

ИССЛЕДОВАНИЕ СОЕДИНЕНИЙ ХРОМА

Тальшева А.А., Деева М.И.

г. Пенза, МБОУ СОШ № 20, 11 «А» класс

Руководитель: Мишина М.П., г. Пенза, МБОУ СОШ № 20, учитель химии,
Почетный работник общего образования РФ

Данная статья является реферативным изложением основной работы. Полный текст научной работы, приложения, иллюстрации и иные дополнительные материалы доступны на сайте V Международного конкурса научно-исследовательских и творческих работ учащихся «Старт в науке» по ссылке: <https://school-science.ru/5/13/34580>

Подготовка к единому государственному экзамену требует от выпускников не только глубокого и полного усвоения учебного материала, но и выработки навыков практического применения имеющихся знаний.

Это подтолкнуло нас к созданию интерактивного пособия по теме: «Соединения хрома». Актуальностью работы является то, что при использовании данного пособия для подготовки к ЕГЭ, выпускник не только повторяет и закрепляет теоретические сведения по заданному разделу, но и может наблюдать химические реакции с участием соединений хрома.

В качестве объекта исследования нами были выбраны соединения хрома (III) и соединения хрома (VI).

Предмет исследования – химические реакции, лежащие в основе лабораторных способов получения, окислительно-восстановительных процессов, кислотно-основных свойств соединения хрома (III), (VI) и наиболее часто встречающиеся в заданиях ЕГЭ.

Гипотеза: если грамотно подойти к изучению соединений хрома на основе химического эксперимента, то это будет способствовать более прочному усвоению основных теоретических вопросов в изучении соединений хрома.

Цель работы: создание интерактивного пособия по теме «Соединения хрома».

Задачи:

1. Изучить литературные источники, связанные с выбранной темой.

2. Познакомиться с соединениями хрома (III) на практике, рассмотреть их способы получения и химические свойства.

3. Провести необходимые реакции с участием соединений хрома (VI).

4. Проанализировать результаты опытов и сделать выводы.

5. Разработать интерактивное пособие по теме «Соединения хрома».

6. Представить свою работу школьникам, проявляющим интерес к предмету химия и выбравшим его для итоговой аттестации.

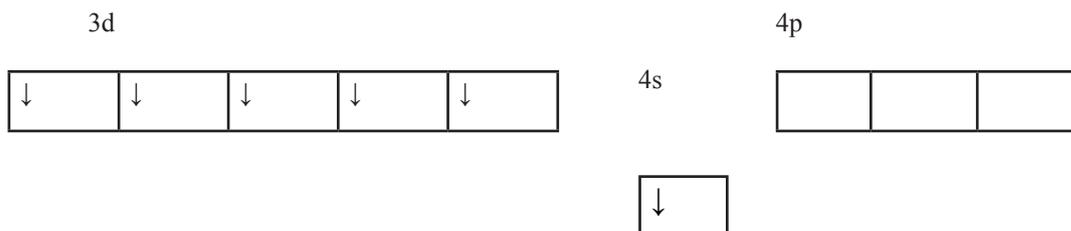
Методы и приемы реализации поставленных целей и задач:

1. Обобщение, систематизация, анализ.
2. Практическая работа, экспериментальные исследования.
3. Наблюдение.
4. Рекламная деятельность.

Глава 1. Теоретическая часть

1.1. Общие сведения о хrome

Хром серебристо-белый тугоплавкий металл, при обычных условиях неактивен за счет плотной оксидной пленки Cr_2O_3 , которая разрушается при нагревании; $t_{\text{пл}} 1890^\circ\text{C}$; природные минералы: $\text{FeO}\cdot\text{Cr}_2\text{O}_3$ – хромистый железняк, FeCrO_4 – хромит; электронная формула: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ – наблюдается провал одного электрона с 4s- на 3d-подуровень с образованием устойчивого наполовину заполненного 3d-подуровня; электронно-графическая формула:



За счет шести валентных электронов и шести валентных орбиталей проявляет максимальную степень окисления +6 и валентность (VI). В соединениях обычно проявляет степени окисления +2, +3, +6, среди которых наиболее устойчивы соединения Cr^{3+} (см. приложение 1) [5].

С ростом степени окисления основные свойства оксидов и гидроксидов постепенно сменяются кислотными, восстановительная способность соединений убывает, а окислительная – возрастает. Так, соединения хрома (II) (CrO , $\text{Cr}(\text{OH})_2$) имеют основной характер и являются сильными восстановителями; высшему оксиду хрома CrO_3 соответствуют хромовая H_2CrO_4 и двуххромовая кислоты $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, для них характерны окислительные свойства. Соединения хрома в промежуточной степени окисления, главным образом +3 (Cr_2O_3 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$), амфотерны (см. приложение 2,3). Они наиболее устойчивы в водных растворах по отношению как к окислению, так и к восстановлению [7].

1.2. Соединения хрома (II)

Оксид хрома (II) CrO – пирофорный порошок черного цвета (см. приложение 2).

Получение

Образуется при окислении амальгамы хрома кислородом воздуха:

$2\text{Cr}/\text{Hg} + \text{O}_2 = 2\text{CrO} + 2\text{Hg}$, а также при термическом разложении карбонила: $\text{Cr}(\text{CO})_6 = \text{CrO} + 5\text{CO} + \text{C}$

Химические свойства

Основные свойства проявляются в его взаимодействии с разбавленной соляной кислотой: $\text{CrO} + 2\text{HCl} = \text{CrO} + \text{H}_2\text{O}$

$\text{CrO} + \text{разбавленные серная и азотная кислоты и щелочи} \neq \text{нет реакции}$

$\text{CrO} + \text{H}_2\text{O} \neq \text{нет реакции}$, не растворяется

При растирании на воздухе или нагревании оксид хрома (II) воспламеняется, сгорая до оксида хрома (III), а при температуре белого каления даже способен отнимать кислород у углекислого газа:

$4\text{CrO}^{(II)} + \text{O}_2^{(г)} = 2\text{Cr}_2\text{O}_3^{(III)} \text{ (зеленый)}$ $2\text{CrO} + \text{CO}_2 = \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{CO}$.

Нагревание в инертной атмосфере или вакууме приводит к диспропорционированию: $3\text{CrO} = \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Cr}$ (700°C ; вакуум).

При температуре 1000°C водород восстанавливает CrO до металла:

$\text{CrO}^{(II)} + \text{H}_2 = \text{Cr} + \text{H}_2\text{O}$ [5;7].

Гидроксид хрома (II) $\text{Cr}(\text{OH})_2$ – вещество коричневого или желтого цвета, плохо растворимый в воде, проявляет основные свойства, медленно реагирует только с концентрированными кислотами, образуя

соли хрома (II) синего или голубого цвета, хороший восстановитель (см. приложение 2).

Получение

В виде желтого осадка $\text{Cr}(\text{OH})_2$ получают при действии раствора щелочи на хлорид хрома (II): $\text{CrCl}_{2(г)} + 2\text{NaOH}_{(р)} = \text{Cr}(\text{OH})_2 \downarrow \text{ (желтый)} + 2\text{NaCl}$ [5].

Химические свойства

Кислотно-основные свойства. $\text{Cr}(\text{OH})_2$ проявляет основные свойства; взаимодействует только с кислотами: $\text{Cr}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}_3^{+} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow [\text{Cr}(\text{OH}_2)_6]^{2+}$. Образующиеся при этом аквакомплексы $[\text{Cr}(\text{OH}_2)_6]^{2+}$ синего цвета. Таковую же окраску имеют кристаллогидраты, например: $\text{Cr}(\text{ClO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ [1].

$\text{Cr}(\text{OH})_{2(г)} + \text{разбавленные кислоты и щелочи} \neq \text{нет реакции}$

$\text{Cr}(\text{OH})_{2(г)} + 2\text{HCl}_{(к)} = \text{CrCl}_{2(р)} \text{ (голубой)} + 2\text{H}_2\text{O}$

$\text{Cr}(\text{OH})_{2(г)} = \text{CrO}_{(г)} + \text{H}_2\text{O}$ (t, в отсутствие кислорода)

Восстановительные свойства (легко окисляется кислородом воздуха)

$4\text{Cr}(\text{OH})_{2(г)} \text{ (желтый)} + \text{O}_{2(г)} + 2\text{H}_2\text{O} =$

$4\text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow \text{ (серо-зеленый)} + \text{O}_{2(г)} = 4\text{CrO}(\text{OH}) \downarrow \text{ (зеленый)}$

$+ 2\text{H}_2\text{O}$

$\text{CrO}(\text{OH}) + 3\text{NaOH}_{(расплав)} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] \downarrow \text{ (зеленый)}$

$4\text{Cr}(\text{OH})_{2(г)} \text{ (желтый)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{Cr}_2\text{O}_3 \downarrow + 4\text{H}_2\text{O}(t)$ [5].

Соли хрома (II). Известны галогениды хрома (II), сульфаты и перхлораты; водные растворы соединений хрома (II) небесно-голубого цвета, тогда как безводные соли бесцветны. Все соли хрома (II) – сильные восстановители (см. приложение 3), в растворах окисляются кислородом воздуха:

$4\text{CrCl}_2 + \text{O}_2 + 4\text{HCl} = 4\text{CrCl}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$.

При отсутствии окислителя восстанавливают даже воду, разлагая ее с выделением водорода: $2\text{CrCl}_{2(г)} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{CrOHCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow (t)$

$2\text{CrCl}_{2(г)} + 4\text{H}_2\text{SO}_{4(к)} = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{SO}_2 \uparrow + 4\text{HCl} + 2\text{H}_2\text{O}$ (кипение)

$\text{CrCl}_{2(г)} + 2\text{NaOH}_{(р)} = \text{Cr}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NaCl}$

$4\text{CrCl}_{2(г)} + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{CrOHCl}_2$

$\text{CrCl}_{2(р)} + (\text{NH}_4)_2\text{S} = \text{CrS} \downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$

Хлорид хрома (II) CrCl_2 . В безводном состоянии представляет собой белые кристаллы с шелковистым блеском. Получаются при восстановлении солей хрома (III) водородом в момент выделения:

$2\text{CrCl}_3 + 3\text{Zn} + 4\text{HCl} = 2\text{CrCl}_2 + 3\text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2$ [5].

Комплексные соединения хрома (II).

Хром (II) из-за относительно малого заряда и большого размера иона Cr^{2+} является относительно слабым комплексообразователем. Однако он образует как катионные, так и анионные комплексные соединения.

С аммиаком хлорид хрома (II) образует соединения: $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ (темно-голубой), $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_2$ (фиолетовый), $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ (светло-голубой), $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_3]\text{Cl}_2$ (светло-зеленый), $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}_2$ (светло-зеленый) → $\text{CrCl}_2 + \text{NH}_3$ (400°C) [5, 8]

1.3. Соединения хрома (III)

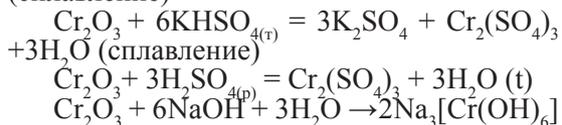
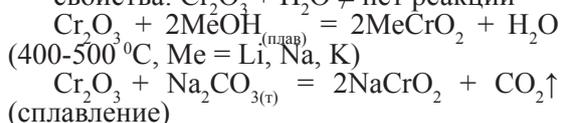
Оксид хрома (III) Cr_2O_3 (хромовая охра) — темно-зеленое тугоплавкое вещество (по твердости сравнимо с корундом). Химическая активность Cr_2O_3 зависит от способа его получения. Благодаря высокой энергии кристаллической решетки не реагирует с водой, с растворами кислот и щелочей; перевести его в растворимое состояние можно только в очень жестких условиях, сплавляя со щелочами, карбонатами, сильными окислителями (см. приложение 2) [1].

Получение



Химические свойства

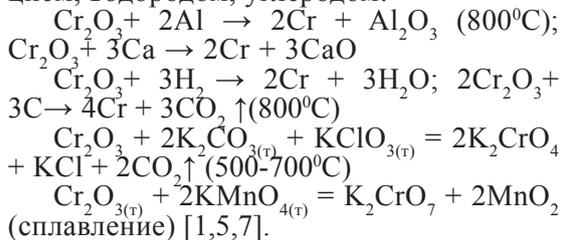
Кислотно-основные свойства (см. приложение 2). Оксид хрома (III) химически активен, проявляет отчетливо выраженные амфотерные свойства: $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \neq$ нет реакции



Окислительно-восстановительные свойства (см. приложение 3):

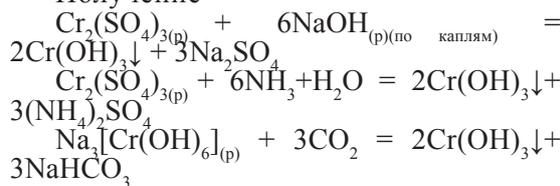


При высокой температуре оксид хрома (III) восстанавливается алюминием, кальцием, водородом, углеродом:

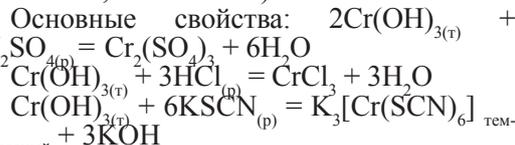
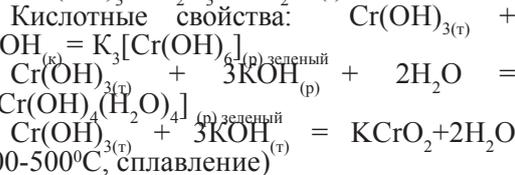
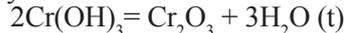
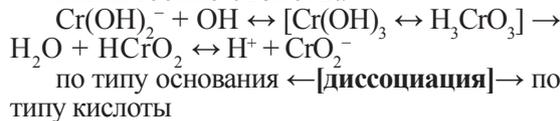


Гидроксид хрома (III) $\text{Cr}(\text{OH})_3$, а точнее гидрат оксида $\text{Cr}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ — твердое вещество зеленого цвета, в виде студнеобразного осадка, типичный амфотерный гидроксид (см. приложение 2), плохо растворим в воде, легко взаимодействует с кислотами и щелочами.

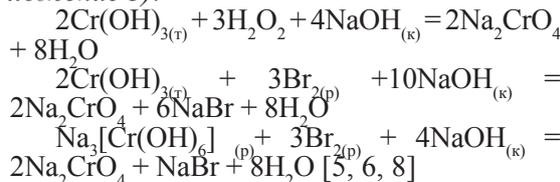
Получение



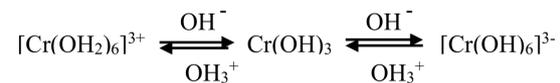
Химические свойства



Восстановительные свойства (см. приложение 3):



Получение гидроксида хрома (III) и его переход в катионные $[\text{Cr}(\text{OH})_2]^{3+}$ и анионные $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$ комплексы можно выразить следующим суммарным уравнением:

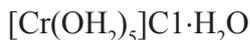


Аквакомплекс $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3+}$ сине-фиолетового цвета входит в состав ряда кристаллогидратов Cr(III), например в фиолетовые $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{CrBr}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ (хромокалиевые квасцы). Результаты рентгеноструктурного анализа и окраска хромовых квасцов говорят в пользу структуры $[\text{Me}(\text{OH})_6] [\text{Cr}(\text{OH})_6] (\text{SO}_4)_2$. Таким образом, квасцы представляют собой двойные соли. Они образуются при взаимодействии растворов Me_2SO_4 и $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$. Квасцы, как и некоторые другие производные Cr(III), используются в качестве протравы в красильном деле и при дублении кожи.

В зависимости от условий состав катионных аквакомплексов изменяется, что сопровождается изменением их окраски от фиолетовой до зеленой (см. приложение 4). Так, $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ в зависимости от ориентации молекул воды и хлорид-ионов имеет следующие изомерные формы:



сине-фиолетовый

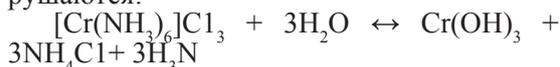


светло-зеленый



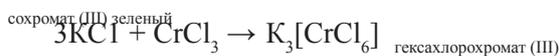
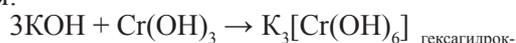
темно-зеленый

Кроме аквакомплексов для Cr(III) известны катионные амминокомплексы $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ (фиолетового цвета). Аммиакаты в твердом состоянии устойчивы. В водных же растворах они постепенно разрушаются:



Поэтому получение аммиакатов всего легче осуществляется в неводных растворах или в жидком аммиаке.

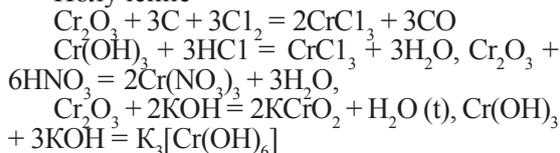
Производные анионных комплексов хрома (III) - весьма разнообразны. Ниже приведены уравнения реакций их получения:



Гексагидроксохромат (III)-ионы $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$ окрашены в изумрудно-зеленый цвет. Гексахлорохромат(III)-ионы $[\text{CrCl}_6]^{3-}$ окрашены в зеленый цвет. Известны комплексы хлориды состава $3\text{KCl} \cdot \text{CrCl}_3$, которые являются производными двухядерных комплексов $[\text{Cr}_2\text{Cl}_9]^{3-}$ [1].

Соли хрома (III). Соли хрома (+3) имеют разную окраску: от красно-фиолетовой (или розовой) – для безводных солей, через зеленую к сине-фиолетовой для кристаллогидратов. Окраска соли зависит от гидратности и строения гидратов (см. приложение 4) [5].

Получение



Химические свойства

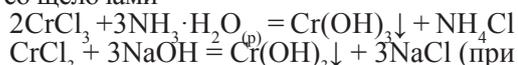
Гидролиз, щелочной гидролиз

Соли Cr (III) в водных растворах подвергаются гидролизу; растворы солей сильных кислот имеют кислую реакцию: $\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CrOHCl}_2 + \text{HCl}$

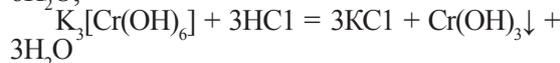
Некоторые соли Cr (III) гидролизуются полностью (Cr_2S_3 , $\text{Cr}_2(\text{CO}_3)_3$), поэтому их нельзя получить по обменным реакциям в растворах:



Соли хрома (III) катионного типа реагируют со щелочами

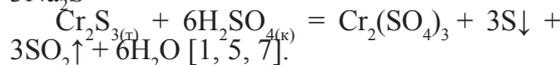
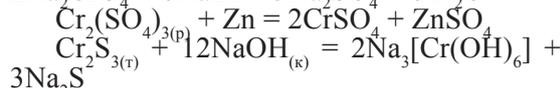
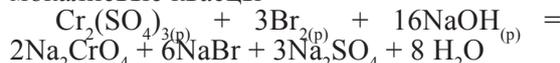
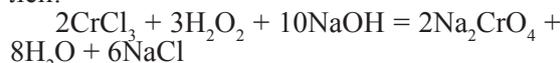


Соли хрома (III) анионного типа разлагаются кислотами:



Окислительно-восстановительные свойства

Все соединения трехвалентного хрома сравнительно легко окисляются в соли хромовой или двуххромовой кислоты (см. приложение 3). Окисление может быть осуществлено действием различных окислителей:



1.4. Соединения хрома (VI)

Оксид хрома (VI) CrO_3 – вещество темно-красного цвета; кислотный оксид; сильный окислитель, хорошо растворим в воде, ядовит (см. приложение 2,3) [5].

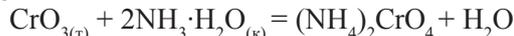
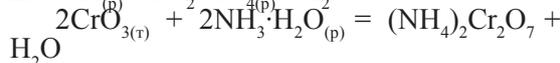
Получение

Темно-красные кристаллы хромового ангидрида образуются при действии концентрированной серной кислоты на насыщенный раствор дихромата калия или натрия: $2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow 2\text{CrO}_3 \downarrow + 2\text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ [7].

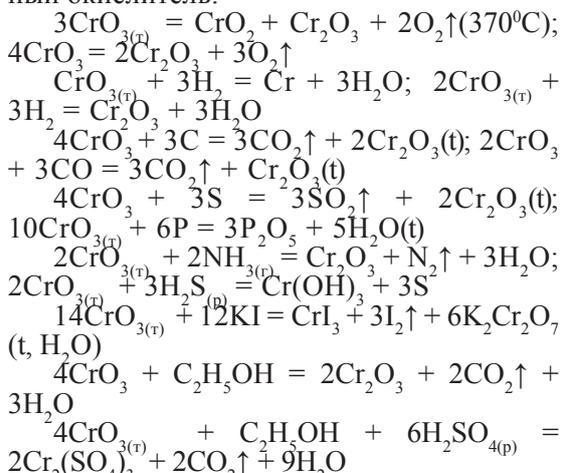
Химические свойства

Кислотно-основные свойства. CrO_3 имеет кислотный характер: легко растворяется в воде, образуя хромовые кислоты. С избытком воды образует хромовую кислоту H_2CrO_4 : $\text{CrO}_{3(\text{т})} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CrO}_4$. При большей концентрации CrO_3 образуется дихромовая кислота $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$: $2\text{CrO}_{3(\text{т})} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, которая при разбавлении переходит в хромовую кислоту: $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2\text{CrO}_4$. Хромовые кислоты существуют только в водном растворе. Однако их соли весьма устойчивы [8].

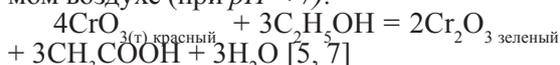
Оксид хрома (VI) реагирует со щелочами и основными оксидами, образуя хроматы: $\text{CrO}_3 + \text{K}_2\text{O} = \text{K}_2\text{CrO}_4 (\text{т}), \text{CrO}_{3(\text{т})} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$



Окислительно-восстановительные свойства (см. приложение 3). CrO_3 – сильный окислитель:

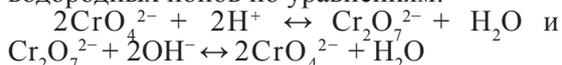


Реакция обнаружения спирта в выдыхаемом воздухе (при $\text{pH} < 7$):

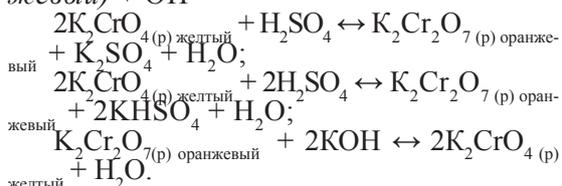


Хромовые кислоты и их соли. Водный раствор хромового ангидрида представляет собой смесь хромовой и дихромовой кислот, которые находятся в равновесии друг с другом. Хотя ни одна кислота не выделена в свободном виде, их соли хорошо изучены. Соли хромовой кислоты называются хроматами, дихромовой – дихроматами (бихроматами).

Ионы CrO_4^{2-} и $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ превращаются друг в друга при изменении концентрации водородных ионов по уравнениям:



Отсюда видно, что если подкислить раствор, то равновесие будет смещаться в сторону образования дихромат-ионов $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, и наоборот, если добавить щелочи, то равновесие будет смещаться в сторону образования хромат-ионов CrO_4^{2-} (см. приложение 5). О взаимных превращениях этих солей легко судить по изменению окраски: хроматы имеют желтый цвет, а дихроматы – оранжевый: 2CrO_4^{2-} (желтый) + H^+ \leftrightarrow $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ (оранжевый) + OH^-

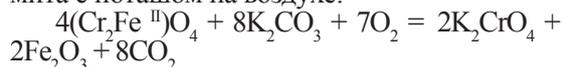


Соли щелочных металлов и аммония хромовых кислот хорошо растворимы в воде. Соли других металлов растворяются трудно. Дихроматы $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ и $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ называются хромпиками. Они как окислители применяются в лабора-

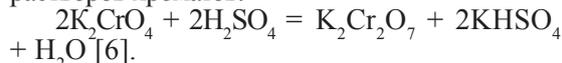
торной практике и химической технологии, в кожевенной, лакокрасочной, спичечной и текстильной промышленности. Хромовая смесь – так называется 3%-ный раствор дихромата калия в концентрированной серной кислоте – применяется в химических лабораториях для мытья стеклянной посуды [5, 8].

Получение

Хроматы образуются при спекании хромита с поташом на воздухе:

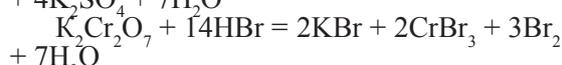
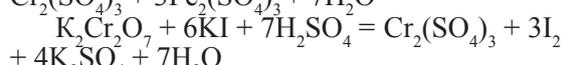
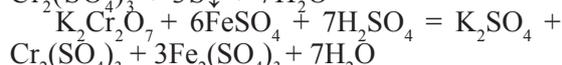
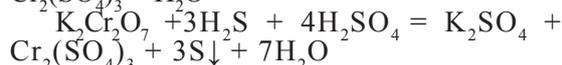
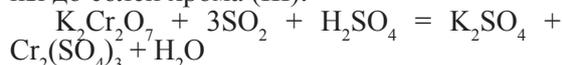


Дихроматы можно получить подкислением растворов хроматов:

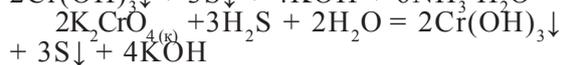
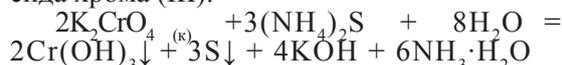


Химические свойства

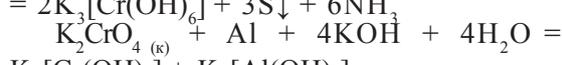
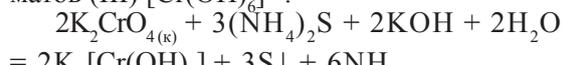
Окислительные свойства. В кислой среде хроматы, где они присутствуют в виде дихромат-ионов, могут быть восстановлены до солей хрома (III):



В нейтральной и слабощелочной средах хромат-ионы восстанавливаются до гидроксида хрома (III):

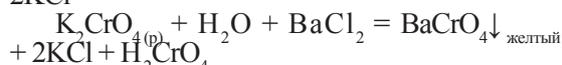
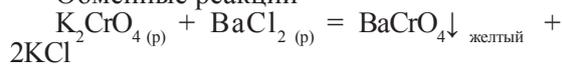


В сильно-щелочной – до гидроксохроматов (III) $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$:



В щелочной среде окислительная способность хроматов значительно ниже, поэтому для их перевода в соединения хрома (III) требуются более сильные восстановители – гидразин, борогидриды, гипосульфиты и гипофосфиты.

Обменные реакции



Водные растворы хроматов и дихроматов токсичны [5, 6, 7, 8].

2. Экспериментальная часть

Соединения хрома (III)

Получение оксида хрома (III)

В фарфоровую чашку насыпаем небольшое количество кристаллического дихромата аммония. Формируем его в виде горки, капаем 2 капли спирта и спичкой поджигаем вершину.

Вывод. В результате бурного разложения бихромата образуются оксид хрома(III), азот и вода: $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \xrightarrow{-t^\circ\text{C}} \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{N}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$

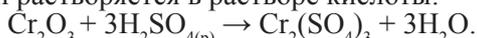
Свойства оксида хрома (III)

В пять чистых пробирок помещаем по одному микрошпателю полученного оксида хрома (III), затем указанные в таблице объемы (порции) других веществ:

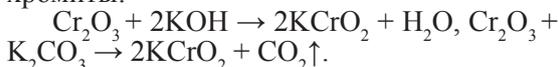
	Пробирка № 1	Пробирка № 2	Пробирка № 3	Пробирка № 4	Пробирка № 5
Вещества	2 мл H_2O (дист.)	2 мл H_2SO_4 (разб. p-p)	2 мл KOH (разб. p-p)	1 микрошпатель KOH (тв.)	1 микрошпатель Na_2CO_3 (тв.)

Подогреваем содержимое пробирок №№1-3, не доводя до кипения. Смеси в пробирках №№4 и 5 сплавляем на спиртовке. Охлаждаем продукт сплавления и растворяем его в воде.

Вывод. Оксида хрома (III) – амфотерный оксид – при комнатной температуре в воде не растворяется, инертен к действию растворов кислот и щелочей. При нагревании растворяется в растворе кислоты:



При сплавлении Cr_2O_3 с твердыми щелочами и содой получают соединения Cr^{+3} – хромиты:



Получение гидроксида хрома (III)

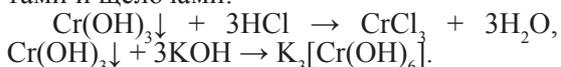
К 5-6 каплям раствора соли Cr^{3+} приливают 5-6 капель раствора аммиака. Испытывают полученный осадок на растворимость в избытке конц. NH_4OH с последующим нагреванием.

Вывод. Гидроксид хрома (III) можно получить при действии на соль хрома (III) раствора аммиака: $\text{CrCl}_3 + 3(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NH}_4\text{Cl}$

Кислотно-основные свойства гидроксида хрома (III)

В две чистые пробирки наливаем по 1-2 мл раствора хлорида хрома CrCl_3 и приливаем понемногу раствор щелочи до образования осадка гидроксида хрома $\text{Cr}(\text{OH})_3$. В одну из пробирок приливаем избыток едкого кали, в другую – раствор соляной кислоты до растворения осадка.

Вывод. Гидроксида хрома (III) проявляет амфотерные свойства, реагирует с кислотами и щелочами:

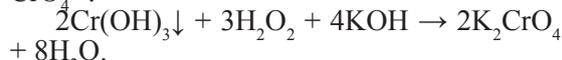


Восстановительные свойства гидроксида хрома (III)

В чистую пробирку наливаем 1-2 мл раствора хлорида хрома (III) и приливаем

понемногу раствор едкого кали до образования осадка гидроксида хрома $\text{Cr}(\text{OH})_3$, затем добавляем несколько капель 3%-ного раствора пероксида водорода и нагреваем пробирку.

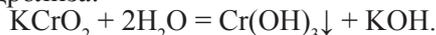
Вывод. Гидроксид хрома (III) обладает восстановительными свойствами, так как в ходе реакции наблюдается переход зеленой окраски раствора в желтую, что указывает на образование в растворе хромат-ионов CrO_4^{2-} :



Гидролиз хромитов

Наливаем в пробирку 1-2 мл раствора хлорида хрома (III) и приливаем к нему избыток раствора щелочи до растворения выпавшего осадка (зеленого цвета) и образования раствора, имеющего ярко-зеленую окраску. Нагреем содержимое пробирки (раствор хромита) до кипения.

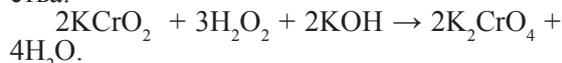
Вывод. В отличие от алюминатов и цинкатов хромиты необратимо разлагаются при кипячении вследствие почти полного гидролиза:



Окисление солей хрома (III) в щелочной среде

Наливаем в пробирку 1-2 мл раствора хлорида хрома (III) и приливаем к нему избыток раствора щелочи до растворения выпавшего осадка. К полученному раствору хромита добавляем 3-5 капель 3%-ного раствора перекиси водорода и слегка нагреваем пробирку.

Вывод. Соли хрома (III) при взаимодействии с пероксидом водорода в щелочной среде проявляют восстановительные свойства:



Соединения хрома (VI)

Смещение равновесия между хроматами и дихроматами

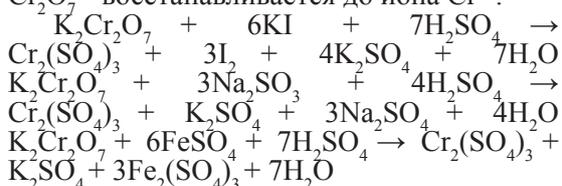
В чистую пробирку наливаем 1-2 мл раствора хромата калия. Приливаем по каплям раствор серной кислоты до перехода желтого цвета раствора в красно-желтый (оранжевый) цвет вследствие образования дихромата калия. Затем приливаем по каплям раствор едкого кали до перехода красно-желтого цвета раствора в желтый вследствие образования хромата калия.

Вывод. В зависимости от среды возможен переход хроматов в бихроматы и обратно: $2K_2CrO_4$ (желтый р-р) + $H_2SO_4 \rightarrow K_2Cr_2O_7$ (оранжевый р-р) + $K_2SO_4 + H_2O$, $K_2Cr_2O_7$ (оранжевый р-р) + $2KOH \rightarrow 2K_2CrO_4$ (желтый р-р) + H_2O .

Окислительные свойства дихроматов

В 3 пробирки наливаем по 1-2 мл раствора $K_2Cr_2O_7$ и такой же объем 2н H_2SO_4 . В 1-ю пробирку приливаем немного раствора иодида калия, во 2-ю добавляем один микрошпатель сульфита натрия и пробирку слегка подогреваем, в 3-ю вносим один микрошпатель сульфата железа (II) или раствор свежеприготовленной соли железа (II). Встряхиваем пробирки.

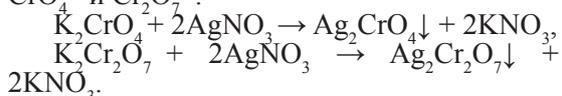
Вывод. Являясь окислителем, ион $Cr_2O_7^{2-}$ восстанавливается до иона Cr^{3+} :



Реакция с нитратом серебра

Наливаем в одну пробирку раствор хромата калия (желтый цвет), в другую – раствор дихромата калия (оранжевый) и добавляем по 2-3 капли раствора нитрата серебра.

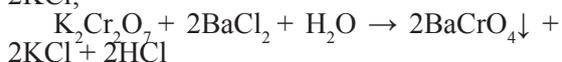
Вывод. Обе реакции сопровождаются образованием красно-бурого осадка, что указывает на присутствие в растворе ионов CrO_4^{2-} и $Cr_2O_7^{2-}$:



Реакция с хлоридом бария

В одной пробирке смешиваем 1-2 мл раствора хромата калия (желтый цвет) и хлорид бария, в другой – дихромат калия (оранжевый) и хлорид бария.

Вывод. Образование желтого осадка $BaCrO_4$ указывает на присутствие в растворе ионов CrO_4^{2-} : $K_2CrO_4 + BaCl_2 \rightarrow BaCrO_4 \downarrow + 2KCl$;

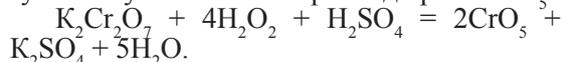


Получение пероксида хрома

В пробирку наливаем 2 мл 3%-ного раствора перекиси водорода и 3 мл разбавленной серной кислоты. Смесь перемешиваем и добавляем к ней 0,5 мл бутилового (ами-

лового) спирта и несколько капель раствора дихромата калия. Осторожно взбалтываем содержимое пробирки.

Вывод. При взаимодействии соли хрома с пероксидом водорода в кислой среде образуется неустойчивый пероксид хрома CrO_5 :



Выводы

В ходе проведенной исследовательской работы:

– изучен и обобщен материал по соединениям хрома:

1. С увеличением степени окисления металла основные свойства оксидов и гидроксидов ослабевают, а кислотные усиливаются.

2. Окислительные свойства последовательно усиливаются с изменением степени окисления в ряду: $Cr^{+2} \rightarrow Cr^{+3} \rightarrow Cr^{+6}$.

3. Соединения хрома весьма разнообразны по окраске.

4. Все хромовые кислоты и их соли, а также оксид хрома (VI) ядовиты;

– проведены необходимые реакции с участием соединений хрома (III) и соединений хрома (VI) на практике, проанализированы результаты опытов и сделаны выводы;

– разработано и апробировано на уроках химии и элективных занятиях интерактивное пособие «Соединения хрома» (см. приложение б).

Материал, представленный в работе, может быть использован как на уроках химии, так и во внеурочной деятельности по предмету.

Интерактивное пособие «Соединения хрома» помогает выпускникам средней школы и учащимся овладеть более прочными знаниями по предмету. Принцип, положенный в основу данного пособия, может быть использован при создании подобных приложений по другим учебным дисциплинам.

Многогранность исследуемой темы открывает возможность для дальнейшей работы, направленной на решение проблем, требующих от выпускников не только глубокого усвоения учебного материала, но и выработки навыков практического применения имеющихся знаний.

Список литературы

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. Учеб. для вузов. – 4-е изд., испр. – М.: Высш. шк., Изд. центр «Академия», 2001. ил. – с.607-612
2. Безрукова С.А. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии: руководство к лабораторным работам: в 2 ч. /С.А. Безрукова, В.А. Андреев. - Северск: Изд-во СТИ НИЯУ МИФИ, 2011. - 2 ч. – с.14
3. Верховский В.Н., Смирнов А.Д. Техника химического эксперимента. Пособие для учителей. Т.II. Изд. 6-е перераб. М., «Просвещение», 1975. с ил. – с. 366-367

4. Денисова С.А. Химия (аналитическая): учеб.-метод. пособие для студентов геолог. ф-та / С.А. Денисова, Л.И. Торопов; Перм. ун-т. – Пермь, 2011. – с.122

5. Кочкаров Ж.А. Химия в уравнениях реакций: учебное пособие/ Ж.А. Кочкаров. – Изд. 2-е. –Ростов н/Д: Феникс, 2016. – 332, [1]с. – (Без репетитора) – с.182-195

6. Лидин Р.А. Химия: Полный справочник для подготовки к ЕГЭ / Р.А. Лидин. – М.: АСТ: Астрель. 2010. – 286, [2] с. – (Единый государственный экзамен) – с.67-68

7. Третьяков Ю.Д. Неорганическая химия: в 3 т. / под ред. Ю.Д. Третьякова. Т. 3: Химия переходных металлов. Кн. 1: учебник для студ. высш. учеб. заведений/ [А.А. Дроздов, В.П. Зломанов, Г.Н. Мазо, Ф.М. Спиридонов]. – М.: Издательский центр «Академия», 2007. – с.186

8. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в вузы. – 4-е изд. испр. и доп. – М.: РИА «Новая волна»: Издатель Умеренков, 2009. ил. – с.316-320