**Практическая работа № 1**(дата выполнения работы) «Химия соединений элементов VIIA-группы ПСХЭ»

*Цель работы:*изучить лабораторные способы получения и типичные химические реакции элементов VIIA-группы ПСХЭ, а также их соединений, улучшить навыки работы в химической лаборатории, а также экспериментально подтвердить теоретические представления о направлении протекания и продуктах химических реакций в зависимости от свойств реагентов.

Вариант № 1, номера опытов: 2, 20, 40, 50, 56

*Приборы и реактивы*

Используемые при выполнении работы реактивы:

Опыт № 2: оксид марганца (IV) кристаллический (MnO2), концентрированная соляная кислота (HClконц), раствор иодида калия (KI).

Опыт № 20: иод кристаллический (I2), алюминий порошок (Al), вода (H2O).

Опыт № 40: раствор бромида калия (KBr), хлорная вода (раствор хлора в воде) (Cl2), раствор иодида калия (KI), бромная вода (раствор брома в воде) (Br2), толуол

(C6H5CH3).

Опыт № 50: раствор иодида калия (KI), разбавленная серная кислота (H2SO4разб), раствор перманганата калия (KMnO4), раствор крахмала ((C6H10O5)*n*).

Опыт № 56: хлорат калия кристаллический (KClO3), концентрированная соляная кислота (HClконц), раствор иодида калия (KI).

Для выполнения работы необходимы: пробирки стеклянные цилиндрические (3 шт.), бумага фильтровальная, лабораторная газовая горелка, керамические ступка и пестик, шпатель металлический, пипетка стеклянная, стеклянная палочка, держатель для пробирок.

*Ход работы*

**Опыт № 2**

В цилиндрическую пробирку поместили оксид марганца(IV), затем под тягой добавили 4 капли концентрированной соляной кислоты. Так как видимых изменений в реакционной смеси не наблюдаем, нагреваем пробирку над пламенем газовой горелки. При нагревании из реакционной смеси начинает выделяться газ желто-зеленого цвета. Это свидетельствует о протекании следующей реакции:

|  |  |
| --- | --- |
|   | MnO2 + HCl *t*Cl2↑ + MnCl2 + H2O |
|   | MnO2 | + H+ + Cl– → Cl2↑ + Mn2+ + H2O |
| Окислитель | MnO2 | +4H+ – 4ē → Mn2+ + 2H2O | │4│1 |
| Восстановитель | 2Cl– + 2ē → Cl2 | │2│2 |
|   | MnO2 | + 4H+ + 4Cl– → 2Cl2↑ + Mn2+ + 2H2O |
|   | MnO2 | + 4HCl → Cl2↑ + MnCl2 + 2H2O |

При поднесении к горлышку пробирки фильтровальной бумаги, смоченной раствором иодида калия, наблюдаем, что фильтровальная бумага окрашивается в темно-коричневый цвет, следовательно выделяется свободный иод в результате реакции:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|   | Cl2 | + KI → KCl + I2 |   |
|   | Cl2 + I– → Cl– + I2 |   |
| Окислитель | Cl2 | + 2ē → 2Cl– | │2│1 |
| Восстановитель | I– – 2ē → I2 | │2│1 |

Cl2 + 2I– → 2Cl– + I2

Cl2 + 2KI → 2KCl + I2

**Вывод:**в данном опыте мы продемонстрировали, что обработка оксида марганца(IV) концентрированной соляной кислотой может быть использована как лабораторный способ получения хлора. HCl выступает в качестве восстановителя в данной реакции. Изменение цвета фильтровальной бумаги во второй части опыта связано с выделением молекулярного иода. В данном случае хлор является окислителем, иодидион – восстановителем.

**Опыт № 20**

Кристаллический иод растираем в фарфоровой ступке, добавляем порошок алюминия и перемешиваем смесь. Добавляем к реакционной смеси несколько капель воды. Через некоторое время начинает выделяться газ фиолетового цвета, таким обазом, за счет разогревания реакционной смеси, происходит сублимация иода.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|   | Al + I2 → AlI3 |   |
| Окислитель | 3I2 + 6ē → 6I– │6│1 |   |
| Восстановитель | Al – 3ē → Al3+ | │3│2 |

2Al + 3I2 → 2AlI3

**Вывод:**в данном опыте на примере реакции с алюминием мы продемонстрировали окислительные свойства иода. Несмотря на то, что алюминий является активным восстановителем, реакция протекает только в присутствии воды, которая в данной реакции выступает в роли катализатора.

**Опыт № 40**

Втрех конических пробирках смешиваем: 1. растворы бромида калия и хлорной воды; 2. растворы иодида калия и хлорной воды; 3. растворы иодида калия и бромной воды.

Вкаждую пробирку добавляем по 2 капли толуола. Содержимое пробирок интенсивно перемешиваем. Во всех пробирках органическая фракция окрашивается в коричнево-желтый цвет вследствие выделения иода или брома. Двухатомные неполярные молекулы галогенов лучше растворяются в малополярном толуоле, чем в полярной воде.

Наиболее интенсивная окраска наблюдается при выделении I2 в реакции с хлорной водой во второй пробирке.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| 1. | Cl2 + KBr → KCl + Br2 |   |
|   | Cl2 + Br– → Cl– + Br2 |   |   |
| Окислитель | Cl2 + 2ē → 2Cl– | │2│1 | φo = 1.358 В |
| Восстановитель | 2Br– – 2ē → Br2 | │2│1 | φo = 1.087 В |
|   | Cl2 + 2Br– → 2Cl– + Br2 |   |
|   | Cl2 + 2KBr → 2KCl + Br2 |   |
|   | Δφo = φoox – φored = 1.358 –1.087 = 0.271 В |
| 2. | Cl2 + KI → KCl + I2 |   |   |
|   | Cl2 + I– → Cl– + I2 |   |   |
| Окислитель | Cl2 + 2ē → 2Cl– | │2│1 | φo = 1.358 В |
| Восстановитель | 2I– – 2ē → I2 | │2│1 | φo = 0.536 В |
|   | Cl2 + 2I– → 2Cl– + I2 |   |   |
|   | Cl2 + 2KI → 2KCl + I2 |   |
|   | Δφo = φoox – φored = 1.358 –0.536 = 0.822 В |
| 3. | Br2 + KI → KBr + I2 |   |   |
|   | Br2 + I– → Br– + I2 |   |   |



|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Окислитель | Br2 | + 2ē → 2Br– | │2│1 | φo = 1.087 В |
| Восстановитель | 2I– – 2ē → I2 | │2│1 | φo = 0.536 В |
|   | Br2 | + 2I– → 2Br– + I2 |   |   |
|   | Br2 | + 2KI → 2KBr + I2 |   |
|   | Δφo = φoox – φored = 1.087 –0.536 = 0.551 В |
| **Вывод:**сравнение стандартных | окислительных потенциалов свидетельствует о |

том, что окислительная активность понижается в ряду Cl2–Br2–I2. Галоген, обладающий большей окислительной способностью способен вытеснять менее активные из их галогенидов. Использовать разницу в интенсивности окрашивания при сравнении данных реакций затруднительно, т. к. восстановление I– может протекать как до окрашенного свободного иода, так и до бесцветной иодноватой кислоты. Кроме того, в последней реакции окрашивание органической фракции может происходить как за счет иода, так и за счет брома, не вступившего в реакцию.

**Опыт № 50**

В пробирку налили 3 капли раствора иодида калия, затем подкислили раствор 2 каплями разбавленной серной кислоты. Затем приливаем раствор перманганата калия и 1 каплю раствора крахмала. Наблюдаем обесцвечивание малинового раствора, который становится темно-синим после добавления крахмала.

|  |  |
| --- | --- |
|   | KI + KMnO4 + H2SO4 → I2 + MnSO4 K2SO4 + H2O |
|   | I– + MnO4– + 2H+ → I2 + Mn2+ + H2O |   |
| Окислитель | MnO4– + 8H+ + 5ē → Mn2+ + 4H2O | │5│2 |
| Восстановитель | 2I– – 2ē → I2 | │2│5 |

10I– + 2MnO4– + 16H+ → 5I2 + 2Mn2+ + 8H2O

10KI + 2KMnO4 + 8H2SO4 → I2 + 2MnSO4 + 6K2SO4 + 8H2O

**Вывод:**данный опыт демонстрирует восстановительные свойства иодид-ионов в присутствии окислителей. Исчезновение окраски обусловлено восстановлением перманганат иона до марганца(II). Синяя окраска раствора после добавления раствора крахмала появляется в результате образования молекулярного комплекса крахмала с иодом (комплекса «включения»), имеющего синюю окраску:

**Опыт № 56**

В коническую пробирку насыпаем немного хлората калия, затем приливаем 3 капли концентрированной соляной кислоты. После нагревания пробирки на водяной бане наблюдаем выделение желтого газа, что свидетельствует об образовании двух газообразных продуктов – Cl2 и ClO2 по реакциям, схемы которых представлены ниже.

|  |  |
| --- | --- |
|   | KClO3 + HCl *t*Cl2↑ + KCl + H2O |
|   | ClO3– + H+ + Cl– → Cl2↑ + Cl– + H2O |
| Окислитель | ClO3– + 6H+ + 3ē → Cl2 + 3H2O | │3│2 |
| Восстановитель | 2Cl– – 2ē → Cl2 | │2│3 |

2ClO3– + 12H+ + 6Cl– → 6Cl2↑ + 6H2O 2KClO3 + 12HCl → 6Cl2↑ + 2KCl + 6H2O

Параллельно с этим протекает реакция

|  |  |
| --- | --- |
|   | KClO3 + HCl *t*ClO2↑ + HClO4 + KCl + H2O |
|   | ClO3– + H+ → ClO2↑ + ClO4– + H2O |   |
| Окислитель | ClO3– + 2H+ + 1ē → ClO2 + H2O | │1│2 |
| Восстановитель | ClO3– + H2O – 2ē → ClO4– + 2H+ | │2│1 |
|   | 3ClO3– + 4H+ + H2O → 2ClO2↑ + ClO4– + 2H+ + 2H2O |

3KClO3 + 2HCl → 2ClO2↑ + HClO4 + 3KCl + H2O

При поднесении к горлышку пробирки фильтровальной бумаги, смоченной раствором иодида калия, наблюдаем, что фильтровальная бумага окрашивается в темно-коричневый цвет.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|   | Cl2 + KI → KCl + I2 |   |
|   | Cl2 + 2I– → Cl– + I2 |   |
| Окислитель | Cl2 | + 2ē → 2Cl– | │2│1 |
| Восстановитель | 2I– – 2ē → I2 | │2│1 |
|   | Cl2 | + 2I– → 2Cl– + I2 |   |
|   | Cl2 | + 2KI → 2KCl + I2 |

**Вывод:**в данном опыте мы наблюдаем конпропорционирование хлора из степеней окисления +5 и –1 до степени окисления 0. Кроме того, параллельно с данной реакцией протекает диспропорционирование хлора +5 в составе бертолетовой соли до +4 и +6, таким образом, в данном опыте галогенсодержащие соединения вступают в химическую реакцию и как окислители, и как восстановители. Следует отметить, что выделение оксида хлора(IV) приводит к тому, что наблюдается не желто-зеленое окрашивание, характерное для газа Cl2, а желтое.

**Общие выводы:**в результате выполнения работы мы освоили лабораторный способ получения хлора (на примере реакции с оксидом марганца (IV)), изучили окислительно-восстановительные свойства галогенов и их соединений в различных степенях окисления. Показали, что для галогенов характерны реакции диспропорционирования и конпропорционирования. Улучшили навыки работы в химической лаборатории и проведения химических реакций.