

Практическая работа 6

Химические свойства галогенов и их соединений

Лаврентюк Дарья Б06-401

19 февраля 2025 г.

1. Получение хлора и хлорной воды (демонстрационно на группу)

В круглодонную колбу, снабженную капельной воронкой и газоотводной трубкой, поместили немного кристаллического оксида марганца(IV). В капельную воронку налили раствор концентрированной соляной кислоты и по каплям прилили ее к оксиду марганца(IV) при нагревании. В круглодонной колбе в процессе ОВР образуется газообразный хлор.

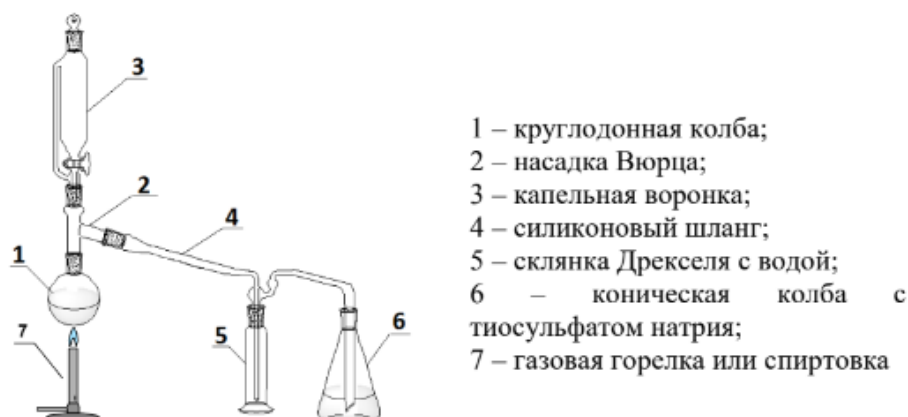
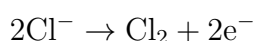
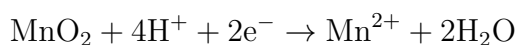
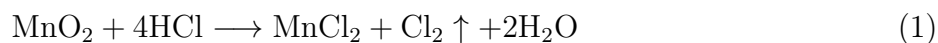
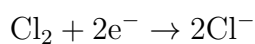


Рис. 1: Установка для получения хлорной воды



Газообразный хлор пропустили через воду, находящуюся в склянке Дрекслея, наполовину заполненную водой. При насыщении хлором воды часть молекул Cl_2 диспропорционирует:

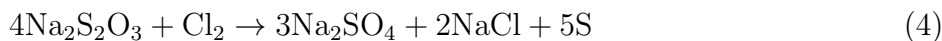




Но HClO постепенно разлагается на соляную кислоту и кислород, получаем хлорную воду.



В конической колбе с тиосульфатом натрия видно помутнение раствора:

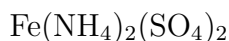


На поверхности раствора есть желтые маслянистые пятна, происходит реакция серы с хлором и выделяется дихлорид серы:

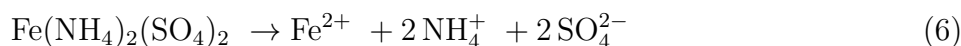


2. Окисление иона железа(II) хлором

В опыте используется соль Мора:



которая в водном растворе диссоциирует по схеме:



Пробирка 1. Раствор в дистиллированной воде + NaSCN

В отсутствие окислителя Fe(II) остаётся неизменным, и при добавлении роданида (NaSCN) не происходит образования красного комплекса, характерного для Fe(III) . Таким образом, можно записать «реакцию» как отсутствие химических преобразований:



При этом Fe(II) не образует комплекса с SCN^- .

Пробирка 2. Раствор в дистиллированной воде + NH_3

При добавлении концентрированного раствора аммиака происходит образование гидроксида железа(II). Нет необходимости учитывать остальные ионы, достаточно записать чисто ионное уравнение:



Таким образом, выпадает темно-зелёный гелеобразный осадок $\text{Fe}(\text{OH})_2$.

Пробирка 3. Раствор в хлорной воде + NaSCN

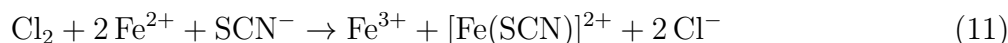
Хлор Cl_2 окисляет Fe(II) до Fe(III) :



Далее добавленный NaSCN (источник SCN^-) реагирует с образованным Fe(III) :



Объединяя обе стадии, можно записать суммарное уравнение:



Оранжевый оттенок раствора обусловлен образованием комплекса $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$.

Пробирка 4. Раствор в хлорной воде + NH_3

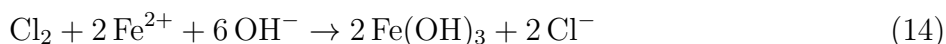
В этой пробирке также происходит окисление Fe(II) хлором:



При добавлении концентрированного раствора аммиака, который в водном растворе обеспечивает избыток OH^- , Fe(III) реагирует с гидроксид-ионами с образованием осадка гидроксида железа(III):



Записывая суммарное ионное уравнение для процесса:



Темно-зелёный осадок объясняется выпадением гидроксида железа(III).

3. Получение бромной воды и йодной воды

В пробирку положили 0,5 г твердого бромида калия, добавили к нему 1 мл 2М соляной кислоты, а затем – осторожно, по каплям – раствор гипохлорита натрия. Раствор стал соломенно-жёлтым. Мы получили бромную воду



Выполнили аналогичный опыт, заменив бромид калия иодидом калия. Раствор стал бурым



4. Сравнение окислительных свойств галогенов

В три пробирки налили по 1 мл растворов: - в первую – раствор бромида калия KBr , - во вторую и третью – раствор иодида калия KI .

Во все три пробирки добавили по 1 мл органического растворителя, гексана. В две пробирки с растворами бромида и иодида калия добавили по 1 мл хлорной воды Cl_2 , а в третью пробирку с раствором иодида калия – 1 мл бромной воды Br_2 .

Пробирка 1: Реакция бромида калия с хлором

В первой пробирке органический слой гексана окрасился в соломенно-жёлтый цвет. Это свидетельствует об экстракции брома Br_2 . Реакция замещения галогена идёт по схеме:



Хлор, будучи более сильным окислителем, окисляет бромид-ион Br^- до молекулярного брома Br_2 , который растворяется в органическом растворителе.

Пробирка 2: Реакция иодида калия с хлором

Во второй пробирке органический слой окрасился в лиловый цвет. Это свидетельствует об экстракции йода I_2 в органическую фазу. Реакция:



Хлор окисляет иодид-ион I^- до молекулярного йода I_2 , который переходит в органический слой и окрашивает его в характерный фиолетовый цвет.

Пробирка 3: Реакция иодида калия с бромом

В третьей пробирке также наблюдается лиловое окрашивание органического слоя. Реакция:



Бром, как более сильный окислитель, окисляет иодид-ион I^- до молекулярного йода I_2 , который растворяется в гексане.

Пробирка 4: Реакция йодной воды с хлором

В четвёртую пробирку внесли 0,5 мл йодной воды I_2 и добавили к ней 1,5 мл хлорной воды Cl_2 . Раствор обесцветился, так как йод прореагировал с хлором, образуя йодную кислоту:



Йод проявляет наихудшие окислительные способности, а хлор - наилучшие. Из этого можно сделать вывод что окислительные способности уменьшаются вниз по группе. Это связано с уменьшением плотности поверхностного заряда от хлора к йоду.

5. Восстановительная активность галогенид-ионов

Поместим в одну пробирку несколько кристаллов бромида калия, а в другую – иодида калия. В каждую пробирку добавьте по 2–3 капли концентрированной серной кислоты. Начнется бурная реакция. Добавим воды и наслоим органический растворитель.

В пробирке с бромидом калия выделяется бром, его видно после экстрагирования, так как гексан окрашивается в желто-коричневый цвет. Образуется сернистый газ, пахнущий жжеными спичками



В пробирке с йодидом калия выделяется йод, так как органический растворитель приобретает фиолетовую окраску. Выделяется сероводород, запах тухлых яиц



Йод показал себя как самый сильный восстановитель, он с легкостью отдает электроны, восстанавливая серную кислоту до сероводорода. Бром - более слабый восстановитель, он смог восстановить серную кислоту только до диоксида серы. Хлор и вовсе не дает подобных реакций. Можно сделать вывод что восстановительные способности увеличиваются вниз по группе. Это логично связано с результатами, полученными в предыдущем опыте.

6. Качественные реакции на галогенид-ионы

6.1. а) С нитратом серебра

В три пробирки поместили по 3–5 капель растворов солей: в первую — раствор хлорида натрия (NaCl), во вторую — раствор бромида калия (KBr), в третью — раствор иодида калия (KI).

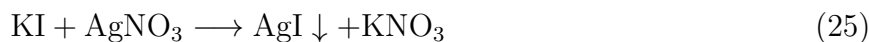
В каждую пробирку добавили 1–2 капли раствора нитрата серебра AgNO_3 до образования творожистых осадков соответствующих галогенидов серебра. Затем в каждую

пробирку с осадком добавляли по каплям 25%-й раствор аммиака NH_3 и наблюдали растворение или его отсутствие.

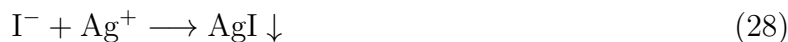
Осаждение галогенидов серебра. Во всех трёх пробирках выпали осадки:

- Пробирка 1 (хлорид-ион): белый творожистый осадок AgCl .
- Пробирка 2 (бромид-ион): светло-жёлтый осадок AgBr .
- Пробирка 3 (йодид-ион): жёлтый осадок AgI .

Молекулярные уравнения реакций:



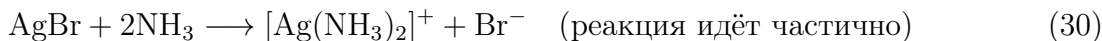
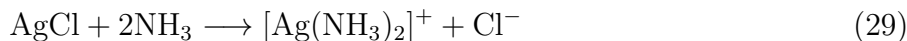
Ионные уравнения:



Растворение осадков в аммиаке

- Осадок AgCl полностью растворился, образуя комплексное соединение $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$.
- Осадок AgBr растворился частично.
- Осадок AgI не растворился.

Реакции растворения в аммиаке:



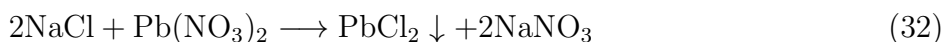
Хлорид, бромид и йодид серебра AgCl , AgBr , AgI выпадают в осадок при добавлении AgNO_3 , но их растворимость в аммиаке различается.

- AgCl растворяется полностью,
- AgBr — частично,
- AgI не растворяется.

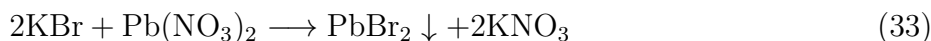
Для качественного обнаружения хлорид-ионов в растворе используется реакция с нитратом серебра. При добавлении AgNO_3 образуется белый осадок AgCl , который растворяется в аммиаке, что отличает его от AgBr и AgI .

6.2. б) С нитратом свинца

В первой пробирке малозаметный белый осадок:



Во второй пробирке белый осадок:



В третьей пробирке жёлтый осадок:



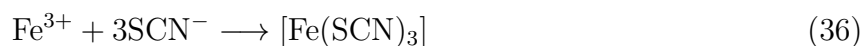
7. Свойства хлората калия

К 2–3 каплям раствора хлората калия (KClO_3) добавили 1–2 микрошпателя твёрдой соли Мора ($\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$). Подкислили раствор несколькими каплями 1 М раствора серной кислоты (H_2SO_4). Проверили наличие ионов железа(III) (Fe^{3+}) с помощью роданида натрия (NaSCN).

После добавления серной кислоты началась реакция окисления Fe^{2+} до Fe^{3+} :

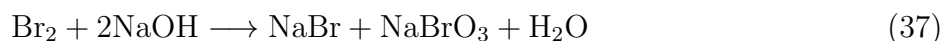


Добавление роданида натрия (NaSCN) привело к появлению красного окрашивания раствора, что свидетельствует о присутствии Fe^{3+} .



8. Диспропорционирование и сопропорционирование соединений галогенов

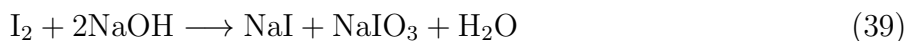
К 5–6 каплям бромной воды добавили по каплям 1 М раствор гидроксида натрия. Раствор обесцветился. Бром диспропорционирует в щёлочи.



Полученный раствор подкислили несколькими каплями 1 М серной кислоты до образования кислой среды. В кислой среде соломенная окраска будет возвращаться:



Провели аналогичный опыт с иодной водой. Раствор обесцветился. Йод диспропорционирует в щёлочи



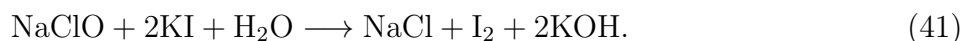
Полученный раствор подкислили несколькими каплями 1 М серной кислоты до образования кислой среды. В кислой среде фиолетовая окраска будет возвращаться:



9. Сравнение окислительных свойств гипохлоритов, хлоратов и перхлоратов

В три пробирки внесли по 3–5 капель раствора иодида калия. В первую пробирку добавили 2–3 капли раствора гипохлорита натрия, во вторую пробирку – раствора хлората калия, в третью – раствора перхлората натрия. Эту реакцию можно использовать для обнаружения иона ClO^- при отсутствии других более сильных окислителей.

В первой пробирке реакция пошла в нейтральных условиях. Раствор пожелтел сразу:



Во вторую и третью пробирки добавили по 2–4 капли 1 М серной кислоты. Во второй пробирке после подкисления реакция пошла слабо. После нагрева желтый цвет стал виден

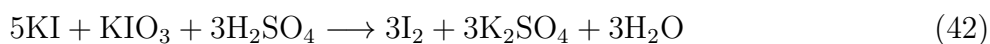
лучше. В третьей реакция вообще не пошла даже после нагревания. На основе проведенных экспериментов можно составить ряд окислительной активности этих анионов:



Это объясняется тем, что у перхлората меньше резонансных структур, поэтому у этого аниона меньше устойчивость. а также сильным электронным голодом, которого у хлората например нет.

10. Окисление иодид-ионов

В пробирку поместили 1 мл раствора иодата калия и прибавили 1 мл раствора иодида калия. Подкислили раствор 1М серной кислотой. Налили сверху раствора органический растворитель. Раствор почернел, гексан приобрел фиолетовую окраску



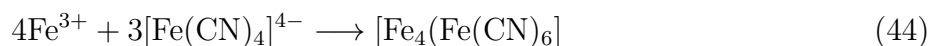
11. Взаимодействие галогенов с металлами

Налили в две пробирки 10–15 капель бромной воды, так чтобы заполнить третью часть пробирки, и наслоили в одну из них сверху органический растворитель. Экстрагировали бром в органическом растворителе, а затем отбрали с помощью пипетки наслоенный растворитель и перенесли его в чистую пробирку. Внесли в эту пробирку с органическим экстрактом брома и в ещё одну пробирку с бромной водой по небольшому количеству железного порошка, затем тщательно перемешали смесь.



После реакции обесцветился органический растворитель.

С роданидом натрия



12. Вывод

Хлор обладает окислительными свойствами, причем наиболее сильными по сравнению с йодом и бромом. В ряду галогенов Cl-Br-I окислительные свойства элементов уменьшаются. И наоборот, йодид-ион является наилучшим восстановителем, а хлор - наихудшим. Качественная реакция на хлори-ионы - образование белого творожистого осадка хлорида серебра, который растворяется с аммиаке. Качественная реакция на иодид-ионы - это образование йодида свинца, ярко желтого осадка. Также с помощью органического растворителя можно экстрагировать йод и бром, и по свету гексана определить галоген, выделившийся в ходе реакции. Хлорат калия обладает окислительными свойствам и может окислить железо в соли Мора до +3. Йод и бром реагируют с щелочами, диспропорционируя. Если среду подкислить, они восстановятся. В ряду ионов ClO^- , ClO_3^- , ClO_4^- окислительная способность падает. I^- , IO_3^- в кислой среде сопропорционируют, то есть йодид-ион окисляется. Галогены реагируют с металлами, бром может окислить железо.