

Государственное бюджетное общеобразовательное учреждение средняя
общеобразовательная школа №252 Красносельского района Санкт-Петербурга

Принята на заседании
педагогического совета
ГБОУ СОШ № 252
Протокол от 29.08.2022 № 12

Утверждена
Приказом от 31.08.2022 № 19-од
Директор ГБОУ СОШ № 252
_____ С. А. Романенко

Рабочая программа курса внеурочной деятельности
«Трудные вопросы химии»
для 11 б класса

2025-2026 учебный год

Учитель Михеева О.С.
ГБОУ СОШ №252
Красносельского района
Санкт-Петербурга

Санкт-Петербург
2025

Пояснительная записка

Курс внеурочной деятельности авторов Лёвкина А.Н., Домбровской С.Е. «Трудные вопросы химии» предназначен для учащихся 11 класса, рассчитан на 34 часа, т.е. 1 час в неделю.

Задачи:

- Ликвидация пробелов в знаниях старшеклассников
- Конкретизация, упрочение и углубление знаний по наиболее сложным вопросам школьного курса химии
 - Развитие умения логически рассуждать, планировать, дифференцировать, устанавливать причинно-следственные связи
 - Развитие навыков самостоятельной работы
 - Развитие практических умений и навыков при выполнении экспериментальных заданий
 - Подготовка к ЕГЭ

Курс является логичным и актуальным дополнением к основному курсу химии.

Курс позволяет, с одной стороны, помочь уже профессионально – ориентированным учащимся подготовиться к итоговой аттестации, и, с другой стороны, помочь остальным учащимся углубить свои знания в рассматриваемой области, и, по возможности, повлиять на их профессиональный выбор и путь получения ими образования. Таким образом, данный курс является предметным репетиционным.

Учебно-методическое обеспечение:

- Карцова А.А., Лёвкин А.Н. Химия: 11 класс: профильный уровень: учебник для учащихся общеобразовательных учреждений. – М.: Вентана-Граф, 2012.
- Карцова А.А., Лёвкин А.Н. Химия: 10 класс: профильный уровень: учебник для учащихся общеобразовательных учреждений. – М.; Вентана-Граф, 2013.

Реализация данного курса предполагает сочетание разных *форм и методов обучения*, таких как лекции, семинары, работа в парах и малых группах, самостоятельная работа.

В учебно-тематический план курса включены *4 практические работы*:

1. Свойства классов неорганических веществ: оксиды, гидроксиды, соли
2. Гидролиз солей
3. Окислительно-восстановительные реакции
4. Качественные реакции в органической химии

Выполнение реального химического эксперимента позволит учащимся закрепить и систематизировать полученные знания.

Учебно-тематический план

№	Тема	Количество часов
1.	Классификации неорганических и органических веществ по составу и свойствам. Международная и тривиальная номенклатура	4
	Лекция	2
	Семинар	2
2.	Свойства классов неорганических веществ: оксиды, гидроксиды, соли	5
	Лекция	1
	Семинар	1
	Семинар	1
	Практическая работа №1 «Свойства классов неорганических веществ: оксиды, гидроксиды, соли»	1
	Зачетное занятие	1
3.	Гидролиз солей, бинарных соединений, взаимное усиление гидролиза	4
	Лекция	1
	Семинар	1
	Семинар	1
	Практическая работа №2 «Гидролиз солей»	1
4.	Окислительно-восстановительные реакции в неорганической и органической химии	7
	Лекция	2
	Лекция	2
	Семинар	2
	Практическая работа №3 «Окислительно-восстановительные реакции»	1
5.	Электролиз солей, электрохимические способы получения неорганических веществ	4
	Лекция	2
	Семинар	2
6.	Особенности электронного строения и химических свойств углеводородов	2
	Лекция	1
	Семинар	1
7.	Особенности электронного строения и химических свойств кислородсодержащих органических веществ	4
	Лекция	2
	Семинар	2
8.	Особенности электронного строения и химических свойств азотсодержащих органических веществ	2
	Лекция	1
	Семинар	1
9.	Генетическая связь между классами органических веществ	2
	Семинар	1
	Практическая работа 4 «Качественные реакции в органической химии»	1

Содержание программы

Тема №1 (4) Классификация и номенклатура неорганических и органических веществ

Классификация неорганических веществ по составу и по свойствам. Простые вещества: металлы и неметаллы. Аллотропия. Сложные неорганические вещества. Бинарные соединения. Водородные соединения элементов главных подгрупп. Понятие гидроксидов. Основные, кислотные и амфотерные гидроксиды.

Классификация органических веществ. Общие молекулярные формулы изученных классов органических веществ.

Номенклатура неорганических и органических веществ. Номенклатура ИЮПАК: заместительная и радикально-функциональная. Тривиальные названия органических веществ.

Тема №2 (4) Свойства классов неорганических веществ: оксиды, гидроксиды, соли

Свойства основных, кислотных и амфотерных оксидов и гидроксидов.

Соли: классификация, способы получения средних солей, свойства средних солей, получение кислых и основных солей. Способы превращения различных типов солей друг в друга. Генетическая связь между классами неорганических веществ

Тема №3 (4) Гидролиз

Гидролиз бинарных соединений. Гидролиз солей. Взаимное усиление гидролиза. Гидролиз в органической химии (гидролиз сложных эфиров, ди- и полисахаридов, пептидов, галогенопроизводных алканов).

Тема №4 (8) Окислительно-восстановительные реакции в неорганической и органической химии.

Определение степени окисления элементов в неорганических и органических веществах.

Типичные окислители и восстановители. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Влияние среды, концентрации и температуры на протекание окислительно-восстановительных реакций. Окислительно-восстановительные реакции в органической химии: мягкое и жесткое окисление алканов, окисление аренов, спиртов, альдегидов.

Тема №5 (4) Электролиз, электрохимические способы получения неорганических веществ

Электролиз как совокупность окислительно-восстановительных реакций, катодные и анодные процессы. Электролиз растворов и расплавов солей. Электролиз щелочей, кислот. Электролиз солей карбоновых кислот. Электрохимические способы получения неорганических веществ.

Тема №6 (2) Особенности электронного строения и химических свойств углеводородов

Особенности электронного строения углеводородов (типы гибридизации атомов углерода, σ - и π -связи). Характерные химические свойства алканов, циклоалканов, алкенов, алкадиенов, алкинов и ароматических углеводородов. Ионный и радикальный механизмы реакций в органической химии. Правила Марковникова и Зайцева.

Тема №7 (2) Особенности электронного строения и химических свойств кислородсодержащих органических веществ

Особенности электронного строения функциональных групп (гидроксильной, карбонильной, карбоксильной) и их влияние на свойства кислородсодержащих органических соединений.

Характерные химические свойства предельных одноатомных и многоатомных спиртов, фенолов, альдегидов, кетонов, предельных карбоновых кислот, сложных эфиров.

Тема №8 (2) Особенности электронного строения и химических свойств азотсодержащих органических веществ

Особенности электронного строения аминогруппы, влияние аминогруппы на свойства веществ.

Характерные химические свойства азотсодержащих органических веществ: аминов и аминокислот. Анилин. Проблема взаимного влияния атомов на примере анилина.

Тема №9 (2) Генетическая связь между классами органических веществ

Генетическая связь между углеводородами. Конструктивные и деструктивные реакции.

Взаимосвязь между углеводородами и кислородсодержащими соединениями. Реакции галогенирования и дегалогенирования, гидратации и дегидратации, гидрогалогенирования и дегидрогалогенирования.

Взаимосвязь между кислородсодержащими и азотсодержащими органическими веществами.

Синтез ароматических органических веществ.

Окислительно-восстановительные реакции в генетической взаимосвязи между классами органических веществ.

В тематическом планировании рабочей программы используются следующие сокращения:

ДП – didактическое пособие

КИМ – контрольно-измерительные материалы

Тематическое планирование

<i>№ n/n</i>	<i>№</i>	<i>Тема занятия</i>	<i>Содержание</i>	<i>Виды деятельности</i>	<i>Оборудование к уроку</i>
Тема 1. Классификация неорганических и органических веществ веществ по составу и по свойствам. Международная и тривиальная номенклатура. 4 часа					
1.	1	Классификация неорганических веществ. Простые вещества. Номенклатура	Простые вещества: металлы и неметаллы. Аллотропия.	Лекция, групповая и самостоятельная работа, работа с коллекцией.	ПСХЭ. Коллекция «Металлы», «Редкие металлы». Образцы неметаллов. Презентация «Простые вещества. Аллотропия»
2.	2	Классификация и номенклатура неорганических веществ. Оксиды и гидроксиды	Сложные неорганические вещества. Бинарные соединения. Водородные соединения элементов главных подгрупп. Понятие гидроксидов. Основные, кислотные и амфотерные гидроксиды.	Семинар. Самостоятельная работа. Работа с ДП	Презентация «Классификация неорганических веществ»
3.	3	Классификация и номенклатура органических веществ	Классификация органических веществ. Общие молекулярные формулы изученных классов органических веществ. Номенклатура неорганических и органических веществ. Номенклатура ИОПАК: заместительная и радикально-функциональная. Тривиальные названия органических веществ.	Лекция. Работа с ДП	ДП «Органические вещества»
4.	4	Практикум. Классификация веществ. Зачетная работа		Зачетная работа	Задачник. Варианты КИМ.
Тема 2. Свойства классов неорганических веществ: оксиды, гидроксиды, соли. 4 часа					
5.	1	Свойства и получение оксидов, гидроксидов, солей	Свойства основных, кислотных и амфотерных оксидов и гидроксидов. Соли: классификация, способы получения средних солей, свойства средних солей, получение кислых и основных солей.	Лекция	Презентации «Оксиды», «Кислоты», «Основания», «Соли».
6-7.	2-3	Свойства и получение	Способы превращения различных типов солей	Семинар.	Тестовые задания по

		оксидов, гидроксидов, солей	друг в друга. Генетическая связь между классами неорганических веществ	Самостоятельная и групповая работа. Выполнение тестов	теме
8.	4	Практическая работа №1 «Свойства классов неорганических веществ: оксиды, гидроксиды, соли»		Пр.р. Исследовательская деятельность	Реактивы и оборудование для проведения экспериментов
9.	5	Зачётное занятие по теме		Самостоятельная работа	

Тема №3. Гидролиз. 4 часа

10.	1	Гидролиз	Гидролиз бинарных соединений. Гидролиз в органической химии (гидролиз сложных эфиров, ди- и полисахаридов, пептидов, галогенопроизводных алканов)	Лекция	Презентация «Гидролиз»
11-12.	2-3	Гидролиз солей	Гидролиз солей. Взаимное усиление гидролиза	Семинар. Элементы проблемного обучения. Анализ, сравнение, формулировка выводов. Выполнение тестов	Цифровая лаборатория «Архимед». Тесты по теме
13.	4	Практическая работа №2 «Гидролиз солей»		Пр.р. Исследовательская деятельность	Реактивы и оборудование для проведения экспериментов

Тема №4. Окислительно-восстановительные реакции в неорганической и органической химии. 7 часов

14.	1	Определение степени окисления элементов в неорганических и органических веществах	Степень окисления. Определение степени окисления в сложных неорганических веществах, ионах. Определение степени окисления в органических соединениях	Лекция	Проект в интерактивной программе mimio «ОВР». ДП «Органические вещества»
15.	2	Типичные окислители и восстановители	Окислители, восстановители. Окислительно-восстановительная двойственность	Лекция	Презентация «ОВР»
16.	3	Классификация окислительно-восстановительных реакций.	Межмолекулярные, внутримолекулярные ВР. Диспропорционирование	Семинар. Групповая и самостоятельная работа	ДП «ОВР»
17-	4-5	Влияние среды, концентрации	Среда растворов. Влияние среды на протекание	Лекция.	Презентация

18.		и температуры на протекание окислительно-восстановительных реакций.	ОВР на примере перманганата калия и бихромата натрия	Семинар. Лабораторный эксперимент. Групповая и самостоятельная работа. Зачетная работа	«Влияние среды на протекание ОВР». Реактивы и оборудование для проведения экспериментов
19.	6	Окислительно-восстановительные реакции в органической химии: мягкое и жесткое окисление алканов, окисление аренов, спиртов, альдегидов	ОВР в органической химии на примере реакций алканов, толуола, этилбензола, спиртов и альдегидов.	Лекция. Работа со схемами	Видеосюжеты ЦОР
20.	7	Практическая работа №3 «Окислительно-восстановительные реакции»		Пр.р. Исследовательская деятельность	Реактивы и оборудование для проведения экспериментов

Тема №5 Электролиз, электрохимические способы получения неорганических веществ. 4 часа

21.	1	Электролиз	Электролиз как совокупность окислительно-восстановительных реакций, катодные и анодные процессы	Лекция	ЦОР
22.	2	Электролиз растворов и расплавов солей	Электролиз растворов и расплавов солей на примере хлорида натрия (р-р, расплав), растворов сульфата меди (II), нитрата серебра, сульфата натрия	Лекция. Алгоритмы решения задач, групповая и самостоятельная работа	Тесты по теме
23.	3	Электролиз щелочей, кислот. Электролиз солей карбоновых кислот	Электролиз щелочей, кислот. Электролиз солей карбоновых кислот	Семинар	
24.	4	Электрохимические способы получения неорганических веществ	Электрохимические способы получения активных металлов, водорода, щелочей, галогенов	Лекция	Презентация «Получение металлов», ЦОР

Тема №6. Особенности электронного строения и химических свойств углеводородов. 2 часа

25	1	Особенности электронного строения углеводородов	Классы органических веществ. Углеводороды. Типы гибридизации атомов углерода, σ - и π -	Лекция	Проект в интерактивной
----	---	---	--	--------	------------------------

			связи		программе mimio «Гибридизация». Модели молекул. Тестовые задания по теме
26.	2	Особенности химических свойств углеводородов	Характерные химические свойства алканов, циклоалканов, алkenов, алкадиенов, алкинов и ароматических углеводородов. Ионный и радикальный механизмы реакций в органической химии. Правила Марковникова и Зайцева	Семинар. Групповая и самостоятельная работа	Тестовые задания КИМ
Тема №7. Особенности электронного строения и химических свойств кислородсодержащих органических веществ. 4 часа					
27.	1	Особенности строения кислородсодержащих органических веществ	Особенности электронного строения функциональных групп (гидроксильной, карбонильной, карбоксильной) и их влияние на свойства кислородсодержащих органических соединений.	Лекция	Плакат «Водородная связь». Модели молекул. ЦОР
28-30.	2-4	Особенности химических свойств кислородсодержащих органических веществ	Характерные химические свойства предельных одноатомных и многоатомных спиртов, фенолов, альдегидов, кетонов, предельных карбоновых кислот, сложных эфиров.	Семинар. Групповая и самостоятельная работа	ДП. Тестовые задания КИМ
Тема №8. Особенности электронного строения и химических свойств азотсодержащих органических веществ. 2 часа					
31	1	Особенности электронного строения азотсодержащих органических веществ	Особенности электронного строения аминогруппы, влияние аминогруппы на свойства веществ.	Лекция	ЦОР, модели молекул
32.	2	Особенности химических свойств азотсодержащих органических веществ	Характерные химические свойства азотсодержащих органических веществ: аминов и аминокислот. Анилин. Проблема взаимного влияния атомов на примере анилина	Семинар. Групповая и самостоятельная работа	Тестовые задания КИМ
Тема №9. Генетическая связь между классами органических веществ. 2 часа					
33.	1	Генетическая связь между углеводородами, кислород - и азотсодержащими	Конструктивные и деструктивные реакции. Взаимосвязь между углеводородами и кислородсодержащими соединениями. Реакции	Семинар. Групповая и самостоятельная работа	Задания КИМ

		органическими веществами	галогенирования и дегалогенирования, гидратации и дегидратации, гидрогалогенирования и дегидрогалогенирования. Взаимосвязь между кислородсодержащими и азотсодержащими органическими веществами. Синтез ароматических органических веществ. Окислительно-восстановительные реакции в генетической взаимосвязи между классами органических веществ			
34	2	Практическая работа «Качественные реакции органической химии»	4 в	Качественные реакции на алкены, фенол, альдегиды, углеводы, крахмал	Пр.р. Исследовательская деятельность	Реактивы и оборудование для проведения экспериментов

Методические рекомендации по организации практических работ

При изучении данного элективного курса важно рассмотреть такие вопросы как:

- 1) Свойства классов неорганических веществ: оксиды, гидроксиды, соли.
- 2) Гидролиз солей.
- 3) Окислительно-восстановительные реакции
- 4) Качественные реакции в неорганической и органической химии.

Для закрепления знаний и формирования экспериментальных умений по перечисленным темам рекомендуется организовать ряд практических работ. Так как элективный курс не должен дублировать практикум, предусмотренный базовым курсом химии, то рекомендуется провести практические работы так, чтобы они не были повторением школьной программы. Авторы данного элективного курса рекомендуют взять за основу знакомство с особенностями химии важнейших d-элементов и провести эксперимент по перечисленным выше темам в рамках обзора химии соединений меди, железа, хрома и марганца.

Естественно, при проведении такого практикума учитель должен учитывать наличие оборудования и реагентов, индивидуальные особенности учащихся и темп выполнения эксперимента. В связи с этим какие-то опыты могут не проводиться, а какие-то опыты могут быть показаны демонстрационно, какие-то опыты учитель может добавить, учитывая правила охраны труда.

1. Соединения меди

1. Получение гидроксида меди(II).

Выполнение опыта:

В пробирку налейте 1 мл раствора CuSO_4 и добавьте по каплям раствор NaOH или KOH до появления густого студенистого осадка.

2. Основные свойства гидроксида меди(II).

Полученный гидроксид меди(II) растворите в соляной кислоте, прибавляя ее по каплям.

3. Кислотные свойства гидроксида меди(II). (Этот опыт следует проводить демонстрационно. Выполняет учитель, учащиеся наблюдают).

Получите гидроксид меди(II) (опыт 1). Подберите количества реагентов так, чтобы высота осадка составляла примерно 0,5-1 см по высоте пробирки. Добавьте несколько гранул кристаллического гидроксида калия (осторожно!). Встряхните пробирку.

Будьте осторожны, *едкий раствор щелочи может вызвать химический ожог!*

4. Качественная реакция на многоатомные спирты.

В пробирку налейте 1 мл раствора сульфата меди(II) и добавьте 2-3 мл раствора гидроксида натрия, щелочь должна быть в избытке по отношению к сульфату меди(II). К полученному осадку гидроксида меди(II) добавьте 1-2 мл этиленгликоля или глицерина.

5. Разложение гидроксида меди(II).

Получите гидроксид меди(II) и нагрейте его в пламени спиртовки.

Получите гидроксид меди(II) так, как это описано в инструкции к опыту 4. Добавьте 1-2 мл раствора глюкозы. Отметьте наблюдаемые явления. Нагрейте полученную реакционную смесь на спиртовке. Опишите ряд изменений.

6. Биуретовая реакция.

В пробирку налейте 1 мл раствора белка, добавьте 2-3 мл раствора щелочи и несколько капель разбавленного раствора CuSO_4 .

7. Разложение малахита.

В сухую пробирку поместите примерно 1 г карбоната гидроксомеди(II). Нагрейте пробирку до полного разложения исходного вещества.

8. Восстановление меди из оксида.

Полученный оксид меди(II) (опыт 10) разделите на две порции. Одну порцию оставьте в нагретой пробирке. В нее аккуратно введите газоотводную трубку аппарата для получения водорода. Пропускайте ток водорода, нагревая оксид меди(II).

9. Основные свойства оксида меди(II).

К другой порции оксида меди(II) добавьте 1 мл серной кислоты.

10. Замещение меди алюминием.

В пробирку поместите примерно 0,5 г хлорида меди(II). Растворите хлорид меди(II), добавляя воду по каплям. Наблюдайте изменение цвета раствора по мере его разбавления. В полученный раствор опустите 1-2 гранулы алюминия.

11. Пассивация алюминия сульфатом меди(II) и его активация хлоридами.

В пробирку налейте 1 мл раствора CuSO_4 . В раствор опустите 1-2 гранулы алюминия. Что происходит? К полученной реакционной смеси добавьте 1-2 мл раствора NaCl .

12. Осаждение сульфида меди(II) и его отношение к сильным кислотам.

В пробирку налейте 0,5 мл раствора CuSO_4 и добавьте 2-3 капли раствора Na_2S . К полученному осадку добавьте 1-2 капли соляной кислоты.

2. Соединения железа

1. Получение гидроксида железа(II) и его отношение к кислотам

Приготовьте свежий раствор FeSO_4 в стакане, используя кристаллический FeSO_4 . В пробирку налейте 1 мл раствора FeSO_4 . Добавьте 1 мл раствора NaOH . Отметьте цвет и характер осадка. Добавьте к осадку 2-3 мл соляной кислоты.

2. Отношение гидроксида железа(II) к щелочам

Получите Fe(OH)_2 (см. опыт 1). Добавьте к осадку 1-2 мл концентрированного раствора щелочи. Что наблюдаете?

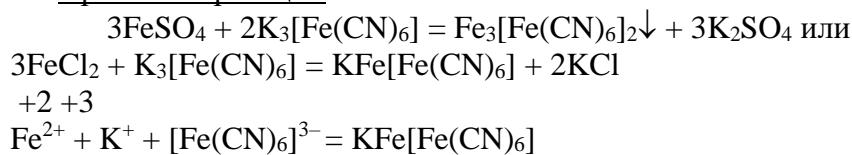
3. Окисление гидроксида железа(II) пероксидом водорода

Получите Fe(OH)_2 (см. опыт 1). Добавьте к осадку 1-2 мл пероксида водорода. Что наблюдаете?

4. Образование турбулевой сини

В пробирку налейте 1 мл раствора FeSO_4 . К раствору добавьте несколько капель раствора красной кровяной соли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Наблюдайте образование турбулевой сини.

Уравнение реакции:



5. Осаждение сульфида железа(II)

В пробирку налейте 1 мл раствора соли железа(II). Добавьте несколько капель раствора Na_2S . Что наблюдаете?

6. Получение Fe(OH)_3 .

В пробирку налейте 1 мл раствора хлорида железа(III). Добавьте 1 мл раствора NaOH . Отметьте цвет и характер осадка. Добавьте к осадку 2-3 мл серной кислоты.

7. Отношение гидроксида железа(III) к щелочам

Получите Fe(OH)_3 (см. опыт 5). Добавьте к осадку 1-2 мл концентрированного раствора щелочи и встряхните пробирку.

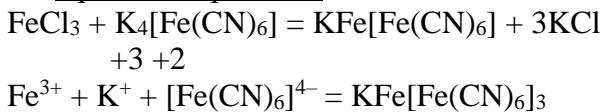
8. Осаждение гидроксида железа(III) аммиаком

В пробирку налейте 1 мл раствора хлорида железа(III). Добавьте 1 мл раствора аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Отметьте цвет и характер осадка. Добавьте избыток раствора аммиака и определите, растворяется ли осадок.

9. Образование берлинской лазури

В пробирку налейте 1 мл раствора хлорида железа(III). Добавьте несколько капель раствора желтой кровянной соли $K_4[Fe(CN)_6]$. Наблюдайте образование берлинской лазури.

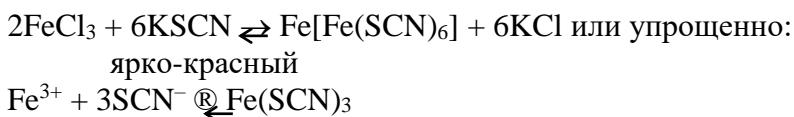
Уравнение реакции:



10. Получение роданокомплекса железа (качественная реакция на ион Fe^{3+})

В пробирку налейте 1 мл раствора хлорида железа(III). Добавьте несколько капель раствора роданида аммония или роданида калия.

Уравнение реакции:



11. Смещение равновесия реакции образования роданокомплекса железа.

Образование фторидного комплекса

Разбавьте полученный в опыте 11 раствор дистиллированной водой (добавьте 5–7 мл) и разделите полученный раствор на три порции. К первой порции добавьте еще несколько капель раствора роданида аммония (или калия). Ко второй порции добавьте раствор хлорида калия. К третьей порции добавьте раствор фторида натрия.

3. Соединения хрома

1. Получение гидроксида хрома(III) и его растворение в избытке щелочи.

В пробирку налейте 1 мл раствора соли хрома(III) ($Cr(NO_3)_3$, $Cr_2(SO_4)_3$ или $CrCl_3$). К раствору по каплям медленно добавляйте 2М раствор $NaOH$. Наблюдайте появление осадка серо-фиолетового или серо-зеленого цвета и его растворение.

2. Отношение гидроксида хрома(III) к кислотам

Еще раз получите гидроксид хрома(III) (см. опыт 1), но растворите его не в избытке щелочи, а в кислоте, добавив по каплям раствор HCl или H_2SO_4 .

3. Отношение гидроксида хрома(III) к раствору амиака

Получите гидроксид хрома(III) и добавьте 1-2 мл $NH_3 \cdot H_2O$.

4. Окисление хрома(III) до хрома(VI) пероксидом водорода

В пробирку налейте 0,5 мл раствора соли хрома(III), добавьте 4-5 капель 2Н раствора $NaOH$, 3–5 капель 3%-ного раствора H_2O_2 и нагрейте в течение нескольких минут на водяной бане, пока зеленая окраска раствора не перейдет в желтую.

5. Окисление хрома(III) до хрома(VI) с помощью перманганата калия

К 5-6 каплям раствора соли хрома(III) добавьте 3 капли 1М раствора H_2SO_4 , 5–6 капель раствора $KMnO_4$, пробирку осторожно нагрейте на пламени спиртовки до кипения.

Наблюдения:

Выпадает осадок марганцовистой кислоты H_2MnO_3 , раствор над осадком имеет желтую окраску.

6. Осаждение хроматов бария и серебра

В две пробирки налейте по 1 мл хромата калия, добавьте 3-4 капли уксусной кислоты. В одну пробирку добавьте 3-4 капли раствора нитрата или хлорида бария, в другую – 2-3 капли нитрата серебра.

7. Взаимодействие дихромата калия с пероксидом водорода

В пробирку налейте 1 мл раствора дихромата калия, подкислите раствор несколькими каплями раствора H_2SO_4 , при наличии амилового спирта - добавьте 8-10 его капель и несколько капель H_2O_2 .

Уравнение реакции:



Примечание. Образуется надхромовая кислота, которая при взбалтывании переходит в слой амилового спирта, окрашивая его в синий цвет. В водных растворах надхромовая кислота неустойчива, в среде органических растворителей ее устойчивость повышается.

4. Соединения марганца

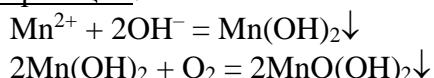
1. Осаждение гидроксида марганца(II)

В пробирку налейте 1 мл раствора соли марганца ($Mn(NO_3)_2$, $MnSO_4$ или $MnCl_2$). Добавьте 1 мл 2 н раствора $NaOH$.

Наблюдения:

Образуется белый осадок $Mn(OH)_2$, буреющий на воздухе в результате образования $HMnO_3$:

Уравнение реакции:



Дигидроксидоксомарганца(IV)

2. Отношение гидроксида марганца к кислотам

К полученному в опыте 1 осадку добавьте 1-2 мл соляной кислоты.

3. Отношение гидроксида марганца(II) к щелочам

Еще раз получите $Mn(OH)_2$ и попробуйте растворить в избытке 6 н $NaOH$.

4. Окисление марганца(II) до марганца(VII)

В пробирку поместите 3-4 капли раствора соли марганца(II), добавьте 4-5 капель раствора HNO_3 , 8-10 капель воды и небольшое количество порошка висмутата натрия $NaBiO_3$. Перемешайте раствор стеклянной палочкой и дайте ему отстояться.

5. Осаждение сульфида марганца(II)

В пробирку налейте 1 мл раствора соли марганца(II) и добавьте 2-3 капли раствора Na_2S . К полученному осадку добавьте несколько капель соляной кислоты.

6. Восстановление перманганата калия в кислой, нейтральной и щелочной средах

Приготовьте свежие растворы $KMnO_4$ и Na_2SO_3 .

В четыре пробирки налейте по 1 мл раствора $KMnO_4$. В первую добавьте 1 мл раствора H_2SO_4 , во вторую – 1 мл воды, в третью – 1 мл раствора $NaOH$. Четвертая пробирка – для сравнения окраски. В каждую из пробирок добавьте по 1 мл раствора сульфита натрия.