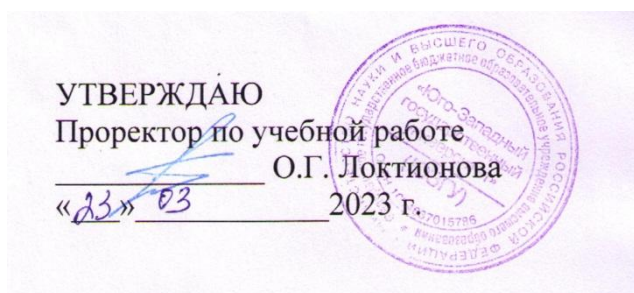


Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Локтионова Оксана Геннадьевна
Должность: проректор по учебной работе
Дата подписания: 15.09.2023 15:37:31
Уникальный программный ключ:
0b817ca911e6668abb13a5d426d39e5f1c11eabbf73e943df4a4851fda56d089

МИНОБРАЗОВАНИЯ РОССИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«Юго-Западный государственный университет»
(ЮЗГУ)

Кафедра фундаментальной химии и химической технологии



НЕОРГАНИЧЕСКАЯ И ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ
Методические указания по выполнению лабораторных работ студентами специальности 30.05.03

Курск - 2023

УДК 546 (076.5) + 547 (076.5)

Составители: Е.А. Фатьянова

Рецензент

Кандидат технических наук, доцент *И.В. Савенкова*

Неорганическая и органическая химия: Методические указания по выполнению лабораторных работ студентами специальности 30.05.03/Юго-Зап. гос. ун-т; сост.: Е.А. Фатьянова. - Курск, 2023. – 48с. – Библиогр.: с. 47.

Методические указания предназначены для подготовки к лабораторным работам и при их выполнении. Содержат описание лабораторных работ, требования к оформлению и расчетам.

Методические указания предназначены для студентов специальности 30.05.03 Медицинская кибернетика.

Текст печатается в авторской редакции

Подписано в печать . Формат 60*84 1/16.

Усл.печ.л. . Уч.-изд. л. . Тираж 100 экз. Заказ . Бесплатно.

Юго-Западный государственный университет.

305040 Курск, ул. 50 лет Октября, 94.

СОДЕРЖАНИЕ

Введение	4
Лабораторная работа №1	
Скорость химических реакций и ее зависимость от различных факторов. Химическое равновесие	6
Лабораторная работа №2	
Ионные равновесия в растворах электролитов	9
Лабораторная работа №3	
Гальванический элемент. Электролиз	12
Лабораторная работа №4	
Окислительно-восстановительные реакции. Поведение металлов в агрессивных средах	14
Лабораторная работа №5	
Галогены и их соединения	15
Лабораторная работа №6	
Сера и ее соединения	18
Лабораторная работа №7	
Свойства соединений азота и фосфора	21
Лабораторная работа №8	
Свойства соединений углерода и кремния	25
Лабораторная работа №9	
Свойства d-элементов: марганца и хрома	27
Лабораторная работа №10	
Свойства d-элементов: железа, меди, цинка	30
Лабораторная работа №11	
Ароматические углеводороды	34
Лабораторная работа №12	
Углеводы. Моносахариды, их свойства. Полисахариды, их обнаружение и свойства	36
Лабораторная работа №13	
Аминокислоты. Белки, их обнаружение и свойства	39
Лабораторная работа №14	
Свойства и качественные реакции органических веществ	44
Список рекомендуемой литературы	47

ВВЕДЕНИЕ

Лабораторный практикум – совокупность лабораторных работ – является неотъемлемой составляющей при изучении любой химической дисциплины.

Данные методические указания предназначены для подготовки к лабораторным работам по дисциплине «Неорганическая и органическая химия» студентами направления подготовки 30.05.03 Медицинская кибернетика. Методические указания содержат описание лабораторных работ, включённых в лабораторный практикум данной дисциплины, требования к отчёту, вопросы для самоподготовки.

Методические указания позволяют подготовиться к выполнению экспериментальной части лабораторной работы, произвести требуемые расчёты и оформить отчёт.

К лабораторному занятию студенты готовятся заранее, изучая теоретический материал, методику выполнения эксперимента и требования к отчёту.

Общие вопросы по организации подготовки и выполнению лабораторных работ по дисциплине «Неорганическая и органическая химия»

Лабораторные работы наряду с лекционными и практическими занятиями позволяют вырабатывать у студента знания, умения и навыки, таким образом, позволяя формировать у него компетенции.

Лабораторный практикум составляет 36 академических часов. Перечень лабораторных работ представлен в таблице 1.

Порядок выполнения лабораторного практикума включает следующие этапы: изучение теоретического материала по теме лабораторной работы с использованием учебников и конспекта лекций, выполнение эксперимента лабораторной работы, обработка результатов, оформление отчета и домашнего индивидуального задания к нему, защита лабораторной работы. При составлении отчета уравнения ОВР разбираются методом электронного баланса, для реакций обмена – уравнения в ионной форме.

Таблица 1. - Лабораторные работы

№ п/п	Наименование лабораторной работы	Объем, час
1.	Вводное ознакомительное	2
2.	Скорость химических реакций и её зависимость от различных факторов. Химическое равновесие	2
3.	Ионные равновесия в растворах электролитов	4
4.	Гальванический элемент. Электролиз	2
5.	ОВР. Поведение металлов в агрессивных средах	2
6.	Галогены и их соединения	2
7.	Сера и её соединения	2
8.	Свойства соединений подгруппы азота и фосфора	2
9.	Свойства соединений углерода и кремния	2
10.	Свойства d-элементов: марганца и хрома	2
11.	Свойства d-элементов: железа, меди, цинка	4
12.	Ароматические углеводороды	2
13.	Углеводы. Моносахариды, их свойства. Полисахариды, их обнаружение и свойства	2
14.	Аминокислоты. Белки, их обнаружение и свойства	2
15.	Свойства и качественные реакции органических веществ	4
Итого за семестр		36

Лабораторные работы, представленные для выполнения, не требуют сложного оборудования.

Лабораторная работа №1
**СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ И ЕЕ
 ЗАВИСИМОСТЬ ОТ РАЗЛИЧНЫХ ФАКТОРОВ.
 ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ**

Опыт 1. Зависимость скорости реакции от концентрации
 реагирующих веществ

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ изучают на примере взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой: $Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + SO_2 + H_2O + S \downarrow$

Признаком реакции является помутнение раствора вследствие выделения серы.

Приготовьте лист белой бумаги, с нанесенной на него жирной черной линией.

В пробирку, не содержащую на дне воды, добавьте 4 капли тиосульфата натрия, 8 капель воды и, заметив время, 1 каплю серной кислоты. Каплю серной кислоты добавлять так, чтобы она не стекала по стенке, а падала прямо в раствор.

Зафиксируйте время помутнения раствора, при котором сквозь раствор не будет видна черная линия. Повторите опыт, добиваясь единообразной степени помутнения. После каждого опыта сразу же промывайте пробирку, так как адсорбирующаяся на стенках сера потом очень трудно отмывается.

Проделайте второй опыт, взяв 8 капель тиосульфата натрия, 4 капли воды и одну — серной кислоты, а затем третий опыт, взяв 12 капель тиосульфата натрия и одну каплю серной кислоты. Результаты опытов оформите в виде таблицы:

№ опыта	Количество капель		Относит. концентр., $C_{отн}$	Время до помутн., τ , с	Относительная скорость реакции	
	$Na_2S_2O_3$	H_2O			$V_{теор}$	$V_{практ}$
1	4	8	1		1	1
2	8	4	2		2	
3	12	—	3		3	

Рассчитайте $V_{\text{практ}}$ для второго и третьего случаев по формуле:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{\tau_2}{\tau_1}$$

где V_1 — скорость реакции в первом случае ($V_1= 1$); V_2 — скорость реакции во втором (или V_3 — в третьем) случае; τ_1 — время протекания реакции до помутнения раствора в первом случае, τ_2 — время протекания реакции до помутнения раствора во втором (или τ_3 —третьем) случае.

Постройте график зависимости $V_{\text{теор}}$ от концентрации $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. На этом же графике отметьте точками значения $V_{\text{практ}}$, полученные при вычислениях. Напишите уравнение реакции и сделайте вывод о зависимости скорости реакции от концентрации $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ при данных условиях.

Опыт 2. Влияние поверхности раздела реагирующих веществ на скорость реакции в гетерогенной системе

Влияние поверхности раздела реагирующих веществ на скорость реакции в гетерогенной системе изучается на примере реакции карбоната кальция с соляной кислотой.

Приготовьте два небольших приблизительно одинаковых кусочка мела. Один из них разотрите пестиком на листе бумаги и пересыпьте в коническую пробирку, второй поместите в другую пробирку. В обе пробирки одновременно добавьте по 15-20 капель 20%-ной соляной кислоты.

Напишите уравнение реакции. Отметьте наблюдаемые явления и объясните их.

Опыт 3. Гетерогенный катализ

Гетерогенный катализ изучается на примере каталитического ускорения реакции разложения пероксида водорода диоксидами свинца или марганца.

Налейте в пробирку 5-8 капель 30%-ного (по массе) раствора пероксида водорода H_2O_2 . С помощью тлеющей лучины убедитесь в отсутствии кислорода. Внесите в раствор на кончике микрошпателя диоксид свинца PbO_2 или диоксид марганца MnO_2 и наблю-

дайте выделение газа. Напишите уравнение разложения пероксида водорода.

Опыт 4. Влияние концентрации на смещение химического равновесия

В данном опыте изучают обратимую реакцию взаимодействия хлорида железа (III) FeCl_3 с роданидом аммония NH_4NCS (или роданидом калия KNCS). Роданид железа $\text{Fe}(\text{NCS})_3$ придает раствору красную окраску. По изменению интенсивности окраски $\text{Fe}(\text{NCS})_3$ можно судить об изменении концентрации, то есть о смещении химического равновесия в ту или иную сторону.

В колбу объемом 100 мл налейте 2,5мл раствора FeCl_3 и добавьте 2,5мл раствора NH_4CNS (KCNS). Полученную смесь разбавьте дистиллированной водой до 100 мл (до метки на колбе). Приготовленный раствор размешайте энергичным встряхиванием.

Пипеткой на 10 мл или цилиндром разлейте данный раствор в четыре пробирки, по 10мл в каждую.

В первую пробирку добавьте избыток раствора хлорида железа (III), во вторую – роданида аммония (роданида калия), в третью – хлорида аммония (хлорида калия), четвертую пробирку оставьте для сравнения.

ПРИМЕЧАНИЕ: объем растворов, который необходимо добавлять в пробирки, чтобы получить избыток того или иного реагента, преподаватель задает конкретно для каждой бригады.

Для каждого из полученных растворов определите значение оптической плотности используя фотоколориметр.

При оформлении результатов опыта

1. запишите уравнение реакции между хлоридом железа (III) и роданидом аммония (роданидом калия);
2. напишите выражение константы равновесия данной реакции;
3. отметьте изменение интенсивности окраски в каждом случае, когда приливали избыток раствора того или иного реагента и запишите для каждого случая значение оптической плотности раствора;
4. сделайте вывод о направлении смещения химического равновесия и об изменении концентрации каждого компонента в

случае добавления: а) хлорида железа (III), б) роданида аммония (роданида калия), в) хлорида аммония (хлорида калия).

Лабораторная работа №2

ИОННЫЕ РАВНОВЕСИЯ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Опыт 1. Экспериментальное наблюдение электропроводности водных растворов веществ

В стакан с дистиллированной водой опустить угольные электроды, укрепленные на деревянной дощечке и подключенные в цепь последовательно с милливольтметром. Включите прибор в сеть. Отклоняется ли стрелка милливольтметра? Проводит ли дистиллированная вода электрический ток?

Таким же образом изучить электропроводность раствора сахара, 0,1н. растворов H_2SO_4 , KOH, NH_4OH , CH_3COOH . Обратите внимание, отклоняется ли стрелка милливольтметра и на сколько сильно это отклонение.

Смешайте растворы NH_4OH и CH_3COOH . Изучите их электропроводность.

Какие из испытанных веществ являются электролитами? По глубине отклонения стрелки милливольтметра отметьте сильные и слабые электролиты. Чем можно объяснить разные показания милливольтметра для растворов NH_4OH , CH_3COOH и их смеси? К сильным или слабым электролитам относится продукт, полученный при смешивании растворов NH_4OH и CH_3COOH ?

Оформите полученные данные в таблицу.

Вещество	Уравнения диссоциации	Показания милливольтметра

Составьте уравнения (в молекулярной и ионно-молекулярной формах) реакции, протекающей между NH_4OH и CH_3COOH при смешивании их растворов.

Сделайте общий вывод: сильными или слабыми электролитами являются кислоты? основания? соли? Чем измеряется сила электро-

лита? Укажите условные значения степени и константы диссоциации для сильных, слабых и средней силы электролитов.

Опыт 2. Направление обменных ионных процессов в растворах электролитов

а) Образование малорастворимых веществ

В три пробирки внесите по 2—3 капли следующих растворов: в первую — хлорида железа (III) FeCl_3 , во вторую — силиката натрия Na_2SiO_3 , в третью — разбавленной серной кислоты H_2SO_4 . Добавьте в них по такому же количеству растворов: первую пробирку — гидроксида натрия, во вторую — соляной кислоты, в третью — хлорида бария. Наблюдайте в первом случае выпадение осадка гидроксида железа (III), во втором — метакремниевой кислоты, в третьем — сульфата бария.

Напишите в молекулярном и ионно-молекулярном виде уравнения протекающих реакций, направленных в сторону образования малорастворимых веществ.

б) Образование слабых кислот и оснований

В две пробирки внесите по 5—7 капель: в первую — раствора ацетата натрия NaCH_3COO , во вторую — хлорида аммония. Добавьте в первую пробирку несколько капель серной кислоты (1:1), перемешайте раствор стеклянной палочкой и слегка подогрейте.

Определите по запаху, что реакция протекала в сторону образования слабой уксусной кислоты. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции. Во вторую пробирку добавьте 4 н. раствора щелочи и подогрейте раствор. Определите по запаху выделение аммиака. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции, протекающей в сторону образования слабого основания NH_4OH , и уравнение его распада на аммиак и воду.

в) Образование летучих продуктов реакции

Поместите в две пробирки по 5—7 капель раствора соды Na_2CO_3 . Проверьте наличие в растворе иона CO_3^{2-} , для чего в одну пробирку добавьте несколько капель хлорида кальция. Какое вещество выпало в осадок? Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции.

Добавьте во вторую пробирку несколько капель серной кислоты (1:1) и наблюдайте выделение газа. Подогрейте слегка пробирку, дождитесь конца выделения газа и добавьте несколько капель раствора хлорида кальция. Почему не выпадает осадок CaCO_3 ? Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции взаимодействия соды с серной кислотой.

Опыт 3. Определение характера среды растворов веществ, относящихся к различным группам электролитов

Определите с помощью универсального индикатора pH среды растворов: H_2SO_4 , HCl , NaOH , H_2O (дист.), Na_2CO_3 , FeCl_3 , FeSO_4 , CaCl_2 .

Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции диссоциации веществ, а также уравнения гидролиза солей (первая ступень) в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 4. Смещение равновесия реакции гидролиза соли при разбавлении раствора

Убедитесь в том, что концентрированный раствор ацетата свинца (II) прозрачен. В коническую колбу налейте 50 мл водопроводной воды, добавьте 1—2 капли концентрированного раствора $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$. Наблюдайте образование осадка.

При оформлении результатов опыта:

1. Назовите гидролизующийся ион, составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции гидролиза и объясните, почему концентрированный раствор $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ прозрачен.

2. Объясните, почему при разбавлении в колбе появился осадок. Составьте уравнение реакции образования осадка. Имеет ли отношение эта реакция к процессу гидролиза рассматриваемой соли?

3. Сделайте вывод о влиянии разбавления растворов гидролизующихся солей на гидролитическое равновесие.

Опыт 5. Смещение равновесия реакции гидролиза соли при изменении температуры

В пробирку внесите 5 — 6 мл раствора ацетата натрия CH_3COONa и 1-2 капли фенолфталеина. Содержимое пробирки

разделите на 2 части, одну из них оставьте для сравнения, другую — нагрейте до кипения.

Сравните окраску индикатора в обеих пробирках. Дайте пробирке охладиться и снова сравните окраску индикатора в обеих пробирках. Опишите и поясните свои наблюдения.

Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции гидролиза соли, назвав предварительно гидролизующийся ион. Сделайте вывод о среде раствора и о влиянии температуры на гидролитическое равновесие.

Лабораторная работа №3

ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ. ЭЛЕКТРОЛИЗ

Опыт 1. Определение ЭДС гальванического элемента

Измерение ЭДС гальванического элемента обычно проводят компенсационным методом. Он заключается в том, что в момент измерения разности потенциалов электродов ток, проходящий через элемент, близок к нулю. Для этого к исследуемому элементу подводят противо-ЭДС от внешнего источника.

Более простой, но менее точный метод измерения ЭДС заключается в прямом измерении напряжения на клеммах гальванического элемента с помощью вольтметра, имеющего высокое сопротивление. Вследствие высокого сопротивления величина силы тока, протекающего через элемент, незначительна, поэтому разница между ЭДС и напряжением элемента невелика.

Гальванические элементы собирают из двух металлических электродов, помещённых в два отдельных стакана, соединённых электролитическим ключом. Электролитический ключ представляет собой U-образную стеклянную трубку, заполненную насыщенным раствором хлорида калия (рис. 1).

Подготовьте две электродные системы, состоящие из металлов, погружённых в растворы собственных солей. Конкретные металлы выберите по указанию преподавателя. Сосуды для растворов предварительно вымойте водой, ополосните раствором соли соответствующего металла и залейте этот раствор на $\frac{2}{3}$ их объёма. Металлические стержни или пластинки тщательно вычистите наждач-

ной бумагой, промойте проточной водой под краном и погрузите в сосуды с раствором соли. Проследите, чтобы места сая металлической пластины с проводником не касались раствора.

Замкните цепь. Запишите показания вольтметра. Запишите уравнения электродных и токообразующих реакций. По уравнению Нернста рассчитайте величины равновесных потенциалов электродов, использованных в элементе. Примите, что активность ионов равна концентрации. Рассчитайте ЭДС и сравните её с экспериментальным значением. Рассчитайте стандартную ЭДС элемента.

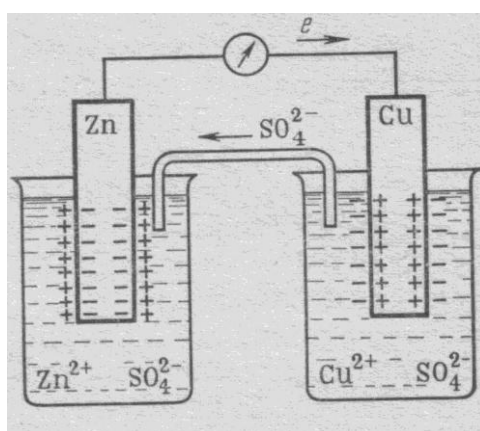


Рисунок 1 – Цинково-медный гальванический элемент

Опыт 2. Электролиз водного раствора сульфата натрия с нерастворимыми электродами

Для проведения опыта в U-образную трубку наливают раствор сульфата натрия. К раствору добавить фенолфталеин. В оба колена поместите электроды. Соедините электроды с источником постоянного тока (источником тока может быть гальванический элемент, изучаемый в опыте 1).

Наблюдайте изменение окраски индикатора. В отчёте напишите схему электролиза раствора сульфата натрия. Объясните цвет индикатора.

Лабораторная работа №4
**ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ.
 ПОВЕДЕНИЕ МЕТАЛЛОВ В АГРЕССИВНЫХ СРЕДАХ**

Опыт 1. Влияние pH среды на окислительно-восстановительные реакции

В три пробирки налейте по 3мл раствора перманганата калия KMnO_4 . В первую пробирку прилейте 2мл 1М раствора серной кислоты, во вторую – 2мл воды, в третью – 2мл 2М раствора гидроксида калия. В каждую пробирку добавьте по 3мл раствора сульфита натрия Na_2SO_3 . Запишите наблюдения, составьте уравнения соответствующих окислительно-восстановительных реакций и объясните результаты опыта.

Учтите, что фиолетовая окраска характерна для ионов MnO_4^- , слабо-розовая – для ионов Mn^{2+} , зеленая – для ионов MnO_4^{2-} , бурый цвет имеют осадки MnO_2 и $\text{Mn}(\text{OH})_2$.

Опыт 2. Окислительно-восстановительные свойства нитрит – иона NO_2^-

К подкисленному раствору иодида калия KI (**опыт проводить под тягой!**) добавьте несколько капель раствора нитрита натрия NaNO_2 и несколько капель раствора крахмала. Что наблюдаете?

К подкисленному раствору перманганата калия KMnO_4 добавьте до обесцвечивания раствор нитрита натрия. Запишите наблюдения.

Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций. Объясните, какова функция NaNO_2 в опытах 1 и 2.

Опыт 3. Взаимодействие железа с кислотами

Налейте в четыре пробирки по пять капель кислот: 2М HCl , 1М H_2SO_4 , концентрированной H_2SO_4 , 2М HNO_3 . В каждую пробирку внесите кусочек железной стружки.

Пробирку с концентрированной серной кислотой нагрейте. Затем добавьте во все растворы по капле 0,01М раствора роданид калия (KNCS) или аммония (NH_4NCS), которые образуют с ионами железа (III) соль $\text{Fe}(\text{NCS})_3$, окрашенную в красный цвет. В каких пробирках образовались ионы Fe^{3+} ?

Роданид ион является качественным реагентом на ионы Fe^{3+} . Аналитический признак - появление кроваво-красного окрашивания.

Напишите уравнения реакций растворения железа в различных кислотах.

Опыт 4. Восстановительные свойства меди

В три пробирки внесите по кусочку меди и по 5 – 6 капель 1М растворов кислот: в первую – соляной, во вторую – серной, в третью азотной (**опыт проводить под тягой!**).

Во всех ли пробирках появилось голубое окрашивание, характерное для ионов меди Cu^{2+} ? Напишите уравнения реакций взаимодействия меди с азотной кислотой, принимая во внимание, что азотная кислота восстановилась преимущественно до оксида азота NO.

Слейте разбавленные кислоты, оставив в пробирках кусочки меди. Ополосните пробирки и внесите в них по 5 – 6 капель концентрированных растворов тех же кислот (**опыт проводить под тягой!**) Проследите сначала при комнатной температуре, потом при осторожном нагревании, во всех ли пробирках протекает реакция. Напишите уравнения протекающих реакций.

Обратите внимание на запах диоксида серы SO_2 и на окраску диоксида азота NO_2 .

Опыт 5. Растворение цинка в кислотах и щелочах

Поместите в пробирку 4 – 5 капель 2М раствора серной кислоты, добавьте один микрошпатель цинковой пыли и подогрейте. Какой газ выделяется? Тоже проделайте с концентрированной серной кислотой. Какой газ выделяется?

Проверьте растворимость цинка в 2М растворах соляной кислоты и едкой щелочи. Напишите уравнения всех проделанных реакций и объясните результаты опыта.

Лабораторная работа №5 ГАЛОГЕНЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

Опыт 1 Окислительные свойства галогенов

В три пробирки внести по 3-5 капель хлорной, бромной, йодной воды. Добавить к хлорной воде несколько капель сероводо-

родной воды до появления мути. К бромной и йодной воде добавить порошок алюминия. Перемешать растворы стеклянной палочкой и отметить обесцвечивание. Написать уравнения соответствующих реакций.

Опыт 2 Сравнение окислительных свойств галогенов

В две пробирки отдельно внести по 3-5 капель бромной и йодной воды. Добавить в каждую пробирку по 1-2 кристаллика сульфата железа (II). Что наблюдается? Написать уравнения реакций. В каком случае реакция окисления Fe^{2+} не протекала? Будет ли хлорная вода окислять FeSO_4 ?

Опыт 3. Восстановительные свойства галогенидов

а) **(Работать под тягой!)** В сухую пробирку вносят около 0,5 г кристаллического KMnO_4 и около 0,5 г кристаллического KBr , добавляют 2 мл 30%-ной серной кислоты и нагревают пробирку пламенем горелки. Наблюдают появление окрашенных паров брома.

б) В три пробирки вносят по 2-4 капли дихромата калия, подкисленного 1-2 каплями 2 н. серной кислотой. Добавляют по 2-3 капли в первую пробирку раствора хлорида натрия, во вторую — столько же бромида натрия, в третью — йодида калия. Растворы перемешивают. В каком случае восстановление дихромата не произошло? Написать уравнения соответствующих реакций.

Опыт 4. Качественная реакция на йод

В пробирку наливают раствор крахмала и добавляют несколько капель раствора йода. Наблюдают появление окраски.

Опыт 5. Качественные реакции на ионы галогенидов

а) Обнаружение и идентификация галогенид-ионов. Нитрат серебра дает с галогенид-ионами (Cl^- , Br^- , I^-) осадки, различающиеся по цвету и по устойчивости при действии веществ, способных связывать Ag^+ в прочные комплексы, например, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, NH_4OH . В три пробирки наливают по 5-6 капель раствора AgNO_3 , в одну добавляют раствор NaCl , в другую - NaBr , в третью - KI . Сравнивают цвета выпавших осадков галогенидов серебра. К по-

лученным галогенидам добавляют водный раствор аммиака. Наблюдают, все ли осадки растворяются. Повторяют получение галогенидов серебра и действуют на них раствором тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Объясняют наблюдаемые явления. Для объяснения растворения сопоставить взятые из справочника ПР галогенидов серебра с константами нестойкости соответствующих комплексных ионов серебра.

б) Окисление ионов Cl^- до элементарного хлора. Хлороводородная кислота и ее соли в кислой среде являются восстановителями и способны окисляться сильными восстановителями до элементарного хлора: $2\text{Cl}^- - 2e^- \rightarrow \text{Cl}_2$. Поместите в пробирку 5 капель раствора, содержащего ионы Cl^- , добавьте 5 капель концентрированного раствора KMnO_4 , 5 капель концентрированной H_2SO_4 и нагрейте (под тягой!). При этом наблюдается частичное или полное обесцвечивание раствора KMnO_4 и выделение газообразного хлора. Для обнаружения выделяющегося хлора поднесите к отверстию пробирки йодкрахмальную бумагу. В присутствии хлора появляется синее окрашивание вследствие выделения элементарного йода: $2\text{KI} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{KCl} + \text{I}_2$.

в) Свойства фторид - иона. Литий - щелочной металл и практически все его соли растворимы (так же как соли Na^+ и K^+). Образование нерастворимого фторида указывает на особый характер HF (слабый электролит!) по сравнению с HCl и HBr и является характерической реакцией на ион Li^+ , позволяющей отличать его от ионов Na^+ и K^+ . В пробирку набирают 5-6 капель раствора NaF и добавляют раствор соли Li^+ . Наблюдают осаждение малорастворимого фторида лития.

Опыт 6. Свойства соединений с положительными степенями окисления хлора

а) Окислительные свойства Cl^{+1} . В пробирку набирают раствор хлорной извести и добавляют раствор KI . Наблюдают выделение йода. Повторяют опыт с раствором гипохлорита натрия NaClO . Наблюдают выделение йода.

б) Свойства Cl^{+5} . В пробирке кипятят раствор NaClO . При нагревании происходит диспропорционирование NaClO с образованием NaCl и NaClO_3 . К полученному раствору добавляют раствор

KI. Наблюдают, выделяется ли йод? Сделать вывод об относительной окислительной активности ионов ClO^- и ClO_3^- в растворе. Полученный раствор, содержащий KI, подкисляют серной кислотой. Что наблюдается? Делают вывод об относительной окислительной активности NaClO и HClO_3 в растворах. В используемом растворе NaClO содержится карбонат натрия, взятый в избытке при синтезе NaClO , поэтому при подкислении раствора происходит также выделение CO_2 .

Лабораторная работа №6 СЕРА И ЕЕ СОЕДИНЕНИЯ

Опыт 1. Полиморфизм серы.

(Работать под тягой!) В пробирку насыпают порошок серы (около $\frac{1}{4}$ ее объема). Осторожно и медленно нагревают ее пламенем горелки, пробирку держат специальным держателем. Наблюдают изменение цвета и вязкости серы. Расплавленную серу нагревают до кипения и быстро выливают ее в стакан с холодной водой. При нагревании возможно возгорание серы в пробирке, которое тушат, закрыв чем-либо устье пробирки (приготовить заранее!). Охлажденную серу вынимают из воды и проверяют ее пластичность.

Опыт 2. Растворение сероводорода в воде

В пробирку с сульфидом железа (II) добавить 2-3 капли концентрированной хлороводородной кислоты. Закрывать пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Выделяющийся сероводород направить в пробирку, на $\frac{1}{3}$ наполненную нейтральным раствором лакмуса. Отметить и объяснить изменение цвета лакмуса, указав, что собой представляет водный раствор сероводорода. Написать уравнения его диссоциации и выражения констант диссоциации по всем ступеням. Выписать их числовые значения из справочника.

Опыт 3. Восстановительные свойства сероводорода

В две пробирки внести следующие растворы: в первую - 5 капель перманганата калия и 2 капли 2н. серной кислоты, во вторую - столько же дихромата калия и той же кислоты. В каждую из про-

бирок добавлять по каплям сероводородную воду до изменения окраски каждого раствора и его помутнения вследствие выделения серы. Написать уравнения соответствующих реакций.

Опыт 4. Качественные реакции иона S^{2-} и сероводородной кислоты.

Все работы с сульфидом натрия вести только под тягой!

а) Свойства сульфидов тяжелых металлов. Нитрат серебра дает с S^{2-} черный осадок Ag_2S . Осадок нерастворим в NH_4OH , но растворяется при нагревании в разбавленной HNO_3 . Соли кадмия (Cd^{2+}) дают с S^{2-} характерный ярко-желтый осадок CdS , соли свинца (II) - черный осадок PbS . Реакция чувствительная, ее применяют для обнаружения сероводорода по почернению бумаги, смоченной раствором ацетатом свинца $Pb(CH_3COO)_2$ или Na_2PbO_2 , который получается при действии избытка $NaOH$ на раствор соли свинца. В 6 пробирок набирают по 5-6 капель 0,1 н. растворов солей меди (II), бария, цинка, кадмия, сурьмы (III) и свинца (II). Добавляют столько же 0,1 н. раствора сульфида натрия. Отмечают, во всех ли пробирках выделяются осадки и каков их цвет.

б) Гидролиз сульфида натрия. В пробирку набирают 5-6 капель раствора сульфида натрия. Осторожно нюхают раствор. Какой запах ощущается? С помощью индикаторной бумаги определяют рН раствора сульфида натрия. О чем это говорит? Добавляют в пробирку такой же объем разбавленной серной кислоты и подносят полоску фильтровальной бумаги, смоченной раствором свинца (II), как описано выше. Объясняют наблюдаемое явление. Привести уравнения гидролиза сульфида натрия по обеим ступеням в молекулярной и ионной форме. Рассчитать константы гидролиза по первой и второй ступеням.

в) Восстановительные свойства соединений S^{2-} . В три пробирки набирают по 5-6 капель раствора сульфида натрия и столько же разбавленной серной кислоты. В одну пробирку добавляют 5 капель раствора перманганата калия, в другую – 5 капель раствора бихромата калия, в третью — 5 капель раствора хлорида железа (III). В четвертую пробирку набирают 5-6 капель раствора сульфида натрия и добавляют хлорную воду. Объясняют, что происходит. Написать уравнения соответствующих реакций.

Опыт 5. Полисульфид натрия и его свойства (опыт проводится под тягой) В микро стаканчик с концентрированным раствором сульфида натрия (8-10 мл) внести немного мелко растертой серы, предварительно смоченной спиртом, и осторожно кипятить, нагревая маленьким пламенем горелки, до изменения окраски раствора. Отделить раствор полученного полисульфида натрия от не прореагировавшей серы. 5-6 капель прозрачного раствора перенести пипеткой в чистую пробирку. К раствору добавляем по каплям 2н. хлороводородной кислоты до кислой реакции (проба лакмусовой бумажкой). Через некоторое время отметить появление серы в коллоидном состоянии. Написать графические формулы сульфида и простейшего полисульфида. Описать наблюдаемые явления. Написать уравнения реакций получения полисульфида натрия Na_2S_2 и его разрушения в кислой среде (реакция диспропорционирования)

Опыт 6. Неустойчивость сернистой кислоты. К нескольким кристаллам сульфита натрия добавляют 5-6 капель разбавленной серной кислоты и осторожно нюхают раствор. О каком свойстве сернистой кислоты свидетельствуют эти наблюдения. Привести уравнения протекающих реакций.

Опыт 7. Восстановительные свойства SO_3^{2-} иона. В пробирку, содержащую 5-6 капель перманганата калия и 3-4 капли 2н. хлороводородной кислоты, прибавить несколько кристалликов сульфита натрия. Описать наблюдаемое явление. В какой ион перешел ион SO_3^{2-} ? Написать уравнения соответствующей реакции.

Опыт 8. Гидратация концентрированной серной кислоты. В пробирку набирают 5-6 капель дистиллированной воды и по каплям добавляют концентрированную серную кислоту. Раствор в пробирке сильно нагревается, на основании чего объясняют правило: при смешивании концентрированной серной кислоты с водой всегда следует наливать кислоту в воду (а не наоборот!).

Опыт 9. Обугливающее действие на целлюлозу концентрированной серной кислоты. В пробирку набирают 5-6 капель концен-

трированной серной кислоты и опускают лучинку, ватку или полоску фильтровальной бумаги в кислоту. Объясняют наблюдаемые явления.

Опыт 10. Качественная реакция на анион SO_4^{2-} . Ион Ba^{2+} образует с SO_4^{2-} белый осадок BaSO_4 . Он нерастворим в кислотах. Этим BaSO_4 отличается от солей всех других анионов, чем пользуются для обнаружения SO_4^{2-} . Поместите в пробирку 2-3 капли исследуемого раствора, 2-3 капли 6 н. раствора HCl и затем 1-2 капли раствора BaCl_2 . В присутствии иона SO_4^{2-} мгновенно образуется белый кристаллический осадок BaSO_4 .

Опыт 11. Неустойчивость тиосерной кислоты. В пробирку набирают 5-6 капель раствора тиосульфата натрия ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) и столько же разбавленной хлороводородной кислоты. Объясняют наблюдаемое явление.

Опыт 12. Гидролиз тиосульфата натрия. В пробирку набирают 5-6 капель раствора тиосульфата натрия и вносят 1-2 капли фенолфталеина. Объясняют наблюдаемое явление.

Опыт 13. Восстановительные свойства тиосульфат -иона. В три пробирки вносят по 5-6 капель раствора тиосульфата натрия. В одну пробирку добавляют в равном объеме раствор йода, в другую - 1-2 капли хлорной воды, в третью - избыток хлорной воды. Объясняют наблюдаемые явления. Приведите структурную формулу тиосульфата натрия с указанием степеней окисления элементов. Написать уравнение реакции.

Лабораторная работа №7

СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ АЗОТА И ФОСФОРА

Опыт 1. Качественные реакции на ион NH_4^+

а) Щелочи NaOH , KOH выделяют из растворов солей аммония при нагревании газообразный аммиак: $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$. Поместите в пробирку 2-3 капли раствора соли аммония, добавьте несколько капель раствора сильного основания (NaOH , KOH) и подогрейте содержимое пробирки. Выделяющийся аммиак можно

обнаружить по запаху, по изменению окраски индикаторной бумажки, смоченной дистиллированной водой. При этом бумажку следует держать над пробиркой, не касаясь стекла во избежание попадания на нее щелочи.

б) Действие реактива Несслера (раствор $K_2[HgI_4]$ в KOH). Реактив Несслера образует с растворами солей аммония характерный красно-бурый осадок. $NH_4^+ + 2(HgI_4)^{2-} + 4OH^- = [HgO \cdot HgNH_2I] \downarrow + 7I^- + 3H_2O$. Очень малые количества (следы) солей аммония вместо красно-бурого осадка дают желто-оранжевое окрашивание. Прибавьте к капле разбавленного раствора соли аммония 1-2 капли раствора реактива Несслера (реактив Несслера берут в избытке по отношению к соли аммония, так как в избытке соли аммония осадок растворим). Наблюдайте выпадение осадка.

Опыт 2. Окислительные свойства азотной кислоты

а) Действие на металлы. В две пробирки с медной стружкой и цинковыми гранулами добавляют по 5-6 капель концентрированной азотной кислоты. Пробирку с медью нагревают (для инициации реакции). Отмечают окраску выделяющихся газов.

б) Окисление серы. В фарфоровую чашку вносят немного порошкообразной серы и добавляют 5-6 капель концентрированной азотной кислоты. Смесь кипятят на водяной бане 7-10 мин, добавляя немного азотную кислоту по мере ее разложения. По окончании реакции тигель охлаждают и его содержимое разбавляют водой. По реакции с $BaCl_2$ доказывают наличие в растворе сульфат-ионов.

Опыт 3 Сравнение окислительной способности нитритов и нитратов. В две пробирки набирают по 5-6 капель раствора иодида калия. В одну пробирку добавляют столько же раствора $NaNO_2$, в другую - $NaNO_3$. Наблюдают, изменилась ли окраска растворов. Затем добавляют в пробирки 1-2 капли концентрированной серной кислоты. Объясняют наблюдаемое явление.

Опыт 4. Качественная реакция на ион NO_3^- .

Все соли азотной кислоты растворимы в воде, поэтому для обнаружения NO_3^- применяются вызываемые им реакции окисления. На чистое сухое часовое стекло помещают 4-5 капель раствора дифениламина $(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{NH}$, 5 капель концентрированной H_2SO_4 и 2 капли анализируемого раствора. В присутствии NO_3^- появляется интенсивная синяя окраска, вызываемая продуктами окисления дифениламина.

Опыт 5 Термическое разложение нитратов

а) Разложение нитрата калия. В пробирку поместить кристаллик нитрата калия. Пробирку нагреть на пламени горелки до расплавления соли и начала выделения пузырьков газа. Внести в пробирку тлеющую лучину. Какой газ выделяется? Доказать образование нитрита калия при разложении нитрата. Для этого в двух пробирках растворить твердый остаток плава. В одну пробирку добавить подкисленный раствор иодида калия, в другую - подкисленный раствор перманганата калия. Отметить изменение окраски растворов в каждом из случаев. Аналогичные опыты провести с нитратом калия. Написать уравнения протекающих процессов.

б) Разложение нитрата меди. В пробирку поместить микрошпатель сухой соли нитрата меди. Пробирку осторожно нагреть. Наблюдать окраску выделяющихся газов. Какой газ выделяется кроме кислорода? Написать уравнение соответствующей реакции.

в) Разложение нитрата серебра. В пробирку поместить несколько кристалликов нитрата серебра. Пробирку нагреть. Наблюдать окраску выделяющихся газов. Какой газ выделяется кроме кислорода? Написать уравнение соответствующей реакции, учитывая, что кроме газов образуется металлическое серебро.

Опыт 6. Ортофосфаты некоторых металлов.

а) получение гидрофосфата кальция. В пробирку внести по 4-5 капель раствора хлорида кальция и гидрофосфата натрия Na_2HPO_4 . Отметить цвет выпавшего осадка. Написать уравнение в молекулярном и ионном видах.

б) Осаждение фосфата железа и алюминия в присутствии ацетата натрия. В две пробирки внести по 3-4 капли растворов солей: в первую - хлорида железа (III); во вторую - хлорида или сульфата

алюминия. Добавить в каждую из пробирок по 2-3 капли растворов ацетата натрия и гидрофосфата натрия. Отметить цвет выпавших осадков. В данном случае образуются средние фосфаты, не растворимые в уксусной кислоте. Написать уравнения в молекулярной и ионной формах.

Опыт 7. Гидролиз ортофосфата натрия. В три пробирки внести по 5-6 капель раствора нейтрального лакмуса. Одну пробирку оставить как контрольную, во вторую добавить 3-4 кристалла фосфата натрия, в третью - столько же дигидрофосфата натрия. Содержимое пробирки перемешать до растворения соли. Отметить изменение цвета раствора лакмуса по сравнению с контрольной пробиркой. На увеличение каких ионов указывает изменение окраски лакмуса при растворении фосфата и дигидрофосфата? Написать уравнение первой ступени гидролиза фосфата натрия в молекулярном и ионном видах. Кислотность раствора NaH_2PO_4 обусловлено тем, что из двух реакций: 1) $\text{H}_2\text{PO}_4^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$ 2) $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{OH}^-$, первая протекает интенсивнее, чем гидролиз этого иона, так как сопровождается образованием более слабого электролита HPO_4^{2-} по сравнению с H_3PO_4 ($K_{\text{дисс.}} \text{HPO}_4^{2-} = 4,5 \cdot 10^{-12}$; $K(1)\text{H}_3\text{PO}_4 = 7,9 \cdot 10^{-3}$).

Опыт 8. Гидроксиды сурьмы (III) и висмута (III) и их свойства. В две пробирки внести по 3-4 капли раствора соли сурьмы, в две другие - соли висмута. Во все пробирки прибавить 2н. раствор щелочи до выпадения осадков. В одну пробирку с осадком гидроксида сурьмы добавить несколько капель 2н. раствора HCl , в другую - щелочи. Наблюдать растворение осадков в обоих случаях. Прodelать аналогичные опыты с гидроксидом висмута, заменив HCl на HNO_3 . В обоих ли случаях растворился осадок? Написать уравнения реакций в ионном и молекулярном виде, учитывая, что в избытке щелочи гидроксид сурьмы образует ион $[\text{Sb}(\text{OH})_6]^{3-}$. Сделать вывод о свойствах данных гидроксидов.

Опыт 9. Действие перманганата калия на хлорид сурьмы(III) и нитрат висмута (III). В две пробирки поместить по 2-3 капли перманганата калия и 2н. раствора хлороводородной кислоты. В одну

из пробирок добавить 3-5 капель раствора хлорида сурьмы, в другую - столько же раствора нитрата висмута. В какой пробирке происходит обесцвечивание перманганата калия? Написать уравнение соответствующей реакции.

Лабораторная работа №8 СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ УГЛЕРОДА И КРЕМНИЯ

Опыт 1. Адсорбционная способность активного угля. В конические колбы наливают по 50 мл воды и по несколько капель растворов лакмуса, фуксина или чернил для авторучек. Приготовленные растворы пропускают через заполненную активированным углем колонку. Наблюдают обесцвечивание растворов.

Опыт 2. Восстановление углем оксида меди. Н лист фильтровальной бумаги смешать один объем порошка оксида меди с двумя объемами порошка углы. Приготовленную смесь поместить в пробирку и нагревать на сильном пламени горелки 10-15 минут, наблюдая сильное раскаливание смеси. После охлаждения пробирки высыпать её содержимое на лист белой бумаги. Отметить цвет полученного продукта. Написать уравнение реакции.

Опыт 3. Восстановление углем серной кислоты В пробирку поместить 2-3 капли концентрированной серной кислоты и маленький кусочек угля. Пробирку осторожно нагреть на маленьком пламени горелки. Наблюдать выделение газа. По запаху определить один из выделяющихся газов. Написать уравнение реакции, учитывая, что углерод окисляется до углекислого газа.

Опыт 4. Взаимодействие CO_2 с водой и раствором щелочи. В одну пробирку наливают воду, в другую - 5%-ный раствор NaOH. Добавляют по 2-3 капли: к воде - раствор синего лакмуса, к NaOH - раствор фенолфталеина. Через растворы в пробирках пропускают диоксид углерода.

Опыт 5 Получение карбонатов щелочноземельных металлов и их растворение в воде. В пробирки набирают по 5-6 капель водных

растворов солей: Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} : и прибавляют к ним по столько же раствора Na_2CO_3 . Наблюдают осаждение веществ и отмечают окраску полученных осадков карбонатов. К полученным осадкам добавить по одной капле уксусной кислоты. Что наблюдается? Написать уравнения соответствующих реакций в ионном и молекулярном виде.

Опыт 6. Получение нерастворимых гидроксокарбонатов. В пробирки набирают по 5-6 капель водных растворов солей: Mg^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , Cu^{2+} , Zn^{2+} , Pb^{2+} и прибавляют к ним по столько же раствора Na_2CO_3 . Наблюдают осаждение веществ и отмечают окраску полученных осадков гидроксокарбонатов. Написать уравнения соответствующих реакций в ионном и молекулярном виде.

Опыт 7. Гидролиз карбоната и гидрокарбоната натрия. В две пробирки внести по 3-4 капли нейтрального лакмуса. В одну из пробирок добавить 1-2 капли раствора карбоната натрия, в другую - такое же количество раствора гидрокарбоната натрия. Отметить различие в окраске лакмуса. Написать уравнение в ионном и молекулярном виде по каждой ступени гидролиза. В каком случае гидролиз протекает слабее? Почему?

Опыт 8. Влияние иона CO_3^{2-} на гидролиз некоторых солей. К растворам солей железа (III) и олова (II) добавить по 3-5 капель раствора карбоната натрия. Отметить выделение газа и образование гидроксидов соответствующих металлов. Написать уравнения соответствующих реакций гидролиза указанных солей при добавлении к ним карбоната натрия. Почему гидролиз идет практически до конца?

Опыт 9. Получение кремневой кислоты. (Работать под тягой!). В пробирку наливают 3 мл конц. HCl , 3 мл 10%-го раствора силиката натрия (растворимого стекла) и перемешивают стеклянной палочкой. Получается коллоидный раствор — золь кремневой кислоты. Содержимое пробирки нагревают, при этом происходит коагуляция золя и выделяется студенистый осадок геля кремневой кислоты.

Опыт 10. Выщелачивание стекла. В ступку вносят несколько небольших кусочков стекла, немного воды, тщательно растирают стекло в порошок (работать в защитных очках!) и переносят всю массу в пробирку. Добавляют несколько капель фенолфталеина. Наблюдают изменение окраски индикатора.

Опыт 11. Получение малорастворимых солей кремневой кислоты. В 4 пробирки внести по 3-5 капель растворов солей: в первую - хлорида кальция, во - вторую - нитрата кобальта, в третью - ацетата свинца, в четвертую - сульфата меди. Добавить в каждую пробирку по 2-3 капли раствора силиката натрия. Отметить цвет осадка. Написать уравнения соответствующих реакций.

Лабораторная работа №9

СВОЙСТВА d-ЭЛЕМЕНТОВ: МАРГАНЦА И ХРОМА

Опыт 1. Получение и свойства гидроксида марганца (II). В пробирку набирают 5-6 капель раствора соли Mn^{2+} , добавляют раствор щелочи и взбалтывают. Наблюдают выделение осадка и изменение его окраски вследствие окисления кислородом воздуха. Испытывают отношение осадка гидроксида к кислотам и растворам щелочей. Написать уравнения реакций получения гидроксида марганца (II), его окисления кислородом воздуха до $Mn(OH)_2$, его взаимодействия с серной кислотой.

Опыт 2. Получение некоторых малорастворимых солей марганца (II). В трех пробирках получить: а) хромат марганца; б) карбонат марганца; в) сульфид марганца взаимодействием хромата калия, карбоната натрия, сульфида аммония и сульфатом марганца (II). Отметить цвета осадков. Раствор сульфида марганца размешать стеклянной палочкой. Отметить изменение цвета осадка. Добавить к каждому осадку 2-4 капли 2н. раствора кислоты.

Опыт 3. Разложение перманганата калия при нагревании. Поместить 3-4 кристаллика перманганата калия в пробирку, укрепить ее в штативе горизонтально и нагревать небольшим пламенем го-

релки до полного разложения перманганата на диоксид марганца, манганат калия и кислород. (Выделение кислорода и полноту разложения перманганата установить с помощью тлеющей лучинки). После охлаждения пробирки к сухому остатку добавить 5-6 капель воды. Отметить цвет полученного раствора. Какое вещество находится в растворе? Какое в осадке?

Опыт 4. Окисление перманганатом калия сульфата марганца (II). В пробирку внести 3-4 капли раствора перманганата калия и столько же раствора сульфата марганца (II). Отметить исчезновение окраски и образование бурого осадка. Опустить в пробирку синюю лакмусовую бумажку. Какая среда в полученном растворе? Написать уравнение реакции.

Опыт 5. Окисление перманганатом калия спирта в кислой и щелочной среде. В две пробирки внести по 2-3 капли раствора перманганата калия. В одну пробирку добавить 2 капли 2н. раствора серной кислоты, в другую - столько же 2н. раствора щелочи. В обе пробирки добавить 3 капли этилового спирта. Раствор подогреть на маленьком пламени горелки. Отметить изменение цвета раствора в первой пробирке и постепенное восстановление перманганата сначала до манганата, а затем до диоксида марганца во второй. Как изменилась степень окисления марганца? Написать уравнения соответствующих реакций.

Опыт 6. Получение солей хрома (II). В пробирку набирают 10-12 капель раствора соли Cr^{3+} и добавляют столько же концентрированной HCl . В раствор вносят гранулу цинка и наблюдают изменение окраски раствора.

Опыт 7. Свойства солей хрома (II). Полученный в опыте 6 раствор соли хрома (II) делят на две части. К одной части добавляют концентрированный водный раствор аммиака, к другой части приливают концентрированный раствор ацетата натрия. Наблюдают изменение окраски.

Опыт 8. Свойства оксида хрома (III). Разделить полученный оксид на 2 части, поместить в фарфоровые тигельки. В один из них добавить равный объем пиросульфата калия $K_2S_2O_7$, во второй - равный объем карбоната натрия и сплавить полученный смеси. Охладить продукты сплавления, перенести в пробирки и растворить в малом количестве воды. Отметить цвет растворов в двух пробирках. Написать уравнения соответствующих реакций сплавления.

Опыт 9. Гидролиз солей хрома (III). В три пробирки налить раствор сульфата хрома (III). В первую пробирку добавить раствор лакмуса. Как изменился цвет индикатора. Написать уравнение гидролиза в ионной и молекулярной формах. Во вторую пробирку прибавить раствор карбоната натрия до образования осадка $Cr(OH)_3$. Отметить выделение газа. Написать уравнение совместного гидролиза в ионном и молекулярном видах. В третью пробирку добавить избыток щелочи. Полученный раствор хромита нагреть на водяной бане до выпадения осадка гидроксида хрома (III). Написать уравнение соответствующих реакций.

Опыт 10. Восстановительные свойства солей хрома (III). Хром образует два ряда устойчивых солей — соли хрома (III) и соли хрома (VI). Растворы солей хрома (III) имеют зеленую или фиолетовую окраску. При действии окислителей хром (III) переходит в хром (VI), образующий анионы CrO_4^{2-} (хромат-ионы, желтая окраска) или $Cr_2O_7^{2-}$ (бихромат-ионы, оранжевая окраска). Окисление в щелочной среде приводит к образованию хромат-ионов CrO_4^{2-} , в кислой среде — бихромат-ионов $Cr_2O_7^{2-}$. Окисление в щелочной среде проводят пероксидом водорода. В щелочной среде хром (III) находится в виде хромитов: $2CrO_2^- + 3H_2O_2 + 2OH^- \rightarrow 2CrO_4^{2-} + 4H_2O$.

К 2-3 каплям раствора соли хрома (III) прибавляют 4-5 капель 2 н. раствора $NaOH$, 2-3 капли 3%-ного раствора пероксида водорода и нагревают несколько минут до тех пор, пока зеленая окраска раствора перейдет в желтую. Для подтверждения образования иона CrO_4^{2-} к полученному раствору добавьте соль свинца. Если имеется хромат ион образуется желтый осадок хромата свинца.

Объяснить, почему окисление соединений хрома (III) проводят в щелочной среде. Возможно ли самопроизвольное протекание этих реакций в кислой среде? Написать уравнение соответствующего процесса.

Опыт 11. Переход дихромата калия в хромат и обратно. К раствору дихромата калия (3-4 капли) прибавлять по каплям 2 н. раствор NaOH до изменения окраски. Полученный раствор подкислить раствором 2 н. серной кислоты. Наблюдать изменение окраски. Записать реакцию равновесия хромат/дихромат и объяснить влияние среды на это равновесие.

Лабораторная работа №10

СВОЙСТВА d-ЭЛЕМЕНТОВ: ЖЕЛЕЗА, МЕДИ, ЦИНКА

Опыт 1. Получение гидроксида меди (II) и исследование его свойства. а) Внести в пробирку по 3-4 капли раствора сульфата меди (II) и 2н. раствора щелочи. Отметить цвет выпавшего осадка гидроксида меди (II). Осторожно нагреть пробирку с полученным осадком. Как изменяется цвет осадка при превращении гидроксида меди (II) в оксид? Написать уравнения реакций образования гидроксида меди (II) и его разложения.

б) Получить в двух пробирках гидроксид меди (II). К полученным осадкам прибавить в одну пробирку 5-6 капель 2н. раствора серной кислоты, в другую - столько же 2н. раствора щелочи. В каком случае происходит растворение осадка? Какой вывод можно сделать из этого опыта о свойствах гидроксида меди (II)? В избытке концентрированного раствора щелочи гидроксид меди (II) растворяется с образованием купратов типа $K_2[Cu(OH)_4]$. Однако последние весьма неустойчивы и при разбавлении раствора разлагаются с выделением $Cu(OH)_2$. Это показывает, что кислотные свойства гидроксида меди (II) выражены чрезвычайно слабо.

Опыт 2. Получение малорастворимых солей меди (II).

а) сульфида меди (II) В пробирку с раствором сульфата меди (2- 3 капли) прибавить столько же сероводородной воды. Отметить цвет выпавшего осадка сульфида меди (II). Написать уравнения его образования в ионном и молекулярном видах.

б) основного карбоната меди (II) В пробирку с раствором сульфата меди (II) (2-3 капли) прибавить такое же количество раствора соды. Наблюдать выпадение зеленого осадка гидроксокарбоната меди $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$. Почему при взаимодействии солей меди с раствором соды выпадает не средний карбонат меди? Написать уравнение реакции взаимодействия сульфата меди (II) с содой при участии воды.

Опыт 3. Получение иодида меди (I). Внести в пробирку по 3 капли растворов сульфата меди (II) и иодида калия. Отметить образование осадка и окрашивание содержимого пробирки в желтый цвет. Доказать с помощью крахмала, что желтая окраска обусловлена выделением свободного йода. Для определения цвета выпавшего осадка иодида меди (I) необходимо свободный йод, маскирующий своей окраской цвет осадка, перевести в бесцветный ион. Для этого прибавить в пробирку несколько капель сульфита натрия до исчезновения желтой окраски. Осадок сохранить для опыта 4. Каков цвет иодида меди (I)? Написать уравнения соответствующих реакций.

Опыт 4. Комплексные соединения меди.

а) комплексный тиосульфат меди (I). В пробирку с осадком иодида меди (I), полученном в опыте 3, прибавить несколько капель раствора тиосульфата натрия. Наблюдать полное растворение осадка, происходящее вследствие образования хорошо растворимого комплексного тиосульфата меди (I). Написать уравнение протекающей реакции, учитывая, что ионы $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ являются монодентатными лигандами, координационное число Cu^{2+} равно 2.

б) амминокомплекс меди (II). В пробирку с раствором сульфата меди (II) (2-3 капли) прибавить по каплям раствор аммиака до полного растворения осадка основной соли $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$, выпавшего при добавлении первых капель раствора аммиака. Отметить окраску исходного раствора сульфата меди и раствора, получившегося после растворения осадка. Написать уравнения соответствующих реакций.

Опыт 5. Получение оксида серебра. В пробирку с раствором нитрата серебра (3-4 капли) прибавить несколько капель 2н. раствора гидроксида натрия до выпадения осадка оксида серебра. Какое заключение о прочности гидроксида серебра можно сделать на основании опыта? Написать уравнения реакций образования гидроксида серебра и его распада.

Опыт 6. Получение гидроксида железа (II) и его свойства. В солях железа (II) вследствие частичного окисления на воздухе всегда присутствует железо (III). Поэтому во всех опытах по изучению свойств железа (II) берут наиболее устойчивую двойную соль Мора $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Почему соль Мора более устойчива, чем сульфат железа (II)? Почему раствор соли Мора должен быть свежеприготовленным? В пробирку с 3-4 каплями соли Мора прилить 2н. раствор щелочи до выпадения зеленоватого осадка гидроксида железа (II). Перемешать палочкой и наблюдать через 1-2 минуты побурение осадка вследствие его окисления в гидроксид железа (III). Проверить как взаимодействует свежеполученный гидроксид железа (II) с 2н. растворами HCl и KOH. Сделать выводы о свойствах гидроксида железа (II). Написать уравнения соответствующих реакций в ионном и молекулярном видах. В уравнениях вместо соли Мора можно пользоваться формулой сульфата железа, т.к. двойная соль Мора практически полностью диссоциирует на ионы при растворении в воде на все составляющие её ионы.

Опыт 7. Действие на соли железа (II) гексацианоферрата (III) калия. Данная реакция является качественной реакцией на ион Fe^{2+} . К раствору соли Мора добавить небольшое количество раствора гексацианоферрата (III) калия (красной кровяной соли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$). Отметить цвет образовавшегося осадка (турнбулева синь), указать химическое название и формулу полученного вещества. Написать уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

Опыт 8. Действие на соли железа (III) гексацианоферрата (II) калия. Данная реакция является качественной реакцией на ион Fe^{3+} . К раствору хлорида железа (III) добавить небольшое количество раствора гексацианоферрата (II) калия (желтой кровяной соли

$K_4[Fe(CN)_6]$). Отметить цвет образовавшегося осадка (берлинская лазурь), указать химическое название и формулу полученного вещества. Написать уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

Опыт 9. Получение гидроксида железа (III) и его свойства. До сих пор существование $Fe(OH)_3$ не доказано экспериментально. Формулу гидроксида железа (III) правильнее записывать в виде $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$. часть этого осадка, по-видимому, представляет собой $FeOОН$. Несмотря на отсутствие взаимодействия со щелочами при обычных условиях гидроксид железа (III) слабо амфотерен. Кислотные свойства он проявляет только при сплавлении со щелочами или карбонатами щелочных металлов. При этом образуются соли железистой кислоты - ферриты. Водой они полностью гидролизуются. В две пробирки внести по 5-6 капель раствора хлорида железа(III) и добавить по 3-4 капли 2н. раствора щелочи. Что наблюдается? В одну пробирку добавить разбавленной кислоты до растворения осадка, во второй проверить растворимость осадка в щелочи. Написать уравнения реакций: 1) взаимодействия хлорида железа (III) с раствором щелочи с образованием $Fe(OH)_3$. 2) растворение гидроксида железа в кислоте.

Опыт 10. Гидролиз солей железа. а) сульфата железа (II) Поместить в пробирку раствор нейтрального лакмуса и добавить микрошпатель соли Мора. Размешать стеклянной палочкой. Установить по цвету лакмуса реакцию среды в полученном растворе. Написать уравнение реакции гидролиза.

б) хлорида железа (III). Поместить в пробирку раствор нейтрального лакмуса и добавить микрошпатель хлорида железа (III). Размешать стеклянной палочкой. Установить по цвету лакмуса реакцию среды в полученном растворе. Написать уравнение реакции гидролиза.

в) хлорида железа (III) в присутствии соды. Поместить в пробирку 3-4 капли раствора хлорида железа (III) и прибавить по каплям раствор соды. Отметить выпадение в осадок гидроксида $FeOОН$. Какой газ выделяется? Написать уравнение реакции.

Опыт 11. Комплексные соединения железа. а) комплексного фторида железа (III) В пробирку с 3-4 каплями раствора FeCl_3 добавить 1 каплю 0,01н. раствора роданида аммония и 2 капли 2н. раствора фтороводородной кислоты. Что наблюдается? Учитывая, что комплексный ион $[\text{FeF}_6]^{3-}$ бесцветен, объяснить наблюдаемое явление и написать уравнения соответствующих реакций.

Лабораторная работа № 11 АРОМАТИЧЕСКИЕ УГЛЕВОДОРОДЫ

Опыт 1. Растворимость бензола

В три пробирки наливают по 1 - 2 мл воды, спирта и эфира. К жидкостям добавляют по равному числу капель бензола. Пробирки встряхивают и ставят рядом в штатив. Убеждаются, в каких жидкостях бензол растворяется. В случае не растворения в каком слое (верхнем или нижнем) он окажется после смешивания с растворителями. На основании увиденного, сделайте соответствующие выводы.

Опыт 2. Бензол как растворитель

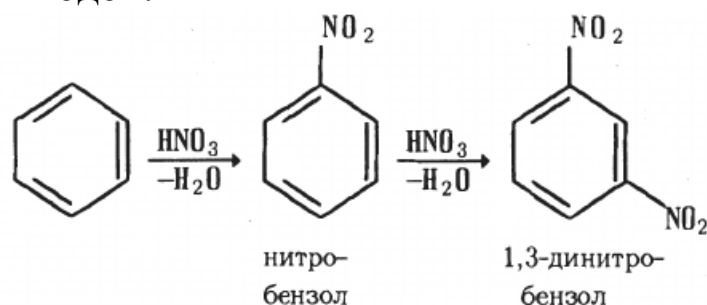
В одну пробирку наливают 1 мл бензола, в другую - столько же воды. В пробирки помещают по маленькому кусочку жира или по несколько капель растительного масла. Пробирки взбалтывают. Что наблюдается?

На лист фильтровальной бумаги наносят каплю чистого бензола и рядом - каплю раствора жира в бензоле. Что остается на бумаге после высыхания капель?

Опыт 3. Отношение бензола к окислителям. В пробирку с 3 каплями бромной воды добавьте 3 капли бензола. При встряхивании смеси бензола с водой он всплывает наверх. Нижний слой бромной воды при этом обесцвечивается. Объясните, почему это происходит?

В пробирку с 5 каплями воды добавьте 1 каплю 0,1 н. KMnO_4 и 1 каплю 2н. H_2SO_4 . К полученному розовому раствору добавьте 1 каплю бензола и встряхните. Объясните свои наблюдения.

Опыт 4. Получение динитробензола (реакция Степанова). В сухую пробирку поместите 1 лопаточку нитрата аммония, растворите его в 1 мл концентрированной серной кислоте (**в вытяжном шкафу**) и к охлажденному раствору добавьте 1-2 капли бензола. При хорошем перемешивании бензол растворится (иногда необходимо слегка подогреть), и тогда жидкость вылейте в другую пробирку с холодной водой.



Опыт 5. Качественная реакция на ароматические структуры

В три пробирки помещают по 2 мл хлороформа и по 0,1 г бензола, нафталина, антрацена. Затем в смеси добавляют по 0,5 г безводного хлорида алюминия. Присутствие ароматической структуры можно обнаружить по окраске, появившейся после добавления $AlCl_3$. Если окраска не появляется, осторожно нагревают смесь. В реакции с бензолом возникает красно-оранжевая окраска, с нафталином - синяя, с антраценом - зеленая.

Запишите уравнение реакции с бензолом.

Опыт 6. Доказательство кислотного характера фенола. В пробирку помещают 1г кристаллического фенола и приливают 2мл воды. При встряхивании фенол частично растворяется. При осторожном нагревании фенол полностью растворяется, и смесь превращается в однородную жидкость, так как с повышением температуры растворимость фенола увеличивается и выше $68^{\circ}C$ фенол смешивается с водой во всех отношениях. Полученный водный раствор фенола испытывают синей лакмусовой бумагой. Наблюдают изменение окраски, что указывает на кислый характер фенола.

Опыт 7. Получение фенолята натрия. Содержимое пробирки из предыдущего опыта взбалтывают до образования эмульсии и прибавляют по каплям 10% раствор гидроксида натрия. При этом

фенол легко растворяется, образуя гомогенный раствор фенолята натрия.

Если к раствору фенолята натрия прибавить минеральную кислоту, например, 10% HCl, то происходит выделение свободного фенола в виде мельчайших капелек, о чем свидетельствует помутнение жидкости.

Опыт 8. Цветные реакции на фенолы с хлоридом железа (III). В отдельные пробирки налить по 5 капель растворов: фенола, пирокатехина, резорцина, гидрохинона. В каждую пробирку добавить по 1 капле водного раствора хлорида железа (III). Для каждого гидроксисоединения появляется характерное окрашивание. Подобные реакции используются в биохимическом анализе.

Напишите уравнения соответствующих реакций.

Опыт 9. Реакция взаимодействия фенола с бромом. В пробирку наливают 3 капли раствора фенола и при постоянном встряхивании прибавляют бромную воду до тех пор, пока жидкость в пробирке не примет светло-желтую окраску.

Лабораторная работа №12

УГЛЕВОДЫ. МОНОСАХАРИДЫ, ИХ СВОЙСТВА. ПОЛИСАХАРИДЫ, ИХ ОБНАРУЖЕНИЕ И СВОЙСТВА

Опыт 1. Обнаружение гидроксильных групп в углеводах. В три пробирки наливают по 1,5 мл растворов: глюкозы, фруктозы, сахарозы. В каждую пробирку добавляют по 1 мл 10% раствора NaOH, а затем по каплям приливают 5% раствор CuSO₄. Образующийся вначале осадок Cu(OH)₂ при встряхивании растворяется, получается ярко-синий раствор алкоголята меди

Приведите уравнения реакции получения глюкозата меди (II).

Опыт 2. Обнаружение альдегидной группы в моносахаридах

В две пробирки наливают по 2 мл растворов глюкозы и фруктозы, добавляют 1 мл 10% раствора NaOH и по каплям (до появления голубого осадка Cu(OH)₂) 5% раствор CuSO₄. Содержимое пробирок осторожно нагревают и наблюдают изменение голубой

окраски осадка на красный. При нагревании смеси сначала появляется желтое окрашивание, обусловленное образованием гидроксида меди (I). При дальнейшем нагревании желтая окраска раствора в присутствии восстанавливающих сахарин переходит в красную.

Избыток меди может затемнить реакцию, так как при нагревании $\text{Cu}(\text{OH})_2$ теряет воду и превращается в черный оксид меди(II).

Аналогичным образом происходит окисление глюкозы с помощью щелочного раствора оксида серебра (реакция «серебряного зеркала»).

Опыт 3. Реакция с красителем (метиленовым синим). В пробирку наливают 10 капель раствора глюкозы (фруктозы) и добавляют 5 капель красителя. Пробирку с раствором помещают на несколько минут в горячую водяную баню. При этом наблюдается переход голубой окраски жидкости в светло-желтую.

Опыт 4. Реакции Селиванова на фруктозу. Поместите в пробирку крупинку сухого резорцина и 2 капли концентрированной соляной кислоты. Добавьте 2 капли фруктозы и нагрейте до кипения. Постепенно жидкость приобретает красное окрашивание. Реакция обусловлена нестойкостью соединения - оксиметилфурфурола.

Опыт 5. Реакция Барфедда. Реакция показывает отличие восстанавливающих свойств дисахаридов от моносахаридов. В отличие от реакций восстановления окисление сахаров протекает не в щелочной, а в близкой к нейтральной среде. В этих условиях дисахариды практически не окисляются, что позволяет отличить их от моносахаридов.

В три пробирки наливают по 1 мл реактива Барфедда и прибавляют по 1 мл в одну пробирку глюкозы, в другую мальтозы, а в третью – лактозы. Все пробирки нагревают на водяной бане в течение 10 мин. В пробирке с глюкозой образуется красный осадок оксида меди (I). Дисахариды этой реакции не дают. Следует избегать длительного кипячения, т.к. в кислой среде дисахариды могут гид-

ролизироваться до моносахаридов. Напишите структурные формулы полисахаридов.

Реактив Барфедда: в 200 мл горячей воды растворяют 13,3г уксуснокислой меди. Помешивают до растворения соли, фильтруют. К фильтрату прибавляют 1,9 мл ледяной уксусной кислоты.

Опыт 6. Реакция Мальфатти. Является качественной пробой па лактозу. В пробирке смешивают 1 мл исследуемого раствора лактозы и 0,5 мл 25% раствора аммиака, добавляют 2 капли 10% раствора NaOH. Смесь помешают на 15 мин па водяную баню. Появляется оранжево-красное окрашивание. В отчете приведите уравнения реакций.

Опыт 7. Наличие восстанавливающей способности у лактозы

Поместите в пробирку 1 каплю раствора лактозы и 4 капли 2н. раствора гидроксида натрия. Добавьте 1 каплю 2н. раствора сульфата меди (II). Появляющийся осадок гидроксида меди (II) при встряхивании растворяется, образуя синеватый раствор. Затем нагрейте верхнюю часть раствора до кипения. Через несколько секунд в нагретой части появляется желто-оранжевое окрашивание.

Напишите схему реакции восстановления гидроксида меди (II) лактозой. Объясните причину наличия восстановительных свойств у лактозы в отличие от сахарозы. Будет ли обладать восстановительными свойствами мальтоза и метил-β-лактозид?

Опыт 8. Цветные реакции на сахарозу. В две пробирки наливают по 2 мл 10% раствора сахарозы и по 1 мл 5% раствора NaOH. Затем в одну пробирку добавляют несколько капель 5% раствора сульфата кобальта (II), а в другую - столько же сульфата никеля (II). В пробирке с солью кобальта появляется фиолетовое окрашивание, а с солью никеля - зеленое.

Напишите уравнения реакции.

Опыт 9. Качественная реакция на крахмал (йодная проба). К 1-1,5 мл раствора крахмала добавьте 1 каплю йодной воды. Что наблюдается? Полученную жидкость нагрейте на пламени спиртовки. Какие происходят изменения?

Затем охладите содержимое пробирки под струей холодной воды. Что наблюдается?

Опыт 10. Отношение крахмала к гидроксидам металлов. В пробирку внесите 5 капель крахмального клейстера, одну каплю сульфата меди (II) и 5 капель раствора гидроксида натрия. Смесь нагрейте на пламени спиртовки, не доводя до кипения. Что при этом наблюдается? Происходит ли окисление крахмала гидроксидом меди (II)?

Опыт 11. Ферментативный гидролиз крахмала. Под действием фермента слюны амилазы происходит гидролиз крахмала.

Разжуйте хорошо маленький кусочек черного хлеба и поместите его в пробирку. Внесите в нее 1 каплю раствора сульфата меди (II) и несколько капель раствора гидроксида натрия до образования раствора слабо-голубого цвета. Пробирку с содержимым нагрейте на пламени спиртовки. Что наблюдается? Запишите уравнения протекающих реакций.

Лабораторная работа №13

АМИНОКИСЛОТЫ. БЕЛКИ, ИХ ОБНАРУЖЕНИЕ И СВОЙСТВА

Опыт 1. Приготовление растворов белка для проведения качественных реакций

1. *Неразбавленный белок куриного яйца.* Отделяют белок трех куриных яиц от желтков. Считая, что масса белка в одном яйце в среднем равна 33 г, получают около 100 г неразбавленного раствора белков куриного яйца.

Содержание белка в курином белке составляет около 10% по массе.

2. Разбавленный раствор яичного альбумина. Белок одного куриного яйца после отделения от желтка хорошо взбивают и затем смешивают в колбе при встряхивании с десятикратным объемом дистиллированной воды.

Раствор фильтруют через двойной слой смоченной водой марли, помещенной в воронку. Отфильтровывают раствор яичного

альбумина; в осадке (на марле) остается яичный глобулин. Учитывая, что концентрация альбумина в белке куриного яйца составляет около 6%, полученный разбавленный раствор яичного альбумина является примерно 0,5%-ным.

Опыт 2. Реакция Адамкевича

При добавлении к раствору белка незначительных количеств глиоксиловой кислоты в присутствии крепкой серной кислоты получается красно-фиолетовое окрашивание. Эта реакция связана с присутствием в молекуле белка аминокислоты триптофана и основана на способности триптофана в кислой среде вступать в реакцию с альдегидами, образуя при этом окрашенные продукты конденсации. Источником глиоксиловой кислоты служит ледяная уксусная кислота, которая содержит ее некоторое количество.

В пронумерованные пробирки наливают по 5 капель приготовленных растворов. В каждую пробирку добавляют по 5 капель концентрированной уксусной кислоты. Раствор сначала слегка нагревают, затем охлаждают и по стенке пробирки, сильно наклонив её, чтобы жидкости не смешивались, приливают 10 капель концентрированной серной кислоты. При стоянии на границе двух слоев жидкости наблюдается красно-фиолетовое окрашивание в виде кольца. Появление окраски можно ускорить, поместив пробирку в кипящую водяную баню.

Опыт 3. Реакция Вуазене

Реакция Вуазене протекает только с теми белками, которые содержат в своем составе триптофан. Химизм ее аналогичен химизму реакции Адамкевича; и в том, и в другом случае в конденсацию с триптофаном вступает формальдегид.

К 2 мл разбавленного раствора белка добавляют одну каплю 2,5%-ного раствора формальдегида. Смешивают и прибавляют 6 мл чистой концентрированной соляной кислоты (плотность не менее 1,175), после чего снова перемешивают. Через 10 мин прибавляют при взбалтывании 10 капель 0,5%-ного раствора нитрита натрия. Развивается интенсивное сине-фиолетовое окрашивание.

Опыт 4. Реакция Паули

При взаимодействии кислого раствора сульфаниловой кислоты с нитритом натрия осуществляется реакция диазотирования и образуется диазобензолсульфоновая кислота.

К 1 мл 1%-ного раствора сульфаниловой кислоты в 5%-ном растворе соляной кислоты приливают 2 мл 0,5%-ного раствора нитрита натрия, сильно встряхивают и немедленно добавляют сначала 2 мл разбавленного раствора белка, а затем, после перемешивания содержимого пробирки, 6 мл 10%-ного раствора карбоната натрия. После смешивания растворов развивается вишнево-красное окрашивание.

Опыт 5. Реакции Фолля

При добавлении к раствору белки крепкой едкой щелочи, уксуснокислого свинца и последующем кипячении раствор начинает темнеть. Реакция обусловлена присутствием в белке серусодержащих аминокислот: цистина, цистеина и метионина. Эти аминокислоты при нагревании в присутствии крепкой щелочи разрушаются, образуя сульфид натрия.

Уксуснокислый свинец реагирует со щелочью с образованием плюмбита натрия, который реагирует с сульфидом натрия с образованием черного осадка сернистого свинца:



В пронумерованные пробирки наливают по 5 капель приготовленных растворов. В каждую пробирку добавляют по 5 капель 30% раствора едкой натра и по 1 капле 5% раствора уксуснокислого свинца. При интенсивном кипячении жидкость с серусодержащими аминокислотами, темнеет, образуя черный осадок сернистого свинца.

Опыт 6. Биуретовая реакция

В щелочной среде в присутствии солей меди (II) растворы белка приобретают фиолетовый цвет с красным или синим оттенком, зависящим от количества пептидных связей в молекуле белка. Такую реакцию дают все белки, а также продукты их неполного гидролиза пептоны и полипептиды, содержащие не менее двух пептидных связей. Пептидные связи в щелочной среде образуют с сернокислой медью окрашенные комплексы.

Интенсивность окраски зависит от концентрации белка и количества соли меди (II).

Биуретовую реакцию дают также некоторые небелковые вещества, например, биурет, оксамид, а также ряд аминокислот (гистидин, серин, треонин, аспарагин).

В пробирку наливают 5 капель раствора куриного белка, добавляют по 10 капель 10% раствора едкого натра и по 1 капле 1% раствора сульфата меди.

При малом содержании белка чувствительность реакции можно повысить, наслаивая на раствор белка в щелочи 1 мл 1%-ного раствора сульфат меди. При стоянии на границе двух слоев появляется фиолетовое кольцо.

Опыт 7. Ксантопротеиновая реакция. При добавлении к раствору белка концентрированной азотной кислоты белок сначала выпадает в осадок, а затем при нагревании растворяется и жидкость окрашивается в желтый цвет. Эта реакция указывает на присутствие в белке ароматических аминокислот (фенилаланина, тирозина, триптофана) и основана на образовании нитропроизводных этих аминокислот.

Желтое окрашивание можно наблюдать при попадании крепкой азотной кислоты на кожу, ногти, шерсть и т. д.

В пронумерованные пробирки наливают по 5 капель приготовленных растворов. В каждую пробирку добавляют по 5 капель концентрированной азотной кислоты до появления белого осадка или мути от свернувшегося белка и осторожно нагревают до окрашивания осадка в ярко-желтый цвет. При этом осадок может почти полностью растворяться. После охлаждения в раствор добавляют по 10 капель концентрированного раствора аммиака или 30% раствора едкого натра.

Опыт 8. Свёртывание белка при нагревании и под воздействием солей. Под влиянием внешних факторов (температуры механического воздействия, действия химических реагентов и ряда других факторов) происходит разрушение вторичной, третичной и четвертичной структур белковой макромолекулы. Первичная структура, а, следовательно, и химический состав белка не меняются. Изме-

няются физические свойства: снижается растворимость, способность к гидратации, теряется биологическая активность. Меняется форма белковой макромолекулы.

Для работы служит белок куриного яйца, растворённый в воде, например, белок одного яйца на 150 мл воды. Небольшое количество раствора белка нагреть на спиртовке до кипения. Наблюдается помутнение жидкости. Полученный осадок не растворяется ни при охлаждении, ни при разбавлении водой, т.е. реакция является необратимой.

К 1 мл белка прилейте раствор хлорида натрия или сульфата аммония, смесь встряхните. Что наблюдаете?

Опыт 9. Денатурация белка спиртом. К 1 мл раствора белка добавьте 2 мл органического растворителя (96% этанол) и перемешайте. Запишите наблюдения.

Опыт 10. Растворение белков. К 2 каплям неразведенного яичного белка прибавьте 1 мл дистиллированной воды и перемешайте. При этом яичный альбумин растворяется, а яичный глобулин выпадает в виде небольшого осадка. Запишите наблюдения.

Опыт 11. Осаждение белка органическими растворителями. Органические растворители разрушают водную оболочку частиц белка и этим понижают их устойчивость в растворе. Кратковременное воздействие органических растворителей сохраняет белок в естественном состоянии, продолжительное воздействие приводит к денатурации.

В пробирку наливают 5 капель раствора яичного белка и 20 капель спирта или ацетона. Раствор мутнеет. При добавлении нескольких капель насыщенного раствора NaCl белок выпадает в осадок.

Опыт 12. Осаждение белка солями тяжёлых металлов

В три пробирки налить по 1 мл раствора белка и медленно, при встряхивании, по каплям добавить в них по 2-3 капли растворов солей тяжелых металлов: ацетата свинца (II), сульфата меди (II), нитрата серебра (I).

Что происходит при этом? Проверьте, растворяются ли полученные осадки в воде?

Лабораторная работа №14
СВОЙСТВА И КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Опыт 1. Окисление непредельных углеводородов

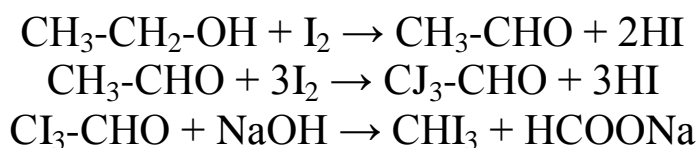
В пробирку вводят 1 каплю жидкого алкена (керосин), 1 каплю 1 н. раствора углекислого натрия и добавляют при энергичном взбалтывании 2-3 капли 0,1 н. раствора перманганата калия. Фиолетовый цвет исчезает и появляется коричневая окраска (диоксид марганца).

Реакция окисления алкенов перманганатом калия в нейтральном или щелочном водных растворах служит аналитической реакцией на двойную связь. В более жестких условиях (в кислой среде и при нагревании) происходит расщепление молекулы по месту двойной связи. По продуктам окисления устанавливают структуру алкена и положение двойной связи.

Опыт 2. Реакции обнаружения этилового спирта

1.1 Реакция с йодом

При нагревании этилового спирта с раствором йода и щёлочью образуется йодоформ CHI_3 , обладающий специфическим запахом. Процесс протекает по стадиям.



В пробирку вносят 2-3 капли исследуемого раствора и 4-6 капель 5%-ного раствора гидроксида натрия или карбоната натрия. К этой смеси по каплям добавляют 1%-ный раствор йода в 2%-ном растворе йодида калия до слабо-жёлтой окраски. Затем смесь несколько минут нагревают на водяной бане (около 50°C). При наличии этилового спирта ощущается запах йодоформа.

При относительно больших количествах этилового спирта в пробе образуются кристаллы йодоформа, имеющие форму звёздочек и шестиугольников.

Наберите пипеткой 2-3 капли полученной суспензии, поместите на предметное стекло, слегка выпарите до образования каёмки. Рассмотрите под микроскопом кристаллы йодоформа. Чувствительность реакции 0,04 мг/мл. Кристаллы зарисовать.

1.2. Реакция с сильным окислителем

Этиловый спирт окисляется дихроматом калия, перманганатом калия и другими сильными окислителями до ацетальдегида:



К 1 мл исследуемого раствора добавляют 10 %-ный раствор соляной кислоты до резко кислой реакции (по лакмусу). К этой смеси по каплям прибавляют 10 %-ный раствор дихромата калия до тех пор, пока жидкость не станет оранжево-красной. При наличии этилового спирта в исследуемом растворе появляется запах уксусного альдегида.

Опыт 3. Реакция глицерина с гидроксидом меди (II)

В пробирку налить 3-4 капли 2 %-ного раствора сульфата меди (II) и 2-3 мл 10 %-ного раствора гидроксида натрия. К образующемуся осадку прилить несколько капель глицерина и смесь перемешать. Осадок растворяется.

Проделайте этот же опыт, используя в качестве спирта не глицерин, а этанол. Запишите свои наблюдения. Напишите уравнения происходящих реакций.

Опыт 4. Окисление формальдегида гидроксидом меди (II) в щелочной среде (реакция Троммера)

В пробирку помещают 0,5 мл 2 н. раствора гидроксида натрия, добавляют 0,5 мл воды и 2-3 капли 0,2н. раствора сульфата меди (II). К выпавшему осадку гидроксида меди приливают 2 капли раствора формалина и взболтайте раствор. Верхнюю часть пробирок прогревают в пламени спиртовки и наблюдают изменение окраски раствора в процессе нагрева.

Запишите свои наблюдения и уравнения реакций.

Опыт 5. Цветная реакция на ацетон с нитропруссидом натрия

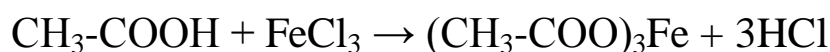
В пробирку помещают 0,5 мл 0,5н. раствора нитропрусида натрия $\text{Na}_2[\text{Fe}(\text{CN})_5\text{NO}]$, добавляют по 0,5 мл воды и 1 каплю водного раствора ацетона. Добавляют 1 каплю 2н. раствора гидроксида натрия.

Запишите свои наблюдения.

Опыт 6. Реакции обнаружения уксусной кислоты

6.1 Реакция с хлоридом железа (III)

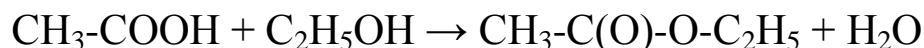
При добавлении хлорида железа (III) к ацетат-ионам появляется красная окраска, обусловленная образованием ацетата железа (III).



К 2-3 мл исследуемого раствора добавляют 1 каплю 5%-ного свежеприготовленного раствора хлорида железа(III). Появление красного окрашивания указывает на присутствие ацетат-ионов. При нагревании окрашенного раствора происходит гидролиз, в результате которого выпадает бурый осадок.

6.2 Реакция с этиловым спиртом

Для обнаружения уксусной кислоты используют реакцию этерификации - образования сложного эфира. Для этого проводят реакцию между уксусной кислотой и этиловым спиртом, протекающей с образованием уксусно-этилового эфира, имеющего характерный запах.



В пробирку вносят 2-3 капли исследуемого раствора, добавляют 4-5 капель этилового спирта и 6-8 капель концентрированной серной кислоты. Смесь осторожно нагревают в пламени спиртовки до появления пузырьков газа. Появление специфического запаха указывает на наличие ацетат-ионов.

Опыт 7. Взаимодействие карбоновых кислот с солями

В три пробирки помещают по 2 мл раствора карбоната натрия. В первую добавляют несколько капель муравьиной кислоты,

во вторую - уксусной кислоты, в третью - несколько кристалликов щавелевой кислоты.

Запишите свои наблюдения и уравнения протекающих химических реакций.

СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. Теоретические основы общей химии: учебное пособие для студентов, обучающихся по специальностям 080301, 120304, 130302, 150301, 150306, 190302, 190303, 200301, 230303, 280301, 290305 / Т. А. Уварова, Е. А. Фатьянова, О. В. Бурькина, И. В. Савенкова; Юго-Зап. гос. ун-т. - Электрон. текстовые дан. (3 713 КБ). - Курск: ЮЗГУ, 2021. - 215 с. - Загл. с титул. экрана. - Библиогр.: с. 202-203. - ISBN 978-5-7681-1534-0 : Б. ц. - Текст : электронный.

2. Семенов, И. Н. Химия: учебник/ И. Н. Семенов, И. Л. Перфилова. - 3-е изд. - Санкт-Петербург: Химиздат, 2020. - 656 с.: ил. - URL: <https://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=599172> (дата обращения 26.04.2021). - Режим доступа : по подписке. - Текст: электронный.

3. Захарова, О. М. Органическая химия : основы курса : учебное пособие / О. М. Захарова, И. И. Пестова. - Нижний Новгород : ННГАСУ, 2014. - 89 с. - URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=427643> (дата обращения 04.12.2022) . - Режим доступа : по подписке. - Текст : электронный.

4. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия: учебник/ Н. С. Ахметов. - 7-е изд., стер. - М.: Высшая школа, 2006. - 743 с. - Текст: непосредственный.

5. Общая и неорганическая химия : учебное пособие / В. В. Денисов [и др.] ; под ред.: В. В. Денисова, В. М. Таланова. - Ростов-на-Дону : Феникс, 2013. - 576 с. - URL: http://biblioclub.ru/index.php?page=book_red&id=271598&sr=1 (дата обращения 07.12.2022) . - Режим доступа: по подписке. - Текст : электронный.

6. Оганесян, Э. Т. Органическая химия : учебник / Э. Т. Оганесян. - Ростов-на-Дону : Феникс, 2020. - 400 с. : ил. - (Высшее ме-

дицинское образование). - URL:
<http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=601647> (дата обращения 06.12.2022) . - Режим доступа : по подписке. - Текст : электронный.