



Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



Кафедра биологии растений и химии

ХИМИЯ

Лабораторный практикум

**Лабораторная работа
Химия галогенов**



Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



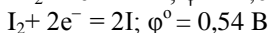
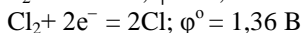
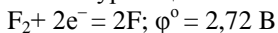
Лабораторная работа Химия галогенов

Цель работы: ознакомление с лабораторными методами получения галогенов и их соединений с водородом; изучение окислительно-восстановительных свойств галогенов и их важнейших соединений; проведение качественных реакций на галогены и галогенид-ионы.

Оборудование и материалы: сухие соли и растворы: KCl, KBr, KI или NaCl, NaBr, NaI, KMnO₄, MnO₂ или K₂Cr₂O₇; конц. серная кислота, конц. ортофосфорная кислота, раствор тиосульфата натрия, FeCl₃, 1 моль/л раствор серной кислоты, раствор хлората калия или несколько кристалликов сухой соли; сахарная пудра, органический растворитель пробирки, микрошпатель.

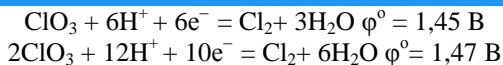
Ход работы. Галогены (фтор, хлор, бром, йод) находятся в земной коре а также в воде океанов, морей и соленых озер в составе их солей – галогенидов: NaCl, KCl, NaBr, KBr, NaI, KI, CaF₂ и др. Из этих соединений галогены получают для технических и лабораторных целей химическими и электрохимическими методами.

Будучи неметаллами, галогены являются окислителями, но их окислительные свойства в ряду фтор–хлор–бром–йод уменьшаются, о чем свидетельствуют значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов полуреакций:

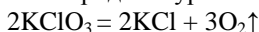


Большое техническое значение имеют галогеноводороды (HF, HCl, HBr, HI), в особенности хлороводород и его водный раствор – соляная кислота. В этих соединениях галогены находятся в отрицательной степени окисления (–1), поэтому они являются восстановителями. Восстановительные свойства галогеноводородов возрастают в порядке, обратном увеличению окислительных свойств галогенов. Таким образом, наиболее сильным восстановителем является йодоводород.

Среди многочисленных соединений галогенов в положительных степенях окисления особое место занимает хлорат калия KClO₃ (берто-летова соль). Это соединение является сильным окислителем, его окислительные свойства проявляются и в растворенном, и в расплавленном, и в твердом состояниях. В растворах хлорат калия восстанавливается до хлорида калия или до свободного хлора. В кислой среде при стандартных условиях окислительные свойства хлорат-ионов характеризуются следующими значениями окислительно-восстановительных потенциалов:



Хлорат калия в твердом порошкообразном состоянии входит в состав спичек, зажигательных смесей, осветительных ракет и составы для фейерверков. В этом случае его окислительные свойства объясняются разложением при нагревании с выделением кислорода по уравнению:



Опыт 1. Получение галогенов. В три сухие пробирки внести по одному микрошпателью KCl , KBr и KI (или NaCl , NaBr , NaI) и по одному микрошпателью любого окислителя из числа KMnO_4 , MnO_2 или $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Вещества в пробирках перемешать встряхиванием. Во все пробирки добавить по 2–3 капли концентрированной серной кислоты и наблюдать выделение газообразного хлора, брома и йода, отличающихся окраской. Галогены являются ядовитыми веществами, поэтому опыт следует проводить в вытяжном шкафу.

Убедившись в протекании реакции, в пробирки внести по 5–6 капель тиосульфата натрия, который подавляет выделение галогенов, восстанавливая их до безвредных галогенидов.

Хлор можно также получить из соляной кислоты. Для этого в пробирку внести микрошпатель окислителя (KMnO_4 или MnO_2) и 2–3 капли концентрированной соляной кислоты. Убедившись в протекании реакции, добавить в пробирку 5–6 капель $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

В отчете описать опыт, написать уравнения реакций и указать окраску галогенов. Все реакции уравнивать методом полуреакций.

В выводе сформулировать сущность лабораторного метода получения галогенов и объяснить, почему этот метод неприменим для получения фтора.

Опыт 2. Получение галогеноводородов. Получение хлороводорода. В сухую пробирку внести один микрошпатель кристаллического хлорида натрия и добавить 4–5 капель концентрированной серной кислоты. Вспучивание хлорида натрия и выделение газа свидетельствуют о протекании реакции. Поднести к пробирке смоченную водой синюю лакмусовую бумагу (вместо лакмуса можно использовать универсальную индикаторную бумагу) и наблюдать изменение её окраски. В отчете описать опыт, написать уравнение реакции и объяснить изменение окраски индикатора. Объяснить, почему в опыте используется твердый хлорид натрия и концентрированная кислота, а не раствор соли и не разбавленная кислота.

Получение бромоводорода и йодоводорода. В две сухие пробирки внести по одному микрошпателью кристаллических солей: бромида и йодида натрия (или калия). Добавить к ним по 4–5 капель концентрированной ортофосфор-



ной кислоты. Пробирки слегка подогреть на пламени спиртовки. Вспучивание солей и выделение газов свидетельствует о протекании реакции.

Смочить водой индикаторную бумагу и подержать ее у отверстия пробирок, наблюдать изменение окраски индикатора.

В отчете описать опыт, объяснить изменение окраски индикатора, написать уравнения реакций. Объяснить, почему в опытах используется не серная кислота (как при получении хлороводорода), а ортофосфорная.

Опыт 3. Восстановительные свойства галогеноводородов и галогенидов.

В три пробирки внести по 4–5 капель раствора FeCl_3 и по 2–3 капли одномолярного раствора серной кислоты. Добавить по 3–4 капли растворов KI (первая пробирка), KBr (вторая) и KCl (третья пробирка). По изменению окраски раствора определить, в какой пробирке произошло восстановление FeCl_3 до FeCl_2 и окисление галогенид-иона. Написать уравнение реакции. Сравнивая окислительно-восстановительные потенциалы галогенидионов с потенциалом полу-реакции: $\text{Fe}^{3+} + e = \text{Fe}^{2+}$; $\varphi^0 = 0,77 \text{ В}$, объяснить результаты опыта.

Опыт 4. Исследование окислительных свойств хлората калия

Взаимодействие KClO_3 с йодидом калия. В пробирку внести 4–5 капель раствора KI , прибавить 2–3 капли раствора хлората калия или несколько кристалликов сухой соли и 3–4 капли разбавленной серной кислоты. Наблюдать появление бурой окраски раствора. Объяснить опыт, написать уравнение реакции.

Окисление соляной кислоты. В пробирку поместить 1/3 микро-шпателя кристаллического хлората калия и прибавить 2–3 капли концентрированной соляной кислоты. Наблюдать выделение газа, обратить внимание на его окраску. Написать уравнение реакции.

Окисление оксида марганца (IV). В сухом фарфоровом тигле смешать по одному микрошпателю хлората калия и диоксида марганца и внести в смесь одну гранулу твердого гидроксида калия. На пламени спиртовки довести смесь до расплавленного состояния и нагревать несколько минут. Наблюдать изменение окраски, что свидетельствует об окислении MnO_2 . Описать опыт и написать уравнение реакции, учитывая, что зеленый цвет продукта свидетельствует об образовании манганата калия.

Зажигание смеси сахара и KClO_3 . (Опыт опасен, поэтому его выполнение требует осторожности!) Небольшое количество (1–2 микрошпателя) мелко растертой бертолетовой соли осторожно смешать стеклянной палочкой в фарфоровом тигле с равным количеством сахарной пудры. Смесь не растирать, так как при растирании возможно воспламенение. К смеси прибавить (осторожно, из длинной пипетки) одну каплю концентрированной серной



Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



кислоты. Наблюдать вспышку смеси. Описать опыт, объяснить иницирующее действие серной кислоты, написать уравнение реакции.

Опыт 5. Качественные реакции на галогены. В две пробирки отдельно внести по 2–3 капли бромной и йодной воды. Добавить в каждую пробирку по 5–6 капель какого-либо органического растворителя. Растворы перемешать стеклянной палочкой. Отметить окраску отстоявшихся слоев в пробирках. В отчете описать опыт.

Опыт 6. Качественные реакции на галогенид-ионы. Образование осадков AgCl , AgBr , AgI является характерной реакцией на галогенид-ионы. Получить указанные вещества реакциями ионного обмена. Растворы соответствующих солей брать объёмом 4–5 капель. Обратит внимание на вид и цвет осадков. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.



Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



ЛИТЕРАТУРА

Основная

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов/ Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2006. – 743. .
2. Барковский, Е. В. Аналитическая химия: Учеб. пособие/ Е. В. Барковский. – Мн.: Высш. шк., 2004. – 351 с.
3. Барковский, Е. В. Введение в химию биогенных элементов и химический анализ: Учеб. пос./ Е. В. Барковский, С. В. Ткачев и др. – М.: Высш. шк., 1997. –126 с.
4. Болдырев, А. И. Физическая и коллоидная химия. – М.: Высш. шк., 1983.
5. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии: Учеб. пособие/ З. Е. Гольбрайх.– М.:ООО «Издательство Астрель»,2004.–383с
6. Грандберг, И.И. Органическая химия: Учеб. для студ. вузов обучающихся на агрономических специальностях/ И. И. Грандберг. – М.: Дрофа, 2004. –672 с.
7. Князев Д. А. Неорганическая химия: Учебник для вузов/ Д. А. Князев, С. Н. Смартыгин. – М.: Высш. шк., 1990. – 430 с.
8. Руководство к изучению курса “Общая и неорганическая химия”: Пособие для студентов нехимических специальностей / И. Е. Шиманович [и др.]; под ред. И.Е. Шимановича. – 3-е изд. – Минск: РИВШ, 2008. – 112 с.
9. Химия. Лабораторный практикум: учеб. пособие/А. Р. Цыганов, О. В. Поддубная, И. В. Ковалева, Т. В. Булак.–Минск: ИВЦ Минфина, 2015. – 320 с.
10. Угай Я. А. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов/ Я. А. Угай. 4-е изд. – М.: Высш. шк., 2004. – 440 с.
11. Химия: учебно-методический комплекс: Учебно-методическое пособие / О. В. Поддубная, И.В. Ковалева и др. – Горки: БГСХА, 2011. – 452 с. ISBN 978-985-467-359-2
12. Хмельницкий, Р. А. Физическая и коллоидная химия: Учебник для вузов/ Р. А. Хмельницкий. – М.: Высш. шк., 1988.
13. Цитович, Н. К. Курс аналитической химии: Учебник для вузов/ Н. К. Цитович. – М.: Высш. шк., 1987. – 403 с.
14. Цыганов, А. Р. Сборник задач и упражнений по химии: Учеб. пособие / А. Р. Цыганов, О. В. Поддубная. – Минск: ИВЦ Минфина, 2013. – 236 с.
15. Щербина, А.Э. Органическая химия. Задачи и упражнения: Учеб. пособие / А.Э. Щербина, Л.Г. Матусевич, И.В. Сенько. – Минск : Новое знание, 2007. – 304 с.

Дополнительная

1. Белясова, Н.А. Биохимия и молекулярная биология: Учеб. пособие/ Н.А. Белясова. – Минск: Книжный дом, 2004. – 416 с.
2. Введение в лабораторный практикум по неорганической химии: Учеб. пособие / В.В. Свиридов, Г.А.Попкович и др. – Мн : Выш. шк., 2003. – 96 с.
3. Дорохова, Е. Н. Аналитическая химия. Физико-химические методы анализа: Учебник для почвенно-агрохимических специальностей / Е. Н. Дорохова, Г. В. Прохорова. – М.: Высш. шк., 1991. – 354 с.
4. Жарский, И. М. Теоретические основы химии: сборник задач: Учеб. пособие. – Минск.: Аверсев, 2004. – 397 с.
5. Практикум по общей и биорганической химии: Учеб. пособие для студ. высш. учеб. заведений / под ред. В. А. Попкова. – 3-е изд. – М.: Изд. центр «Академия», 2008. – 240 с.
6. Слесарев, В. И. Химия: основы химии живого: Учебник для вузов / В. И. Слесарев. – СПб: Химиздат, 2001. – 784 с.
7. Степин, Б. Д. Неорганическая химия: Учебник для вузов/ Б. Д. Степин, А.А. Цветков. – М.: Высш. шк., 1994. – 608 с.

Справочники:

1. Краткий химический справочник. – М.: Химия, 1977.



Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



2. Кольман, Я. Наглядная биохимия: Пер. с нем/ Я.Кольман, К.Г. Рем. – М.: Мир, 2000. – 469 с.
3. Лидин, Р.А. Химические свойства неорганических веществ/ Под ред. Р.А. Лидина. – 5-е изд., стер. – М.: КолосС, 2008, – 480 с.

Составители

Поддубная Ольга Владимировна
Ковалева Ирина Владимировна