Энгельсский технологический институт (филиал)
федерального государственного бюджетного образовательного
учреждения высшего образования
«Саратовский государственный технический университет
имени Гагарина Ю.А.»
Кафедра «Естественные и математические науки»

СВОЙСТВА ГАЛОГЕНОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

Методические указания для выполнения лабораторных работ, для студентов направлений: ХМТН.

Энгельс 2026 г.

Лабораторная работа

СВОЙСТВА ГАЛОГЕНОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

Цель работы: изучить свойства галогенов и способы их получения.

Атомы галогенов имеют на внешнем квантовом слое 7 электронов. Их общая формула ns^2np^5. На атомных орбиталях электроны располагаются по схемам

$2s^2$ $2p^5$ ns^2 np^5 nd^0

у F у Cl, Br, I, At

Галогены являются сильными окислителями. Их окислительная активность от фтора к йоду ослабевает

$$F_2 - Cl_2 - Br_2 - I_2$$

$\longleftarrow$

усиление окислительных свойств

Галогены, кроме фтора, проявляют степени окисления: –1, 0, +1, +3, +5, +7. Наиболее типичная степень окисления –1. В низшей степени окисления –1 галогены проявляют только восстановительные свойства. Наиболее сильным восстановителем является иодид-ион

$$F^- - Cl^- - Br^- - I^-$$

$\longrightarrow$

усиление восстановительных свойств

В свободном виде галогены получают окислением галогенид-ионов. Выбор окислителя зависит от величины электродных потенциалов системы $2Г^- = Г_2 + 2ē$. Окислителем фторид-ионов может быть только электрический ток. Хлорид-ионы окисляются в кислой среде только сильными окислителями: MnO_2, $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, PbO_2 и др. Для окисления бромид-ионов можно использовать хлор, концентрированную серную кислоту. А йодид-ионы можно окислять до свободного йода уже весьма умеренными окислителями, например, KNO_2. Все галогены хорошо растворимы в органических растворителях.

Все галогены ядовиты. Хлор раздражает дыхательные пути, вызывает отек легких, его раздражающее действие обнаруживается уже при концентрациях 0,001 – 0,006 мг/л. Предельно допустимая концентрация (ПДК) хлора в воздухе 1 мг/м^3, для HCl значение ПДК составляет 5 мг/м^3.

Экспериментальная часть

Приборы и реактивы: пробирки, спиртовка, микрошпатель; MnO_2, $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, PbO_2, HCl (конц), KI, NaCl, H_2SO_4 (конц). Исследования проводят полумикрометодом. Растворы отбирают пипеткой, сухие реактивы микрошпателем, осадок от раствора отделяют центрифугированием.

ОПЫТ 1. Получение хлора. (Работать под тягой).

1.1. Внесите в отдельные пробирки по одному микрошпателю диоксида марганца, диоксида свинца, дихромата калия, перманганата калия. В каждую из них добавьте по 2-3 капли концентрированной соляной кислоты. В тех случаях, когда реакция протекает недостаточно энергично, содержимое пробирки следует осторожно нагреть. Отметьте цвет образующегося газа и испытайте его действие на бумажку, смоченную раствором иодида калия.

1.2. Смешайте в пробирке по одному микрошпателю хлорида натрия и диоксида марганца, после чего смочите смесь 2-3 каплями концентрированной серной кислоты и осторожно нагрейте. Как действует полученный газ на бумажку, смоченную раствором иодида калия? Какова роль серной кислоты в этом опыте?

ОПЫТ 2. Получение брома и йода. (Работать под тягой).

Реактивы: KBr, NaBr, KI, NaI.

Повторите предыдущий опыт, заменив хлорид натрия бромидом натрия или калия. Какое вещество при этом образуется? Отметьте цвет его паров. Какова роль серной кислоты в этом опыте? Какое вещество получится, если бромид натрия или калия заменить соответствующим иодидом?

ОПЫТ 3. Действие хлорной воды на бромиды и йодиды.

Реактивы: KBr, KI, хлорная вода, органический растворитель.

3.1. Поместите в одну пробирку 3-5 капель раствора бромида калия, а в другую – такой же объем йодида калия. Добавьте в обе пробирки по 2-3 капли хлорной воды. Отметьте происходящие при этом изменения окраски. К полученным растворам добавьте по 2-3 капли органического растворителя, энергично взболтайте содержимое пробирок и дайте ему отстояться. Отметьте окраску слоя в каждой пробирке. Объясните наблюдаемые изменения. Сделайте вывод о сравнительной растворимости галогенов в воде и в органическом растворителе.

3.2. Поместите в пробирку 1 каплю йодида калия и 5-7 капель бромида калия, добавьте 1-2 капли хлорной воды и 2-3 капли органического растворителя, энергично взболтайте содержимое пробирки и дайте ему отстояться. Отметьте окраску слоя органического растворителя в пробирке. Добавьте еще 5-7 капель хлорной воды, энергично взболтайте. Что наблюдается? Объясните наблюдаемые изменения. Составьте уравнения реакций. Сравните восстановительные свойства бромид- и йодид-ионов.

ОПЫТ 4. Получение хлороводорода.

Приборы и реактивы: газоотводная трубка, $KMnO_4$, NaCl, H_2SO_4(конц).

Поместите в пробирку с газоотводной трубкой 2-3 микрошпателя хлорида натрия, прилейте 3-4 капли концентрированной серной кислоты и слабо нагрейте. Проверьте действие выделяющегося газа на влажную синюю лакмусовую бумажку, а также на полоску фильтровальной бумаги, смоченную розовым раствором перманганата калия. Растворите HCl в воде и

докажите, что раствор обладает кислотными свойствами и что образовалась хлороводородная кислота.

Будет ли выделяться хлороводород при взаимодействии хлорида натрия с разбавленной (0,5 – 1н) серной кислотой?

ОПЫТ 5. Получение бромоводорода.

Реактивы: KBr, H_2SO_4, 50%-ный раствор.

К 2-3 микрошпателям бромида калия, помещенным в пробирку с газоотводной трубкой, прилейте 3-4 капли 50%-ного раствора серной кислоты (ρ = 1,4 г/мл). Проверьте действие выделяющегося газа на влажную лакмусовую бумажку. Если газ слегка окрашен (в какой цвет?), то чем это вызвано?

ОПЫТ 6. Действие концентрированной серной кислоты на бромиды и йодиды.

Реактивы: KBr, KI, H_2SO_4 (конц).

Поместите в одну пробирку микрошпатель бромида калия, в другую столько же йодида калия и добавьте в каждую из них по 2-3 капли концентрированной серной кислоты. Обратите внимание на цвет и запах продуктов обеих реакций и напишите их уравнения. На основании этого опыта, а также опыта 1, сравните восстановительные свойства хлоро-, бромо- и йодоводорода.

Литература

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия / Н.С. Ахметов. М.: Высшая школа, 2008. 446 с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия: учебное пособие / Н.Л. Глинка. М.: КНОРУС, 2010. – 752 с. ISBN 978-5-406-00549-1
3. Практикум по общей и неорганической химии: Пособие для студентов вузов/ В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымова и др. М.: Дрофа, 2002. – 304 с. ISBN 5-7107-4293-7
4. Степин Б.Д. Неорганическая химия: учебник/ Б.Д. Степин, А.А. Цветков М.: Высш.шк.,1994 – 608 с.: ил. – ISBN 5-06-001740-0
5. Лидин Р.А. Справочник по общей и неорганической химии/ Р.А. Лидин – М.: Просвещение: Учеб. лит., 1997. – 256 с.: ил. –ISBN 5-09-007182-9.
6. http://techn.sstu.ru/Biblioteka/