоема покрыта нефтью, видимой и во время волнения. Берега и прибрежные сооружения вымазаны нефтью. Купаться невозможно	5

Определение нитратов и нитритов

Предельно допустимая концентрация нитритов (NO_2^-) в питьевой воде водоемов составляет 3,3 мг/л, нитратов (NO_3^-) – 45 мг/л.

На часовое или предметное стекло помещают 3 капли раствора дифениламина, приготовленного на концентрированной серной кислоте, и 1-2 капли исследуемой воды. В присутствии нитрат- и нитрит-ионов появляется синее окрашивание, интенсивность которого зависит от их концентрации.

Определение хлоридов и сульфатов

Концентрация хлоридов в водоемах-источниках водоснабжения допускается до 350 мг/л.

В водах рек северной части России хлоридов содержится обычно немного, не более 10 мг/л, в южных районах – до десятков и сотен мг/л. Много хлоридов попадает в водоемы со сбросами хозяйственно-бытовых и промышленных сточных вод. Этот показатель весьма важен при оценке санитарного состояния водоема.

Качественное определение хлоридов с приближенной количественной оценкой проводят следующим образом. В пробирку отбирают 5 мл исследуемой воды и добавляют 3 капли 10% раствора нитрата серебра. Приблизительное содержание хлоридов определяют по осадку или помутнению (см. табл. 17).

Качественное определение хлоридов проводят титрованием пробы анализируемой воды нитратом серебра в присутствии хромата калия как индикатора. Нитрат серебра дает с хлорид-ионами белый осадок, а с хроматом калия – кирпично-красный осадок хромата серебра. Из образовавшихся осадков меньшей растворимостью обладает хлорид серебра. Поэтому лишь после того, как хлорид-ионы будут связаны, начинается образование красного хромата серебра. Появление слабо-оранжевой окраски свидетельствует о конце реакции. Титрование можно проводить в нейтральной или слабощелочной среде. Кислую анализируемую воду нейтрализуют гидрокарбонатом натрия.

Таблица 17

Определение содержания хлоридов

Осадок или помутнение	Концентрация хлоридов, мг/л
Опалесценция или слабая муть	1-10
Сильная муть	10-50
Образуются хлопья, но осаждаются не сразу	50-100
Белый объемистый осадок	более 100

В коническую колбу помещают 100 мл воды, прибавляют 1 мл 5 % раствора хромата калия и титруют 0,05 Н раствором нитрата серебра при постоянном взбалтывании до появления слабо-красного окрашивания.

Содержание хлоридов (X) в мг/л вычисляют по формуле

$$X = \frac{1,773 \cdot V \cdot 1000}{100},$$

где 1,773 – масса хлорид-ионов (мг), эквивалентная 1 мл точно 0,05 Н раствора нитрата серебра; V – объем раствора нитрата серебра, затраченного на титрование, мл.

Качественное определение сульфатов с приближенной количественной оценкой проводят так. В пробирку вносят 10 мл исследуемой воды, 0,5 мл соляной кислоты (1 : 5) и 2 мл 5 % раствора хлорида бария, перемешивают. По характеру выпавшего осадка определяют ориентировочное содержание сульфатов: при отсутствии мути концентрация сульфат-ионов менее 5 мг/л; при слабой мути, появляющейся не сразу, а через несколько минут, – 5-10 мг/л; при слабой мути, появляющейся сразу после добавления хлорида бария, – 10-100 мг/л; сильная, быстро оседающая муть свидетельствует о достаточно высоком содержании сульфат-ионов (более 100 мг/л).

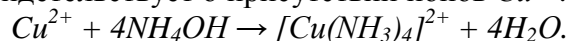
Качественное обнаружение катионов тяжелых металлов

Обнаружение свинца. В пробирку с пробой воды вносят по 1 мг 50% раствора уксусной кислоты и перемешивают. Добавляют по 0,5 мл 10% раствора дихромата калия, при наличии в исследуемой пробе ионов свинца выпадает желтый осадок хромата свинца.

Обнаружение железа. Предельно допустимая концентрация общего железа в воде водоемов и питьевой воде составляет 0,3 мг/л, лимитирующий показатель вредности органолептический.

Обнаружение общего железа. В пробирку помещают 10 мл исследуемой воды, прибавляют 1 каплю концентрированной азотной кислоты, несколько капель раствора пероксида водорода и примерно 0,5 мл раствора роданида калия. При содержании железа 0,1 мг/л появляется розовое окрашивание, а при более высоком – красное.

Качественное обнаружение меди. В фарфоровую чашку помещают 3-5 мл исследуемой воды, осторожно выпаривают досуха и наносят на периферийную часть пятна каплю концентрированного раствора аммиака. Появление интенсивно-синей или фиолетовой окраски свидетельствует о присутствии ионов Cu^{2+} :



ОТВЕТЫ К РАСЧЕТНЫМ ЗАДАЧАМ

- | | | | | | |
|-----|------------------------------|-----|------------------------------|-----|---|
| 9. | 13,6 г | 38. | 31,65 %; 68,35 % | 66. | 9,6 г |
| 10. | 3,36%; 21,6 г; 0,2 г; 3,2 г | 39. | 8,67 г | 67. | 1,08 г; 2,07 г |
| 11. | 198,8 г | 40. | 14,6 г; 16,3% | 68. | 1,6 г; 5,4 г |
| 12. | 1 час | 41. | 10 г | 70. | $1,4 \cdot 10^{39}$ молекул |
| 13. | 16,1 г | 42. | 50,27 г | 71. | 0,005 моль |
| 14. | 2,4% | 43. | на 38,5% | 72. | 0,3 мг |
| 16. | 5,16 %; 12,8 г; 0,5 г; 7,2 г | 44. | 139 г | 73. | 18 г; 24 г; 5,2 л |
| 18. | 18,75 %; 21,88 %; 59,37 % | 45. | 6,8 г | 74. | 2 моль; 2,64 кг |
| 19. | 0,56 л | 46. | 17,12 г; 0,2675 моль | 75. | $pH = 12$ |
| 20. | 0,08 моль/л | 48. | на 0,16 г | 76. | 180 кг; 142 кг |
| 21. | 29,43 г | 49. | 16,9 мл | 77. | $1 \cdot 10^5 m^3$ |
| 22. | 5,37 % | 50. | 11,7 г | 78. | $3 \cdot 10^{-3} \%$; $5 \cdot 10^{-4}$ моль/л;
2,3 кг |
| 23. | 23,64 %; 2,5 % | 51. | 0,036 моль | 83. | $9 \cdot 10^{-6}$ моль/л |
| 24. | 25,6 г; 54 г | 52. | 65,58 г | 84. | 0,016 – 0,032 % или 0,096 –
0,019 %; 0,048 % или 0,029 % |
| 25. | 3,36 л; 37,8 г | 53. | 12,7 г | 85. | 8,5 кг |
| 26. | 2,24 л; 2,24 л | 54. | 123,1 мл | 86. | 6 мл |
| 27. | 20,48 г; 5,12 г | 55. | на 2,68 г | 87. | а) в 2 раза; б) в 12 раз; в) в
60 раз; г) в 160 раз |
| 28. | 173,4 г | 56. | 0,11 моль | 88. | а) $5,2 \cdot 10^{-3}$ моль/л; б)
$9,9 \cdot 10^{-3}$ моль/л |
| 29. | 470 г | 57. | 33,1 г | 89. | $2 \cdot 10^{-7}$ моль/л; $2 \cdot 10^{-5}$
моль/л |
| 30. | 46,4 %; 53,6 % | 58. | 87,5 %; 0,07 моль; 0,01 моль | 90. | 4 |
| 31. | 11 % | 59. | 2,7 г | 91. | 25 моль; 75 моль |
| 32. | 13,9% | 60. | 23,02 г | | |
| 33. | 3,1 %; 3,9 % | 61. | 8 г | | |
| 34. | 8,4 л; 73,5 г | 62. | на 2,6 | | |
| 35. | 16,8 л; 16,8 л; 42 г | 63. | 6,51 г | | |
| 36. | 8,96 л | 64. | 1,3 г | | |
| 37. | 17 % | 65. | 1,82 г | | |

Исаев Денис Сергеевич

**ПРАКТИЧЕСКИЕ РАБОТЫ
ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКОГО ХАРАКТЕРА
ПО ОБЩЕЙ ХИМИИ**

Учебное пособие для учащихся 11-х классов

Редактор Л.В. Тарасова
Набор и компьютерный дизайн П.А. Логинов

Подписано в печать 10.06.2004 г.
Формат 60×84 ¹/₁₆. Бумага офсетная. Печать офсетная. Усл. печ. 4,25 л.
Уч.-изд. 3,75 л. Тираж 120 экз. Заказ № 274

Тверской государственный университет, химический факультет.
Отпечатано с готового оригинал-макета в полиграфической фирме
ООО «Быстрая копия» (170037, Тверь, пр-т Победы 27).
Тел. (0822) 432-777