

Муниципальное бюджетное общеобразовательное учреждение
«Средняя общеобразовательная школа имени А.М.Горького»
г. Карачева Брянской области

«СОГЛАСОВАНО»

зам. директора по УВР

 /Т.В.Седакова

«29» 08 2024г.

«УТВЕРЖДЕНО»

директор школы

 /С.А.Иванова

приказ №6 от

«29» 08 2024г.



**РАБОЧАЯ ПРОГРАММА
внеурочной деятельности
«Трудные вопросы химии»
для 11 класса
с использованием оборудования
центра «Точка роста»**

Срок реализации программы - 1 год

Группа учащихся - 11 класс

Программа рассчитана - на 1 час в неделю, год -34 часа

Составитель: Фельдман Людмила Валентиновна,
учитель высшей квалификационной категории

2024-2025

ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Элективный курс «Трудные вопросы химии» предназначен для учащихся 11 класса, рассчитан на 34 часа, 1 час в неделю.

Задачи:

- 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.

Элективный курс является логичным и актуальным дополнением к основному курсу химии.

Курс позволяет помочь уже профессионально – ориентированным учащимся подготовиться к итоговой аттестации.

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-методическое обеспечение:

ОБЯЗАТЕЛЬНЫЕ УЧЕБНЫЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ УЧЕНИКА

Химия, 11 класс/ Еремин В.В., Кузьменко Н.Е., Дроздов А.А., Лунин В.В.; под редакцией Лунина В.В., Общество с ограниченной ответственностью «ДРОФА»; Акционерное общество «Издательство «Просвещение»

МЕТОДИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ УЧИТЕЛЯ

В.В. Еремин Методическое пособие к учебникам В.В. Еремина, Н.Е. Кузьменко, В.И. Теренина и др. " Химия. Углубленный уровень". 10-11 кл.

Учебно-тематический план

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

Практическая часть

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.

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.

Соединения железа

13. 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.

14. Отношение гидроксида железа(II) к щелочам

Получите $\text{Fe}(\text{OH})_2$ (см. опыт1). Добавьте к осадку 1-2 мл концентрированного раствора щелочи. Что наблюдаете?

15. Окисление гидроксида железа(II) пероксидом водорода

Получите $\text{Fe}(\text{OH})_2$ (см. опыт1). Добавьте к осадку 1-2 мл пероксида водорода. Что наблюдаете?

16. Образование турнбулевой 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 турнбулевой сини.

17. Осаждение сульфида железа(II)

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

18. Получение $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

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.

19. Отношение гидроксида железа(III) к щелочам

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

20. 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.

21. Образование берлинской лазури

В пробирку налейте 1 мл раствора хлорида железа(III). Добавьте несколько капель раствора желтой кровяной соли $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Наблюдайте образование берлинской лазури.

22. 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.

23. 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 раствора добавьте раствор фторида натрия.

Соединения хрома

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

В пробирку налейте 1 мл раствора соли хрома(III) ($\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ или CrCl_3). К раствору по каплям медленно добавляйте 2М раствор NaOH . Наблюдайте появление осадка серо-фиолетового или серо-зеленого цвета и его растворение.

25. 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 H₂SO₄.

26. Отношение гидроксида хрома(III) к раствору аммиака

Получите гидроксид хрома(III) и добавьте 1-2 мл NH₃•H₂O.

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

В пробирку налейте 0,5 мл раствора соли хрома(III), добавьте 4-5 капель 2 н раствора NaOH, 3-5 капель 3%-ного раствора H₂O₂ и нагрейте в течение нескольких минут на водяной бане, пока зеленая окраска раствора не перейдет в желтую.

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

К 5-6 каплям раствора соли хрома(III) добавьте 3 капли 1М раствора H₂SO₄, 5-6 капель раствора KMnO₄, пробирку осторожно нагрейте на пламени спиртовки до кипения.

Наблюдения:

Выпадает осадок марганцевистой кислоты H₂MnO₃, раствор над осадком имеет желтую окраску.

29. 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.

1. Взаимодействие дихромата калия с пероксидом водорода

В пробирку налейте 1 мл раствора дихромата калия, подкислите раствор несколькими каплями раствора H₂SO₄, при наличии амилового спирта - добавьте 8-10 его капель и несколько капель H₂O₂.

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.

Соединения марганца

30. Осаждение гидроксида марганца(II)

В пробирку налейте 1 мл раствора соли марганца (Mn(NO₃)₂, MnSO₄ или MnCl₂). Добавьте 1 мл 2 н раствора NaOH.

Наблюдения:

Образуется белый осадок $Mn(OH)_2$, буряющий на воздухе в результате образования $NMnO_3$:

31. Отношение гидроксида марганца к кислотам

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

32. Отношение гидроксида марганца(II) к щелочам

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

33. 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.

34. 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.

35. 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.