

УДК 54
ББК 24
Х 46

Авторы-составители: И. Ю. Ухарцева, канд. техн. наук, доцент;
Е. Г. Тюлькова, канд. биол. наук

Рецензенты: С. Н. Бобрышева, канд. техн. наук, доцент Гомельского инженерного института МЧС Республики Беларусь;
Ж. В. Кадолич, канд. техн. наук, доцент Белорусского торгово-экономического университета потребительской кооперации

Рекомендован к изданию научно-методическим советом учреждения образования «Белорусский торгово-экономический университет потребительской кооперации». Протокол № 2 от 9 декабря 2014 г.

Химия. Химические основы сырья и материалов : практикум для реализации содержания образовательных программ высшего образования I ступени / авт.-сост. : И. Ю. Ухарцева, Е. Г. Тюлькова. – Гомель : учреждение образования «Белорусский торгово-экономический университет потребительской кооперации», 2015. – 120 с.
ISBN 978-985-540-247-4

Издание предназначено для студентов специальностей 1-25 01 14 «Товароведение и торговое предпринимательство», 1-25 01 10 «Коммерческая деятельность» специализаций 1-25 01 10 25 «Коммерческая деятельность и товароведение продовольственных товаров», 1-25 01 10 26 «Коммерческая деятельность и товароведение непродовольственных товаров». Выполнение заданий практикума направлено на закрепление теоретических знаний по учебным дисциплинам «Химия» и «Химические основы сырья и материалов».

УДК 54
ББК 24

ISBN 978-985-540-247-4

© Учреждение образования «Белорусский торгово-экономический университет потребительской кооперации», 2015

ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Цель преподавания дисциплин – общеобразовательная, естественно-научная подготовка студентов, формирование у будущих специалистов научного мировоззрения и прочных знаний о химическом строении, способах получения и свойствах веществ, являющихся компонентами продовольственного и непродовольственного сырья и товаров.

Основными задачами дисциплин являются:

- изучение основных понятий, явлений и законов химии;
- получение знаний о химическом строении и свойствах веществ и материалов, применяемых в производстве продовольственных и непродовольственных товаров;
- понимание химических и физико-химических процессов, лежащих в основе получения продовольственных и непродовольственных товаров и происходящих при их хранении, производстве и потреблении;
- выработка практических навыков в исследовании качества пищевого сырья, продовольственных и непродовольственных товаров;
- обучение правильным приемам работы с химическим оборудованием, обращению с научной и справочной литературой;

Курсы «Химия» и «Химические основы сырья и материалов» тесно связаны с такими дисциплинами, как «Теоретические основы товароведения», «Методы и средства исследования», «Товароведение и экспертиза продовольственных товаров» и «Товароведение и экспертиза непродовольственных товаров».

Для выполнения каждой лабораторной работы отводится 4 ч учебного времени с учетом обработки и оформления полученных результатов. По каждой теме имеется описание техники эксперимента, приведен необходимый для работы перечень приборов, посуды, реактивов, в конце даны контрольные вопросы и задания для обязательного их выполнения студентами до начала занятия. В приложениях даны справочные материалы и таблицы, необходимые для выполнения лабораторных работ.

ПРИМЕРНЫЙ ТЕМАТИЧЕСКИЙ ПЛАН ЛАБОРАТОРНЫХ ЗАНЯТИЙ

Тема	Количество часов
1. Химическая кинетика. Химическое равновесие	2
2. Дисперсные системы. Вода. Растворы	2
3. Растворы электролитов и неэлектролитов. Электролитическая диссоциация. Ионные реакции. Гидролиз солей	2
4. Окислительно-восстановительные реакции	2
5. Электрохимические процессы	2
6. Элементы главной (А) подгруппы I–IV групп Периодической системы элементов Менделеева	4
7. Переходные элементы Периодической системы элементов Менделеева и их соединения	4
8. Комплексные соединения	4
9. Неметаллы и их соединения	4
10. Предельные и непредельные углеводороды	4
11. Ароматические углеводороды. Галогенпроизводные углеводородов	4
12. Спирты и их производные	4
13. Фенолы, нафтолы. Ароматические спирты	4
14. Альдегиды и кетоны алифатического и ароматического рядов	4
15. Карбоновые кислоты и их производные	4
16. Углеводы:	
16.1. Моносахариды	2
16.2. Ди- и полисахариды	2
17. Азотсодержащие органические соединения. Аминокислоты. Белки. Витамины	4
18. Высокомолекулярные соединения	2
Итого	60

ТЕХНИКА ВЫПОЛНЕНИЯ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

Работа в химической лаборатории только тогда продуктивна, когда она выполняется с пониманием теоретического ее содержания. Кроме того, каждая химическая операция требует осторожности и внимания экспериментатора во избежание несчастных случаев.

Результаты каждой лабораторной работы должны быть оформлены в лабораторном журнале без помарок и исправлений, с приведением необходимых уравнений химических реакций и выводов по полученным данным. В лабораторном журнале приводятся также решения задач и краткие ответы на контрольные вопросы, которые служат допуском студента к выполнению лабораторной работы. При невыполнении этих требований студент от занятий отстраняется и оформляется пропуск по неуважительной причине.

По окончании каждой лабораторной работы студенты предъявляют преподавателю на проверку журнал и штатив с пробирками. Правильно выполненная работа подписывается преподавателем. После уборки рабочего места дежурный сдает лабораторию лаборанту кафедры.

МЕРЫ ПРЕДОСТОРОЖНОСТИ ПРИ РАБОТЕ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

При выполнении лабораторных работ студент обязан соблюдать следующие правила:

- Для проведения работ за каждым студентом закрепляется постоянное рабочее место.
- Студент отвечает за чистоту рабочего места, сохранность приборов, посуды, материалов и выданных учебных пособий.
- Нельзя оставлять без присмотра включенное оборудование и нагревательные приборы. По окончании работы в лаборатории все нагревательные приборы должны быть выключены, водопроводные краны закрыты.
- Все работы с ядовитыми и дурно пахнущими веществами необходимо проводить в вытяжном шкафу.
- Следует осторожно обращаться с кислотами и щелочами.
- В случае ожога щелочами и кислотами обожженное место нужно промыть большим количеством воды, затем нейтрализовать в первом случае 3%-ным раствором уксусной кислоты, во втором – раствором пищевой соды, затем обильно промыть водой. В случае сильного

ожога рекомендуется обожженное место после промывания водой обтереть ватой, смоченной в спирте, и смазать рыбьим жиром.

- Запрещается пробовать на вкус химические вещества.
- При определении запаха не следует делать глубокий вдох, а движением руки нужно направлять к себе воздух от вещества.
- Реактивы общего пользования нельзя уносить на свои рабочие места.

• Реактивы следует брать в минимально необходимых количествах. Излишки реактива нельзя выливать и высыпать обратно в сосуд, из которого он был взят. Сухие реактивы нужно брать при помощи специальных шпателей (для каждого реактива должен быть свой шпатель).

• При нагревании жидкостей пробирку следует держать отверстием в сторону от себя и соседей по работе. Во избежание ожогов от брызг и выбросов нельзя наклоняться над сосудом, в котором кипит какая-либо жидкость.

• При работе с горючими и легковоспламеняющимися веществами (спирты, бензин, эфиры и т. п.) нельзя их нагревать на открытом огне, в том числе с сеткой.

• Химические стаканы и колбы из обычного стекла нельзя нагревать на открытом огне без специальной сетки. Запрещается использовать посуду, имеющую трещины или отбитые края.

• При поломке ртутного термометра рекомендуется капли ртути собрать амальгамированными пластинами из белой жести или меди. После удаления капель ртути необходимо залить ее место 20%-ным раствором FeCl_3 .

• Во избежание отравлений *категорически запрещается* принимать пищу в химических лабораториях. Для повышения ответственности каждого студента по выполнению правил предосторожности при работе в лаборатории на первом занятии проводится специальный инструктаж по технике безопасности, фиксируемый в журнале с соответствующими подписями.

МЕТОДЫ АНАЛИЗА, ПОСУДА И РЕАКТИВЫ

При выполнении лабораторного практикума используется полумикрометод анализа (полумикроанализ) с небольшими количествами веществ (20–200 мг). Рабочие растворы реактивов хранят в полумикрокланках вместимостью около 30 мл, которые снабжены пипетками и этикетками с соответствующими надписями. Для хранения раство-

ров, чувствительных к действию света, применяют склянки из коричневого стекла.

Склянки с реактивами размещаются в деревянном штативе, выполненном в виде лесенки (горки). Растворы в таких штативах хорошо видны, они расположены в определенном порядке и удобны в использовании. Перечень реактивов одной «горки» в виде таблицы помещен на боковой ее стенке. В зависимости от темы занятия перечень и количество реактивов корректируется.

Реактивы с вредными испаряющимися веществами, а также растворы концентрированных кислот и щелочей хранятся в вытяжном шкафу (под тягой) лаборатории.

Сухие реактивы для индивидуального пользования также содержатся в небольших склянках или пробирках с каучуковыми пробками, в которые вставлены стеклянные микрошпатели.

Применяемая в лабораториях химическая посуда может быть разделена на ряд групп. По назначению посуду можно разделить на посуду общего назначения, специального назначения и мерную; по материалу – на посуду из простого стекла, специального стекла, из кварца.

К группе общего назначения относятся те предметы, которые всегда должны быть в лаборатории и без которых нельзя провести большинство работ. Такими являются пробирки, воронки простые и делительные, стаканы, плоскодонные колбы, кристаллизаторы, конические колбы, колбы Бунзена, холодильники, реторты, колбы для дистиллированной воды, тройники, краны.

К группе специального назначения относятся те предметы, которые употребляются для одной какой-либо цели, например аппарат Киппа, аппарат Сокслета, прибор Кьельдаля, дефлегматоры, склянки Вульфа, склянки Тищенко, пикнометры, ареометры, круглодонные колбы, специальные холодильники, приборы для определения температуры плавления и кипения и др.

К мерной посуде относятся мерные цилиндры и мензурки, пипетки, бюретки и мерные колбы.

Аналитические реакции в полумикрометоде проводят в основном в пробирках, которые находятся на лабораторном столе в специальных пластмассовых штативах (рисунок 1).

Лабораторные пробирки изготавливают из легкоплавкого стекла, но для особых работ, когда требуется нагревание до высоких температур, пробирки изготавливают из тугоплавкого стекла или кварца.

Кроме обычных, простых пробирок применяют также градуированные и центрифужные конические пробирки.

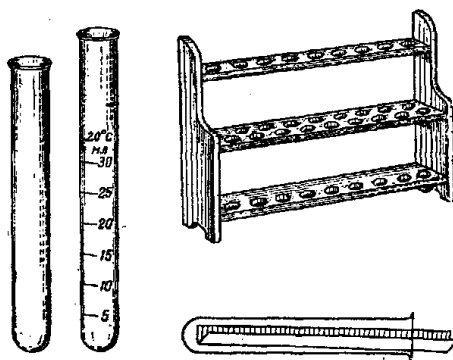


Рисунок 1 – Штатив для пробирок

При работе с еще меньшими количествами реактивов (одна или две капли) реакции можно проводить на так называемых часовых (круглых) и предметных (прямоугольных) стеклах.

В лаборатории используются также различные промывалки, фарфоровые чашки, тигли, ступки с пестиками и другая посуда.

ТЕХНИКА ПРОВЕДЕНИЯ ЭКСПЕРИМЕНТА

Осаждение. Осаждение обычно проводят в конических пробирках. В пробирку наливают определенное количество исследуемого раствора и пипеткой приливают соответствующий реактив до полного осаждения, которое считается достигнутым, если после отстаивания или центрифугирования от прибавления одной капли не происходит помутнения прозрачного раствора над осадком.

Перемешивание. В конических пробирках растворы смешиваются плохо. Перемешивание производят стеклянной палочкой, добиваясь наиболее равномерного распределения одного раствора в другом или осадка в растворе.

Центрифугирование. Осадок от раствора отделяют центрифугированием. Для этого используют ручные и электрические центрифуги.

Коническую пробирку с осадком и раствором помещают в металлическую гильзу центрифуги. Для сохранения равновесия в противоположную гильзу помещают такую же пробирку с таким же объемом воды. Затем проводят центрифугирование в течение 1–2 мин. При этом осадок под действием центробежных сил оседает на дно пробирки, а раствор над ним (центрифугат) становится прозрачным.

Отделение раствора от осадка. Центрифугат от осадка отделяют капиллярной пипеткой. Капилляр пипетки опускают в раствор так, чтобы пипетка опиралась о край наклоненной пробирки. По мере поднятия раствора в пипетке капилляр постепенно приближают к осадку, но не касаются его. Когда раствор уже больше не поднимается, широкое отверстие пипетки закрывают указательным пальцем, вынимают ее из пробирки и раствор из пипетки переносят в чистую пробирку.

Промывание осадка. К осадку добавляют 10–20 капель дистиллированной воды, перемешивают смесь стеклянной палочкой, центрифугируют и отделяют воду (раствор) от осадка пипеткой или декантацией (сливанием). Операцию повторяют 2–3 раза. Тщательное промывание осадка особенно важно при разделении ионов.

Определение реакции среды. На предметное стекло кладут полоску индикаторной бумаги и стеклянной палочкой переносят на нее каплю исследуемого раствора. Изменение окраски индикаторной бумаги указывает на реакцию среды в растворе.

Фильтрование. Если объем раствора более 3 мл, операцию фильтрования проводят через стеклянную воронку, на которую помещен простой или складчатый фильтр. Складчатый фильтр изготавливают следующим образом: сначала делают гладкий фильтр большого размера, затем складывают его пополам и каждую половинку сгибают несколько раз в одну и другую сторону подобно гармошке. Фильтр не должен доходить до краев воронки на 5–10 мм. Раствор с осадка сливают на фильтр по стеклянной палочке.

Из электронагревательных приборов в химических лабораториях чаще всего применяют электроплитки. Нагревание реактивов в стеклянной химической посуде проводят через асбестированную металлическую сетку. Длительное нагревание в определенных интервалах температуры проводят на водяных, масляных и песчаных банях.

Выпаривание. Эту операцию осуществляют для увеличения концентрации раствора или полного отделения растворителя от растворенного в нем нелетучего вещества. Выпаривание проводят в фарфоровых чашках и тиглях на водяных и песчаных банях, на электроплитках или асбестированных сетках газовыми горелками. Следует избегать сильного перегревания, особенно в конце выпаривания, так как может произойти разбрызгивание или термическое разложение вещества.

Небольшие количества жидкости (1–2 капли) можно выпарить на стеклянной пластинке над электроплиткой или слабым пламени горелки.

Прокаливание. Для полного удаления летучих веществ проводят прокаливание в фарфоровом тигле на электроплитке или над пламенем горелки. Процесс следует вести под тягой.

Высушивание. Высушивание твердых веществ, получаемых после фильтрования, можно проводить, отжимая влагу листочками фильтровальной бумаги. Для более полного высушивания вещество помещают в сушильный шкаф, в котором поддерживается температура 100–110°C. При тех же температурах в сушильном шкафу иногда сушат и химическую посуду.

Взвешивание. В некоторых лабораторных работах проводят взвешивание. Если точность взвешивания не должна превышать 0,01 г, то используют теххимические весы, если требуется большая точность, то взвешивание проводят на аналитических весах. Следует помнить, что весы требуют внимательного ухода.

Работа с микроскопом. При выполнении практических работ приходится пользоваться микроскопом для рассмотрения формы кристаллов, образующихся в результате реакции. Работа с этим точным и сложным физическим прибором требует большого внимания и аккуратности. Поэтому необходимо ознакомиться с устройством микроскопа и приемами работы с ним.

По окончании работы с микроскопом убирают предметное стекло и осматривают столик и объектив: если на объектив попала капля раствора, его и столик нужно протереть мягкой сухой тряпкой.

При изучении различных реакций с помощью микроскопа следует особенно строго соблюдать условия их выполнения, приведенные в описаниях опытов.

Лабораторная работа 1 **ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ**

Цель работы – изучить основные факторы, влияющие на скорость химической реакции и смещение химического равновесия.

Материальное обеспечение

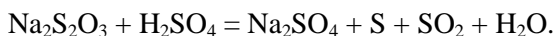
1М раствор тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, 2Н раствор серной кислоты H_2SO_4 , насыщенный раствор хлорида железа (III) FeCl_3 , насыщенный раствор роданида калия KCNS , хлорид калия KCl (сухая соль), диоксид марганца MnO_2 , горячая вода, дистиллированная вода.

Секундомеры, штативы с пробирками, стаканы на 50 мл, стеклянные палочки, термометр, два фарфоровых стакана, мерные пипетки на 5 мл, две капельные пипетки, мерные цилиндры на 25 мл.

Экспериментальная часть

Опыт 1.1. Влияние концентраций реагирующих веществ на скорость химической реакции

Реакция тиосульфата натрия с серной кислотой протекает по уравнению



В результате этой реакции наблюдается опалесценция, а затем помутнение раствора за счет выпавшей серы.

Приготовьте три раствора тиосульфата натрия различной концентрации. Для этого в три сухие конические пробирки внесите 4 капли $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (1М) и 8 капель воды (в первую), 8 капель $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 4 капли воды (во вторую), 12 капель $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (в третью). Первую и вторую пробирку осторожно встряхните для выравнивания концентрации тиосульфата натрия по всему объему. В результате в одинаковых объемах полученных растворов будет содержаться различное количество $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, т. е. концентрации растворов будут 1/3М, 2/3М и 1М в первой, второй и третьей пробирках соответственно.

Включите секундомер. В первую пробирку добавьте 1 каплю 2Н H_2SO_4 и перемешайте растворы. Считая удары метронома, измерьте время от момента добавления кислоты до появления в растворе заметной опалесценции (выпадения осадка). То же сделайте во второй и третьей пробирках. Данные опыта запишите по форме таблицы 1.

Таблица 1 – Данные опытов

Номер пробирки	Количество капель			Общий объем раствора, капель	Концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, моль/л	Время реакции, с	Скорость реакции $\left(V = \frac{1}{\tau} \right)$, усл. ед.
	1М $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	2Н H_2SO_4				

Начертите график, показывающий зависимость скорости реакции от концентрации. Для этого по оси абсцисс отложите концен-

трацию, а по оси ординат – соответствующие скорости в условных единицах.

Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от концентрации.

Напишите математическое выражение закона действующих масс для этой реакции.

Опыт 1.2. Влияние температуры на скорость химической реакции

Пользуясь мерными пипетками, налейте в три сухие пробирки по 2 мл раствора тиосульфата натрия и в другие три пробирки по 2 мл раствора серной кислоты. Первый опыт проведите при комнатной температуре, слив растворы серной кислоты и тиосульфата натрия. Отметьте время начала реакции и ее окончание (появление опалесценции) по секундомеру.

Второй опыт проведите по аналогии с первым, но при температуре на 10°C выше комнатной, для этого следующую пару пробирок нагрейте в фарфоровом стакане с горячей водой. Температуру измеряйте термометром, опустив его в раствор одной из нагреваемых пробирок. Затем отметьте по секундомеру время протекания реакции.

Третий опыт проведите при температуре на 20°C выше комнатной. Измерения проводите так же, как и во втором опыте. Полученные данные запишите по форме таблицы 2.

Таблица 2 – Результаты опытов

Номер опыта	Объем раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	Объем раствора H_2SO_4 , мл	Температура (t), °C	Время реакции (τ), с	Скорость реакции $\left(V = \frac{1}{\tau} \right)$, усл. ед.	Отношение скоростей (γ)
-------------	-------------------------------------------------------	---------------------------------------------	-------------------------	-----------------------------	-----------------------------------------------------------------	----------------------------------

По полученным данным постройте график зависимости скорости реакции от температуры. Для этого на оси абсцисс отложите температуры опытов, а на оси ординат – скорости реакции. Вычислите температурный коэффициент скорости реакции:

$$\gamma = \frac{V_{t_0} + 10}{V_{t_0}} = \frac{t_1}{t_2}.$$

Опыт 1.3. Влияние катализатора на скорость химической реакции. Каталитическое разложение перекиси водорода

В пробирку внесите 3–5 капель раствора перекиси водорода. Отметьте, что в обычных условиях заметного разложения перекиси водорода не наблюдается.

К раствору перекиси водорода добавьте несколько крупинок двуокиси марганца. Понаблюдайте, какой газ выделяется.

Все наблюдения запишите в журнал. Напишите уравнение реакции разложения перекиси водорода.

Укажите, положительный или отрицательный, гомогенный или гетерогенный катализ будет иметь место в данном случае.

Опыт 1.4. Влияние концентрации на химическое равновесие

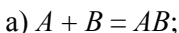
В стакан емкостью 50 мл влейте 20 мл дистиллированной воды и добавьте по 5 капель насыщенных растворов FeCl_3 и KCNS . Перемешайте и разлейте окрашенный в красный цвет раствор в четыре пробирки с помощью мерного цилиндра: объемы растворов должны быть одинаковые. В первую пробирку добавьте 2 капли концентрированного раствора хлорида железа FeCl_3 , во вторую – 2 капли насыщенного раствора роданида калия KCNS , в третью внесите шпателем щепотку кристаллического хлорида калия KCl .

Во всех случаях сравните окраску получившихся растворов с окраской раствора в четвертой пробирке. Объясните происходящие изменения в цвете растворов.

Укажите, в какую сторону смещается равновесие реакции при добавлении каждого компонента системы. Напишите уравнение обратимой реакции и математическое выражение константы равновесия.

Контрольные вопросы и задания

1. Напишите формулы для расчета скорости следующих реакций, протекающих в гомогенной среде:



Как изменятся скорости этих реакций, если концентрации A и B увеличить в 2 раза?

Ответ: а) в 4 раза; б) в 8 раз.

2. Как изменится скорость прямой реакции, протекающей по уравнению $N_2 + O_2 \leftrightarrow 2NO$, если увеличить давление в 3 раза?

Ответ: 9 раз.

3. Вычислите константу химического равновесия реакции $NaCl + H_2SO_4 \leftrightarrow NaHSO_4 + HCl$, если равновесные концентрации $NaCl$ и H_2SO_4 равны 2 моль/л, $NaHSO_4$ и HCl – 0,3 моль/л.

Ответ: 0,16.

4. Определите, в каком направлении будет смещаться равновесие с повышением температуры и давления в следующих системах:

а) $C(тв.) + H_2O \leftrightarrow CO + H_2 - 31$ ккал;

б) $2SO_2 + O_2 \leftrightarrow 2SO_3 + 46$ ккал;

в) $N_2O_4 \leftrightarrow 2NO_2 - 13$ ккал;

г) $3O_2 \leftrightarrow 2O_3 - 68$ ккал;

д) $2H_2 + O_2 \leftrightarrow 2H_2O + 136,8$ ккал.

5. Как следует изменить температуру, давление и концентрацию компонентов в равновесной системе $4HCl + O_2 \leftrightarrow 2H_2O + 2Cl_2 + 27$ ккал, чтобы повысить выход хлора?

6. Как были изменены температура и давление в гетеросистеме $CaCO_3(тв.) \leftrightarrow CaO + CO_2 - Q$, если равновесие сместилось вправо?

Лабораторная работа 2 **ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ. ВОДА. РАСТВОРЫ**

Цели работы – изучить приемы определения концентрации растворов кислот или щелочей путем измерения их плотности с помощью ареометра и расчета по измеренной плотности процентного содержания, молярной и нормальной концентрации, а также приобрести навыки приготовления растворов химических соединений различной концентрации.

Материальное обеспечение

Растворы кислот или щелочей различных концентраций, кристаллический хлорид натрия $NaCl$, кристаллический нитрат аммония

NH_4NO_3 и гидроксид натрия NaOH , медный купорос CuSO_4 и дистиллированная вода $5\text{H}_2\text{O}$.

Набор ареометров, теххимические весы, стеклянные стаканы по 50 и 250 мл, цилиндры, мензурки, стеклянные воронки, мерные колбы по 100 мл с пробками, стеклянные палочки, термометры.

Теоретические сведения

Существуют различные способы численного выражения состава растворов.

Массовая доля растворенного вещества (ω) – отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора. Исчисляется по формуле

$$\omega_{\text{в-ва}} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m}.$$

Мольная доля (N_i) – отношение количества растворенного вещества (растворителя) к сумме количеств всех веществ, находящихся в растворе. Мольная доля растворенного вещества и мольная доля растворителя рассчитываются с помощью следующих формул соответственно:

$$N_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2};$$

$$N_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}.$$

Процентная концентрация – количество граммов вещества в 100 г раствора.

Нормальная концентрация (C_H) – количество грамм-эквивалентов вещества в 1 л раствора. Вычисляется по следующей формуле:

$$\tilde{N}_i = \frac{\partial}{\partial y} \text{ (моль/л)},$$

где m – масса растворенного вещества, г;

m_s – эквивалентная масса вещества, г/моль.

Молярная концентрация (C_M) – количество молей вещества в 1 л раствора. Исчисляется по формуле

$$\tilde{N}_i = \frac{\delta}{I} \text{ (моль/л),}$$

где m – масса вещества раствора, г;

M – молярная масса вещества, г/моль.

Моляльная концентрация (C_m) – количество молей вещества в 1 кг растворителя. Рассчитывается по следующей формуле:

$$\tilde{N}_m = \frac{\delta \cdot 1000}{m_1 \cdot M} \text{ (моль/кг),}$$

где m – масса вещества в растворе, г;

M – молярная масса вещества, г/моль;

m_1 – масса растворителя, г.

Титр раствора (T) – количество вещества в 1 мл раствора. Вычисляется с помощью следующих формул:

$$\delta = \frac{\tilde{N}_i \cdot m_v}{1000};$$

$$\delta = \frac{m}{V},$$

где C_H – нормальная концентрация раствора, моль/л;

m_v – эквивалентная масса вещества, г/моль;

m – масса вещества в растворе, г;

V – объем раствора, дм^3 .

Экспериментальная часть

Опыт 2.1. Определение концентрации растворов кислот или щелочей

Определите по ареометру плотность испытуемого раствора. По полученной плотности найдите в приложении А процентное содер-

жание вещества в растворе. Если плотность, определенная опытным путем, отличается от ее табличных значений, то воспользуйтесь методом интерполяции (определение искомой величины по двум известным крайним).

Сущность метода интерполяции можно объяснить на следующем примере. Плотность раствора соляной кислоты по ареометру составляет 1,128 г/мл. По данным приложения А ближайшие значения плотности будут составлять 1,121 г/мл, что соответствует 24% HCl, и 1,142 г/мл, что соответствует 28% HCl.

Эти плотности отличаются на $1,142 - 1,121 = 0,021$ г/мл, а процентное содержание на $28 - 24 = 4\%$.

Разница между плотностью, полученной по ареометру, и плотностью раствора кислоты с меньшей концентрацией составляет $1,128 - 1,121 = 0,007$ г/мл.

Разница в плотности 0,021 г/мл соответствует увеличению процентного содержания на 4%, а разница в плотности 0,007 г/мл соответствует x .

Решив пропорцию $\frac{0,021 - 4}{0,007 - 0}$, получим $x = 1,33\%$.

Искомое процентное содержание HCl в растворе составит $24 + 1,33 = 25,33\%$.

Если же не требуется большой точности, то, измерив плотность раствора ареометром, берут в таблице ближайшее к нему значение плотности и соответствующую процентную концентрацию.

По процентному содержанию вещества в растворе найдите его молярную и нормальную концентрацию.

Опыт 2.2. Приготовление 20%-ного раствора хлорида натрия массой 50 г

Вычислите, какая масса хлорида натрия требуется для приготовления 20%-ного раствора массой 50 г. Затем отвесьте в предварительно взвешенном стаканчике эту массу соли на теххимических весах с точностью до 0,01 г.

Рассчитайте, какой объем воды необходим для растворения взятой навески, и отмерьте этот объем. Растворите в нем отвешенную соль. Определите молярную и нормальную концентрации полученного раствора хлорида натрия.

Опыт 2.3. Приготовление 10%-ного раствора серной кислоты массой 250 г из лабораторных растворов

Определите ареометром плотность серной кислоты, имеющейся в лаборатории. Из таблицы приложения А определите значение массовой доли H_2SO_4 в растворе кислоты, отвечающем найденной плотности. Определите, какая масса этого раствора кислоты необходима для приготовления 10%-ного раствора массой 250 г, и пересчитайте полученную массу на объем.

Рассчитайте необходимый объем воды, отмерьте его и вылейте в стакан. Отмерьте цилиндром или мензуркой рассчитанный объем кислоты и влейте ее в воду.

Вылейте приготовленную кислоту в цилиндр, проверьте концентрацию полученного раствора путем определения его плотности ареометром и, пользуясь таблицей приложения А, вычислите погрешность опыта.

Опыт 2.4. Приготовление 0,1N раствора сульфата меди объемом 100 мл из медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

Рассчитайте, какая масса медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ требуется для приготовления 0,1N раствора сульфата меди объемом 100 мл. Затем на технотхимических весах отвесьте в предварительно взвешенном стеклянном стаканчике эту массу соли с точностью до 0,01 г. Высыпьте через воронку взятую навеску в мерную колбу объемом 100 мл и тщательно смойте с воронки оставшуюся на ней соль. Навеску сначала необходимо растворить в небольшом количестве воды, а затем долить колбу до метки водой, закрыть пробкой и перемешать. Определите молярную концентрацию полученного раствора.

Опыт 2.5. Изменение температуры при растворении веществ

В две пробирки налейте до $\frac{1}{3}$ их вместимости дистиллированной воды и измерьте ее температуру. В первую пробирку насыпьте около 1 г кристаллического нитрата аммония, растворите его при перемешивании и измерьте температуру. Во вторую пробирку положите 2–3 кусочка гидроксида натрия и после растворения определите температуру раствора. Сделайте вывод о тепловом эффекте растворения твердых веществ.

Контрольные вопросы и задания

1. Что такое раствор? Что называется растворителем? Какие явления сопровождают растворение?
2. Какие растворы называют насыщенными и пересыщенными?
3. Что такое кристаллогидраты и кристаллизационная вода?
4. Какие существуют способы численного выражения численного состава растворов?
5. Вычислите эквиваленты следующих веществ: HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, K_2SO_4 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.
6. Определите массовую долю соли в растворе, если в воде массой 800 г растворили хлорид калия массой 100 г.
7. Вычислите массовую долю кристаллизационной воды в медном купоросе $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и в кристаллической соде $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.
8. Определите молярность раствора, в 400 мл которого содержится 2,24 г KOH.
Ответ: 0,1М.
9. Вычислите процентное содержание HNO_3 в растворе, имеющем плотность 1,31 г/мл, нормальность – 10,4Н.
Ответ: 50%.
10. Вычислите нормальность 14%-ного раствора H_3PO_4 с плотностью 1,076 г/мл.
Ответ: 4,6 Н.

Лабораторная работа 3 РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ И НЕЭЛЕКТРОЛИТОВ. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ. ИОННЫЕ РЕАКЦИИ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Цели работы – изучить свойства растворов электролитов; определить факторы, влияющие на активность кислот; исследовать причины, вызывающие протекание реакций ионного обмена до конца; получить амфотерные гидроксиды и подтвердить опытным путем амфотерность их свойств; исследовать процессы гидролиза солей и установить факторы, влияющие на гидролиз.

Материальное обеспечение

Кристаллические ацетат натрия CH_3COONa , карбонат натрия Na_2CO_3 , гидрокарбонат натрия NaHCO_3 , металлический цинк, 0,1Н

раствор соляной кислоты, 2Н раствор серной кислоты, 0,1Н раствор уксусной кислоты, 5%-ные растворы сульфата натрия Na_2SO_4 , сульфата цинка ZnSO_4 , сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, хлорида алюминия AlCl_3 , хлорида железа (III) FeCl_3 , сульфата меди CuSO_4 , хлорида бария BaCl_2 , 2Н раствор гидроксида натрия, метилоранж, лакмус, фенолфталеин, универсальная индикаторная бумага.

Штативы с пробирками, микрошпатели, спиртовки, спички.

Экспериментальная часть

Опыт 3.1. Зависимость скорости реакции от степени диссоциации кислоты

Налейте в две пробирки по 7–10 капель растворов соляной и уксусной кислоты (одинаковой концентрации) и внесите по небольшому кусочку цинка. Напишите реакции между цинком и взятыми кислотами. Отметьте, в каком случае растворение цинка идет менее интенсивно.

Сопоставьте полученные данные с величинами степени диссоциации (α) указанных кислот и объясните различную скорость реакций (приложение Б).

Опыт 3.2. Смещение равновесия диссоциации слабого электролита. Влияние соли слабой кислоты на диссоциацию этой кислоты

В пробирку с 5–7 каплями раствора уксусной кислоты добавьте 1–2 капли метилоранжа. Отметьте окраску индикатора. Содержимое пробирки разделите на две части. К одной из них добавьте сухой ацетат натрия. Опишите наблюдаемые явления.

Напишите уравнение диссоциации уксусной кислоты и объясните, как смещается равновесие диссоциации кислоты при добавлении к ней ацетата натрия. Обобщите, что надо сделать, чтобы уменьшить степень диссоциации слабого электролита.

Опыт 3.3. Ионные реакции в растворах электролитов. Реакции с образованием малорастворимых осадков

В три пробирки поместите по 2–3 капли растворов сульфата натрия, сульфата алюминия и сульфата цинка. В каждую из них до-

бавьте по 1–2 капли раствора хлорида бария. Напишите уравнения реакций в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.

Из имеющихся в наличии реактивов, используя таблицу растворимости (приложение В), подберите пары веществ, взаимодействие между которыми привело бы к образованию осадков. Приведите уравнения реакций в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде. Сделайте вывод, почему эти реакции необратимы.

Опыт 3.4. Ионные реакции в растворах электролитов. Реакции с образованием газообразных малорастворимых веществ

В пробирку внесите на кончике микрошпателя кристаллический карбонат натрия и добавьте 5–7 капель соляной кислоты. Наблюдайте происходящие изменения. Опыт повторите с кристаллическим гидрокарбонатом натрия. Приведите уравнения реакций между этими веществами в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.

Опыт 3.5. Получение амфотерных гидроксидов и исследование их свойств

В две пробирки поместите по 2–3 капли раствора хлорида алюминия. Добавьте в каждую из них по 1–2 капли раствора NaOH (до образования осадка). Затем в одну из пробирок добавьте избыток NaOH, а в другую – HCl в обоих случаях до растворения осадка. Проведите те же реакции с раствором хлорида железа. Укажите, растворяется ли гидроксид железа в избытке щелочи.

Напишите уравнения реакций получения гидроксида алюминия, железа (III) и их растворения в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде. В случае растворения гидроксида цинка в гидроксиде натрия образуется комплексное соединение – тетрагидроксоцинкат натрия $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$.

Сделайте вывод о свойствах гидроксидов железа (III), цинка и алюминия.

Опыт 3.6. Определение окраски рН-индикаторов в разных средах и с помощью универсального индикатора

Налейте в три пробирки по 5–7 капель раствора соляной кислоты, в три другие пробирки – столько же раствора щелочи, и еще в три – дистиллированной воды.

Отметьте изменение окраски лакмуса, фенолфталеина и метило-ранжа под действием каждого из этих растворов.

Результаты запишите по форме таблицы 3.

Таблица 3 – **Результаты опытов**

Раствор	Изменение окраски индикатора				Реакция среды	Значение pH
	лакмус	фенолфталеин	метилоранжевый	универсальный		

На полоски универсального индикатора нанесите по одной капле растворов соляной кислоты (0,1N), щелочи (0,1N) и дистиллированной воды. Полученные окраски сравните со шкалой pH. Определенные значения pH оформите в виде таблицы 3.

Опыт 3.7. Реакция среды при гидролизе

На полоску универсальной индикаторной бумаги нанесите каплю раствора карбоната натрия. Полученную окраску индикатора сравните со стандартной шкалой pH. Определите pH раствора этой соли. Напишите реакцию гидролиза карбоната натрия в молекулярном, полном ионном и сокращенном ионном виде.

Аналогичные опыты проделайте с растворами хлорида алюминия и ацетата натрия. Напишите реакции гидролиза этих солей.

Опыт 3.8. Влияние температуры на гидролиз солей

В пробирку с 3–4 каплями раствора ацетата натрия добавьте 1–2 капли раствора фенолфталеина. Отметьте окраску раствора. Напишите реакцию гидролиза этой соли в молекулярном, полном ионном и сокращенном ионном виде.

Нагрейте содержимое пробирки до кипения. Отметьте изменение окраски раствора. Дайте объяснение изменению окраски. Сделайте вывод о влиянии температуры на степень гидролиза солей.

Опыт 3.9. Полный гидролиз солей

В пробирку с 2–3 каплями раствора хлорида алюминия добавьте 2–3 капли раствора карбоната натрия. Понаблюдайте образование осадка и выделение газа. Напишите реакцию образования карбоната алюминия и гидролиз этой соли, учитывая, что карбонат алюминия подвергается полному гидролизу.

Контрольные вопросы и задания

1. Что такое электролитическая диссоциация? Дайте определения кислотам, основаниям и солям с точки зрения теории электролитической диссоциации. Подтвердите их соответствующими уравнениями.

2. Напишите уравнение диссоциации на ионы следующих веществ: KHSO_3 , HMnO_4 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, KH_2PO_4 , $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$.

3. Что такое степень диссоциации? От каких факторов она зависит? Что нужно сделать, чтобы понизить степень диссоциации сероводородной кислоты? Изменится ли при этом константа диссоциации?

4. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации сероводородной кислоты, борной кислоты, серной кислоты, гидроксида бария и гидроксида кальция.

5. Что такое константа диссоциации? Напишите выражение константы диссоциации сероводородной кислоты по первой и второй ступени.

6. На основании сравнения констант диссоциации определите, какая кислота сильнее – сероводородная или угольная, синильная или уксусная (приложение Г).

7. Напишите следующие реакции в молекулярном, полном ионном и сокращенном ионном виде:

- а) $\text{ZnS} + \text{HCl} \rightarrow \dots$;
- б) $\text{LiCO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \dots$;
- в) $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$;
- г) $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$;
- д) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \dots$;
- е) $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \dots$;
- ж) $\text{MnCl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \dots$;
- з) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{ZnCl}_2 \rightarrow \dots$.

Почему приведенные реакции протекают до конца?

8. На основании молекулярно-ионных уравнений составьте молекулярные уравнения:

- а) $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$;
- б) $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- в) $\text{Ba}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{BaCO}_3$;
- г) $\text{FeS} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{Fe}^{2+}$;
- д) $\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{PbS}$;
- е) $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}$;
- ж) $\text{Fe}^{3+} + \text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$;
- з) $2\text{H}^+ + \text{SiO}_3^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3$.

9. Что такое амфотерность гидроксидов? Как доказать, что гидроксид олова (II) обладает амфотерными свойствами, а гидроксид магния – нет?

10. Что такое гидролиз солей? Напишите реакции гидролиза в молекулярном, полном ионном и сокращенном ионном виде следующих солей: CH_3COOK , Na_2S , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, ZnSO_4 . Какую реакцию среды будут иметь растворы этих солей? Как окрасится лакмус при действии на него указанных растворов?

Лабораторная работа 4

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Цели работы – изучить важнейшие окислители и восстановители, их влияние на протекание химических процессов; освоить составление схем электронного баланса окислительно-восстановительных реакций с использованием таблицы нормальных окислительно-восстановительных потенциалов (приложение Д).

Материальное обеспечение

Цинк, медь, железо, хлорная вода, йодная вода, 0,2N растворы серной кислоты, соляной кислоты, азотной кислоты, гидроксида натрия, концентрированная азотная кислота, 5%-ные растворы йодида калия KI, перманганата калия KMnO_4 , хлорида железа (III) FeCl_3 ,

сульфита натрия Na_2SO_3 , 3%-ный раствор перекиси водорода H_2O_2 , крахмальный клейстер.

Штативы с пробирками.

Экспериментальная часть

Опыт 4.1. Окислительные свойства неметаллов.

Взаимодействие йодида калия с хлорной водой

В пробирку с 5–6 каплями йодида калия прибавьте по каплям хлорной воды. Наблюдайте появление желтой окраски. Напишите уравнение реакции. К полученному раствору продолжайте добавлять хлорную воду до обесцвечивания.

Составьте уравнение реакции, учитывая, что образовавшийся вначале свободный йод окислился до иона IO_3^- .

Опыт 4.2. Восстановительные свойства металлов.

Взаимодействие металлов с разбавленными кислотами

В три пробирки налейте по 2–3 мл 2Н раствора серной или соляной кислоты и опустите в них кусочки цинка, железа, меди. Наблюдайте изменения. Составьте уравнения реакций и напишите электронные уравнения, указав окислитель и восстановитель.

Пользуясь данными приложения Д, рассчитайте электродвижущую силу (ЭДС) этих реакций. Укажите, какие металлы являются более сильными восстановителями, чем цинк.

Опыт 4.3. Восстановительные свойства сложных веществ, содержащих атомы с нижней отрицательной степенью окисления. Взаимодействие хлорида железа (II) с йодидом калия

В пробирку налейте 2–3 мл раствора хлорида железа (II) и добавьте по несколько капель йодида калия и крахмального клейстера. Наблюдайте изменения и составьте уравнения реакции, указав восстановитель и окислитель.

Опыт 4.4. Окислительные свойства перманганата калия в различных средах

В три пробирки внесите по 2–3 капли раствора перманганата калия. В одну пробирку добавьте 1–2 капли раствора серной кислоты, в другую – 1–2 капли раствора щелочи.

Во все пробирки добавьте раствора сульфита натрия. Понаблюдайте, как изменяется окраска в пробирках.

Напишите уравнения реакций, учитывая, что ионы Mn^{2+} практически бесцветны, MnO_4^{2-} зеленого цвета, MnO_2 – нерастворимое вещество бурого цвета.

Пользуясь данными приложения Д, определите ЭДС реакций (при стандартных условиях).

Опыт 4.5. Окислительные свойства сложных веществ, содержащих атомы с высшей степенью окисления. Окисление меди азотной кислотой

Действие разбавленной азотной кислоты на медь. В пробирку поместите кусочек меди и прибавьте 5–6 капель раствора азотной кислоты. Наблюдайте выделение газа (если реакция не идет, слегка подогрейте пробирку).

Напишите уравнение реакции, учитывая, что в условиях опыта азотная кислота восстанавливается до окиси азота. Определите, сколько молекул азотной кислоты выполняют роль окислителя. Укажите назначение остальных вошедших в реакцию молекул азотной кислоты.

Действие концентрированной азотной кислоты на медь. В пробирку поместите кусочек меди и добавьте 1–2 мл концентрированной азотной кислоты. Понаблюдайте, что происходит. Составьте уравнение реакции и расставьте коэффициенты методом электронного баланса, указав окислитель и восстановитель.

Опыт 4.6. Реакции диспропорционирования. Взаимодействие йода со щелочью

В пробирку с 3–4 каплями йодной воды прибавьте раствор NaOH до изменения окраски. Составьте уравнение реакции, учитывая, что продуктами реакции будут ионы I^- и IO_3^- . Определите окислитель и восстановитель.

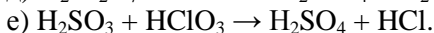
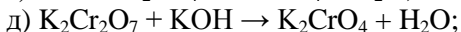
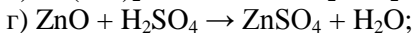
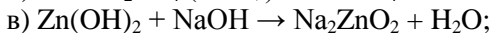
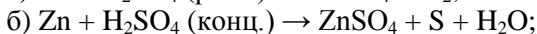
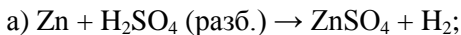
Контрольные вопросы и задания

1. Какие реакции называются окислительно-восстановительными? В чем заключается сущность окисления и восстановления?

2. Как изменяются при движении слева направо окислительные и восстановительные свойства элементов, находящихся в одном и том же малом периоде?

3. Какую роль играет среда в окислительно-восстановительных процессах?

4. Определите, какие из указанных ниже реакций относятся к окислительно-восстановительным:

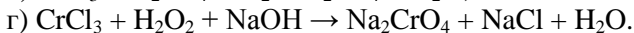
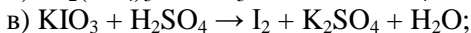
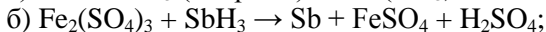
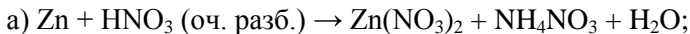


Ответ мотивируйте. В окислительно-восстановительных реакциях укажите окислитель и восстановитель.

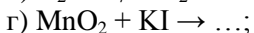
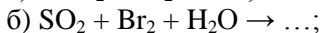
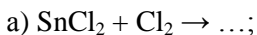
5. Определите, происходит ли окисление и восстановление при следующих переходах: $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2$; $\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$; $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NO}$; $\text{Cl}^- \rightarrow \text{ClO}_4^-$; $\text{IO}_3^- \rightarrow \text{I}$; $\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3$.

Сколько электронов принимает участие в указанных переходах?

6. Расставьте коэффициенты в уравнениях следующих реакций:



7. Пользуясь данными приложения Д, допишите и уравняйте следующие окислительно-восстановительные реакции:



- д) $\text{Zn} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$;
е) $\text{NaNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \dots$;
ж) $\text{Cu} + \text{HNO}_3$ (разб.) $\rightarrow \dots$;
з) $\text{Mg} + \text{HNO}_3$ (конц.) $\rightarrow \dots$.

Лабораторная работа 5 **ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ**

Цель работы – изучить электрохимический ряд напряжений металлов и процессы, происходящие при взаимодействии металлов друг с другом и с различными химическими соединениями.

Материальное обеспечение

Алюминий, медь, цинк, железо, медная проволока, железная проволока, железные гвозди, концентрированная азотная кислота HNO_3 , 2Н растворы соляной кислоты HCl или серной H_2SO_4 , 1Н растворы сульфатов меди (II) CuSO_4 , цинка (II) ZnSO_4 , железа (II) FeSO_4 , нитрата свинца $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, гексацианоферрата (III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Штативы с пробирками, наждачная бумага.

Экспериментальная часть

Опыт 5.1. Вытеснение водорода из разбавленных кислот металлами

В четыре пробирки налейте по 0,5 мл соляной кислоты. В одну из них поместите кусочек железа, в другую – цинка, в третью – меди, в четвертую – алюминия. Определите, какие металлы реагируют с кислотой. Объясните наблюдаемый эффект, пользуясь рядом напряжений металлов. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций. Укажите, как будет действовать разбавленная серная кислота на эти же металлы.

Опыт 5.2. Вытеснение одних металлов другими из растворов солей

Взаимодействие цинка с растворами солей. В пробирки налейте по 1–2 мл растворов солей цинка, железа (II), свинца, меди и опустите в них по кусочку цинка. Опишите наблюдаемые явления. Повторите опыт, заменив цинк медью. Расположите взятые металлы в ряд по их активности и сравните стандартные электродные потенциалы этих металлов. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций.

Взаимодействие меди с растворами солей. В три пробирки налейте по 1–2 мл растворы солей цинка, свинца, железа (II). Во все пробирки добавьте по кусочку меди или опустите медную проволоку. Опишите наблюдаемые явления и объясните их. Пользуясь электрохимическим рядом напряжений, сделайте вывод о возможности вытеснения металла металлом из растворов солей.

Опыт 5.3. Взаимодействие металлов с концентрированными кислотами

В три пробирки налейте по 5–7 капель концентрированной азотной кислоты и добавьте по кусочку металла: в первую – цинка, во вторую – железа, в третью – алюминия. Опишите наблюдаемые явления. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций между цинком и концентрированной азотной кислотой. Определите сущность процесса пассивирования металлов.

Опыт 5.4. Коррозия металлов

На кусочках меди и цинка закрепите тонкую железную проволоку так, чтобы между металлами был тесный контакт (можно воспользоваться канцелярской скрепкой). Поместите эти металлы в две пробирки с разбавленной серной кислотой. Добавьте в каждую пробирку по 2 капли раствора $K_3[Fe(CN)_6]$. Опишите наблюдаемые в пробирках явления и объясните происходящие процессы. Составьте уравнения соответствующих химических реакций.

Контрольные вопросы и задания

1. Что называется стандартным электродным потенциалом металла?

2. Как построен ряд напряжений металлов? Какой вывод о восстановительных свойствах металлов и их ионов можно сделать исходя из положения металла в ряду напряжений?

3. Какие из оксидов (Fe_2O_3 , Ag_2O , Na_2O , ZnO) могут быть восстановлены алюминием? Ответ поясните исходя из ряда напряжений.

4. Какие из следующих металлов будут растворяться в соляной, разбавленной серной, фосфорной кислотах: Cu , Fe , Sn , Pb , Ag ? Дайте объяснение и приведите уравнения соответствующих реакций.

5. Растворяются ли в разбавленной соляной кислоте железо, ртуть серебро? Приведите уравнения возможных реакций.

6. Будет ли реагировать цинк с растворами хлорида натрия, сульфата меди, сульфата магния, нитрата ртути?

7. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых никель – катод, а в другом – анод. Напишите уравнения реакций, протекающих при работе этих элементов.

8. Определите ЭДС следующих гальванических элементов:

а) $\text{Mg}(\text{MgSO}_4) (1\text{M}) \parallel \text{FeSO}_4 (1\text{M}) \text{Fe}$;

б) $\text{Fe}(\text{FeSO}_4) (1\text{M}) \parallel \text{CuSO}_4 (1\text{M}) \text{Cu}$.

Какие реакции проходят на электродах этих элементов?

Укажите катод и анод.

9. В чем сущность электрохимической коррозии металлов? Почему химически чистый цинк очень медленно вытесняет водород из кислот, а технический – интенсивно? Какие методы защиты металлов от коррозии вы знаете?

10. Медь спаяна с железом. Какой металл будет разрушаться? Железо покрыто никелем. Что будет окисляться при нарушении поверхностного слоя? Напишите уравнения реакции.

Лабораторная работа 6 **ЭЛЕМЕНТЫ ГЛАВНОЙ (А) ПОДГРУППЫ I–IV ГРУПП** **ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВ МЕНДЕЛЕЕВА**

Цель работы – изучить химические свойства и качественные реакции элементов I–IV групп Периодической системы элементов Менделеева.

Материальное обеспечение

2Н растворы серной кислоты H_2SO_4 , азотной кислоты HNO_3 , гидроксида натрия $NaOH$, 30%-ный раствор гидроксида натрия $NaOH$, 10%-ный раствор уксусной кислоты CH_3COOH , соляная кислота HCl (1 : 1), концентрированная азотная кислота HNO_3 .

Цинковая пыль, алюминиевые стружки, диоксид свинца PbO_2 , оксид кальция CaO , кристаллические хлорид калия KCl или нитрат калия KNO_3 , хлорид натрия $NaCl$, фенолфталеин, спиртовой раствор ализарина, кобальтинитрит натрия $Na_3[Co(NO_2)_6]$.

0,5Н растворы солей хлорида кальция $CaCl_2$, нитрата алюминия $Al(NO_3)_3$, нитрата свинца $Pb(NO_3)_2$, хлорида олова (II) $SnCl_2$, хлорида натрия $NaCl$, нитрата калия KNO_3 , йодида калия KI , нитрата марганца $Mn(NO_3)_2$, карбоната натрия Na_2CO_3 , фосфата натрия Na_3PO_4 , хлорида магния $MgCl_2$ или нитрата магния, хлорида бария $BaCl_2$ или нитрата бария, сульфата натрия Na_2SO_4 , перманганата калия $KMnO_4$, крахмальный клейстер, дистиллированная вода.

Штативы с пробирками, стеклянные палочки, микрошпатели, фильтровальная бумага, нихромовая проволока, микроскоп, лучина, спиртовки, спички.

Экспериментальная часть

Свойства щелочных металлов

Опыт 6.1. Окрашивание пламени солями щелочных металлов

Прокалите нихромовую проволоку (конец ее должен быть загнут в ушко). Коснитесь раскаленной проволочкой порошка соли калия (хлорида калия или нитрата калия). Проволочку с кристаллами соли внесите в пламя горелки. Тот же опыт проделайте с кристаллами хлорида натрия. Наблюдайте в первом и втором случае окраску пламени.

Опыт 6.2. Обнаружение ионов калия в растворе

Ионы K^+ могут быть обнаружены в растворе кобальтинитритом натрия $Na_3[Co(NO_2)_6]$. Для проведения реакции к 1–2 каплям нитрата калия добавьте 2–3 капли кобальтинитрита натрия.

Наблюдайте выпадение желтого осадка. Запишите реакцию в молекулярном и ионном виде. Эту реакцию нужно проводить в уксуснокислой или нейтральной среде. Нужно иметь в виду, что ион аммония с кобальтинитритом натрия также дает желтый осадок. Таким образом, в присутствии ионов аммония эту реакцию для открытия ионов калия использовать нельзя.

Опыт 6.3. Разложение нитрата натрия или калия

В пробирку поместите один микрошпатель нитрата натрия или калия. Пробирку укрепите в штативе и нагрейте на пламени спиртовки до расплавления соли и начала выделения пузырьков газа. Для определения газа внесите в пробирку тлеющую лучину. Составьте уравнение разложения соли щелочного металла при нагревании и сделайте вывод.

Опыт 6.4. Взаимодействие концентрированных щелочей с металлами

В две пробирки налейте по 1 мл 30%-ного раствора гидроксида натрия. В одну пробирку добавьте немного цинковой пыли, в другую – алюминиевых стружек. Если реакция не идет, слегка подогрейте. Опишите наблюдаемые явления и составьте уравнения реакций, учитывая, что процесс идет по стадиям: в первую очередь растворяется оксидная пленка, а затем – металл. Одним из продуктов реакции является гидроксокомплекс соответствующего металла. Укажите, какие еще распространенные металлы растворяются в щелочах.

Свойства щелочноземельных металлов

Опыт 6.5. Получение гидроксида кальция

Внесите в пробирку немного негашеной извести CaO и добавьте дистиллированной воды ($\frac{1}{3}$ пробирки). Встряхните содержимое пробирки, стараясь растворить известь. Осадку дайте отстояться, прозрач-

ный раствор перелейте в другую пробирку и добавьте к нему 1–2 капли фенолфталеина. Отметьте изменение окраски фенолфталеина.

Напишите уравнение реакции. Укажите, каким свойством обладает гидроксид кальция.

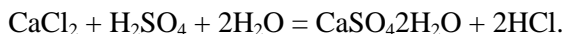
Опыт 6.6. Свойства гидроксидов и солей магния, кальция и бария

К растворам солей магния, кальция и бария добавьте растворы гидроксида натрия, опишите наблюдаемые явления и составьте уравнения соответствующих химических реакций. В шесть пробирок налейте по 2–3 мл каждого из полученных гидроксидов, чтобы было по две пробирки каждого. В первые три пробирки добавьте по 5 мл раствора сульфата натрия, а во вторые три – карбоната натрия. Опишите наблюдаемые явления. Прокипятите растворы, где образовались карбонаты и опишите наблюдаемые явления. Дайте отстояться осадкам в пробирках и подействуйте на них соляной кислотой. Запишите, что при этом происходит, и составьте уравнения реакций.

Опыт 6.7. Реакция обнаружения ионов Ca^{2+}

На чистое и сухое предметное стекло нанесите каплю раствора хлорида кальция и добавьте каплю 2Н раствора серной кислоты. Упарьте раствор до появления кромки сухой соли. После охлаждения рассмотрите кристаллы гипса под микроскопом и зарисуйте их.

В результате реакции образуются кристаллы гипса:



Свойства элементов IIIA и IVA групп

Опыт 6.8. Получение и свойства гидроксида алюминия

В две пробирки поместите по 3–4 капли раствора сульфата алюминия и по 3–4 капли раствора гидроксида натрия до образования осадка. Отметьте его цвет и состояние. Затем в пробирки добавьте до полного растворения осадков раствор соляной кислоты (в первую) и раствор гидроксида натрия (во вторую). Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций. Сделайте вывод о свойствах гидроксида алюминия.

Опыт 6.9. Обнаружение ионов алюминия в растворе

Для обнаружения ионов алюминия используют способность ионов алюминия давать нерастворимый в воде «ализариновый лак». На фильтровальную бумагу внесите каплю раствора нитрата алюминия. Пятно обведите пипеткой со спиртовым раствором ализарина. Подержите бумагу над склянкой с концентрированным раствором аммиака. В присутствии воды и паров аммиака раствор Al^{3+} образует гидроксид алюминия, который окрашивается ализарином. Наблюдайте получение розового кольца ализарин-алюминиевого лака.

Опыт 6.10. Восстановительные свойства соединений олова (II). Восстановление перманганата калия

В пробирку налейте 4–5 капель перманганата калия, подкислите его 1–2 каплями соляной кислоты и прибавьте раствор хлорида олова (II) до обесцвечивания раствора. Составьте уравнение реакции с образованием хлорида олова (IV) и хлорида марганца (II). Расставьте коэффициенты на основании схем электронного баланса.

Опыт 6.11. Обнаружение ионов Pb^{2+} в растворе

К 2–3 каплям нитрита свинца прибавьте 1–2 капли йодида калия. Наблюдайте выпадение осадка. Определите, какого он цвета. Запишите реакцию в молекулярном и ионном виде. К полученному осадку добавьте 20 капель дистиллированной воды и 8–10 капель уксусной кислоты. Кипятите содержимое пробирки до растворения осадка. После охлаждения наблюдайте образование блестящих золотистых кристаллов.

Опыт 6.12. Окислительные свойства соединений свинца (IV) PbO_2 . Окисление йодида калия

Поместите в пробирку 5–7 капель раствора йодида калия, 4–5 капель раствора серной кислоты и один микрошпатель оксида свинца (IV). Подогрейте содержимое на пламени спиртовки и отметьте изменение окраски раствора. Для подтверждения выделения свободного йода добавьте одну каплю крахмального клейстера. Составьте урав-

нение окислительно-восстановительной реакции с образованием свободного йода и сульфата свинца (II).

Контрольные вопросы и задания

1. Как изменяется химическая активность щелочных металлов от лития к цезию?

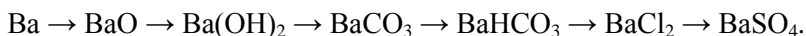
2. Осуществите следующие превращения и назовите вещества:



3. Напишите реакцию взаимодействия кальция с водородом, составив схему электронного баланса. Назовите полученное соединение.

4. Напишите молекулярные и молекулярно-ионные уравнения реакций, происходящих при пропускании избытка диоксида углерода через раствор гидроксида бария.

5. Осуществите следующие превращения и назовите соединения:



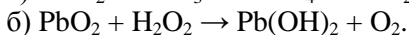
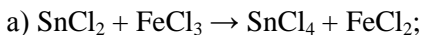
6. Напишите реакцию взаимодействия алюминия с едким натром и разбавленной серной кислотой.

7. Напишите реакции, лежащие в основе получения металлического олова.

8. Напишите реакции гидролиза хлорида олова (II) и нитрата свинца в молекулярном и ионном виде. Укажите, какую окраску будет иметь фенолфталеин, лакмус и метилоранж, если эти индикаторы добавить к растворам данных солей.

9. Какие свойства будет проявлять двуокись свинца при взаимодействии с концентрированной соляной кислотой? Напишите реакцию.

10. Составьте уравнения следующих окислительно-восстановительных реакций:



Лабораторная работа 7

ПЕРЕХОДНЫЕ ЭЛЕМЕНТЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВ МЕНДЕЛЕЕВА И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

Цель работы – изучить химические свойства соединений переходных элементов Периодической системы элементов Менделеева и качественные реакции на их катионы.

Материальное обеспечение

Кристаллический сульфат железа (II) FeSO_4 , насыщенный раствор роданида калия KCNS , 0,5Н растворы хлорида цинка ZnCl_2 , сульфата меди CuSO_4 , сульфата марганца MnSO_4 или нитрата марганца $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$, сульфата хрома $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, хлорида железа (III) FeCl_3 , хлорида кобальта CoCl_2 или сульфата кобальта CoSO_4 , хлорида никеля NiCl_2 , нитрата серебра AgNO_3 , йодида калия KI , бихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, сульфита натрия Na_2SO_3 , гексацианоферрата (III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (красной кровяной соли), гексацианоферрата (II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (желтой кровяной соли), перманганата калия KMnO_4 , 2Н растворы гидроксида натрия NaOH , серной кислоты H_2SO_4 , соляной кислоты HCl , 6Н раствор азотной кислоты HNO_3 , раствор аммиака NH_4OH , 6Н раствор аммиака NH_4OH , 3%-ный раствор перекиси водорода H_2O_2 , дитизон, бромная вода, диэтиловый эфир.

Штативы с пробирками, спиртовки, спички, пробиркодержатели.

Экспериментальная часть

Опыт 7.1. Получение и свойства гидроксидов катионов переходных металлов

Получите гидроксиды $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Mn}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Co}(\text{OH})_2$, $\text{Ni}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$. Отметьте окраску гидроксидов. Энергично встряхните пробирки с $\text{Mn}(\text{OH})_2$ и $\text{Fe}(\text{OH})_2$ и наблюдайте, что происходит с этими гидроксидами при контакте с кислородом воздуха. Напишите уравнения реакций.

Испытайте отношение гидроксидов переходных металлов к кислотам, щелочам, раствору аммиака (6Н). Составьте соответствующие уравнения реакций. Растворение $\text{Ni}(\text{OH})_2$ и $\text{Co}(\text{OH})_2$ в растворе аммиака происходит лучше в присутствии хлорида аммония.

При составлении уравнений реакций растворения гидроксидов в растворе аммиака учитывайте, что образуются комплексные соединения – аммиакаты. Перечислите гидроксиды, растворимые в щелочах, аммиаке.

Восстановительные свойства ионов переходных металлов, находящихся в низших степенях окисления

Опыт 7.2. Восстановительные свойства Mn (II)

Налейте в пробирку 2–3 капли $Mn(NO_3)_2$, добавьте несколько капель бромной воды и NaOH, слегка подогрейте. Понаблюдайте, какого цвета осадок. Составьте уравнение реакции.

Опыт 7.3. Восстановительные свойства Fe (II)

К полученному в опыте 7.2 осадку добавьте H_2SO_4 до кислой среды и свежеприготовленный раствор $FeSO_4$. Определите, почему растворяется осадок. Напишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

Опыт 7.4. Восстановительные свойства Cr (III)

Поместите в пробирку 2–3 капли раствора $Cr_2(SO_4)_3$, добавьте NaOH до растворения образовавшегося вначале осадка и 3–4 капли H_2O_2 . Отметьте происходящие изменения цвета раствора. Напишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

Окислительные свойства ионов переходных металлов, находящихся в высшей степени окисления

Опыт 7.5. Окислительные свойства Fe (III)

В пробирку налейте 2–3 капли $FeCl_3$ и прибавьте 1–3 капли йодида калия KI. Опишите наблюдаемые явления и составьте уравнение реакции.

Опыт 7.6. Окислительные свойства Mn (VII)

В три пробирки поместите по 2–3 капли раствора KMnO_4 . В одну из них добавьте 1–2 капли H_2SO_4 , в другую – 1–2 капли NaOH , а третью оставьте без изменения. В каждую из пробирок по каплям добавьте раствор Na_2SO_3 до изменения окраски раствора. Отметьте окраску в каждой из трех пробирок. Соответствующими уравнениями реакций подтвердите прохождение реакции в каждом случае, имея в виду, что в кислой среде Mn^{+7} восстанавливается в Mn^{+2} , в щелочной – в Mn^{+6} , а в нейтральной – в Mn^{+4} .

Опыт 7.7. Окислительные свойства Cr (VII)

В пробирку поместите 2–3 капли раствора бихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и 1–2 капли H_2SO_4 , добавьте Na_2SO_3 до изменения окраски раствора. Укажите, как изменяется цвет раствора. Составьте уравнение реакции.

Качественные реакции на катионы переходных металлов

Опыт 7.8. Обнаружение катионов серебра Ag^+

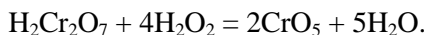
К нескольким каплям азотнокислого серебра AgNO_3 добавьте 2–3 капли соляной кислоты – образуется осадок. Напишите уравнение реакции. К полученному осадку хлорида серебра прибавьте 2Н раствор NH_4OH до растворения осадка, затем разделите раствор на две части и к одной части раствора прилейте азотной кислоты до кислой реакции, а к другой – йодид калия. Опишите наблюдаемые явления. Напишите уравнения всех происходящих реакций.

Опыт 7.9. Определение катионов цинка Zn^{2+}

К 2–3 каплям раствора ZnCl_2 добавьте избыток NaOH . Каплю получившегося цинката нанесите на фильтровальную бумагу. Получившееся пятно по периферии обведите пипеткой с раствором дитиона. В присутствии ионов цинка образуется малиновое кольцо.

Опыт 7.10. Определение катионов хрома Cr^{2+}

К 2–3 каплям раствора соли хрома (III) добавьте 1–3 капли H_2SO_4 и по каплям при кипячении раствор $KMnO_4$ до появления оранжевого окрашивания, обусловленного образованием ионов $Cr_2O_7^{2-}$. Напишите соответствующее уравнение реакции. К полученному раствору добавьте 1–2 капли H_2SO_4 , 3–4 капли эфира и 2–3 капли H_2O_2 . Содержимое пробирки встряхните. Наблюдается синее окрашивание эфирного слоя за счет образования перекиси хрома CrO_5 . При этом происходит следующая реакция:



Опыт 7.11. Определение катионов железа Fe^{2+}

Внесите в пробирку несколько кристалликов сухой соли $FeSO_4$ и растворите ее в нескольких каплях дистиллированной воды. К полученному раствору добавьте 1–2 капли раствора гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$. Понаблюдайте. Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

Опыт 7.12. Определение катионов железа Fe^{3+}

В две пробирки налейте по несколько капель хлорида железа (III). В одну добавьте 1–2 капли раствора гексацианоферрата (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$. Отметьте цвет осадка. Напишите уравнение реакции. В другую пробирку добавьте 1–2 капли раствора роданида калия $KCNS$. Опишите наблюдаемые явления и составьте уравнение реакции.

Опыт 7.13. Определение катионов марганца Mn^{2+}

В пробирку налейте 5–6 капель соли марганца (II) и добавьте столько же раствора карбоната натрия Na_2CO_3 . Опишите наблюдаемые явления. К содержимому пробирки добавьте по каплям раствор соляной кислоты до растворения осадка. Напишите уравнение протекающей реакции. Сделайте выводы.

Опыт 7.14. Определение катионов меди Cu^{2+}

К 2–3 каплям соли меди добавьте 1–2 капли 2Н раствора HCl и 3–4 капли $K_4[Fe(CN)_6]$. Опишите наблюдаемые явления и составьте уравнение реакции. Разделите осадок на две части и к одной добавьте NaOH. Напишите уравнение реакции.

Опыт 7.15. Определение катионов кобальта Co^{2+}

В две пробирки налейте по 5–7 капель раствора соли кобальта (II) и добавьте по каплям раствор NaOH. Вначале выпадает осадок основной соли кобальта синего цвета, приобретающий постепенно розовую окраску из-за образования гидроксида кобальта (II) $Co(OH)_2$. В одну пробирку добавьте раствор соляной кислоты до растворения осадка. Содержимое другой пробирки перемешайте стеклянной палочкой и для ускорения процесса окисления добавьте 2–3 капли раствора перекиси водорода. Отметьте изменение окраски осадка. Напишите уравнения протекающих реакций в молекулярном и ионном виде.

Опыт 7.16. Определение катионов никеля Ni^{2+}

В две пробирки налейте по 5–7 капель раствора соли никеля и добавьте по каплям раствор NaOH до выпадения осадка. В одну пробирку добавьте несколько капель соляной кислоты до растворения осадка, в другую – 2–3 капли перекиси водорода. Опишите наблюдаемые явления и составьте уравнения реакций.

Контрольные вопросы и задания

1. Как относятся металлы Fe, Mn, Co, Ni, Cr к воде, кислороду воздуха, разбавленным и концентрированным кислотам HCl, H_2SO_4 , HNO_3 и щелочам? Напишите уравнения реакции.

2. Гидроксиды каких *d*-элементов обладают амфотерными свойствами? Подтвердите ответ уравнениями реакций в молекулярном и молекулярно-ионном виде.

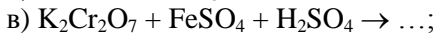
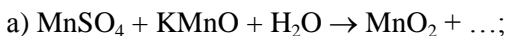
3. Как окрасится лакмусовая бумажка в растворах сульфатов переходных металлов?

4. Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов в ряду MnO , Mn_2O_3 , MnO_2 , MnO_3 , Mn_2O_7 ?

5. Как из металлического железа получить сульфат железа (II) и сульфат железа (III)? Составьте уравнения реакций.

6. Напишите уравнения взаимодействия оксида кобальта (III) с концентрированными растворами соляной и серной кислот.

7. Пользуясь таблицей окислительно-восстановительных потенциалов, допишите приведенные ниже реакции, рассчитайте ЭДС реакций и уравняйте их:



8. Для мытья посуды в лаборатории часто используют хромовую смесь, состоящую из бихромата калия и серной кислоты. На каких свойствах основано ее применение?

9. Какие требования предъявляются к реакциям обнаружения ионов?

10. Какие условия необходимо соблюдать при обнаружении ионов?

Лабораторная работа 8 КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Цели работы – ознакомиться со свойствами комплексных соединений, способами их получения и устойчивостью в растворах; приобрести навыки составления уравнений реакций с участием комплексных соединений.

Материальное обеспечение

Кристаллический сульфат железа (II) FeSO_4 , 0,5Н растворы хлорида железа (III) FeCl_3 , гексацианоферрата (II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, гексацианоферрата (III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, нитрата серебра AgNO_3 , сульфата меди CuSO_4 , нитрата ртути $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, йодида калия KI , роданида калия KCNS , хлорида кобальта CoCl_2 , сульфата цинка ZnSO_4 , перман-

ганата калия KMnO_4 , железо-аммонийных квасцов $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, хлорида аммония NH_4Cl , 2Н и 6Н водный растворы аммиака, 3%-ный раствор перекиси водорода H_2O_2 , 2Н растворы азотной, соляной, серной кислот, дистиллированная вода.

Штативы с пробирками, спиртовки, спички.

Экспериментальная часть

Опыт 8.1. Различие между двойной и комплексной солью

Налейте в пробирку 10–12 капель раствора FeCl_3 и добавьте по каплям раствор роданида калия KCNS . Наблюдайте появление кроваво-красного окрашивания вследствие образования роданида железа $\text{Fe}(\text{CNS})_3$. Данная реакция позволяет обнаружить в растворе ионы железа Fe^{3+} .

В одну пробирку налейте 10–12 капель калия гексацианоферрита (III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, а в другую – 10–12 капель раствора железо-аммонийных квасцов $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$. В обе пробирки по каплям добавьте раствор KCNS . Наблюдайте цвет растворов в пробирках. На основании этого сделайте заключение, какая из взятых солей является двойной, а какая – комплексной.

Образование комплексных соединений

Опыт 8.2. Образование комплексного катиона

В пробирку с 2–3 каплями раствора сульфата меди прибавьте 2Н раствор аммиака. Наблюдайте образование осадка основного сульфата меди. К полученному осадку прибавьте 6Н раствор аммиака до полного растворения осадка. В результате образуются комплексные ионы – $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$. Напишите уравнения реакций. Отметьте окраску осадка и раствора.

Опыт 8.3. Образование комплексного аниона

Получение йодного комплекса ртути. К 2–3 каплям раствора нитрата ртути добавьте по каплям йодид калия до образования осадка HgI_2 . Отметьте цвет осадка.

К полученному осадку прибавьте избыток раствора йодида калия KI до полного растворения осадка. В результате реакции получается комплексное соединение. Напишите уравнение реакции, учитывая, что координационное число ртути равно 4. Напишите уравнение диссоциации полученного комплексного соединения и математическое выражение константы нестойкости комплексного иона (приложение E).

Получение гидроксокомплекса цинка. Налейте в пробирку 2–3 мл раствора сульфата цинка $ZnSO_4$ и добавьте по каплям раствор гидроксида натрия NaOH до появления осадка. К раствору с осадком добавьте избыток щелочи до полного растворения осадка в результате образования раствора комплексной соли. К полученному раствору добавьте 3–4 капли раствора серной кислоты H_2SO_4 . Наблюдайте появление осадка в виде помутнения раствора. Напишите уравнение получения комплексного соединения, учитывая, что координационное число Zn^{2+} равно 4.

Опыт 8.4. Влияние концентрации раствора на комплексообразование

В пробирку внесите 1–2 капли насыщенного раствора нитрата серебра $AgNO_3$ и добавьте по каплям насыщенный раствор йодида калия KI до исчезновения первоначально образующегося желтоватого осадка. При растворении осадка получается комплексная соль $K[AgI_2]$. Прибавьте к раствору воду. Наблюдайте выделение осадка вследствие разрушения комплекса. Напишите уравнение реакции.

Налейте в пробирку 10–12 капель раствора хлорида кобальта $CoCl_2$, добавьте по каплям насыщенный раствор KCNS. Наблюдайте изменение цвета раствора. К полученному раствору по каплям добавляйте дистиллированную воду и наблюдайте за изменением цвета (координационное число Co^{2+} равно 4).

Комплексные соединения в реакциях обмена

Опыт 8.5. Получение берлинской лазури

К 2–3 каплям раствора хлорида железа (III) $FeCl_3$ добавьте 1–2 капли раствора соляной кислоты и несколько капель желтой кровяной соли гексацианноферрата (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$. Получается осадок берлинской лазури. Напишите уравнение реакции в молекулярном и

ионном виде. Соляная кислота в реакции не участвует, ее добавляют для предотвращения гидролиза соли железа. Отметьте цвет осадка.

Опыт 8.6. Получение турнбуллевой сини

Несколько кристаллов сульфата железа (III) растворите в 3–5 каплях дистиллированной воды, добавьте 1–2 капли раствора соляной кислоты и несколько капель раствора красной кровяной соли гексацианоферрата (III) $K_3[Fe(CN)_6]$. Появляется осадок турнбуллевой сини. Напишите уравнение в молекулярном и ионном виде (соляная кислота в реакции не участвует).

Опыт 8.7. Окислительно-восстановительные реакции с участием комплексных соединений

Налейте в пробирку 1 мл раствора перманганата калия $KMnO_4$, добавьте равный объем раствора серной кислоты H_2SO_4 , а затем по каплям раствор гексацианоферрата (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$. Наблюдайте изменение окраски раствора.

Налейте в пробирку 1 мл раствора хлорида кобальта $CoCl_2$ и 2 мл 2Н раствора аммиака. Отметьте цвет образовавшегося аммиачного комплекса Co^{2+} . К полученному раствору добавьте 1 мл раствора хлорида аммония NH_4Cl и 2 мл раствора перекиси водорода H_2O_2 . Содержимое пробирки нагрейте. Отметьте, как изменяется цвет раствора вследствие окисления Co^{2+} до Co^{3+} (координационное число Co^{2+} и Co^{3+} равно 6).

Опыт 8.8. Реакции, сопровождающиеся разрушением комплексного иона. Получение и разрушение комплексного иона $[Ag(NH_3)_2]^+$

В пробирку с 2–3 каплями раствора нитрата серебра добавьте 3–4 капли соляной кислоты. Напишите уравнение реакции.

К образовавшемуся осадку хлорида серебра добавьте 6Н раствор аммиака до растворения осадка. Прозрачный раствор полученной комплексной соли разделите на две части. К одной из них добавьте раствор йодида калия, к другой – азотной кислоты (в обоих случаях до образования осадка). Обратите внимание на цвет осадков.

Напишите уравнение реакции растворения осадка и взаимодействия комплексной соли с азотной кислотой и йодистым калием.

Напишите выражение константы нестойкости комплексного иона (приложение Е). Объясните, почему комплексный ион разрушается.

Опыт 8.9. Диссоциация комплексных соединений

В две пробирки налейте по 2 мл раствора красной кровяной соли гексацианоферрата (III) $K_3[Fe(CN)_6]$. В одну пробирку прибавьте несколько капель раствора гидроксида натрия NaOH, в другую – несколько капель раствора роданида калия KCNS. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде. Напишите уравнение диссоциации гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$.

Контрольные вопросы и задания

1. Можно ли рассматривать кристаллогидраты как комплексные соединения?

2. Какие элементы Периодической системы элементов Менделеева способны к образованию комплексных соединений?

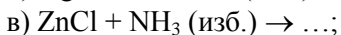
3. Назовите следующие комплексные соединения: $K_4[Fe(CN)_6]$, $K_3[Co(NO_2)_6]$, $[Ag(NH_3)_2]Cl$, $[Co(NH_3)_4(H_2O)_2]Cl$.

4. Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя в следующих соединениях: $Na_2[Cu(S_2O_3)_2]$, $K[AuCl_4]$, $[Zn(NH_3)_6]Cl_2$.

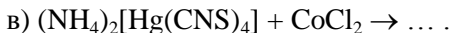
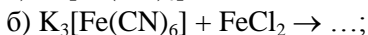
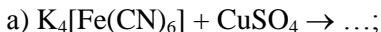
5. Определите величину и знак заряда комплексных ионов и составьте формулы комплексных соединений: $[Al^{+3}F_6]$, $[Co^{+2}(NH_3)_6]$, $[Cr^{+3}(OH)_6]$, $[Pb^{+2}Cl_4]$.

6. Напишите реакции диссоциации комплексных соединений. Напишите выражение констант нестойкости комплексных ионов $K[HgI]$, $[Co(NH_3)_6]Cl_3$.

7. В результате приведенных реакций образуются комплексные соединения. Допишите реакции и уравняйте их:



8. Напишите реакции обмена с образованием нерастворимых комплексных соединений:



9. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций обмена, происходящих между $K_3[Fe(CN)_6]$ и $AgNO_3$, $Na_3[Co(CN)_6]$ и $FeSO_4$, принимая во внимание, что образующиеся соли нерастворимы в воде.

10. При взаимодействии каких веществ можно получить комплексные соединения $Cs[AuCl_4]$, $[Cr(NH_3)_3(H_2O)_3]Cl_2$ и $Na_2[Ni(CN)_4]$?

Лабораторная работа 9 НЕМЕТАЛЛЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

Цели работы – ознакомиться с неметаллами, изучить их химические свойства и качественные реакции на ионы.

Материальное обеспечение

Цинк, медь, алюминий, хлорная вода Cl_2 , бромная вода Br_2 , сероводородная вода H_2S , йодная вода I_2 , сернистая кислота H_2SO_3 , реактив Несслера, двуокись марганца MnO_2 , бензол C_6H_6 , нитропруссид натрия, известковая вода $Ca(OH)_2$; 2Н растворы соляной HCl , серной H_2SO_4 , азотной HNO_3 кислот, гидроксида натрия $NaOH$; концентрированные растворы соляной HCl , серной H_2SO_4 , азотной HNO_3 кислот, аммиака NH_4OH ; 0,5Н растворы солей: бромид натрия $NaBr$, иодида калия KI , хлорида натрия $NaCl$, азотнокислого серебра $AgNO_3$, сульфита натрия Na_2SO_3 (свежеприготовленного), перманганата калия $KMnO_4$, хлорида аммония NH_4Cl , нитрата натрия $NaNO_3$, дигидрофосфата натрия NaH_2PO_4 или дигидрофосфата калия KH_2PO_4 , сульфида натрия Na_2S , карбоната натрия Na_2CO_3 , тиосульфата натрия $Na_2S_2O_3$.

Микроскоп, предметные стекла, штативы с пробирками, штатив металлический, газоотводные трубки, универсальная индикаторная бумага, красная лакмусовая бумага.

Экспериментальная часть

Углерод

Опыт 9.1. Получение CO_2 , карбоната кальция и гидрокарбоната кальция

В лаборатории углекислый газ получают действием соляной кислоты на мрамор или мел. С этой целью в пробирку с газоотводной трубкой поместите небольшой кусочек мрамора или мела и добавьте раствор соляной кислоты. Взаимодействие компонентов протекает по следующему уравнению: $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$.

В другую пробирку влейте 2–3 мл раствора $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и пропускайте через него выделяющийся углекислый газ до появления осадка. Продолжайте пропускать углекислый газ до полного растворения этого осадка.

При пропускании углекислого газа через раствор известковой воды $\text{Ca}(\text{OH})_2$ выпадает осадок карбоната кальция, но если продолжать пропускание CO_2 через взвесь карбоната кальция, то происходит растворение осадка, так как образуется растворимая соль – гидрокарбонат кальция $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$. Напишите уравнения соответствующих реакций.

Опыт 9.2. Свойства гидрокарбоната кальция

Полученный в предыдущем опыте раствор гидрокарбоната кальция разлейте в две пробирки. Одну нагрейте, в другую добавьте раствор $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Опишите изменения, происходящие в обеих пробирках. Напишите уравнения реакций разложения гидрокарбоната кальция при нагревании и взаимодействия его с $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Сделайте выводы.

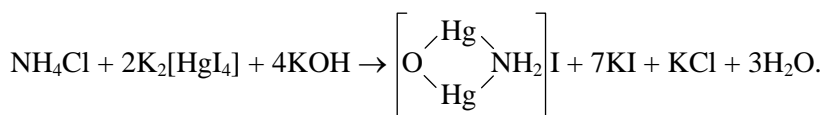
Опыт 9.3. Качественная реакция на карбонаты

В пробирку поместите 3–4 капли раствора Na_2CO_3 и по каплям добавляйте раствор HCl . Выделение пузырьков газа свидетельствует о наличии в растворе ионов CO_3^{2-} . Проведите аналогичную реакцию с раствором уксусной кислоты. Напишите уравнения соответствующих реакций.

Азот и фосфор

Опыт 9.4. Качественная реакция на ионы аммония

Ионы аммония могут быть обнаружены при помощи реактива Несслера. Реактив Несслера имеет состав: $\text{K}_2[\text{HgI}_4] + \text{KOH}$. При действии реактива Несслера на раствор, содержащий ионы аммония, выпадает осадок красно-бурого цвета:



В пробирку поместите 1–2 капли раствора соли аммония и добавьте 3–4 капли реактива Несслера. Наблюдайте образование красно-бурого осадка. Напишите уравнение реакции.

В пробирку налейте 5–7 капель раствора хлорида аммония и прибавьте столько же раствора гидроксида натрия, нагрейте содержимое пробирки до кипения. В выделяющиеся пары внесите красную лакмусовую или универсальную индикаторную бумагу. Отметьте изменение окраски бумаги и появление запаха выделяющегося газа. Напишите уравнение реакции.

Опыт 9.5. Взаимодействие разбавленной азотной кислоты с цинком

В пробирку поместите кусочек цинка и добавьте разбавленной азотной кислоты. Содержимое пробирки взбалтывайте в течение 3–4 мин. Одну каплю полученного раствора поместите в другую пробирку и добавьте 3–4 капли реактива Несслера. Опишите наблюдаемые явления. Укажите, на наличие какого иона указывает образование бурого осадка.

Составьте реакцию взаимодействия разбавленной азотной кислоты с цинком.

Опыт 9.6. Взаимодействие концентрированной азотной кислоты с цинком

Примечание – Опыт необходимо проводить в вытяжном шкафу.

В пробирку поместите кусочек цинка и добавьте концентрированную азотную кислоту. Наблюдайте выделение бурого газа. Напишите, какой это газ, и составьте уравнение реакции взаимодействия концентрированной азотной кислоты с цинком.

Опыт 9.7. Разложение нитратов при нагревании

Прокалите в пробирке, закрепленной в штативе, несколько кристалликов нитрата калия KNO_3 или нитрата натрия $NaNO_3$. Выделяющийся газ испытайте тлеющей лучиной. После охлаждения пробирки растворите ее содержимое в воде и полученный раствор испытайте в *вытяжном шкафу* на присутствие солей азотистой кислоты по методике, изложенной в опыте 9.6.

Опыт 9.8. Качественная реакция на ион PO_4^{3-}

В пробирку поместите 4–5 капель дигидрофосфата натрия NaH_2PO_4 или калия KH_2PO_4 и добавьте 2–3 капли раствора нитрата серебра. Отметьте цвет и структуру выпавшего осадка. Добавьте к образовавшемуся осадку раствор азотной кислоты и опишите наблюдаемые явления. Напишите уравнения соответствующих реакций.

Сера

Опыт 9.9. Взаимодействие концентрированной серной кислоты с металлами

В пробирку поместите кусочек меди, добавьте концентрированную серную кислоту, подогрейте, наблюдайте выделение газа. Отметьте изменение окраски раствора. Напишите уравнение реакции.

Опыт 9.10. Взаимодействие разбавленной серной кислоты с металлами

В пробирку поместите кусочек цинка и добавьте разбавленной серной кислоты. Наблюдайте выделение газа. Напишите уравнение реакции.

Опыт 9.11. Качественная реакция на ион SO_4^{2-}

На предметное стекло нанесите каплю раствора $CaCl_2$ и каплю раствора H_2SO_4 . Полученный раствор слегка упарьте над спиртовкой, охладите. Рассмотрите под микроскопом образовавшиеся игольчатые кристаллы гипса $CaSO_4 \cdot H_2O$. Напишите уравнение реакции. Кристаллы зарисуйте.

Опыт 9.12. Восстановительные свойства тиосульфата натрия

В три пробирки налейте по 5–7 капель тиосульфата натрия $Na_2S_2O_3$. В одну из них добавьте 3–4 капли хлорной воды, в другую – столько же йодной воды, а в третью – избыток хлорной воды (8–10 капель). Отметьте происходящие изменения с хлорной и йодной водой. Напишите уравнения соответствующих окислительно-восстановительных реакций.

Опыт 9.13. Обнаружение иона S^{2-}

Реактивом для обнаружения сульфид иона является нитропруссид натрия $Na_2[Fe(CN)_5NO]$, который с сульфид ионами дает характерную красно-фиолетовую окраску, обусловленную образованием комплексного соединения $Na_4[Fe(CN)_5NOS]$.

Реакция идет по уравнению



К 2–3 каплям раствора Na_2S добавьте 2–3 капли раствора нитропруссида натрия. Наблюдайте проявления красно-фиолетового окрашивания.

Галогены

Опыт 9.14. Окислительные свойства хлора

В пробирку поместите 3–4 капли раствора бромид натрия NaBr и по каплям добавьте хлорную воду. Опишите наблюдаемые изменения. Составьте уравнение соответствующей окислительно-восстановительной реакции.

Опыт 9.15. Окислительные свойства брома

В пробирку поместите 3–4 капли раствора йодида калия KI и по каплям добавьте бромную воду до изменения окраски. Составьте уравнение реакции. Сделайте вывод об окислительных свойствах галогенов.

Опыт 9.16. Осаждение галогенид-ионов азотнокислым серебром

В три пробирки поместите по 2–3 капли раствора хлорида натрия NaCl (в первую), йодида калия KI (во вторую), бромид натрия NaBr (в третью); в каждую пробирку добавьте несколько капель нитрата серебра AgNO_3 . Опишите наблюдаемые изменения и составьте уравнения соответствующих реакций.

Опыт 9.17. Окислительные свойства соляной кислоты

В отдельных пробирках испытайте действие соляной кислоты на металлы: цинк, алюминий, медь. Опишите наблюдаемые изменения и составьте уравнения реакций.

Опыт 9.18. Восстановительные свойства соляной кислоты

Примечание – Опыт необходимо проводить в вытяжном шкафу.

В пробирку внесите несколько крупинок MnO_2 и добавьте 5–6 капель концентрированной соляной кислоты HCl . Отметьте, какой газ выделяется. Составьте соответствующее уравнение окислительно-восстановительной реакции.

Опыт 9.19. Качественная реакция на ион Cl^-

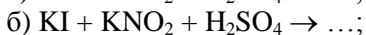
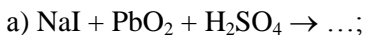
В пробирку налейте 2–3 капли раствора HCl и 2–3 капли раствора $AgNO_3$. Опишите наблюдаемые явления и составьте уравнение реакции. К полученному осадку добавьте раствор NH_4OH до полного его растворения. Полученный раствор разлейте на две части. К одной части добавьте йодид калия KI до появления желтого осадка, а к другой – азотную кислоту до появления белого осадка. Составьте уравнения соответствующих реакций.

Опыт 9.20. Качественная реакция на ион I^-

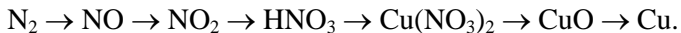
В пробирку налейте 3–4 капли раствора йодида калия KI , 4–5 капель бензола и хлорной воды. Содержимое пробирки энергично встряхните. Наблюдайте окрашивание кольца бензола. Напишите уравнение реакции, учитывая, что бензол в реакции не участвует.

Контрольные вопросы и задания

1. Сравните физические и химические свойства галогенов в зависимости от строения их атомов.
2. Напишите реакцию лабораторного способа получения хлористого водорода.
3. Напишите реакцию лабораторного способа получения хлора.
4. Чем отличаются аллотропные видоизменения серы?
5. Допишите реакции. Расставьте коэффициенты на основании электронной схемы. Укажите окислители и восстановители:

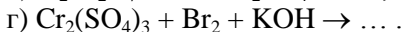
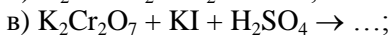
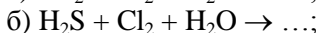
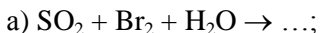


6. Составьте уравнения реакций последовательного получения:



7. Напишите реакции взаимодействия концентрированной серной кислоты с магнием, серебром, фосфором.

8. Допишите и уравняйте реакции, составив схему электронного баланса:



9. Напишите реакции взаимодействия концентрированной азотной кислоты с серебром, медью, оловом, магнием. Расставьте коэффициенты на основании схем электронного баланса.

10. Напишите реакции взаимодействия разбавленной азотной кислоты с магнием, серебром, медью, оловом.

Лабораторная работа 10 **ПРЕДЕЛЬНЫЕ И НЕПРЕДЕЛЬНЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ**

Цель работы – изучить строение, способы получения, физические и химические свойства предельных и непредельных углеводородов и их производных.

Материальное обеспечение

Обезвоженный ацетат натрия CH_3COONa , натронная известь, 0,005N раствор перманганата калия KMnO_4 , известковая вода $\text{Ca}(\text{OH})_2$, бромная вода Br_2 , этилсерная кислота (одна часть этилового спирта осторожно смешать с четырьмя частями серной кислоты ($d = 1,84$ г/мл), карбид кальция CaC_2 (в кусочках), аммиачный раствор оксида серебра Ag_2O , измельченный парафин (парафиновая свеча) (C_{16} – C_{40}) или вазелиновое масло, порошок оксида меди (II) CuO .

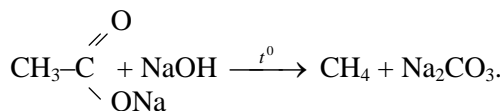
Кипятильные камешки, газоотводные трубки, штативы с пробирками, металлический штатив, спиртовки, спички.

Экспериментальная часть

Опыт 10.1. Получение метана и изучение его свойств

В сухую пробирку, снабженную пробкой с газоотводной трубкой, поместите смесь из обезвоженного ацетата натрия и натронной извести (примерно 1 : 2, высота слоя – 6–10 мм). Укрепите пробирку в лапке штатива горизонтально и нагрейте смесь в пламени спиртовки.

Химизм процесса можно описать следующим уравнением реакции:



Подожгите выделяющийся метан у конца газоотводной трубки (рисунок 2). Отметьте цвет пламени. Напишите уравнение реакции.

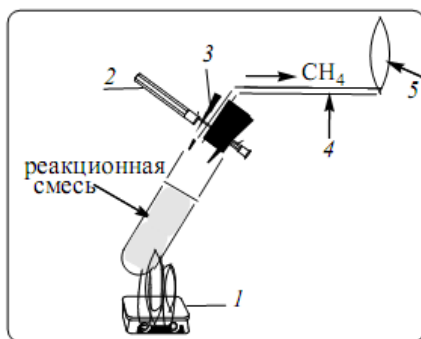


Рисунок 2 – Горение метана: 1 – спиртовка, 2 – держатель, 3 – резиновая пробка, 4 – газоотводная трубка, 5 – пламя горящего метана

Опыт 10.2. Отношение метана к бромной воде и раствору перманганата калия

В одну пробирку налейте 4–5 мл бромной воды, а в другую – такое же количество раствора перманганата калия (один раствор должен быть светло-розовым, другой – светло-желтым). Газоотводную трубку с выделяющимся метаном опустите поочередно в эти пробирки

так, чтобы газ пробулькивал через весь раствор (рисунок 3). Установите, изменяется ли окраска этих растворов выделяющимся метаном, т. е. происходит ли при комнатной температуре бромирование или окисление.

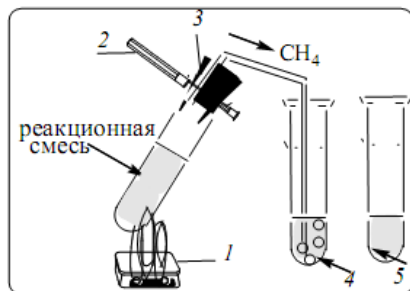


Рисунок 3 – Отношение метана к бромной воде и раствору перманганата калия: 1 – спиртовка, 2 – держатель, 3 – резиновая пробка, 4 – раствор бромной воды, 5 – раствор перманганата калия

Опыт 10.3. Качественный состав и горение высших предельных углеводов

Твердые насыщенные углеводороды, как и газообразные, имеют тот же качественный состав.

В пробирке с газоотводной трубкой нагрейте смесь мелко измельченного парафина (парафиновой свечи) ($C_{16}-C_{40}$) или вазелинового масла с порошком окиси меди (II). Выделяющийся при реакции газ пропустите через известковую воду. Наблюдайте помутнение известковой воды, образование капелек влаги на стенках пробирки и появление небольшого налета красной меди. Образование углекислого газа и воды при реакции свидетельствует о наличии углерода и водорода в парафине. Кислород для окисления этих элементов доставляется окисью меди, в результате чего выделяется чистая медь.

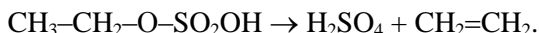
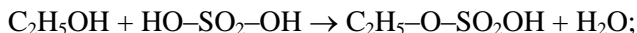
Опыт 10.4. Получение этилена и изучение его свойств. Окисление этилена перманганатом калия (реакция Вагнера)

В сухую пробирку поместите 5 мл этилсерной кислоты и опустите в нее кипяточный камешек. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой и укрепите ее наклонно в лапке штатива. После этого

наберите в чистые пробирки раствор перманганата калия и бромную воду (рисунок 4). Осторожно нагрейте пробирку с этилсерной кислотой до начала равномерного выделения этилена. Пропустите газ через раствор перманганата калия и бромную воду. Укажите, почему наблюдается быстрое обесцвечивание раствора. Дайте объяснение этому явлению с точки зрения прочности связей.

Поднимите газоотводную трубку вверх и подожгите этилен. Этилен горит более ярким пламенем, чем метан. Объясните причину.

Химизм процесса получения этилена следующий:



Закончите уравнение реакции взаимодействия этилена с бромной водой и перманганатом калия соответственно:

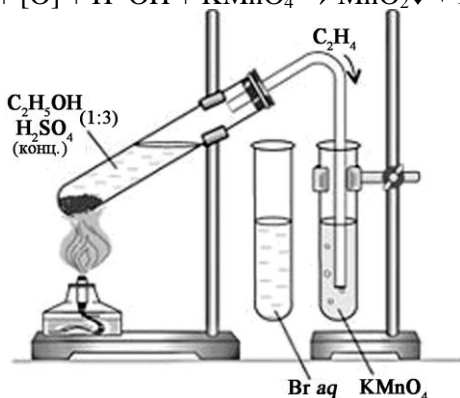
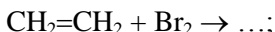
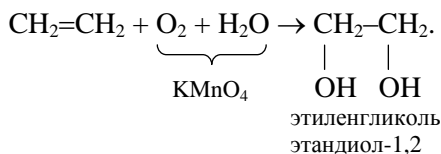


Рисунок 4 – Получение этилена

Напишите также уравнения реакции Вагнера для 2,3-диметилгексена-1, имея в виду, что реакция протекает по общей схеме:



Опыт 10.5. Получение ацетилена. Свойства ацетилена

Примечание – Работу с ацетиленом необходимо проводить в вытяжном шкафу.

Пробирку укрепите вертикально в лапке штатива и положите в нее 1–2 кусочка карбида кальция CaC_2 . Пробирку закройте пробкой с газоотводной трубкой.

Прежде чем получить ацетилен, наберите в три пробирки по 2 мл следующих реактивов: бромной воды, перманганата калия KMnO_4 , аммиачного раствора оксида серебра (рисунок 5).

Пропустите выделившийся ацетилен через набранные в пробирки растворы. Наблюдайте обесцвечивание бромной воды и раствора KMnO_4 , а также образование осадка ацетиленида серебра, образование которого протекает по следующей схеме:

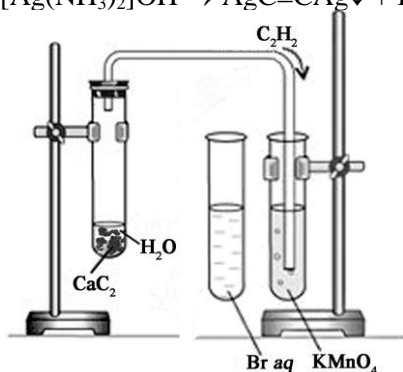
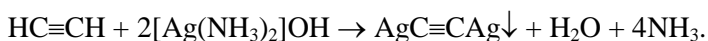
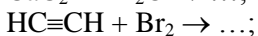
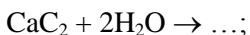


Рисунок 5 – Получение ацетилена

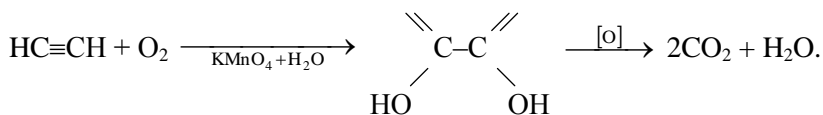
Объясните, почему обесцвечивание двух первых растворов протекает медленнее, чем в случае с этиленом.

Закончите уравнения реакций:



О

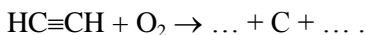
О



Ацетиленид серебра следует сдать преподавателю.

Обратите внимание, что в углеводородах на металл легко замещаются только атомы водорода, находящиеся у атомов углерода, связанных тройной связью. Поэтому этой реакцией можно отличить ацетилен от этилена.

Подожгите ацетилен. Объясните, почему он горит коптящим пламенем. Допишите уравнение реакции:



Контрольные вопросы и задания

1. Выведите структурные формулы возможных изомеров для состава C_5H_{12} и C_7H_{16} и назовите их по международной номенклатуре.

2. Напишите структурные формулы следующих соединений: 2,3-диметилгексан, 3,4,5-триметил-4-этилгептан, 2,4,6-триметиллоктан, 2,2,3,5-тетрамтилгептан.

3. Напишите и объясните уравнения реакций нитрования пентана и 2-метилбутана.

4. Приведите пример радикально-цепного механизма реакции хлорирования парафинов.

5. Какие виды изомерии характерны для этиленовых углеводородов? Покажите на примере углеводородов составы C_4H_8 и C_6H_{12} .

6. Охарактеризуйте химические свойства этиленовых углеводородов и приведите уравнения реакций.

7. Напишите структурные формулы следующих соединений: 3-метилпентен-1; 2,3,4-триметилгексен-1; 2,5-диметилгептен-3.

8. Каковы отличительные особенности ацетиленовых углеводородов от других углеводородов жирного ряда?

9. Напишите структурные формулы изомеров соединения состава C_6H_{10} и C_7H_{12} .

10. Напишите структурные формулы 2-метилгексина-3; 3,3-диметилбутина-1; 2,2,5-триметилгексина-3.

Лабораторная работа 11

АРОМАТИЧЕСКИЕ УГЛЕВОДОРОДЫ

ГАЛОГЕНПРОИЗВОДНЫЕ УГЛЕВОДОРОДОВ

Цели работы – закрепить понятие о химическом и электронном строении бензола, ароматической связи; разобрать химические свойства бензола, обусловленные его строением; углубить понятие о взаимосвязи свойств вещества с его применением, строения – с получением.

Материальное обеспечение

Бензол, толуол, 2%-ный раствор брома в 4-хлористом углероде, 0,5%-ный раствор перманганата калия KMnO_4 , 2Н серная кислота H_2SO_4 , концентрированная серная кислота, 0,1Н раствор гидроксида натрия NaOH , хлороформ, хлорбензол, хлористый бензил, 1%-ный раствор серебра AgNO_3 , спирт этиловый, резорцин, эфир, йод кристаллический, алюминий, железные опилки, хлорид натрия кристаллический NaCl .

Водяная баня, фильтровальная бумага, индикаторная бумага, фарфоровые чашки или тигли, штативы с пробирками, спиртовки, спички.

Экспериментальная часть

Опыт 11.1. Изучение растворимости бензола

В три различные пробирки налейте по 1–2 мл воды, спирта, эфира. К жидкостям добавьте по равному числу капель бензола. Пробирки встряхните и поставьте в штатив. Опишите наблюдаемые явления.

Опыт 11.2. Изучение бензола как растворителя

В одну пробирку налейте 1 мл бензола, в другую – столько же воды. В пробирки поместите по маленькому кусочку жира (или по 2–3 капли растительного масла), взболтайте и наблюдайте, где растворился жир. На лист фильтровальной бумаги нанесите каплю чистого бензола и рядом каплю раствора жира в бензоле. Опишите

наблюдаемые явления. Бензол испаряется полностью, от капли раствора остается жирное пятно.

Опыт 11.3. Изучение горения бензола

В тигель или фарфоровую чашку налейте 1 мл бензола, подожгите его и отметьте характер пламени. Рассчитайте элементный состав бензола – углерода (%) и водорода (%). Используйте его для объяснения характера пламени. Запишите уравнение реакции горения бензола.

Опыт 11.4. Бромирование ароматических углеводов

Примечание – Опыт необходимо проводить в вытяжном шкафу.

Налейте в две сухие пробирки отдельно 1 мл бензола и 1 мл толуола. Затем добавьте в каждую из них по 0,5–1,0 мл раствора брома.

Разделите каждую смесь на две части, отлив половину ее объема в чистую сухую пробирку. Одну часть каждой смеси с раствором брома оставьте стоять в штативе, другую нагрейте до кипения. Сравните скорости бромирования бензола и толуола на холоде и при нагревании.

Запишите уравнения реакций.

Опыт 11.5 Влияние катализаторов на ход бромирования

Опыт проводят параллельно с бензолом и толуолом. В сухой пробирке смешайте 2–3 мл исследуемого углеводорода с равным объемом раствора брома и разделите смесь на четыре части, примерно одинаковые по объему. К трем порциям добавьте катализаторы: в первую – несколько кристаллов йода, во вторую – кусочек алюминия и в третью – маленькую щепотку железных опилок. В четвертую порцию катализатор не добавляйте. Смеси, содержащие толуол, оставьте при комнатной температуре в штативе, часто взбалтывая их. Смеси, содержащие бензол, нагрейте до начала кипения (лучше на водяной бане), затем пробирки также поставьте в штатив. Наблюдая различие в скорости и интенсивности выделения бромистого водорода, отметьте, какой из двух углеводородов бромится быстрее и как влияют различные катализаторы на скорость бромирования.

Для обнаружения влияния катализатора не только на скорость, но и на направление бромирования толуола нагрейте смеси без катализатора и с катализатором (железом) до начала кипения. Через некоторое время поднесите к пробирке с катализатором влажную индикаторную бумагу. Опишите наблюдаемые явления. Энергичное бромирование наблюдается в обоих случаях. Затем охладите обе пробирки и опустите в каждую из них конец полоски фильтровальной бумаги, свернутой жгутом, так, чтобы жидкость смочила бумагу. Вынув обе бумажки, слегка подсушите их над электроплиткой или просто на воздухе, время от времени определяя запах смоченной части бумаги. Результаты записывайте в лабораторном журнале. Бромистый водород и растворитель улетучиваются очень быстро, затем испаряется и взятый в избытке толуол. После этого можно установить резкое различие запаха обеих бумажек.

Для изучения влияния катализатора на направление бромирования бензола налейте в пробирку 1 мл бензола, 1 мл раствора брома и добавьте немного железных опилок. Пробирку нагрейте на водяной бане и через некоторое время поднесите влажную индикаторную бумагу. Опишите, что происходит. После охлаждения реакционной смеси погрузите в нее полоску фильтровальной бумаги, а затем выньте и подсушите на воздухе. Отметьте, отличается ли она по запаху от бензола.

Запишите уравнения соответствующих реакций.

Опыт 11.6. Нитрование бензола

В пробирке смешайте 2 мл концентрированной азотной кислоты и 3 мл концентрированной серной кислоты. Полученную нитрующую смесь охладите и к ней, при постоянном охлаждении и осторожном встряхивании, добавьте 2 мл бензола. Пробирку нагрейте на водяной бане в течение 5–10 мин. Затем реакционную смесь вылейте в стакан с водой. На дне стакана соберутся тяжелые капли желтого цвета, имеющие запах горького миндаля, – нитробензол. Запишите схему данной реакции.

Опыт 11.7. Окисляемость ароматических углеводов

Налейте в две пробирки по 1 мл раствора KMnO_4 и добавьте в каждую из них по 1 мл серной кислоты.

Затем в одну из пробирок прибавьте 5–6 капель бензола, а во вторую – столько же толуола. Слабо нагрейте пробирки (до 40–50°C), за-

тем энергично встряхните их содержимое (3–4 мин). Наблюдайте постепенное изменение окраски KMnO_4 в пробирке с толуолом.

Запишите уравнение реакции.

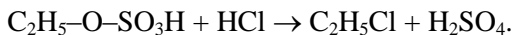
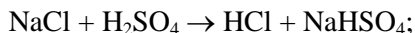
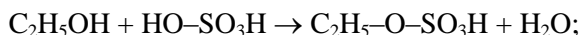
Опыт 11.8. Сравнение прочности связи –C–Cl– в бензольном ядре и боковой цепи

Налейте в две пробирки по 2 мл дистиллированной воды и добавьте в одну из них 1 каплю хлорбензола, а в другую – 1 каплю хлористого бензила. Нагрейте содержимое обеих пробирок до кипения. Затем охладите пробирки и прибавьте в них по 2 капли раствора AgNO_3 . Опишите наблюдаемые явления и укажите, одинакова ли подвижность атома хлора в ядре и боковой цепи. Запишите уравнения реакций.

Опыт 11.9. Получение хлористого этила

В пробирку насыпьте мелкие кристаллы хлорида натрия (слой высотой 1 мм), затем добавьте 3 капли этилового спирта, 3 капли концентрированной серной кислоты и нагрейте смесь в пламени спиртовки. Время от времени подносите отверстие пробирки к пламени спиртовки. Выделяющийся хлористый этил загорается, образуя характерное колечко, окрашенное в зеленый цвет.

Химизм процесса можно описать следующими уравнениями реакций:



Хлористый этил – это газ, который легко сгущается в жидкость при $T_{\text{кип}} = 12,4^\circ\text{C}$.

Опыт 11.10. Цветная реакция на хлороформ

В пробирку влейте 5 капель 1%-ного раствора резорцина, 10 капель раствора гидроксида натрия и 5 капель хлороформа. Смесь нагрейте. Отметьте изменение окраски.

Контрольные вопросы и задания

1. Какие углеводороды называют ароматическими? Рассмотрите их классификацию, номенклатуру, изомерию.
2. Охарактеризуйте электронное строение молекулы бензола.
3. Какими химическими свойствами отличаются соединения ароматического ряда от соединений с открытой углеродной цепью?
4. Приведите возможные способы синтеза бензола и его гомологов, исходя из небензольных соединений.
5. Разберите механизм реакции электрофильного замещения в ароматическом ряду на примере хлорирования бензола.
6. В чем заключается ориентирующий эффект заместителей первого и второго ряда с точки зрения электронной теории?
7. Какие продукты образуются при окислении толуола, *o*- и *n*-ксилолов, этилбензола?
8. Охарактеризуйте применение природных источников углеводов в производстве продовольственных и непродовольственных товаров.
9. Проиллюстрируйте проявление закона единства и борьбы противоположностей на молекуле толуола.
10. Назовите способы получения галогенпроизводных углеводов и охарактеризуйте их свойства.

Лабораторная работа 12 СПИРТЫ И ИХ ПРОИЗВОДНЫЕ

Цели работы – углубить и закрепить знания о химических свойствах спиртов, обусловленных их строением, а также отличительные свойства спиртов от фенолов; развить понятие о взаимном влиянии атомов в молекуле на примере спиртов генетической связи между органическими соединениями на примере превращения предельных углеводов в спирты.

Материальное обеспечение

Этиловый, бутиловый, изоамиловый спирты, глицерин, безводный сульфат меди CuSO_4 или медный купорос, 2Н растворы сульфата меди CuSO_4 и серной кислоты, 10%-ный раствор соляной кислоты, концентрированные соляная и серная кислоты, концентрированный раствор аммиака, 0,5Н растворы нитрата серебра AgNO_3 , перманганата

калия KMnO_4 , бихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, 2Н раствор гидроксида натрия, раствор йода I_2 в йодистом калии KI , оксид меди (II) CuO , фенолфталеин, лакмус, медная проволока, песок, кристаллический йод.

Штативы с пробирками, спиртовка, кипятильные камешки, фарфоровые чашки или тигли.

Экспериментальная часть

Опыт 12.1. Растворимость спиртов в воде и их кислотный характер

В сухую пробирку внесите 1 мл этанола. По каплям добавьте к спирту 1 мл воды. Раствор этанола разделите на две пробирки и добавьте в первую 1–2 капли раствора лакмуса, во вторую – столько же раствора фенолфталеина. Опыт повторите с изоамиловым спиртом. На основании проведенных наблюдений сделайте вывод о растворимости в воде предложенных спиртов с объяснением причины.

Отметьте, изменяется ли окраска индикаторов. Сделайте вывод о кислотном характере водного раствора этанола. Объясните наблюдаемые явления. Напишите соответствующее уравнение реакции.

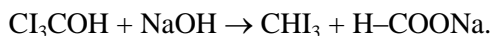
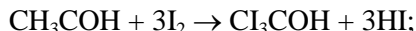
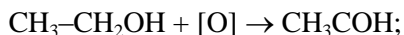
Опыт 12.2. Окисление этанола оксидом меди (II)

В пламени спиртовки сильно прокалите медную проволоку, имеющую на конце петлю. Затем опустите ее в пробирку с 1 мл этанола. Отметьте, какого цвета становится медная проволока после прокаливания и почему. Напишите уравнение реакции.

Опыт 12.3. Образование йодоформа из спирта

В пробирке смешайте 0,5 мл этанола, 3–4 капли раствора йода в йодистом калии и столько же раствора щелочи. Смесь чуть подогрейте (можно даже рукой), появляется белая взвесь со стойким характерным запахом йодоформа. Если взвесь исчезает, добавьте к еще теплomu раствору 2–3 капли раствора йода. Через несколько минут при охлаждении выпадают кристаллы. Напишите уравнение реакции. Определите цвет выпавших в осадок кристаллов и укажите, можно ли данную реакцию назвать качественной реакцией на спирты.

Химизм процесса можно описать следующими уравнениями реакций:



Опыт 12.4. Обнаружение воды в спирте и обезвоживание спирта

В фарфоровой чашке или тигле нагрейте на пламени горелки 0,5 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, перемешивая соль медной проволочкой до исчезновения голубой окраски и прекращения выделения паров воды. Остывший белый порошок пересыпьте в сухую пробирку и добавьте в нее 2 мл этилового спирта. При встряхивании и слабом нагревании пробирки белый порошок окрашивается в голубой цвет. Таким образом получают безводный этиловый спирт.

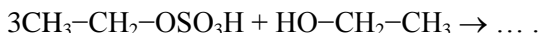
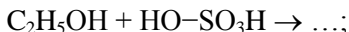
Ответьте на следующие вопросы:

- Для чего можно использовать данную реакцию?
- Какие еще реагенты можно для этого применять? Как их называют?
- Можно ли для обезвоживания использовать концентрированную серную кислоту?
- Можно ли обнаружить воду в спирте-ректификате?

Опыт 12.5. Образование диэтилового эфира

В сухой пробирке смешайте 1 мл этилового спирта и 1 мл концентрированной серной кислоты. Внесите в смесь кипятыльный камешек и нагрейте ее до начала кипения. Затем удалите нагретую пробирку из пламени горелки и осторожно добавьте в нее 5–6 капель этилового спирта. Встряхните пробирку и осторожно понюхайте продукт реакции. После этого нагрейте пробирку, подожгите выделяющийся газ и отметьте цвет пламени.

Закончите следующие уравнения реакций:

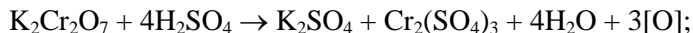


Опыт 12.6. Окисление этилового спирта бихроматом калия

Смешайте в пробирке 2 мл бихромата калия, 1 мл раствора серной кислоты и 0,5 мл этилового спирта. Осторожно нагрейте смесь.

Реакция окисления обнаруживается по изменению окраски смеси и характерному фруктовому запаху ацетальдегида.

Химизм процесса можно описать следующими уравнениями реакций:



Опыт 12.7. Окисление спиртов перманганатом калия

Налейте в пробирку по 5 капель спирта, раствора перманганата калия и концентрированной серной кислоты. Если изменения окраски не происходит, слегка подогрейте раствор. Понюхайте его. Обратите внимание на запах и сравните его с запахом паров в предыдущем опыте. Напишите уравнение реакции.

Опыт 12.8. Взаимодействие спиртов с концентрированной соляной кислотой

В пробирки поместите по 3–4 капли этилового, изоамилового, бутилового спирта и добавьте по 0,5–1,0 мл концентрированной соляной кислоты. Отметьте наблюдаемые изменения в растворах и время их появления. Напишите уравнения реакций.

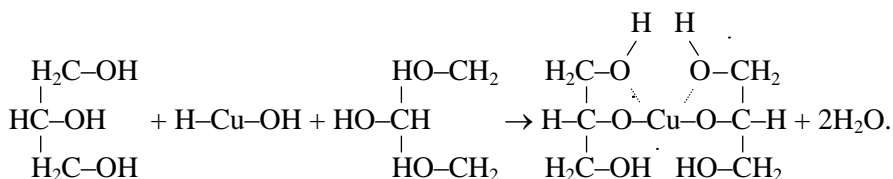
Опыт 12.9. Отношение многоатомных спиртов к йоду

В пробирку налейте 0,5 мл глицерина и опустите кристаллик йода. Опишите наблюдаемое явление. Напишите уравнение реакции.

Опыт 12.10. Взаимодействие глицерина с гидроксидом меди (II)

Поместите в пробирку 0,5 мл раствора сульфата меди (II), 0,5 мл раствора гидроксида натрия и перемешайте. К образовавшемуся голубому студенистому осадку гидроксида меди (II) добавьте 3–4 капли глицерина и взболтайте содержимое пробирки. Наблюдайте растворение осадка $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и появление синей окраски раствора.

Химизм процесса можно описать следующей схемой:



С увеличением в молекуле спирта числа гидроксильных групп степень ионизации атомов водорода этих групп возрастает (константа ионизации глицерина в водном растворе близка к $7 \cdot 10^{-15}$), в результате чего увеличивается кислотный характер спирта.

Глицерин легко образует глицераты с гидроокисями тяжелых металлов, в том числе с гидроксидом меди (II). При этом образуются внутрикомплексные соединения (хелаты). Комплексные соединения с металлами образуют и другие многоатомные спирты.

Контрольные вопросы и задания

1. Какие вещества называются спиртами? Рассмотрите классификацию и номенклатуру спиртов. Приведите примеры.
2. Напишите все возможные изомеры спиртов для состава $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$. Назовите их по международной номенклатуре.
3. Напишите структурные формулы следующих соединений: пропанол-2; 2-метилпентанол-3; 5-метилгептанол-3; 4-хлорпентанол-2; 2,3-диметилбутанол-2.
4. Приведите методы синтеза предельных одноатомных спиртов.
5. Охарактеризуйте химические свойства предельных одноатомных спиртов.

6. Напишите уравнения реакций взаимодействия 2-пропанола с металлическим натрием, хлористым водородом, уксусной кислотой, 5-хлористым фосфором.

7. Напишите уравнения реакции получения глицерина из жиров.

8. Как получить этиленгликоль из этилена, а глицерин – из пропилена и ацетилена?

9. Напишите наиболее характерные химические реакции для 2- и 3-атомных спиртов.

10. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно отличить друг от друга этанол, глицерин и фенол.

Лабораторная работа 13 **ФЕНОЛЫ, НАФТОЛЫ. АРОМАТИЧЕСКИЕ СПИРТЫ**

Цели работы – изучить некоторые физические и химические свойства фенолов; оценить взаимное влияние гидроксильной группы и бензольного ядра; отметить качественные реакции на фенолы.

Материальное обеспечение

Фенол, пирокатехин, резорцин, гидрохинон, пирогаллол, α - и β -нафтолы, ацетилсалициловая кислота (аспирин), концентрированные азотная, соляная и серная кислоты, 2Н растворы гидроксида натрия NaOH и серной кислоты H_2SO_4 , бромная вода, 40%-ный раствор формальдегида (формалин), 1%-ный раствор хлорида железа (III) $FeCl_3$, 10%-ный раствор аммиака, 10%-ный раствор карбоната натрия Na_2CO_3 , 1%-ный раствор перманганата калия $KMnO_4$ (свежеприготовленный), этиловый спирт, фенолфталеин, универсальная индикаторная бумага.

Фарфоровые чашки, водяная баня, штативы с пробирками, химические стаканы, газоотводные трубки с пробками, спиртовки, предметные стекла, термометр.

Примечание – При работе с фенолом нельзя допускать его попадания на кожу, так как он вызывает ожоги. Если это случилось, необходимо обильно промыть пораженное место теплой водой.

Экспериментальная часть

Опыт 13.1. Растворимость и кислотный характер фенолов и нафтолов

К 0,3–0,5 г исследуемого фенола и нафтола добавьте 4–5 мл воды и встряхните. Если вещества не растворяются полностью, нагрейте смесь до кипения, затем охладите. Отметьте, какие из взятых фенолов и нафтолов хорошо растворимы в воде, какие – плохо. Определите рН растворов с помощью универсальной индикаторной бумаги и фенолфталеина.

Сделайте вывод о том, как влияет на растворимость фенолов и нафтолов увеличение числа гидроксильных групп и их взаимное расположение в бензольном ядре. Обратите внимание на наиболее резко выраженный кислотный характер у нафтолов и их малую растворимость в воде. Сохраните растворы для опыта 13.7.

Опыт 13.2. Получение и разложение фенолятов и нафтолятов натрия

Налейте в две пробирки по 1 мл воды и добавьте в одну из них 0,1–0,2 г фенола, а в другую – столько же β -нафтола. Затем добавьте в обе пробирки по 5–6 капель раствора гидроксида натрия до полного растворения фенола и нафтола. К полученным прозрачным растворам прибавьте по 8–10 капель серной кислоты. Наблюдайте образование осадков. Напишите уравнения реакций образования и разложения фенолята и нафтолята натрия. Аналогичные опыты проводят с другими фенолами и нафтолами: α -нафтолом, резорцином, гидрохиноном и др.

Опыт 13.3. Бромирование фенола

Поместите в пробирку 1 мл воды и 1–2 капли раствора фенола. Затем прибавьте в нее по каплям бромную воду. При этом наблюдается быстрое исчезновение окраски брома и образование мути или осадка 2,4,6-трибромфенола с характерным запахом. Напишите уравнение реакции.

Опыт 13.4. Окисление фенола перманганатом калия

В пробирку налейте 5 капель водного фенола, 3–5 капель карбоната натрия Na_2CO_3 и 10 капель перманганата калия KMnO_4 . Встряхните пробирку с раствором и отметьте происходящие изменения. Напишите уравнение реакции.

Опыт 13.5. Сульфирование фенола

В двух пробирках смешайте несколько кристаллов фенола с 2–3 каплями концентрированной серной кислоты и встряхните их до растворения. Одну из пробирок нагрейте на кипящей водяной бане 2–3 мин. Содержимое пробирок *осторожно* вылейте в пробирки с 2 мл холодной воды. Опишите наблюдаемые явления. Объясните происходящее и составьте уравнение реакции. Отметьте, в какое положение идет замещение на сульфогруппу и к какому типу относится данная реакция.

Опыт 13.6. Нитрование фенола

Приготовьте нитрующий реагент, смешивая 0,5 мл концентрированной азотной кислоты с таким же объемом воды. В другой пробирке растворите несколько кристаллов фенола в 0,5 мл воды. Разбавленную азотную кислоту по каплям при встряхивании и охлаждении добавляйте к раствору фенола. Долейте в пробирку еще 0,5 мл воды и закройте ее пробкой с газоотводной трубкой. Осторожно нагревая содержимое пробирки до кипения, перегоните часть жидкости с *орто*-нитрофенолом в сухую чистую пробирку (не допускайте перебрасывания жидкости!). *Орто*-нитрофенол при охлаждении образует желтые кристаллы с характерным запахом горького миндаля. В реакционной пробирке остается *пара*-изомер.

Составьте уравнение реакции нитрования фенола. Укажите, почему возможно разделение изомеров нитрофенолов и чем это объясняется. Сравните условия нитрования фенола и бензола.

Опыт 13.7. Цветные реакции фенолов и нафтолов

К 5–6 каплям каждого из исследуемых растворов фенолов добавьте по 1,0–1,5 мл воды и затем по 3–5 капель хлорида железа (III) FeCl_3 .

Наблюдайте образование окрашенных комплексных соединений фенолов с раствором FeCl_3 , отметьте цвета соединений.

Фенолы и многие более сложные соединения, содержащие фенольный гидроксил, дают с хлоридом железа (III) интенсивное окрашивание того или иного цвета, характерное для данного фенола, которое является результатом образования комплексных фенолятов Fe^{3+} .

Опыт 13.8. Индофеноловая проба

В пробирку поместите 1 каплю раствора фенола, 3 капли 10%-ного раствора аммиака и 3 капли свежеприготовленной бромной воды. Через несколько минут в отраженном свете наблюдают появление постепенно усиливающегося синего окрашивания раствора, обусловленного образованием индофенола. Индофеноловая проба также используется для идентификации фенолов.

Опыт 13.9. Гидролиз ацетилсалициловой кислоты

В двух пробирках растворите несколько кристаллов ацетилсалициловой кислоты в 1 мл воды. Одну из них осторожно доведите до кипения и кипятите в течение 1–2 мин.

К растворам в обеих пробирках добавьте 2–3 капли раствора хлорида железа (III) FeCl_3 . Объясните изменения окраски при добавлении раствора хлорида железа (III). Напишите уравнение реакции. Укажите, к какому типу относится данная реакция.

Опыт 13.10. Получение фенолоформальдегидных смол

В пробирку поместите несколько кристаллов фенола и 1 мл раствора формальдегида. Смесь нагрейте до растворения фенола.

Через 3 мин к раствору добавьте 5 капель концентрированной соляной кислоты и продолжайте нагревание до расслоения смеси.

Затем пробирку поместите в стакан с холодной водой. После образования четкой границы между слоями слейте воду и быстро вылейте смолу на предметное стекло. Испытайте образовавшуюся смолу на растворимость в спирте. Небольшое количество смолы нагрейте в

фарфоровой чашке до затвердевания. Испытайте растворимость в спирте затвердевшей смолы.

Ответьте на следующие вопросы:

- Какое строение полимера (линейное или сетчатое) имеет смола?
- Как называется полученная смола? Напишите схему ее образования.
- Какой тип реакции лежит в основе получения смолы?
- Какова растворимость в спирте полученной смолы до и после затвердевания?

Контрольные вопросы и задания

1. Сравните химические свойства и реакционную способность спиртов и фенолов.

2. Какие типы реакций характерны для фенолов? Каково взаимное влияние групп в феноле?

3. Каково отношение фенолов к окислителям?

4. Какие реакции можно считать качественными на фенолы?

5. Какие соединения называются фенолами, а какие – ароматическими спиртами? Объясните отличительность свойств спиртового и фенольного гидроксидов.

6. Как исходя из бензола можно синтезировать *o*-нитрофенол и *m*-нитрофенол?

7. Напишите уравнение реакции поликонденсации фенола с формальдегидом.

8. На примере превращения углеводов в спирты покажите генетическую связь между органическими соединениями.

9. Проиллюстрируйте проявление закона единства и борьбы противоположностей на примере взаимного влияния атомов в молекуле фенола.

10. Охарактеризуйте значение спиртов и фенолов в производстве непродовольственных и продовольственных товаров.

Лабораторная работа 14 АЛЬДЕГИДЫ И КЕТОНЫ АЛИФАТИЧЕСКОГО И АРОМАТИЧЕСКОГО РЯДОВ

Цели работы – изучить химические свойства альдегидов и кетон, их качественные реакции; овладеть экспериментальными методами получения этих соединений.

Материальное обеспечение

Этиловый спирт, медная спираль, уксусный, муравьиный и бензойный альдегиды, ацетон, кристаллический бихромат калия $K_2Cr_2O_7$, 2Н раствор серной кислоты, ледяная уксусная кислота, 0,1Н раствор гидроксида натрия NaOH, аммиачный раствор оксида серебра $[Ag(NH_3)_2]OH$, раствор йода I_2 в йодистом калии KI, раствор брома в 4-хлористом углеводе, 5%-ный раствор сульфата меди $CuSO_4$, 10%-ный раствор нитропруссиды натрия (свежеприготовленный), Фелинг I (сульфат меди в водном растворе), Фелинг II (виннокислый калий-натрий в водно-щелочном растворе).

Штативы с пробирками, газоотводные трубки, штатив лабораторный металлический, спиртовки, стаканы, спички.

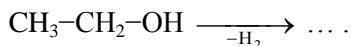
Экспериментальная часть

Опыт 14.1. Получение уксусного альдегида. Образование ацетальдегида путем дегидрирования спирта

Налейте в пробирку 2 мл этилового спирта и 2 мл воды. Затем возьмите тигельными щипцами медную спираль и накалите ее в пламени горелки докрасна. Раскаленную окисленную медную спираль быстро опустите в пробирку со спиртом. Повторите эту операцию 2 раза.

Обратите внимание на запах образовавшегося альдегида. Полученный раствор альдегида сохраните для следующих опытов.

Закончите следующие уравнения реакций:



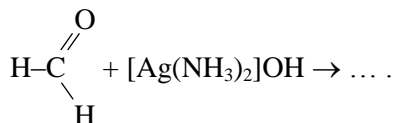
Опыт 14.2. Образование ацетальдегида при окислении спирта

В пробирку с газоотводной трубкой насыпьте 0,5 г бихромата калия, а затем добавьте 2 мл разбавленной серной кислоты и 2 мл спирта, смесь встряхните. Наблюдается разогревание и изменение окраски смеси. Закрепите пробирку наклонно в лапке штатива и присоедините газоотводную трубку, конец которой погрузите почти до конца другой пробирки-приемника, содержащей 2 мл холодной воды. Приемник поместите в стакан с холодной водой. Осторожно нагрейте реакционную смесь пламенем спиртовки, регулируя равномерное кипение смеси, избегая переброса. В течение 2–3 мин объем жидкости в приемнике увеличивается почти вдвое, после чего прекратите нагревание. Определите запах отгона в приемнике. Раствор используют для последующих опытов.

Опыт 14.3. Окисление альдегидов аммиачным раствором оксида серебра (реакция «серебряного зеркала»)

Налейте в две чистые пробирки по 1 мл свежеприготовленного раствора $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ и добавьте в каждую из них по 1 мл формальдегида. Затем в одну из пробирок добавьте 1–2 капли щелочи. Встряхните пробирки и нагрейте их на водяной бане. Отметьте, в какой из пробирок изменения наблюдаются раньше и почему.

Закончите следующее уравнение реакции:

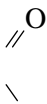


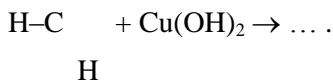
Опыт 14.4. Восстановление альдегидами соединений меди (II)

Налейте в пробирку 0,5–1,0 мл раствора муравьиного (или уксусного) альдегида и добавьте в нее 0,5–1,0 мл раствора щелочи и несколько капель (до образования осадка) раствора сульфата меди (II).

Перемешайте содержимое пробирки и нагрейте ее на водяной бане. Отметьте, как меняется цвет осадка.

Закончите следующие уравнения реакций:





Опыт 14.5. Конденсация ацетальдегида в щелочной среде

К 1–2 мл раствора ацетальдегида добавьте половину объема разбавленного раствора щелочи и медленно нагрейте смесь до начала кипения. Отметьте происходящие изменения при выделении на дне пробирки полужидкой «альдегидной смолы». Напишите уравнение реакции.

Опыт 14.6. Взаимодействие альдегидов с реактивом Фелинга

Опыт проводят параллельно с формальдегидом и бензальдегидом. Смешайте в пробирке равные объемы Фелингов I и II. Полученный реактив разделите на две части и в каждую добавьте карбонильное соединение. Верхнюю часть содержимого каждой пробирки нагрейте в пламени спиртовки до начала кипения. Сделайте вывод о границах применения данной реакции. Напишите уравнение реакции.

Опыт 14.7. Окисление бензойного альдегида

Одну каплю бензойного альдегида (бензальдегида) поместите на стекло и оставьте на воздухе. Через некоторое время в капле образуются кристаллы бензойной кислоты. Напишите уравнения реакций.

В чистую пробирку внесите 1 мл аммиачного раствора оксида серебра, 1–2 капли бензальдегида и 1 каплю раствора NaOH. Смесь нагрейте на водяной бане. Отметьте происходящие изменения. Напишите уравнения реакций.

Опыт 14.8. Взаимодействие бензойного альдегида со щелочью (реакция Канниццаро)

В пробирку поместите 5 капель бензойного альдегида и добавьте при встряхивании 3 капли раствора щелочи. Опишите наблюдаемые

изменения. Напишите уравнение реакции образования из раствора кристаллов бензоата натрия.

Для ароматических альдегидов характерна реакция, заключающаяся в том, что под действием концентрированной щелочи две молекулы альдегида вступают друг с другом в окислительно-восстановительное взаимодействие: одна молекула окисляется в кислоту, другая восстанавливается в спирт. Эта реакция является частным случаем реакции сложноэфирной конденсации.

Опыт 14.9. Образование йодоформа из альдегидов и кетонов

К 1–2 мл разбавленного водного раствора исследуемых альдегидов и кетонов добавьте 1 мл раствора йода и затем несколько капель раствора щелочи до исчезновения окраски. В некоторых растворах немедленно и без нагревания образуется желтый осадок йодоформа с характерным запахом.

Опыт 14.10. Бромирование ацетона

Примечание – Опыт следует проводить в вытяжном шкафу.

В сухую пробирку налейте 0,5 мл раствора брома в CCl_4 и добавьте каплю ацетона. Ярко окрашенная бромом жидкость при осторожном подогревании внезапно обесцвечивается, и выделяется бромистый водород, легко обнаруживаемый лакмусовой бумажкой. Полученной бесцветной жидкостью смочите полоску фильтровальной бумаги и дайте растворителю почти полностью испариться, обнаруживается характерный запах образовавшегося бромацетона. Остатки бромацетона в пробирке уничтожьте раствором щелочи.

Опыт 14.11. Взаимодействие ацетона с нитропруссидом натрия

В пробирку с небольшим количеством воды прибавьте ацетон, нитропруссид натрия и гидроксид натрия. Опишите наблюдаемое изменение. При взбалтывании к реакционной смеси добавьте уксусную кислоту и вновь отметьте окраску раствора.

Реакция с нитропруссидом натрия протекает только с теми альдегидами и кетонами жирного ряда, у которых альдегидная или кетогруппа непосредственно связана по меньшей мере с одной группой, состоящей из углерода и водорода. Последняя может быть связана с замещенным углеводородным радикалом. Однако изовалериановый альдегид не подчиняется этой закономерности и в реакцию не вступает; *n*-валериановый альдегид реагирует нормально. Галогенозамещенные кетоны также реагируют положительно.

Если ароматическое соединение содержит в ядре только группы $-\text{CHO}$ или $>\text{CO}$, реакция не идет. Но если в ароматическом ядре имеется еще алифатический углеводородный радикал (например, $\text{C}_3\text{H}_7\text{C}_6\text{H}_4\text{CHO}$), то реакция идет. Это правило соблюдается также в тех случаях, когда с ароматическим ядром связана длинная боковая цепь, содержащая альдегидную или кетогруппу, например $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}=\text{CHCHO}$.

Формальдегид, глиоксаль, бензальдегид, *o*-оксибензальдегид, ванилин, бензофенон, нафтилфенилкетон не дают этой реакции. Поведение формальдегида и глиоксаля кажется удивительным. Кетоны с длинной углеродной цепью также не вступают в реакцию с нитропруссидом натрия.

Контрольные вопросы и задания

1. Какие соединения называются альдегидами, а какие – кетонами? Рассмотрите их классификацию, номенклатуру.
2. Объясните строение карбонильной группы, природу углерод-кислородной двойной связи.
3. Напишите структурные формулы изомерных альдегидов состава $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$. Назовите их.
4. Какие реакции характерны для альдегидов? Напишите их на примере уксусного альдегида.
5. Какие соединения образуются при окислении 3-метил-2-бутанона?
6. Какие соединения образуются при гидратации по Кучерову ацетилен, этилацетилен?
7. Сравните реакционную способность карбонильных групп в ацетальдегиде, ацетоне, хлорале.
8. Напишите уравнения реакций альдольной и кротоновой конденсации для пропионового альдегида.

9. Какими реакциями можно отличить альдегиды от кетонов? Приведите примеры.

10. Проиллюстрируйте взаимосвязь общего и особенного на примере гомологических рядов предельных альдегидов и кетонов.

Лабораторная работа 15 **КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ И ИХ ПРОИЗВОДНЫЕ**

Цель работы – изучить способы получения, физические и химические свойства, применение карбоновых кислот и их производных.

Материальное обеспечение

Органические кислоты – муравьиная, уксусная, стеариновая, щавелевая, янтарная, молочная, винная, лимонная, бензойная, салициловая; универсальная индикаторная бумага, цинк, магниевые стружки, оксид меди (II) CuO (порошок), ацетат натрия CH_3COONa кристаллический, бензин, хлороформ, этиловый спирт, 10%-ный раствор H_2SO_4 , 0,5%-ный раствор KMnO_4 , ледяная уксусная кислота, концентрированная серная кислота H_2SO_4 , насыщенный раствор NaCl , 10%-ный раствор карбоната натрия Na_2CO_3 , бромная вода, 1%-ный раствор хлорида железа (III) FeCl_3 , раствор фенола, 0,1N раствор едкого калия KOH , 5%-ный раствор сульфата меди CuSO_4 , 20%-ный раствор ацетата натрия CH_3COONa , 2N и 30%-ные растворы гидроксида натрия NaOH , растительное масло, животный жир, мыло, жидкое и твердое синтетические моющие средства (СМС).

Штативы с пробирками, изогнутые газоотводные трубки, пипетки, спиртовки, спички.

Экспериментальная часть

Опыт 15.1. Растворимость карбоновых кислот в воде. Сравнение степени их ионизации

В пробирки налейте по 3–4 мл дистиллированной воды и добавьте в них по 0,5 мл жидкой или 0,5 г твердой карбоновой кислоты: в первую – муравьиную, во вторую – уксусную, в третью – стеариновую, в четвертую – щавелевую, в пятую – янтарную, в шестую – молочную, в седьмую – винную. Перемешайте содержимое пробирок. От-

метьте, какие из кислот хорошо растворимы в воде, а какие – плохо. Проверьте растворимость последних при нагревании.

Объясните, как зависит растворимость кислот в воде от следующих факторов:

- наличия в их молекулах полярных групп;
- величины углеводородного радикала.

Нанесите по капле полученные растворы кислот на универсальную индикаторную бумагу и сравните их цвет с окраской на шкале. Запишите pH растворов. Ответьте на следующие вопросы:

- Какие из взятых кислот можно отнести к кислотам средней силы, а какие – слабой?
- Как связана ионизация кислот с их строением и величиной радикала?

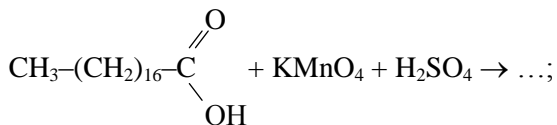
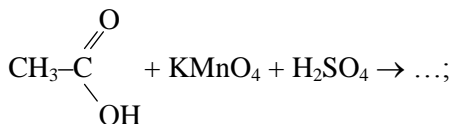
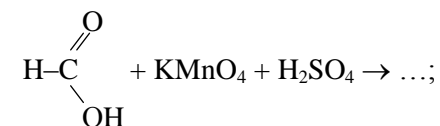
Растворы кислот сохраните для следующего опыта.

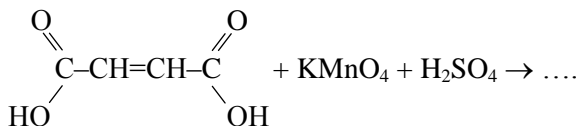
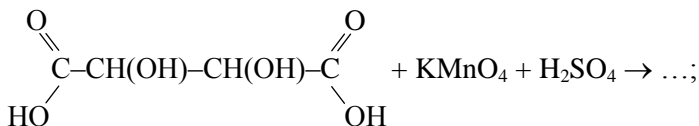
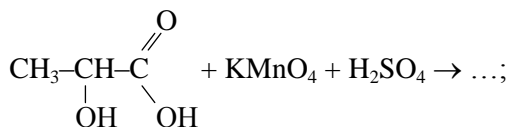
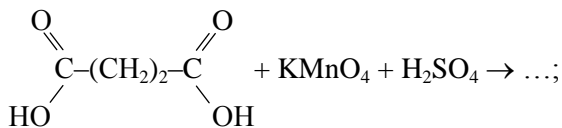
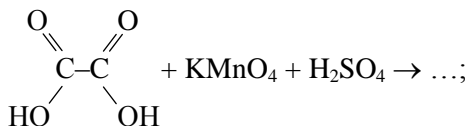
Опыт 15.2. Различие в окисляемости органических кислот

Отметьте, в каких пробирках наблюдается изменение окраски раствора KMnO_4 вследствие восстановления иона MnO_4^- в Mn^{2+} . Ответьте на следующие вопросы:

- Какие кислоты легко окисляются раствором KMnO_4 ?
- Как связана окисляемость кислот с их строением?

Закончите уравнения реакций окисления в случае тех кислот, у которых она протекает в указанных в опыте условиях. Дайте нужные объяснения:





Опыт 15.3. Получение и свойства уксусной кислоты и ее солей

Получение уксусной кислоты. В пробирку поместите 0,5 г ацетата натрия и добавьте 1–2 мл концентрированной серной кислоты. Пробирку закройте пробкой с газоотводной трубкой и осторожно нагрейте реакционную смесь в пламени спиртовки. Образующуюся уксусную кислоту определите по запаху (нюхать осторожно!) и по изменению цвета влажной универсальной индикаторной бумаги, поднесенной к концу газоотводной трубки. Напишите уравнение реакции получения уксусной кислоты из ацетата натрия.

Взаимодействие уксусной кислоты с карбонатом натрия. В пробирку к 1–2 мл 10%-ного раствора карбоната натрия добавьте 1 мл ледяной уксусной кислоты. Наблюдайте за изменениями реагирующих веществ. Напишите уравнение реакции.

Взаимодействие уксусной кислоты с оксидом меди (II). В пробирку внесите 0,1–0,2 г оксида меди (II) и 2 мл уксусной кислоты, а затем осторожно нагрейте ее в пламени спиртовки. Отметьте изменение окраски раствора. Напишите уравнение реакции образования ацетата меди.

Взаимодействие уксусной кислоты с металлами. В две пробирки налейте по 1–2 мл уксусной кислоты. В одну пробирку добавьте стружки магния, а в другую – кусочки цинка. Опишите наблюдаемые изменения. Если с цинком реакция протекает медленно, то реакционную смесь нагрейте.

Взаимодействие уксусной кислоты с основаниями. Поместите в пробирку 1 мл раствора гидроксида натрия и прибавьте несколько капель фенолфталеина. Объясните изменение окраски раствора. Затем в пробирку по каплям прибавляйте раствор уксусной кислоты до обесцвечивания раствора. Отметьте, чем вызвано исчезновение окраски раствора. Напишите уравнение соответствующей реакции.

Отношение уксусной кислоты к действию окислителей. В пробирку налейте 0,5 мл (5–6 капель) ледяной уксусной кислоты, 2,5 мл 5%-ного раствора серной кислоты и 5 мл 1%-ного раствора перманганата калия. Реакционную смесь перемешайте. Отметьте, происходит ли изменение окраски раствора. Сделайте вывод об отношении уксусной кислоты к действию окислителей.

Образование и гидролиз ацетата железа (III). В пробирку налейте 5–7 капель 20%-ного раствора ацетата натрия и добавьте 5–7 капель 3%-ного раствора хлорида железа (III). Наблюдайте появление окрашивания вследствие образования растворимого ацетата железа (III). Опишите окраску раствора и приведите уравнение реакции.

Полученный раствор прокипятите и опишите наблюдаемые явления. Приведите уравнение реакции гидролиза ацетата железа. Эту реакцию применяют для удаления ионов трехвалентного железа из раствора.

Опыт 15.4. Получение уксусноэтилового эфира

В две сухие пробирки налейте по 2 мл этилового спирта и прибавьте в каждую из них по 2 мл ледяной уксусной кислоты. Затем в одну из пробирок добавьте 0,5 мл (5–6 капель) серной кислоты. Встряхните пробирки и поместите их на 10 мин в водяную баню, нагретую до 70°C.

Охладите пробирки, добавьте в каждую из них по 2 мл воды и 3–4 мл раствора хлорида натрия и перемешайте содержимое пробирок.

Отметьте, в какой из пробирок объем эфирного слоя больше. Напишите уравнение реакции.

Опыт 15.5. Свойства бензойной и салициловой кислот

Растворимость бензойной и салициловой кислот. Поместите в две пробирки по 0,05 г бензойной и салициловой кислот и добавьте в них по 5–6 мл воды. Встряхните пробирки. Отметьте, хорошо ли растворимы эти кислоты в воде. Проверьте, какая из них лучше растворима. Определите рН растворов. Дайте объяснение наблюдаемым явлениям.

Взаимодействие бензойной и салициловой кислот с бромом. Налейте в две пробирки по 1 мл раствора бензойной и салициловой кислот и добавьте в них по 5–6 капель бромной воды. Отметьте, в какой из пробирок протекает быстрое обесцвечивание окраски брома и почему. Напишите уравнение реакции.

Взаимодействие бензойной и салициловой кислот с хлоридом железа (III). К 0,5–1,0 мл водного раствора каждой из исследуемых кислот добавьте по несколько капель раствора FeCl_3 . В одной из пробирок появляется интенсивное фиолетовое окрашивание, которое не исчезает при добавлении равного объема спирта. Напишите уравнение реакции.

Сравнение окисляемости бензойной и салициловой кислот. К 0,5–1,0 мл раствора каждой из исследуемых кислот добавьте равный объем раствора карбоната натрия и по 2–3 капли раствора перманганата калия. Встряхните содержимое пробирок. Отметьте изменение окраски раствора KMnO_4 в пробирке с раствором салициловой кислоты. Объясните, чем обусловлены обнаруженные различия в свойствах бензойной и салициловой кислот.

Опыт 15.6. Свойства оксикислот

Свойства винной кислоты. Образование кислой и средней калиевых солей винной кислоты. Налейте в пробирку 1 мл раствора винной кислоты и прибавьте в нее при встряхивании раствор едкого калия до образования осадка кислой соли. При добавлении избытка едкого ка-

лия наблюдается постепенное растворение осадка. Дайте объяснение этому изменению. Напишите уравнение реакции.

Качественная реакция α -оксикислот с хлорным железом. Налейте в пробирку 1,5 мл раствора хлорида железа и добавьте в нее 5–6 капель раствора фенола. Полученный темно-фиолетовый раствор разлейте в три пробирки. Затем добавьте в одну из них 0,5–1,0 мл раствора молочной кислоты, а в другую и третью пробирки – такие же количества растворов уксусной и лимонной кислот.

Отметьте, в каких пробирках появляется лимонно-желтое окрашивание, характерное для α -оксикислот. Напишите формулы этих кислот.

Опыт 15.7. Реакции растворов мыла как солей высших карбоновых кислот

Измерение рН раствора мыла. Приготовьте раствор мыла и определите его рН. Укажите, почему раствор имеет щелочную реакцию. 2 мл раствора мыла в пробирке подкислите серной или соляной кислотой. Отметьте происходящие явления.

Нагрейте содержимое пробирки на водяной бане. Определите, что представляет собой маслянистый слой. К растворам мыла в пробирках прибавьте растворы солей Ca^{2+} , Mg^{2+} , Cu^{2+} и водопроводную воду. Встряхните содержимое пробирок. Укажите, почему не образуется пена. Напишите уравнения реакций. Прделайте эти же опыты с раствором двух СМС.

Испытание растворов моющих средств индикатором. В трех пробирках приготовьте растворы мыла, твердого СМС и жидкого СМС. Добавьте по 2–3 капли фенолфталеина. Отметьте окраску растворов.

Характерные реакции на мыло. К пробирке, содержащей медную соль мыла, прибавьте 0,5 мл хлороформа и содержимое встряхните. Зеленая окраска хлороформного слоя указывает на присутствие мыла (медные соли алкилсульфатов, алкилсульфонатов и алкилакрилсульфонатов хлороформом не экстрагируются).

Опыт 15.8. Исследование растворимости жиров, доказательство их непердельности

В две пробирки налейте по 1 мл растительного масла, в третью пробирку поместите примерно 1 г твердого жира. Добавьте в пробирку с растительным маслом 3 мл воды. Смесь встряхните и подогрейте. Сделайте вывод об отношении жиров к воде (плотность, растворимость).

В две другие пробирки с жирами добавьте по 2–3 мл органических растворителей, встряхните содержимое в пробирках. Опишите наблюдаемые явления. Сделайте вывод о растворимости жиров в органических растворителях.

Поместите в две пробирки растительное масло. В одну из них прилейте раствор перманганата калия, в другую – бромную воду. Сильно встряхните пробирки. Опишите наблюдаемые явления. Напишите уравнения реакций взаимодействия триолеина с перманганатом калия в кислой среде и триолеина с раствором бромной воды.

Опыт 15.9. Омыление жиров щелочью в водно-спиртовом растворе

Поместите в широкую пробирку 2–3 г жира, 3 мл этилового спирта и 3 мл раствора гидроксида натрия. Перемешайте смесь и нагрейте ее на водяной бане до начала кипения. Встряхивая содержимое пробирки, оставьте ее в нагретой бане до тех пор, пока смесь не станет однородной (3–5 мин).

Для определения конца омыления в пробирку с 3–4 мл дистиллированной воды внесите несколько капель смеси и нагрейте ее. Если при этом смесь растворилась нацело, без выделения капелек жира, омыление можно считать законченным. Если же выделились капли жира, то нагревание смеси следует продолжить, а затем снова проверить полноту омыления. После достижения полноты омыления к полученной густой жидкости добавьте при перемешивании горячий насыщенный раствор поваренной соли. Наблюдайте помутнение жидкости и выделение мыла. После охлаждения отделите мыло от жидкости и используйте его для последующих опытов.

Контрольные вопросы и задания

1. Какие соединения называются карбоновыми кислотами? Объясните строение карбоксильной группы. Приведите примеры одноосновных, многоосновных, предельных и непредельных кислот. Назовите их по международной номенклатуре.

2. Напишите структурные формулы всех изомерных кислот общей формулы $C_4H_6O_2$. Укажите, какие виды изомерии имеют место в этом случае?

3. Из пропилена и неорганических реагентов получите изопропиловый эфир пропионовой кислоты. Приведите уравнения соответствующих реакций.

4. Напишите уравнения реакций, лежащих в основе промышленных способов получения высших жирных кислот как сырья для получения мыла.

5. Какие соединения относятся к ароматическим кислотам? Какова их классификация, номенклатура, изомерия? Объясните, почему салициловая кислота является более сильной, чем бензойная.

6. Какие соединения называют оксикислотами? Каковы их характерные функциональные группы и общая формула? Чем определяется активность оксикислот? Напишите структурные формулы стереоизомеров винной и яблочной кислот. Приведите примеры применения оксикислот в качестве консервантов пищевых продуктов.

7. Какие химические вещества называются жирами и какова их роль в живом организме? Какие химические параметры характеризуют свойства жиров?

8. Напишите формулы всех изомерных триглицеридов, содержащих:

- один остаток стеариновой и два остатка олеиновой кислот;
- один остаток олеиновой и два остатка линоленовой кислот;
- один остаток пальмитиновой и два остатка каприловой кислот.

Для этих же триглицеридов напишите уравнения реакций щелочного гидролиза. Каково практическое значение этих реакций?

9. В чем состоит сущность процесса прогоркания жиров? Какие типы этого процесса вам известны? Какие вещества применяются в качестве антиокислителей жиров? В чем механизм их действия?

10. Охарактеризуйте техническое значение и пищевую ценность жиров, практическое значение восков. Какие химические соединения называют фосфатидами? Назовите наиболее известные фосфатиды, напишите их структурные формулы, охарактеризуйте их биологическую роль и значение в технологии производства пищевых продуктов.

11. Какими свойствами объясняется моющая способность мыла и синтетических моющих средств? Приведите классификацию СМС.

Лабораторная работа 16. УГЛЕВОДЫ

16.1. МОНОСАХАРИДЫ

Цели работы – углубить уровень знаний студентов об особенностях строения молекул моносахаридов, их классификации, изомерии, оптических свойствах; выполнить опыты, иллюстрирующие химические свойства моносахаридов, их качественные реакции.

Материальное обеспечение

2%-ные водные растворы глюкозы и фруктозы, Фелинг I (сульфат меди в водном растворе), Фелинг II (виннокислый калий-натрий в водно-щелочном растворе), свежеприготовленный аммиачный раствор оксида серебра, 1%-ный раствор йода в растворе йодида калия, концентрированные серная и соляная кислоты, 30%-ный и 2N растворы гидроксида натрия, 2N раствор серной кислоты H_2SO_4 , бромная вода, 5%-ный раствор хлорида железа $FeCl_3$, 5%-ный раствор сульфата меди $CuSO_4$.

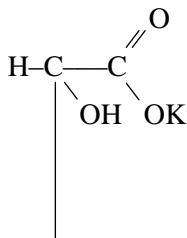
Штативы с пробирками, спиртовки, спички, фильтры, стеклянные воронки, конические колбы, водяная баня.

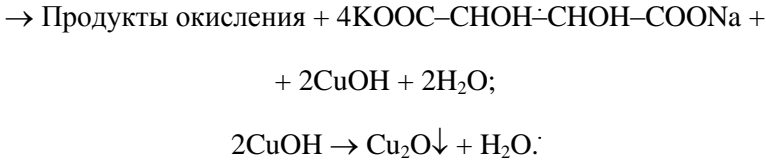
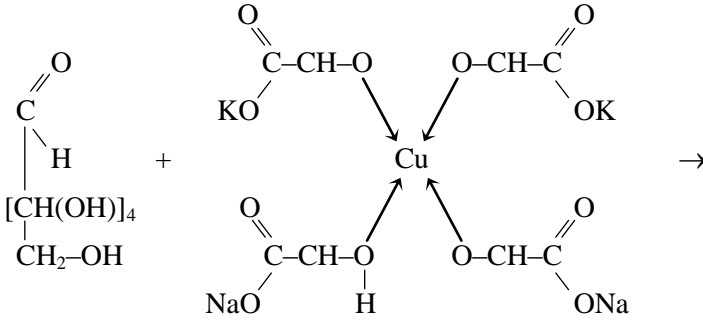
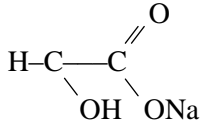
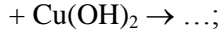
Экспериментальная часть

Опыт 16.1.1. Взаимодействие углеводов с медновиннокислым комплексом (фелинговым раствором)

Смешайте в пробирке равные объемы Фелингов I и II. Полученный тартратный комплекс меди разлейте в две пробирки и добавьте в них по 0,5 мл растворов глюкозы и фруктозы. Затем обе пробирки опустите на 2–5 мин в нагретую водяную баню. Опишите наблюдения.

Рассмотрите химизм протекающих реакций и запишите их:



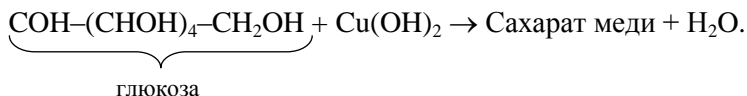


Опыт 16.1.2. Восстановление гидроксида меди (II) глюкозой в щелочном растворе (проба Троммера)

К полученному в предыдущем опыте прозрачному раствору сахара меди (II) синего цвета прибавьте несколько капель воды так, чтобы высота жидкости в пробирке составляла около 20 мм. Затем пробирку слегка наклоните и осторожно нагрейте в пламени спиртовки верхнюю часть раствора. Наблюдайте за переходами синей окраски раствора, напишите уравнения реакций. Проба Троммера используется для обнаружения восстанавливающих сахаров.

Опыт 16.1.3. Реакция на гидроксильные группы в моносахаридах. Образование сахара меди (II)

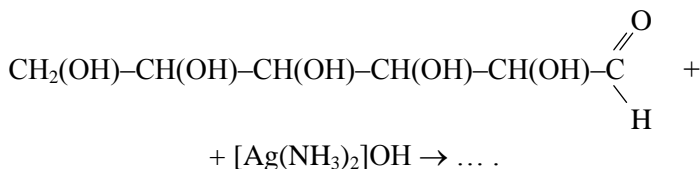
В пробирку поместите 0,5 мл 2Н раствора гидроксида натрия и 1 мл 5%-ного раствора CuSO_4 . К образовавшемуся осадку по каплям добавьте раствор глюкозы. Образующийся вначале голубой осадок гидроксида меди (II) встряхните и наблюдайте за изменениями. Напишите уравнения соответствующих реакций:



Опыт 16.1.4. Взаимодействие углеводов с аммиачным раствором оксида серебра (реакция «серебряного зеркала») – проба Толленса

В чистую пробирку налейте 0,5–1,0 мл раствора углевода и добавьте 1 мл аммиачного раствора оксида серебра. Поместите пробирку в горячую водяную баню (60–80°C) на 2–3 мин. Выделяющееся при окислении углевода металлическое серебро осаждается на стенках в виде зеркального слоя или в виде черного осадка.

Аналогичную реакцию дают и все сложные углеводы, содержащие свободную карбоксильную группу. Напишите уравнение реакции:



Данная реакция является специфической на альдозы и восстанавливающие сахара.

Опыт 16.1.5. Действие щелочей на моносахариды

Налейте в пробирку 2 мл раствора глюкозы, добавьте равный объем 30%-ного раствора гидроксида натрия и осторожно нагрейте полученный раствор в пламени спиртовки до кипения. Опишите происхо-

дящие изменения. Продолжайте нагревание и отметьте изменения в окраске раствора.

Контрольные вопросы и задания

1. Какие вещества относятся к моносахаридам? Как они классифицируются? Какие виды изомерии им характерны? Приведите примеры.

2. Дайте определение понятиям «углеводы», «альдозы», «кетозы», «альдопентозы» и «кетогексозы». Приведите примеры соединений и назовите их.

3. Что такое таутомерия и мутаротация моносахаридов? На примере *D*-глюкозы изобразите таутомерное равновесие в ее водном растворе.

4. Приведите схемы реакций, доказывающих наличие в молекуле *D*-глюкозы и *D*-фруктозы полуацетального гидроксила, пяти спиртовых гидроксильных, альдегидной и кетонной группы.

5. Напишите схемы окисления *D*-глюкозы в нейтральной, кислой и щелочной средах. Назовите продукты.

6. Напишите структурные формулы следующих соединений: α -*D*-глюкопираноза, β -*D*-глюкофураноза, α -*D*-фруктопираноза, β -*D*-галактопираноза, этил- α -*D*-глюкопиранозид, метил- β -*D*-фруктофуранозид.

7. С помощью каких качественных реакций можно обнаружить глюкозу и фруктозу в фруктовом соке?

8. Назовите виды брожения глюкозы, их технологическое и биологическое значение.

9. На примере познания сложного строения моносахаридов покажите проявление категорий диалектики – явления и сущности.

16.2. ДИ- И ПОЛИСАХАРИДЫ

Цель работы – изучить классификации полисахаридов, строение их молекул, физические и химические свойства, характерные реакции.

Материальное обеспечение

Сахароза кристаллическая, 2%-ные растворы глюкозы и сахарозы, крахмал, крахмальный клейстер, целлюлоза (вата), фильтровальная бумага, 10%-ный раствор α -нафтаола в спирте, серная кислота концен-

трированная, соляная кислота концентрированная, резорцин, гидроксид кальция, 0,05%-ный спиртовой раствор йода, 2Н раствор гидроксида натрия, 5%-ный раствор сульфата меди CuSO_4 , 2Н раствор серной кислоты, 2Н раствор соляной кислоты.

Штативы с пробирками, спиртовки, спички, водяная баня, стеклянные трубочки, фарфоровые ступки с пестиком.

Экспериментальная часть

Опыт 16.2.1. Гидролиз (инверсия) сахарозы

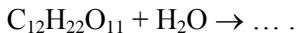
В пробирку налейте 2 мл раствора сахарозы, добавьте 0,5 мл раствора соляной кислоты и кипятите раствор 1–2 мин на пламени спиртовки. Держите пробирку как можно более наклонно и все время встряхивайте ее, чтобы не произошло выбрасывания раствора из пробирки.

Разлейте полученный раствор на две пробирки. В первую пробирку поместите крупинку резорцина, 0,5 мл концентрированной соляной кислоты и осторожно нагрейте до кипения. Опишите наблюдаемые явления.

Во вторую пробирку добавьте столько же раствора сульфата меди (II) и раствор гидроксида натрия до образования голубого осадка. Пробирку энергично встряхните и нагрейте верхнюю часть раствора до кипения. Опишите наблюдаемые явления.

Для сравнения смешайте в чистой пробирке по 2 мл раствора сахарозы и сульфата меди (II), добавьте 3 мл гидроксида натрия и нагрейте смесь. Отметьте, наблюдается ли образование оксида меди (I) и о чем это свидетельствует.

Напишите реакцию гидролиза сахарозы:



Опыт 16.2.2. Общая реакция на углеводы с α -нафтолом (реакция Молиша)

Налейте в одну пробирку 0,5 мл раствора глюкозы, а в другую – такое же количество сахарозы, еще в две пробирки добавьте отдельно крахмал (5–6 крупинок) и маленький кусочек фильтровальной бу-

маги. В последние две пробирки долейте по 1 мл воды. Затем во все четыре пробирки добавьте по 2–3 капли раствора α -нафтола и перемешайте. После этого в каждую из пробирок осторожно долейте по стенке по 1 мл концентрированной серной кислоты.

На границе раздела слоев быстро образуется красно-фиолетовое кольцо, обусловленное образованием продукта конденсации 5-гидроксиметилфурфурола с α -нафтолом.

Эту цветную реакцию дают как моносахариды, так и полисахариды, причем кетозы дают более интенсивную окраску, чем альдозы.

Опыт 16.2.3. Свойства крахмала

Поместите в пробирку 0,5 г крахмала и добавьте в нее 1–2 мл воды. Встряхните содержимое пробирки. Отметьте растворимость крахмала в холодной воде. В колбочке емкостью 50 мл нагрейте до кипения 20–25 мл воды и влейте в нее полученную суспензию крахмала. Образуется прозрачный, слегка опалесцирующий крахмальный клейстер. Охладите его и разлейте в три пробирки.

В одну из пробирок добавьте 1–2 капли спиртового раствора йода. Жидкость окрашивается в темно-синий цвет вследствие образования молекулярного соединения состава $(C_6H_{10}O_5I_2)_n$.

В другую пробирку с крахмальным клейстером добавьте несколько капель раствора гидроксида натрия и 1–2 капли раствора $CuSO_4$. Нагревайте пробирку на водяной бане в течение 2–3 мин. При этом голубоватые хлопья $Cu(OH)_2$ чернеют, но красного или желтого осадка не образуется. Это можно объяснить тем, что в длинных цепеобразных молекулах амилозы и амилопектина свободных глюковидных групп очень мало (лишь на концах цепи), поэтому крахмал не дает достаточно четких реакций ни со щелочами, ни с солями меди (II).

Третью пробирку с крахмальным клейстером сохраните для следующего опыта.

Опыт 16.2.4. Гидролиз крахмала кислотой

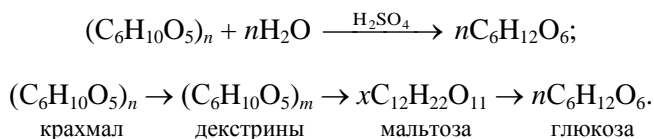
В пробирку с 5–8 мл крахмального клейстера, полученного в предыдущем опыте, или готового крахмального клейстера, влейте 1 мл разбавленной серной кислоты и перемешайте. Поместите пробирку

ку в кипящую водяную баню на 10–15 мин. При этом через каждые 2 мин отбирайте по 1–2 капли раствора и проводите реакцию с йодом.

По мере расщепления крахмала образуются декстрины все более простого строения. Вначале образуется амилодекстрин, окрашиваемый йодом в фиолетовый цвет. Более простые декстрины окрашиваются йодом в бурые и желтые тона. Ахродекстрин йодом уже не окрашивается. После окончания процесса гидролиза добавьте к гидролизату избыток щелочи (pH = 10) и 2–3 капли раствора CuSO₄.

Отметьте, чем обусловлено изменение окраски гидроксида меди (II). Напишите уравнение реакции ступенчатого гидролиза крахмала.

Суммарное уравнение реакции можно выразить следующим образом:



Запишите схему гидролиза крахмала в лабораторном журнале.

Опыт 16.2.5. Гидролиз целлюлозы

В фарфоровую ступку поместите небольшой кусочек ваты или фильтровальной бумаги, добавьте 0,5 мл концентрированной серной кислоты и разотрите вату (бумагу) пестиком до получения густой кашицы. Если необходимо, добавьте еще несколько капель кислоты.

В ступку налейте 10–15 мл воды, растворите в ней кашицу и вылейте раствор в стаканчик. Полученный раствор прокипятите около 10 мин. Гидролизат проверьте на присутствие глюкозы реакцией с гидроксидом меди (II) и напишите уравнение соответствующей реакции.

Контрольные вопросы и задания

1. В чем особенность строения молекул олигосахаридов и несахароподобных полисахаридов?

2. При каких условиях происходит гидролиз полисахаридов? Запишите соответствующее уравнение реакции.

3. Какие химические свойства, обусловленные наличием гидроксигрупп, могут проявлять крахмал и целлюлозу? Каково практическое значение соединений, полученных в результате этих реакций?

4. Запишите общую формулу целлюлозы с учетом анализа структурных звеньев. Сколько свободных гидроксигрупп в каждом структурном звене?

5. В чем сходство и отличие протекающих реакций гидролиза, окисления реактивом Фелинга и аммиачным раствором оксида серебра сахарозы и мальтозы? Напишите соответствующие схемы.

6. Каково отличие в строении молекул крахмала и целлюлозы? Как это отражается на их свойствах и практическом применении?

7. Напишите уравнения реакций получения:

- из крахмала глюконата натрия;
- из целлюлозы вискозного и ацетатного волокон.

8. При помощи каких реакций можно отличить друг от друга растворы глюкозы, сахарозы и крахмала?

9. Перечислите области применения сложных эфиров целлюлозы. Можно ли из крахмала получить волокна, а затем ткань? Почему?

10. Какое значение имеет замена пищевого и другого сельскохозяйственного сырья, применяемого для технических целей, синтетическими химическими продуктами?

Лабораторная работа 17 **АЗОТСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ.** **АМИНОКИСЛОТЫ. БЕЛКИ. ВИТАМИНЫ**

Цель работы – изучить строение, физические и химические свойства и качественные реакции аминокислот, белков и витаминов.

Материальное обеспечение

1–2%-ный раствор глицина (аминоуксусная кислота), 5%-ный раствор сульфата меди CuSO_4 , 2Н раствор гидроксида натрия, раствор гидроксида кальция, метилоранж, лакмус, фенолфталеин, раствор метиловый красный, универсальная индикаторная бумага, ледяная уксусная кислота, концентрированная азотная кислота, раствор яичного белка, насыщенный раствор сульфата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, сульфат

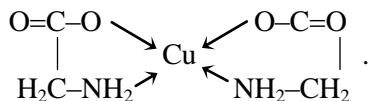
аммония кристаллический, концентрированная уксусная кислота, 1%-ный раствор уксусной кислоты, 2N растворы соляной кислоты и гидроксида натрия, 30%-ный раствор гидроксида натрия NaOH, 5%-ные растворы сульфата меди (II) CuSO₄ и ацетата свинца Pb(CH₃COO)₂, спирт этиловый, концентрированные соляная, серная и азотная кислоты, 5%-ный раствор гексацианоферрата (III) калия K₃[Fe(CN)₆], 1%-ный раствор хлорного железа FeCl₃, 0,01%-ный раствор метиленовой сини, 10%-ный раствор бикарбоната натрия NaHCO₃, раствор Люголя (раствор йода в йодиде калия, раствор брома в хлороформе (1 : 60), метилоранж, фенолфталеин, аскорбиновая кислота (витамин С), спиртовой раствор α-токоферола (витамин Е), рыбий жир (витамин А, витамин D)).

Штативы с пробирками, спиртовки, спички, фильтры, стеклянные воронки, колбы конические.

Экспериментальная часть

Опыт 17.1. Получение комплексной медной соли аминокислоты

В пробирку поместите по 0,5 мл раствора сульфата меди (II) и раствора глицина. Медная соль глицина легко образует устойчивое внутримолекулярное комплексное соединение синего цвета:



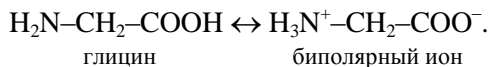
Раствор разделите на две пробирки. В одну пробирку с раствором добавьте 2 капли раствора гидроксида натрия. Отметьте, выпадает ли осадок гидроксида меди. Вторую пробирку с раствором охладите в стакане с ледяной водой. Опишите наблюдения. Для ускорения процесса кристаллизации стенку пробирки потрите стеклянной палочкой.

Образование комплексных окрашенных в синий цвет медных солей характерно для α-аминокислот.

Опыт 17.2. Отношение аминокислот к индикаторам

В три пробирки налейте по 1 мл 2%-ного раствора аминокислоты (глицина) и добавьте по 2 капли растворов индикаторов ме-

тилового оранжевого (в первую), лакмуса (во вторую), фенолфталеина (в третью). Отметьте, как изменяется цвет индикаторов. Объясните наблюдения, опираясь на уравнение диссоциации аминокислоты с образованием биполярных ионов:



Отношение аминокислот к индикаторам можно определить также при нанесении их раствора на универсальную индикаторную бумагу. Сравните окраску бумаги со шкалой. Отметьте pH раствора.

Опыт 17.3. Высаливание белков из растворов

К 3–4 мл раствора белка добавьте равный объем насыщенного раствора сульфата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ и перемешайте смесь. Наблюдается помутнение раствора вследствие коагуляции глобулинов. Отлейте 1 мл мутной жидкости в другую пробирку и разбавьте ее большим количеством воды. Отметьте, что происходит. Укажите, обратимо ли высаливание глобулинов.

Основную часть мутной жидкости профильтруйте через сухой плотный фильтр и добавьте к фильтрату кристаллический сульфат аммония до прекращения его растворения. Наблюдайте помутнение раствора при появлении осадка высоленных альбуминов.

Ответьте на следующие вопросы:

- Что является причиной высаливания белков?
- Изменяется ли структура молекул белка при высаливании с помощью $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$?
- Обратимо ли высаливание белков этой солью?

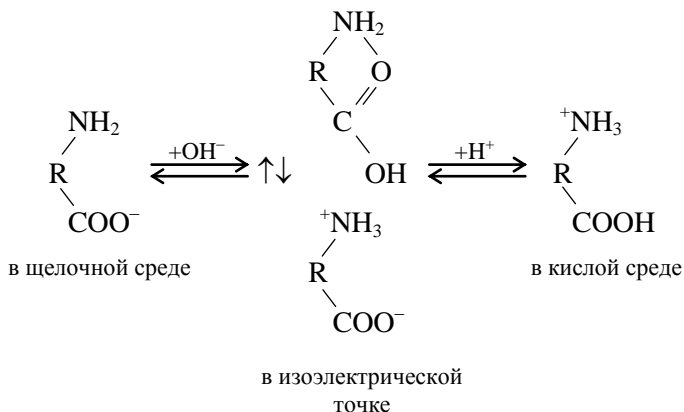
Опыт 17.4. Буферные свойства белков

В пробирку налейте 2 мл раствора соляной кислоты, добавьте 1 мл дистиллированной воды, тщательно перемешайте встряхиванием. К полученному раствору соляной кислоты добавьте 2–3 капли метилоранжа. Отметьте окраску раствора. В чистую пробирку поместите 1 мл раствора белка и 0,5 мл окрашенного раствора соляной кислоты. Наблюдайте переход окраски и укажите его причину. В другой пробирке приготовьте очень разбавленный раствор гидроксида натрия

(точно так же, как и соляной кислоты) и добавьте в него 2–3 капли фенолфталеина. Отметьте окраску раствора щелочи.

В чистую пробирку налейте 1 мл раствора белка и 0,5 мл окрашенного раствора щелочи. Опишите наблюдаемые явления.

Двойственную природу белка можно объяснить следующей схемой:



Белки являются коллоидными амфотерными электролитами, диссоциирующими в водных растворах по основному или кислотному типу. При подкислении раствора белка его кислотная диссоциация сначала уменьшается, а затем совсем исчезает. При потере коллоидными частицами заряда они коагулируют. При этом каждый белок коагулирует при определенной концентрации ионов водорода в растворе, отвечающей его изоэлектрической точке.

При добавлении избытка кислоты резко усиливается диссоциация белка как основания, гранула белка заряжается положительно и коллоидный раствор белка вновь становится устойчивым, т. е. наблюдается растворение осадка. В избытке щелочи повышается устойчивость отрицательно заряженных коллоидных частиц белка.

В белках, где преобладают аспарагиновая и глутаминовая аминокислоты, заряд белка будет отрицательным, избыток основных аминокислот придает положительный заряд белковой молекуле. Вследствие этого в электрическом поле белки будут передвигаться к катоду или аноду в зависимости от величины их общего заряда. Так, в щелочной среде (рН – 7–14) белок отдает протон и заряжается отрица-

тельно, тогда как в кислой среде (рН – 1–7) подавляется диссоциация кислотных групп и белок становится катионом.

Опыт 17.5. Свертывание белков при нагревании

Налейте в две пробирки по 1 мл раствора белка, затем в одну из них добавьте 2 капли раствора уксусной кислоты. Нагрейте содержимое пробирок до кипения.

Ответьте на следующие вопросы:

- В какой из пробирок наблюдается более быстрое помутнение или образование осадка? Чем это объясняется?
- Разбавьте растворы с осадком дистиллированной водой. Растворились ли осадки?
- Обратимо ли свертывание белка при нагревании?

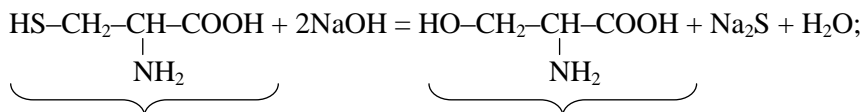
Опыт 17.6. Осаждение белков солями тяжелых металлов

Осаждение белков солями меди. В пробирку налейте 1 мл раствора белка и добавьте по каплям (при встряхивании) раствор сульфата меди. Наблюдайте образование осадка, отметьте его цвет.

Осаждение белков солями свинца (реакция Фолья). Это реакция на цистеин и цистин. При щелочном гидролизе слабосвязанная сера в цистеине и цистине достаточно легко отщепляется, в результате чего образуется сероводород, который, реагируя со щелочью, дает сульфиды натрия или калия. При добавлении ацетата свинца (II) образуется осадок сульфида свинца (II) серо-черного цвета.

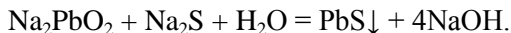
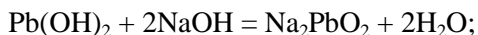
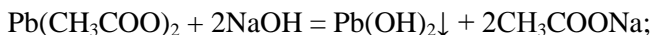
В пробирку налейте 1 мл раствора белка, прибавьте 0,5 мл 2Н раствора гидроксида натрия. Смесь нагрейте до кипения, а затем добавьте 0,5 мл раствора ацетата свинца (II) $Pb(CH_3COOH)_2$. Опишите наблюдаемое явление.

Химизм процесса можно описать следующими уравнениями:



цистеин

серин



Запишите приведенные уравнения реакций.

Укажите, обратимо ли осаждение белков в случае воздействия солей тяжелых металлов. Объясните, почему белки служат противоядием при отравлении такими солями.

Опыт 17.7. Свертывание яичного белка при действии спирта

Смешайте в пробирке 1 мл раствора белка с 1 мл этилового спирта. Опишите происходящие изменения. Проверьте, обратимо ли свертывание яичного белка при действии спирта и растворяется ли осевший белок в кислотах и щелочах.

Опыт 17.8. Качественные реакции на белки. Реакция Адамкевича

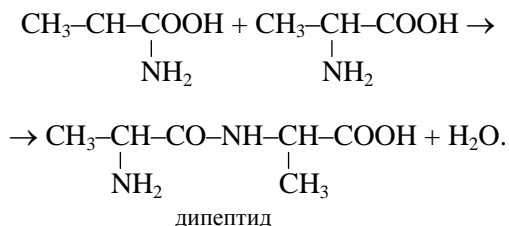
Аминокислота триптофан в кислой среде, взаимодействуя с альдегидами кислот, образует продукты конденсации красно-фиолетового цвета.

К 1 мл раствора белка прибавьте 2–3 мл уксусной кислоты. Наклонив пробирку, осторожно по стенке добавьте по каплям 0,5 мл серной кислоты так, чтобы жидкости не смешивались. При нахождении пробирки в состоянии покоя на границе жидкостей появляется красно-фиолетовое кольцо.

Опыт 17.9. Реакция Пиотровского (биуретовая реакция) белков

Аминокислоты в белках связаны друг с другом по типу полипептидов и дикетопиперазинов. Образование полипептидов из аминокислот происходит путем отщепления молекулы воды от аминогруп-

пы одной молекулы аминокислоты и карбоксильной группы другой молекулы:



Образующаяся группа $-\text{C}(\text{O})-\text{NH}-$ называется пептидной группой, связь $\text{C}-\text{N}$, соединяющая остатки молекул аминокислот, – пептидной связью. При взаимодействии дипептида с новой молекулой аминокислоты получается трипептид и т. д.

Наличие в белке повторяющихся пептидных групп подтверждается тем, что белки дают фиолетовое окрашивание при воздействии небольшим количеством раствора медного купороса в присутствии щелочи (биуретовая реакция).

В пробирку налейте 2–3 мл раствора белка и нагрейте его с 2–3 мл 2Н раствора гидроксида натрия и несколькими каплями раствора сульфата меди. Появляется фиолетовое окрашивание вследствие образования комплексных соединений меди с белками. Причем цвет образующихся медных комплексов определяется числом остатков аминокислот, связанных пептидной связью. Дипептиды дают синюю окраску, трипептиды – фиолетовую, а тетрапептиды и более сложные пептиды – красную.

Запишите уравнение реакции.

Опыт 17.10. Ксантопротеиновая реакция на белки

Налейте в одну пробирку 1 мл раствора белка, а в другую – 1 мл глицина. Затем добавьте в обе пробирки по 5–6 капель концентрированной азотной кислоты и нагрейте их в пламени спиртовки в течение 2–3 мин. Проверьте, в каких пробирках появилась желтая окраска.

Охладите пробирки и добавьте в каждую из них по 1 мл концентрированного раствора щелочи. Отметьте наблюдаемые явления.

Ксантопротеиновая реакция белков связана с наличием в них ароматических ядер, т. е. остатков таких аминокислот, как фенилаланин, тирозин, триптофан. Желтое окрашивание появляется в результате

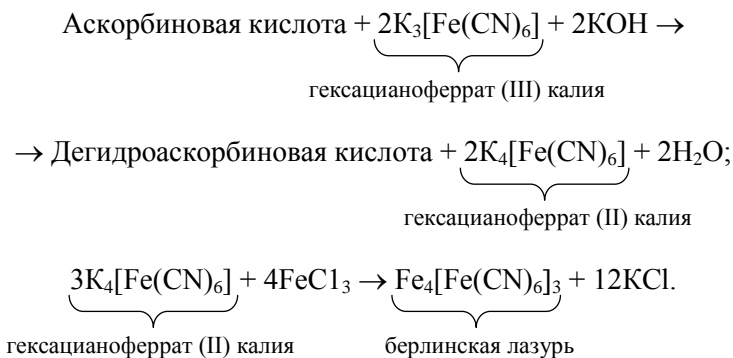
нитрования ароматических ядер азотной кислотой и образования полинитросоединений. Название реакции возникло от двух греческих слов: «ксантос» – желтый и «протеин» – белок.

Если на кожу попадают капли концентрированной азотной кислоты, они вызывают появление желтых пятен. Это результат ксантопротеиновой реакции с белками кожи.

Опыт 17.11. Качественные реакции на витамин С (аскорбиновую кислоту)

Все качественные реакции на аскорбиновую кислоту основаны на ее способности легко вступать в окислительно-восстановительные реакции. Окисляясь, аскорбиновая кислота превращается в дегидроаскорбиновую, восстанавливая различные соединения.

Реакция восстановления гексацианоферрата (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$ с витамином С. Аскорбиновая кислота в щелочной среде восстанавливает гексацианоферрат (III) калия до гексацианоферрата (II) калия, который при взаимодействии с хлорным железом в кислой среде образует плохо растворимую в воде соль железа (III) – берлинскую лазурь, выпадающую в осадок темно-синего цвета:



В одну пробирку внесите 1 мл 1%-ного раствора витамина С, а в другую (контроль) – 1 мл дистиллированной воды. В обе пробирки добавьте по 0,5 мл 10%-ного раствора гидроксида калия и 0,5 мл 5%-ного раствора $K_3[Fe(CN)_6]$, перемешайте, после чего добавьте по 0,5 мл 10%-ного раствора соляной кислоты и 0,5 мл 1%-ного раствора $FeCl_3$. В опытной пробирке выпадает темно-синий осадок берлинской

лазури, который при осторожном насаивании воды становится более отчетливым. Запишите уравнения реакций.

Реакция восстановления метиленовой сини витамином С. Витамин С обесцвечивает раствор метиленовой сини, восстанавливая ее в лейкосоединение.

В двух пробирках (опыт и контроль) смешайте по 0,5 мл 0,01%-ного раствора метиленовой сини и 0,5 мл 10%-ного раствора NaHCO_3 . В опытную пробирку добавьте 1 мл 1%-ного раствора витамина С, а в контрольную – столько же дистиллированной воды. Растворы нагрейте и опишите наблюдаемые изменения. Запишите уравнения реакций.

Йодная проба на витамин С:



В две пробирки (опыт и контроль) налейте по 1 мл дистиллированной воды и 3–4 капли раствора Люголя. В опытную пробирку добавьте 1 мл 1%-ного раствора аскорбиновой кислоты, в контрольную – столько же дистиллированной воды. Опишите наблюдаемые изменения и запишите уравнения реакций.

Опыт 17.12. Качественные реакции на витамины А и D

Качественная реакция на витамин А (ретинол). Реакция Друммонда. Качественные реакции на витамин А основаны на образовании окрашенных соединений сложной структуры. В присутствии концентрированной серной кислоты ретинол обезвоживается с образованием цветных продуктов реакции.

В сухую пробирку поместите 0,5 мл рыбьего жира и 1,0–1,5 мл хлороформа. Смесь хорошо перемешайте встряхиванием и добавьте по каплям 0,5 мл концентрированной серной кислоты. Опишите изменения и переход окраски.

Качественная реакция на витамин D. Бромхлороформенная проба. Среди витаминов группы D наиболее распространены эргокальциферол (витамин D_2) и холекальциферол (витамин D_3).

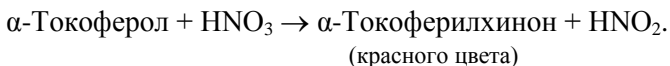
При смешивании рыбьего жира, содержащего витамин D, с раствором брома в хлороформе смесь окрашивается в зеленовато-голубой цвет.

В сухой пробирке смешайте 0,5 мл рыбьего жира и 1 мл раствора брома в хлороформе (1 : 60). Опишите наблюдаемые изменения в окраске раствора.

Опыт 17.13. Качественные реакции на обнаружение витамина E

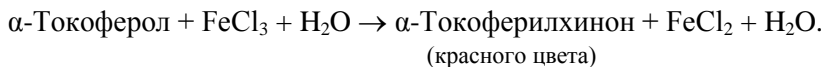
Витамины группы E (токоферолы) являются производными токола, самый активный из них α -токоферол. Качественные реакции на него обусловлены окислением α -токоферола в α -токоферилхинон, окрашенный в красный цвет.

Реакция α -токоферола с концентрированной азотной кислотой. Взаимодействие α -токоферола с концентрированной азотной кислотой приводит к окрашиванию реакционной смеси в красный цвет. Это обусловлено тем, что продукт окисления α -токоферол имеет хиноидную структуру:



В сухую пробирку внесите 0,5 мл спиртового раствора витамина E и добавьте 1–2 мл концентрированной азотной кислоты. Пробирку интенсивно встряхните и наблюдайте за изменениями. Затем образовавшуюся окрашенную эмульсию поместите в водяную баню при 70°C и отметьте ее расслоение. Опишите окраску верхнего масляного слоя. Запишите приведенную схему процесса.

Реакция α -токоферола с хлоридом железа (III). При взаимодействии с хлоридом железа (III) α -токоферол окисляется до α -токоферилхинона – соединения, окрашенного в красный цвет:



В сухую пробирку внесите 0,5 мл спиртового раствора витамина E, затем – 0,5 мл раствора FeCl_3 . Тщательно перемешайте содержимое пробирки. Наблюдайте за происходящими изменениями в окраске раствора. Запишите уравнение реакции.

Контрольные вопросы и задания

1. Какие соединения называют аминокислотами? Назовите строение, изомерию, классификацию и номенклатуру аминокислот. Раскройте значение аминокислот в жизнедеятельности человека.

2. Дайте понятие нативного белка. Охарактеризуйте строение и свойства белков, значение белков как продуктов питания, проблему синтеза искусственной пищи.

3. Какие факторы влияют на растворимость белков?

4. Что происходит при обратимом и необратимом осаждении белков? Какими реактивами вызывается необратимое осаждение белков?

5. Какие органические растворители вызывают осаждение белков из растворов и почему?

6. Как влияет изoeлектрическое состояние на осаждение белков при нагревании?

7. Какие факторы вызывают денатурацию белков и почему? Почему при тепловой денатурации яичного белка в сильноокислой или сильнощелочной среде белок не выпадает в осадок даже при нагревании?

8. На чем основано разделение альбуминов и глобулинов?

9. На чем основан метод высаливания белков?

10. С помощью какой качественной реакции можно обнаружить пептидную связь в белках?

11. В чем заключается практическое значение цветных реакций на белки?

Лабораторная работа 18 **ВЫСОКОМОЛЕКУЛЯРНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ**

Цели работы – освоить простейшие лабораторные и органолептические навыки распознавания наиболее распространенных высокомолекулярных соединений, или полимеров; оформить в лабораторном журнале таблицу испытаний отдельных полимеров по результатам собственных наблюдений путем описания для каждого из них субъективных характеристик (запах, цвет и т. д.); идентифицировать неизвестные образцы полимеров, предложенных преподавателем.

Теоретические сведения

Товароведу часто приходится быстро и простейшими методами идентифицировать, т. е. распознавать товар. Например, устанавливать состав волокон в образце ткани, узнавать состав покрытия на изделии из искусственной кожи, устанавливать материал, из которого изготовлен упаковочный материал или иное изделие. Поскольку боль-

шинство товаров широкого потребления вырабатывается на основе полимеров, задача идентификации сводится к установлению природы основного высокомолекулярного вещества.

Идентификация высокомолекулярного соединения, на основе которого выработано какое-то конкретное изделие, обычно осложнена сложностью композиции – наличием в ней наполнителей, пластификаторов, красителей, пигментов, стабилизаторов и т. д. Кроме того, следует учитывать, что многие изделия вырабатываются не из одного полимера, а из смеси или из сополимеров.

В самом общем случае схема идентификации включает в себя следующие этапы:

- очистку полимера от наполнителя, пластификаторов и т. д.;
- разделение полимера на группы;
- распознавание полимеров в данной группе путем исследования их физических и простейших химических характеристик (плотность, показатель преломления, температура плавления, характер горения, цвет пламени, растворимость в определенных органических растворителях).

Материальное обеспечение

Коллекция полимеров, растворы серной кислоты и гидроксида натрия, концентрированная серная кислота, ксилол, толуол, бензол, ацетон, хлороформ, этиловый спирт, диэтиловый эфир, муравьиная кислота, 0,5N растворы перманганата калия KMnO_4 , бихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, 3%-ный раствор перекиси водорода.

Образцы полимеров для идентификации.

Штативы с пробирками, спиртовки, держатели для пробирок, спички.

Экспериментальная часть

Опыт 18.1. Испытание высокомолекулярных соединений при повышенных температурах

Проба на сжигание. Образец полимера массой 0,1–0,2 г медленно поднесите к пламени, внесите в пламя и затем удалите из него. При этом наблюдайте за изменениями: размягчением перед внесением в пламя, способностью образовывать капли расплава или вытягиваться в волокна, легкость воспламенения, характер горения – цвет разных

участков пламени, его интенсивность и яркость, наличие искр, дыма, копоти; затухание после выноса из пламени, запах продуктов горения, характер золы – твердость, цвет, форму.

Отметьте также поведение образца при сильном нагреве: изменение цвета, плавление с разложением или без, изменение консистенции и липкости, способность образца обугливаться, растрескиваться, усаживаться, скручиваться и т. д.

Все наблюдения запишите по форме таблицы 4.

Таблица 4 – Поведение образцов полимеров при нагреве

Полимер	Горючесть	Цвет пламени	Запах паров
Полиолефины: полиэтилен разветвленный линейный	След снаружи пламени. Горит после выноса	Пламя желтое, не коптящее, с голубой каймой	Парафина
полипропилен			
Поливинилхлорид (ПВХ)			
Политетрафторэтилен – фторопласт			
Полиакрилонитрил (ПАН)			
Полиметилметакрилат			
Полистирол			
Полиамиды: капрон			
нейлон			
Полиэферы: лавсан (полиэтилен-терефталат)			
полиуретан			
Фенолформальдегидная смола			
Поликарбонат			
Крахмал			
Целлюлоза			
Ацетат целлюлозы			
Вискозное волокно			
Поливинилацетат			

Окончание таблицы 4

Полимер	Горючесть	Цвет пламени	Запах паров
Белки:			
желатин			
кератин (шерсть)			
фиброин (шелк)			
Каучуки:			
натуральный			
бутадиеновый			

Пиролиз высокомолекулярных соединений. Небольшой образец полимера поместите в пробирку, верхний конец которой держите зажимом или тигельными щипцами. К открытому концу приложите влажную индикаторную бумагу. Пробу нагрейте в пламени спиртовки. Нагревание должно быть медленным, чтобы можно было заметить изменение пробы и почувствовать запахи продуктов разложения.

Определите реакцию среды выделяющихся паров и запишите результаты по форме таблицы 5.

Таблица 5 – Идентификация полимеров по значению pH продуктов пиролиза

Значение pH		
0,5–4,0	5,0–5,5	8,0–9,5
ПВХ	Полиэтилен	Полиамиды

Опыт 18.2. Исследование отношения полимеров к растворам кислоты и щелочи

Налейте в пробирки по 3 мл растворов серной кислоты и гидроксида натрия и поместите в пробирки образцы полимеров. Подогрейте растворы на водяной бане, не доводя их до кипения. Выньте образцы из пробирок, промойте водой и рассмотрите. Результаты наблюдений запишите по форме таблицы 6. Сделайте вывод об отношении различных полимеров к растворам кислот и щелочей.

Таблица 6 – **Отношение полимеров к кислотам и щелочам**

Полимер	Раствор	
	H ₂ SO ₄	NaOH
Полиэтилен		

Опыт 18.3. Исследование отношения полимеров к окислителям

В три пробирки налейте растворы сильных окислителей: перманганата калия, бихромата калия, перекиси водорода. Поместите в каждую пробирку тонкоизмельченные образцы полимеров (около 0,1 г).

Результаты запишите по форме таблицы 7. Сделайте вывод об отношении полимеров к окислителям.

Таблица 7 – **Отношение полимеров к окислителям**

Полимер	Раствор		
	KMnO ₄	K ₂ Cr ₂ O ₇	H ₂ O ₂
Полиэтилен			

Опыт 18.4. Исследование отношения полимеров к растворителям

Мелкоизмельченный образец каждого из полимеров (около 0,1 г) поместите в пробирку и добавьте к нему 5 мл растворителя. Встряхивайте пробирку в течение нескольких секунд. На кипящей водяной бане медленно нагрейте пробирку с образцом при постоянном легком встряхивании. Результаты наблюдений запишите по форме таблицы 8. Сделайте выводы об отношении полимеров к различным растворителям.

Таблица 8 – **Растворимость полимеров**

Растворитель	Растворяемый полимер
Вода	
Этиловый спирт	
Ацетон	

Опыт 18.5. Идентификация полимеров по заданию преподавателя

Получите у преподавателя конверт с тремя образцами полимеров и проведите его идентификацию по следующим этапам:

- определите внешний вид образца;
- проведите испытание при повышенной температуре, используя данные таблицы 4 и приложения Ж.

После проведения всех или части испытаний по достаточному количеству признаков установите природу полимера.

Контрольные вопросы и задания

1. Какие химические соединения называются высокомолекулярными, или полимерами? Как подразделяются по происхождению высокомолекулярные соединения?

2. Какие полимеры существуют в зависимости от характера строения полимерных цепей?

3. Какие полимеры различают по химическому строению главной цепи и по форме макромолекулы?

4. Какие высокомолекулярные соединения называются термопластичными (термопластами)? Какие полимеры называются терморезистивными (терморезистивами)?

5. Каковы особенности реакции полимеризации? Назовите полимеры, получаемые по реакции полимеризации. Напишите структурные формулы элементарных звеньев полиэтилена, полипропилена, поливинилхлорида, полистирола, полиакрилонитрила.

6. В чем заключается химизм реакции поликонденсации? Перечислите поликонденсационные пластмассы. Напишите структурные формулы элементарных звеньев фенолоформальдегидных смол, полиэтилентерефталата, полиамида.

7. Что такое каучуки и как они классифицируются?

8. Что является основой для получения натурального каучука?

9. Из чего получают синтетические каучуки?

10. В чем особенность пиролиза и каковы условия протекания процесса?

СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

Глинка, Н. Л. Общая химия : учеб. пособие / Н. Л. Глинка – Л. : Химия, 2007. – 704 с.

Глинка, Н. Л. Общая химия : учеб. пособие / Н. Л. Глинка ; под ред. А. И. Ермакова. – М. : Интеграл-Пресс, 2008. – 728 с.

Теоретические основы общей химии : учеб. пособие / А. И. Горбунов [и др.]. – М. : МГТУ им. Н. Э. Баумана, 2001. – 720 с.

Грандберг, И. И. Органическая химия : учеб. / И. И. Грандберг. – 4-е изд., перераб. и доп. – М. : Химия, 2001. – 672с.

Дорофеев, А. И. Практикум по неорганической химии : учеб. пособие / А. И. Дорофеев, М. И. Федотова. – Л. : Химия, 1990. – 240 с.

Писаренко, А. П. Курс органической химии / А. П. Писаренко, З. Я. Хавин. – М. : Высш. шк., 1985. – 512 с.

Пищевая химия : учеб. / А. П. Нечаев [и др.] ; под ред. А. П. Нечаева. – 3-е изд., испр. – СПб. : ГИОРД, 2004. – 640 с.

Травень, В. Ф. Органическая химия : учеб. / В. Ф. Травень. – М. : Академкнига, 2004. – 727 с.

Дополнительная литература

Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии : учеб. пособие / Н. Л. Глинка ; под ред. В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиновой. – М. : Интеграл-Пресс, 2006. – 240 с.

Химия : учеб. пособие / В. В. Денисов [и др.]. – М. ; Ростов н/Д : МарТ, 2003. – 464 с.

Задачи и упражнения по общей химии : учеб. пособие / под ред. Н. В. Коровина. – М. : Высш. шк., 2006. – 255 с.

Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия : учеб. / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М. : Химия, 1992. – 592 с.

Ким, А. М. Органическая химия : учеб. пособие / А. М. Ким. – Новосибирск : Сиб. унив. изд-во, 2002. – 492 с.

Коровин, Н. В. Общая химия : учеб. / Н. В. Коровин. – М. : Высш. шк., 2007. – 557 с.

Новиков, Г. И. Общая и экспериментальная химия : учеб. пособие / Г. И. Новиков, И. М. Жарский. – Минск : Современ. шк., 2007. – 832 с.

Степаненко, Б. Н. Курс органической химии : учеб. / Б. Н. Степаненко. – М. : Высш. шк., 1979. – 432 с.

Хомченко, И. Г. Общая химия : учеб. / И. Г. Хомченко. – Минск : Новая волна, 2001. – 463 с.

ПРИЛОЖЕНИЯ

Приложение А

Плотность растворов кислот и щелочей различных концентраций при 15°C

Концентрация, %	Плотность, г/мл				
	H ₂ SO ₄	HNO ₃	HCl	NaOH	KON
1	1,005	1,004	1,003	1,010	1,007
2	1,012	1,009	1,008	1,021	1,017
4	1,027	1,022	1,019	1,046	1,033
8	1,035	1,044	1,039	1,092	1,065
12	1,083	1,068	1,059	1,137	1,100
16	1,113	1,093	1,079	1,180	1,137
20	1,143	1,119	1,100	1,225	1,176
24	1,174	1,145	1,121	1,260	1,218
28	1,206	1,171	1,142	1,310	1,263
32	1,239	1,198	1,163	1,352	1,310
36	1,273	1,225	1,183	1,395	1,358
40	1,307	1,251	–	1,437	1,409
44	1,342	1,277	–	1,478	1,460
48	1,380	1,303	–	1,519	1,511
52	1,419	1,328	–	1,560	1,564
56	1,460	1,351	–	1,601	1,616
60	1,503	1,373	–	1,643	–
64	1,547	1,394	–	–	–
68	1,593	1,412	–	–	–
72	1,640	1,429	–	–	–
76	1,687	1,445	–	–	–
80	1,732	1,460	–	–	–
84	1,776	1,474	–	–	–
88	1,808	1,486	–	–	–
92	1,830	1,496	–	–	–
96	1,840	1,504	–	–	–
100	1,848	1,522	–	–	–

Степень диссоциации кислот, оснований и солей при 18–25°C

Электролит	Формула электролита	Степень диссоциации, %:	
		в 1Н растворах	в 0,1Н растворах
<i>Кислоты</i>			
Азотная	HNO_3	82,0	92,000
Соляная	HCl	78,0	91,000
Бромисто-водородная	HBr	–	90,000
Йодисто-водородная	HI	–	90,000
Серная	H_2SO_4	51,0	58,000
Щавелевая	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	–	31,000
Фосфорная	H_3PO_4	–	26,000
Сернистая	H_2SO_3	–	20,000
Фтористо-водородная	HF	–	15,000
Уксусная	CH_3COOH	0,4	1,300
Угольная	H_2CO_3	–	0,170
Сероводородная	H_2S	–	0,070
Борная	H_3BO_3	–	0,010
Синильная	HCN	–	0,007
<i>Основания</i>			
Едкий калий	KOH	77,0	89,000
Едкий натрий	NaOH	73,0	84,000
Раствор аммиака	$\text{H}_3\text{N} \dots \text{HOH} (\text{NH}_4\text{OH})$	0,4	1,300
<i>Соли</i>			
Тип Me^+A^-	$\text{KCl}, \text{NaNO}_3$ и т. п.	–	86,000
Тип Me^+A^{--}	$\text{K}_2\text{CO}_3, \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ и т. п.	–	73,000
Типы Me_3A^- и $\text{Me}^{+++}\text{A}_3^-$	$\text{K}_3\text{PO}_4, \text{AlCl}_3$ и т. п.	–	65,000
Тип $\text{Me}^{++}\text{A}^{--}$	$\text{CuSO}_4, \text{ZnSO}_4, \text{MgSO}_4$ и т. п.	–	40,000

Растворимость солей и оснований

Ион	H ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Fe ²⁺	Sn ²⁺	Cr ³⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺
OH ⁻	–	р	р	р	н	м	м	н	н	н	–	н	н	н	н	н	н
Cl ⁻	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р
F ⁻	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	м	р	р	р	р	р
Br ⁻	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р	р	н	р	р	р	р	–
Γ	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р
NO ₃ ⁻	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	–	р	р	р
S ²⁻	р	р	р	р	н	р	м	н	н	н	н	н	н	н	–	–	–
SO ₃ ²⁻	р	р	р	р	м	н	н	н	н	н	н	н	н	н	–	–	–
SO ₄ ²⁻	р	р	р	р	м	н	м	р	р	р	р	н	р	р	р	р	р
CO ₃ ²⁻	р	р	р	р	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	н	–	–
SiO ₃ ²⁻	н	–	р	р	н	н	н	н	н	н	–	н	н	н	–	–	–
PO ₄ ³⁻	р	р	р	р	н	н	н	м	н	н	н	н	н	н	н	м	н
CH ₃ COO ⁻	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р

Примечание – Условные обозначения: н – нерастворимые, м – малорастворимые, р – растворимые соли и основания.

**Константы диссоциации ($K_{дис}$) некоторых слабых кислот
и оснований в водных растворах**

Кислоты и основание	Степень диссоциации	$K_{дис}$
<i>Кислоты</i>		
Азотистая (HNO_2)	I	$4,6 \cdot 10^{-4}$
Борная (орто) (H_3BO_3)	I	$7,3 \cdot 10^{-10}$
	II	$1,8 \cdot 10^{-13}$
	III	$1,6 \cdot 10^{-14}$
Борная (тетра) ($\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$)	I	10^{-4}
	II	10^{-9}
Водорода перекись (H_2O_2)	I	$2,4 \cdot 10^{-12}$
Кремниевая (мета) (H_2SiO_3)	I	$2 \cdot 10^{-10}$
	II	$1 \cdot 10^{-12}$
Сернистая (H_2SO_3)	I	$1,3 \cdot 10^{-2}$
	II	$5 \cdot 10^{-6}$
Сероводородная (H_2S)	I	$9,1 \cdot 10^{-8}$
	II	$1,1 \cdot 10^{-12}$
Угльная (H_2CO_3)	I	$4,31 \cdot 10^{-7}$
	II	$5,61 \cdot 10^{-11}$
Фосфорная (орто) (H_3PO_4)	I	$7,52 \cdot 10^{-3}$
	II	$6,23 \cdot 10^{-8}$
	III	$2,2 \cdot 10^{-13}$
Хромовая (H_2CrO_4)	I	$1,8 \cdot 10^{-10}$
	II	$3,20 \cdot 10^{-7}$
Цианистоводородная (HCN)	I	$4,79 \cdot 10^{-10}$
Муравьиная (HCOOH)	I	$1,665 \cdot 10^{-4}$
Уксусная (CH_3COOH)	I	$1,76 \cdot 10^{-5}$
Щавелевая (COOH) ₂	I	$5,9 \cdot 10^{-2}$
	II	$6,4 \cdot 10^{-5}$
<i>Основание</i>		
Гидрат окиси аммония ($\text{NH}_3\text{НОН}$)	I	$1,79 \cdot 10^{-5}$

Нормальные окислительно-восстановительные потенциалы

Элемент	Окисленная форма	Количество электронов	Восстановленная форма	Стандартный потенциал (E_0) при 25°C, В
Al	Al^{+++}	3	Al	-1,67
Ag	Ag^+	0	Ag	+0,80
As	$As + 3H^+$	3	AsH_3	-0,54
	$As + 3H_2O$	3	$AsH_3 + 3OH^-$	-1,37
	$H_3AsO_4 + 2H^+$	2	$HAsO_2 + 2H_2O$	+0,559
	$AsO_4^{--} + 2H_2O$	2	$AsO_2^- + 4OH^-$	-0,71
	$AsO_2^- + 2H_2O$	3	$As + 4OH^-$	-0,68
Au	Au^{+++}	3	Au	+1,42
Ba	Ba^{++}	2	Ba	-2,90
Be	Be^{++}	2	Be	-1,85
Br	Br_2	2	$2Br^-$	+1,065
	$BrO_3^- + 6H^+$	6	$Br^- + 3H_2O$	+1,44
	$BrO_3^- + 3H_2O$	6	$Br^- + 6OH^-$	+0,60
C	$2CO_2 + 2H^+$	2	$C_2O_4^{--}$	-0,49
Ca	Ca^{++}	2	Ca	-2,87
Cl	Cl_2	2	$2Cl^-$	+1,358
	$2HClO + 2H^+$	2	$Cl_2 + 2H_2O$	+1,63
	$2ClO_3^- + 12H^+$	10	$Cl_2 + 6H_2O$	+1,47
	$ClO_3^- + 6H^+$	6	$Cl^- + 3H_2O$	+1,45
	$ClO_3^- + 3H_2O$	6	$Cl^- + 6OH^-$	+0,62
Co	Co^{+++}	1	Co^{++}	+1,84
	Co^{+++}	3	Co	+0,33
	$[Co(NH_3)_6]^{+++}$	0	$[Co(NH_3)_6]^{+++}$	+0,1
Cr	Cr^{+++}	0	Cr^{++}	-0,41
	Cr^{+++}	3	Cr	-0,71
	Cr^{++}	2	Cr	-0,86
	$CrO_7^{--} + 4H_2O$	3	$Cr(OH)_3 + 5OH^-$	-0,12
	$Cr_2O_7^{--} + 14H^+$	6	$2Cr^{+++} + 7H_2O$	+1,36
Cu	Cu^{++}	0	Cu^+	+0,167
	Cu^{++}	2	Cu^+	+0,345

Окончание

Элемент	Окисленная форма	Количество электронов	Восстановленная форма	Стандартный потенциал (E_0) при 25°C, В
F	F_2	2	$2F^-$	+2,85
	$F_2 + H^+$	2	$2HF$	+3,03
Fe	Fe^{+++}	0	Fe^{++}	+0,771
	Fe^{+++}	3	Fe	-0,036
	Fe^{++}	2	Fe	-0,440
	$[Fe(OH)_6]^{----}$	0	$[Fe(OH)_6]^{----}$	+0,36
	$Fe(OH)_3$	0	$Fe(OH)_2 + OH^-$	-0,56
H	$2H^+$	2	H_2	0,000
	H_2	2	$2H$	-2,25
	$H_2O_2 + 2H^+$	2	$2H_2O$	+1,77
Hg	$2Hg^{++}$	2	$2Hg^{++}$	+0,910
	Hg^{++}	2	Hg	+0,854
I	I_2	2	$2I^-$	+0,5345
	$2IO_3^- + 12H^+$	10	$I_2 + 6H_2O$	+1,195
	$IO_3^- + 6H^+$	6	$I^- + 3H_2O$	+1,08
K	K^+	0	K	-2,922
Li	Li^+	0	Li	-3,02
Mg	Mg^{++}	2	Mg	-2,34
Co	Co^{++}	2	Co	-0,277

Константы нестойкости ($K_{нест}$) комплексных ионов

Комплексообразователь	Уравнение диссоциации комплексных ионов	$K_{нест}$
Ag^+	$[Ag(NH_3)_2]^+ \rightleftharpoons Ag^+ + 2NH_3$	$6,8 \cdot 10^{-8}$
	$[Ag(CH_3)_2]^- \rightleftharpoons Ag^+ + 2CH_3^-$	$1,0 \cdot 10^{-21}$
	$[Ag(S_2O_3)_2]^{3-} \rightleftharpoons Ag^+ + 2S_2O_3^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-13}$
Cd^{2+}	$[Cd(NH_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons Cd^{2+} + 4NH_3$	$1,0 \cdot 10^{-7}$
	$[Cd(CH_3)_4]^{2-} \rightleftharpoons Cd^{2+} + 4CH_3^-$	$1,4 \cdot 10^{-17}$
Co^{2+}	$[Co(NH_3)_6]^{2+} \rightleftharpoons Co^{2+} + 6NH_3$	$1,3 \cdot 10^{-5}$
	$[Co(SCH_3)_4]^{2-} \rightleftharpoons Co^{2+} + 4SCH_3^-$	$1,0 \cdot 10^{-3}$
Cu^{2+}	$[Cu(NH_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons Cu^{2+} + 4NH_3$	$2 \cdot 10^{-13}$
	$[Cu(CH_3)_4]^{2-} \rightleftharpoons Cu^{2+} + 4CH_3^-$	$5,0 \cdot 10^{-28}$
Fe^{3+}	$[Fe(CH_3)_6]^{3-} \rightleftharpoons Fe^{3+} + 6CH_3^-$	$1,0 \cdot 10^{-44}$
Fe^{2+}	$[Fe(CH_3)_6]^{4-} \rightleftharpoons Fe^{2+} + 6CH_3^-$	$1,0 \cdot 10^{-37}$
Hg^{2+}	$[HgI_4]^{2-} \rightleftharpoons Hg^{2+} + 4I^-$	$5,0 \cdot 10^{-31}$
	$[Hg(NH_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons Hg^{2+} + 4NH_3$	$5,2 \cdot 10^{-20}$
Ni^{2+}	$[Ni(NH_3)_6]^{2+} \rightleftharpoons Ni^{2+} + 6NH_3$	$2,0 \cdot 10^{-9}$
	$[Ni(CH_3)_4]^{2-} \rightleftharpoons Ni^{2+} + 4CH_3^-$	$5,0 \cdot 10^{-16}$
Zn^{2+}	$[Zn(NH_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons Zn^{2+} + 4NH_3$	$3,5 \cdot 10^{-10}$
	$[Zn(CH_3)_4]^{2-} \rightleftharpoons Zn^{2+} + 4CH_3^-$	$2,0 \cdot 10^{-17}$

СОДЕРЖАНИЕ

Пояснительная записка.....	3
Примерный тематический план лабораторных занятий	4
Техника выполнения лабораторных работ	5
Меры предосторожности при работе в химической лаборатории	5
Методы анализа, посуда и реактивы.....	6
Техника проведения эксперимента	8
Лабораторная работа 1. Химическая кинетика. Химическое равновесие	10
Лабораторная работа 2. Дисперсные системы. Вода. Растворы.....	14
Лабораторная работа 3. Растворы электролитов и неэлектролитов. Электролитическая диссоциация. Ионные реакции. Гидролиз солей.....	19
Лабораторная работа 4. Окислительно-восстановительные реакции.....	24
Лабораторная работа 5. Электрохимические процессы.....	28
Лабораторная работа 6. Элементы главной (A) подгруппы I–IV групп Периодической системы элементов Менделеева	30
Лабораторная работа 7. Переходные элементы Периодической системы элементов Менделеева и их соединения	36
Лабораторная работа 8. Комплексные соединения	41
Лабораторная работа 9. Неметаллы и их соединения	46
Лабораторная работа 10. Предельные и непредельные углеводороды	53
Лабораторная работа 11. Ароматические углеводороды. Галогенпроизводные углеводородов	59
Лабораторная работа 12. Спирты и их производные	63
Лабораторная работа 13. Фенолы, нафтолы. Ароматические спирты	68

Лабораторная работа 14. Альдегиды и кетоны алифатического и ароматического рядов.....	72
Лабораторная работа 15. Карбоновые кислоты и их производные.....	78
Лабораторная работа 16. Углеводы.....	85
16.1. Моносахариды.....	86
16.2. Ди- и полисахариды.....	89
Лабораторная работа 17. Азотсодержащие органические соединения. Аминокислоты. Белки. Витамины.....	93
Лабораторная работа 18. Высокомолекулярные соединения.....	103
Список рекомендуемой литературы.....	109
Приложения.....	110

Учебное издание

ХИМИЯ
ХИМИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ
СЫРЬЯ И МАТЕРИАЛОВ

Практикум
для реализации содержания образовательных
программ высшего образования I степени

Авторы-составители:
Ухарцева Ирина Юрьевна
Тюлькова Елена Григорьевна

Редактор М. П. Любошенко
Компьютерная верстка Л. Ф. Барановская

Подписано в печать 27.05.15. Формат 60 × 84 ¹/₁₆.
Бумага типографская № 1. Гарнитура Таймс. Ризография.
Усл. печ. л. 6,97. Уч.-изд. л. 7,00. Тираж 90 экз.
Заказ №

Издатель и полиграфическое исполнение:
учреждение образования «Белорусский торгово-экономический
университет потребительской кооперации».
Свидетельство о государственной регистрации издателя,
изготовителя, распространителя печатных изданий
№ 1/138 от 08.01.2014.
Просп. Октября, 50, 246029, Гомель.
<http://www.i-bteu.by>

**БЕЛКООПСОЮЗ
УЧРЕЖДЕНИЕ ОБРАЗОВАНИЯ
«БЕЛОРУССКИЙ ТОРГОВО-ЭКОНОМИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ ПОТРЕБИТЕЛЬСКОЙ КООПЕРАЦИИ»**

Кафедра товароведения

ХИМИЯ

**ХИМИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ
СЫРЬЯ И МАТЕРИАЛОВ**

**Практикум
для реализации содержания образовательных
программ высшего образования I степени**

Гомель 2015