Дисциплина «Общая и неорганическая химия»
Раздел «Химия элементов»

Электронный дидактический материал И - типа на тему:

Важнейшие соединения хлора

Составитель: Галимуллина Л.Н., ***преподаватель КМК.***

Содержание

Введение

Требования к студентам

Учебная информация:

- **АФО органов дыхания.**
- **Объективное обследование органов дыхания.**
- **Пальпация грудной клетки.**
- **Перкуссия. Виды перкуссии. Сравнительная перкуссия легких.**
- **Аускультация легких.**

Контрольные задания

Термины и определения

Литература

Цели занятия

Учебная: добиться прочного усвоения системы знаний, сформировать умение объяснять факты на основе причинно-следственных связей, закономерностей.

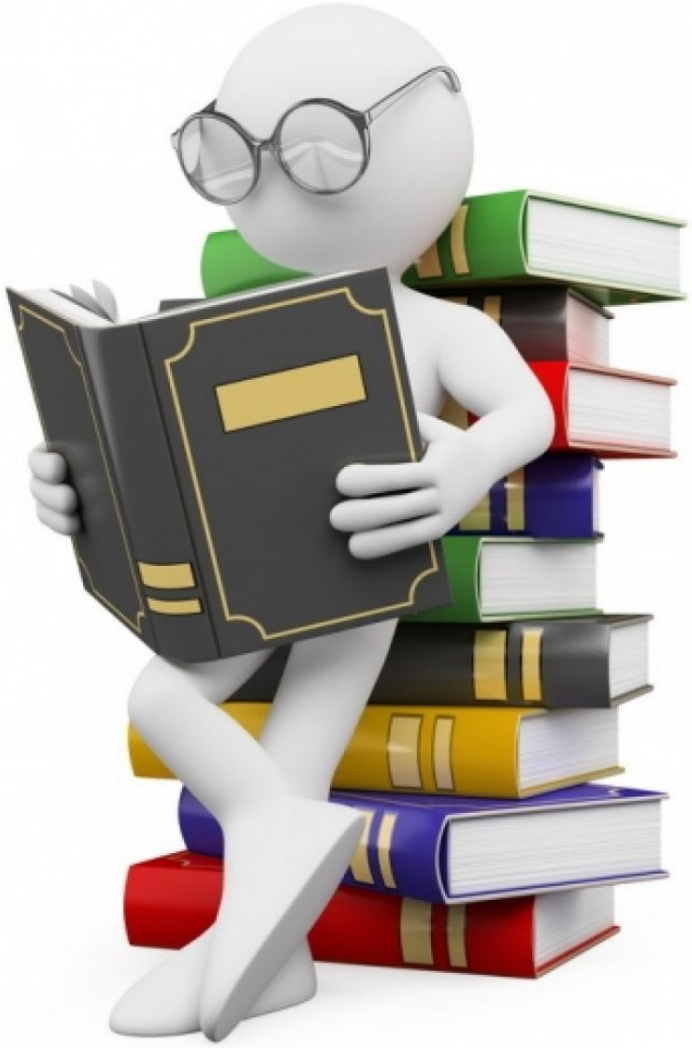
Развивающая: формирование навыков самообразования, развитие речи, памяти, мышления, самореализации личности.

Воспитательная: формирование у студентов общечеловеческих ценностей; целостного миропонимания и современного научного мировоззрения.

Требования к студентам

После изучения темы «Галогены» студент должен знать:

общую характеристику элементов VIIA группы, особенности строения, валентность галогенов, валентность атомов; получение и свойства галогенов и их важнейших соединений, качественные реакции на галогенид-ионы, биологическое значение галогенов; токсикологическое действие на организм человека и применение в медицине.



Актуальность

Галогены и их соединения играют важную роль в организме человека, в медицине и фармации. Атомы галогенов входят в состав важных соединений, применяемых в медицине (хлорид натрия, хлорид кальция и др.), являются составной частью многих лекарственных препаратов (этилхлорид, йодоформ и др.), применяются в быту и в медицине как дезинфицирующие средства.

Соединения галогенов с водородом

Из соединений с неметаллами наибольшее практическое значение имеют галогеноводороды HF, HCl, HBr и HI.
Это газообразные вещества с резким запахом. С парами воды образуют туман — мельчайшие капельки раствора.
У галогеноводородов высокая растворимость в воде.
Фтороводород в отличие отостальных галогеноводородов легко превращается в жидкость:
tкип(HF) = +20^{0}C, tкип(HCl) = –85^{0}C, — и неограниченно раств*орим в воде. Водный раствор фтороводорода называется *плавиковой кислотой.

Соединения галогенов с водородом (продолжение)

HF, HCl, HBr, HI

1) Прочность химической связи падает, так как уменьшается степень перекрывания электронных облаков.
2) Падает устойчивость к нагреванию.
3) Снижается растворимость в воде.

Названия галогеноводородов и их солей

- HF – плавиковая кислота (фториды)
- HCl – соляная кислота (хлориды)
- HBr – бромистоводородная кислота (бромиды)
- HI – йодистофодородная кислота (йодиды)

Соединения галогенов с водородом (продолжение)

Химические свойства галогеноводородов

1) **Сухие галогеноводороды не действуют на большинство металлов.**

2) **Плавиковая кислота разрушает стекло и силикаты ;**

$$SiO_2 + 4HF \rightarrow SiF_4 + 2H_2O$$

3) **Реакция HF с металлами протекает на поверхности металла, т.к. образующийся фторид предотвращает дальнейшее протекание реакции.**

4) **HCl, HBr, HI энергично взаимодейству.т со многими металлами, их оксидами и гидроксидами:**

$$Zn + HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow$$

$$Ag + HCl \rightarrow$$

$$CuO + 2HI \rightarrow CuI_2 + H_2O$$

$$NaOH + HBr \rightarrow NaBr + H_2O$$

Соединения галогенов с водородом (продолжение)

Отрицательные ионы галогенов – восстановители.

Исключение – фторид-ион, т.е. плавиковая кислота и её соли восстановительной способностью не обладают.

Изменение восстановительной способности в ряду:

$$Cl^- < Br^- < I^-$$

$$\longrightarrow$$

$$MnO_2 + 4HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$$

$$2KI + Br_2 \rightarrow 2KBr + I_2$$

$$2KMnO_4 + 10KI + 8H_2SO_4 \rightarrow 2MnSO_4 + 5I_2 + 6K_2SO_4 + 8H_2O$$

Соединения галогенов с водородом (продолжение)

I. **Получение HF из плавикового шпата:**

$CaF_2 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_2 + 2HF$

II. **Получение HCl**

1) Сжигание водорода с хлором в струе хлора: $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$

2) Сульфатный способ.

$NaCl_{\text{крист.}} + H_2SO_{4\,(\text{конц.})} \rightarrow NaHSO_4 + HCl$

t

$NaCl_{\text{крист.}} + H_2SO_{4\,(\text{конц.})} \rightarrow Na_2SO_4 + HCl$

Соединения галогенов с водородом (продолжение)

HCl – бесцветный газ с резким запахом, на воздухе при соприкосновении с капельками воды образует капельки тумана (дымит). Легко растворимв воде, водный раствор называется соляной кислотой. Вызывает сильное раздражение дыхательных путей, и ее можно использовать только в хорошо проветриваемом помещении. В медицине применяется разбавленный раствор соляной кислоты.

Соединения галогенов с водородом (продолжение)

Разбавленная кислота (массовая доля 4% и менее) запаха почти не имеет, так как все молекулы HCl распадаются на ионы.

Желудочный сок содержит от 0,7 до 1,5% хлороводорода.

Соединения галогенов с водородом (продолжение)

III. Получение HBr и HI. Восстановительные свойства HBr и HI проявляются при взаимодействии с концентрированной серной кислотой.

$$2HBr+H_2SO_{4\ (конц)} \rightarrow Br_2+SO_2+H_2O$$

$$8HI+H_2SO_{4\ (конц)} \rightarrow 4I_2+H_2S+4H_2O$$

Поэтому HBr и HI нецелесообразно получать из соответствующих солей

действием серной кислотой.

Получают HBr и HI гидролизом соответствующих

галогенидов фосфора:

$$PBr_3+3H_2O \rightarrow 3HBr + H_3PO_3$$

$$PI_3+3H_2O \rightarrow 3HI + H_3PO_3$$

Соединения галогенов с водородом (продолжение)

HBr – бесцветный газ с резким запахом, «дымит» на воздухе. При соприкосновении с кислородом воздуха окисляется:

$$4HBr + O_2 \leftrightarrow 2Br_2 + 2H_2O$$

HI – бесцветный газ, «дымит» на воздухе. Сухой HI химически инертен,

легко окисляется кислородом воздуха:

$$4HI + O_2 \leftrightarrow 2I_2 + 2H_2O$$

Соединения галогенов с неметаллами

Большинство соединений галогенов с неметаллами имеют молекулярную структуру и представляют собой газы, жидкости или летучие твердые вещества. Хлориды, бромиды и йодиды полностью гидролизуются с образованием двух кислот.

Раньше эти вещества назывались галогенангидридами:

$$SiCl_4 + 4H_2O \rightarrow H_4SiO_4 + 4HCl$$

$$PBr_3 + 3H_2O \rightarrow H_3PO_3 + 3HBr$$

Соединения галогенов с металлами

Для получения соединений галогенов с металлами, т.е. солей, применяют как реакции соединения, так и реакции обмена.

Хлориды, бромиды и йодиды большинства металлов хорошо растворимы в воде.

К малорастворимым и практически нерастворимым относятся соли серебра, меди(I), ртути(I), ртути(II), свинца(II). Но серебро образует хорошо растворимый фторид.

Кальций, образующий растворимые соли $CaCl_2$, $CaBr_2$, CaI_2 , дает практически нерастворимый фторид CaF_2

Фториды

Фториды неметаллов гидролизуются в небольшой степени.

Большинство фторидов труднорастворимы в воде, хорошо растворимы

фториды натрия, калия, алюминия, олова, ртути и серебра.

Все фториды ЯДОВИТЫ!

CaF_2 широко применяется для получения плавиковой кислоты, в металлургии.

Хлориды

Получение хлоридов

1) **Непосредственное взаимодействие металла с хлором**

$Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$

2) **Взаимодействием соляной кислоты с металлами:**

$Zn + HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow$

3) **Взаимодействием оксидов и гидроксидов металлов с соляной кислотой:**

$CuO + 2HCl \rightarrow CuCl_2 + H_2O$

$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$

Хлориды большинства металлов хорошо растворимы в воде.

Исключение составляют: Hg_2Cl_2, $CuCl_2$, $AgCl$ и $PbCl_2$.

Хлориды (продолжение)

Натрия хлорид – поваренная соль.

- Na^+ и Cl^- - главные ионы жидкостей человеческого организма.
- 0,9% раствор NaCl – физиологический раствор- широко используется для выравнивания и поддержания нормального осмотического давления в организме.
- NaCl - сырье для получения хлора, хлороводорода, соляной кислоты, натрия и гидроксида.

Хлориды (продолжение)

Калия хлорид – KCl.

Применение:

- в качестве удобрения в с\х
- получение гидроксида калия

Кальция хлорид - $CaCl_2$.

- $CaCl_2$ для сушки химических соединений. $CaCl_2 + 6H_2O$ - гигроскопичен.
- в медицине применяется как кровоостанавливающее средство при кровотечениях
- при аллергических заболеваниях
- в качестве противоядия при отравлении солями магния.

Хлориды (продолжение)

Ртути дихлорид - $HgCl_2$ - сулема.

- **Очень ЯДОВИТОЕ вещество.**
- **Ранее применялись водные растворы сулемы 0,1-0,2% концентрации (1:1000 – 2:1000) для дезинфекции белья, одежды, предметов ухода за больными, для дезинфекции помещений и др.**

Хлориды (продолжение)

Ртути дихлорид - $HgCl_2$ - сулема.

- **Регистрация препарата ртути дихлорид (сулема) для медицинских целей в России аннулирована в 1999 году.**
- **В настоящее время соли ртути используются только в гомеопатии в разведении 10 в минус 6 степени.**

- **Сулема выпускается в порошке и таблетках (по 0,5 и 1 г.), состоящих из равных частей дихлорида ртути и хлорида натрия. Таблетки окрашиваются 1% раствором эозина в розовый или красно-розовый цвет и дают опалесцирующий раствор такого же цвета. Таблетки предназначаются только для наружного применения (для приготовления растворов).**
- **В некоторых источниках указывают на эффективность сулемы в лечении рака головного мозга, предстательной железы, желудка и т.д.**

Хлориды (продолжение)

Ртути монохлорид - Hg_2Cl_2 **- каломель.**

Менее ядовитое соединение. Получают нагреванием смеси металлической ртути с сулемой:

$$Hg + HgCl_2 \rightarrow Hg_2Cl_2$$

- **ранее использовалась в медицине — как противомикробное средство, применяемое наружно в виде мази при заболеваниях роговицы, бленнорее**
- **для предохранения от венерических заболеваний (местно)**
- **иногда принимали внутрь как желчегонное средство**
- **в настоящее время в медицине практически вытеснен более современными препаратами.**

Хлориды (продолжение)

Серебра хлорид – AgCl

Применение:

- **Примененяется как светочувствительное вещество при изготовлении фотопленок, что основано на способности AgCl разлагаться под влиянием света с образованием свободного серебра.**

Цинка хлорид - $ZnCl_2$

ЯДОВИТОЕ соединение!

Применение:

- **предохраняет деревянные изделия от гниения; в целлюлозно-бумажной промышленности**
- ***Хлорид цинка* используется в медицине в качестве антисептика**

Хлориды (продолжение)

Натрия бромид и калия бромид

NaBr, KBr, NH_4Br

Применение в медицине:

- **успокаивающие средства, нормализуют нарушение соотношения между процессами возбуждения и торможения в коре головного мозга**

Хлориды (окончание)

Натрия йодид – NaI

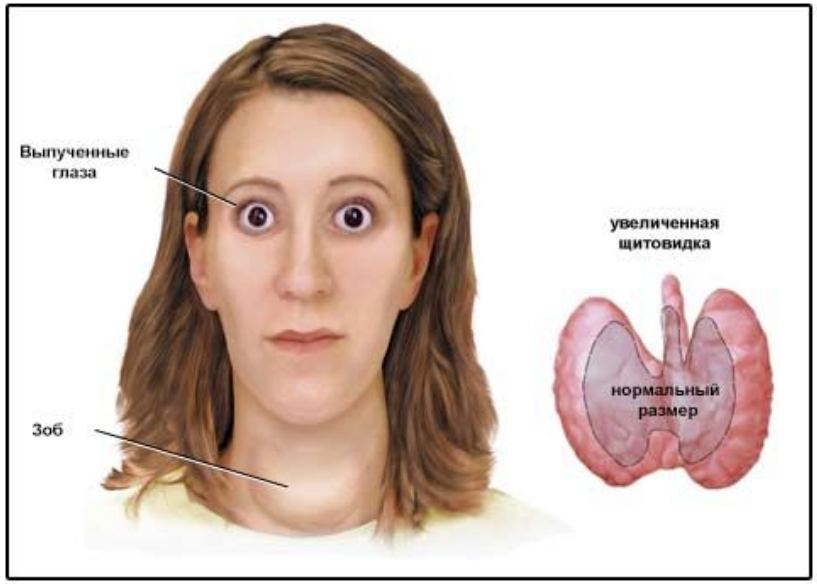
Тело человека содержит около

25 мг йода, из которых примерно

15 мг находится в щитовидной железе.

Недостаток йода служит причиной болезни, известной под названием зоб.

Прием внутрь небольших доз – порядка 0,1 мг в день – натрия йодида позволяет избавится от этой болезни.



Калия йодид - KI

Получение

$FeI_2 + I_2 + 6KOH \rightarrow 6KI + Fe_2O_3 + 3H_2O$

Применение

- лечение глазных заболеваний – катаракты, глаукомы

- при отравлении солями ртути
- в аналитической химии для приготовления индикатора – йодкрахмальной бумаги для определения нитритов и азотистой кислоты в кислой среде: $2KI + 2KNO_2 + 2H_2SO_4 \rightarrow I_2 + 2NO + 2K_2SO_4 + 2H_2O$

Выделяющийся йод взаимодействует с крахмалом, образуя йод-крахмал

синего цвета

Распознавание галогеноводородных кислот и их солей

Нитрат серебра в присутствии $HNO_{3(разб)}$ осаждает из растворов осадки солей серебра:

$AgNO_3 + KCl \rightarrow AgCl\downarrow + KNO_3$

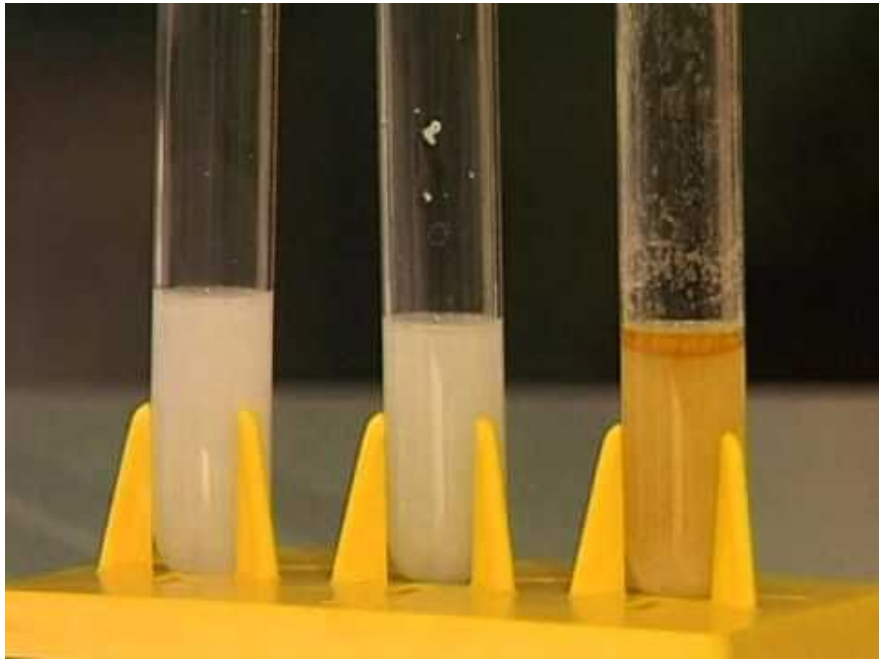
белый

$AgNO_3 + KBr \rightarrow AgBr\downarrow + KNO_3$

бледно-желтый

$AgNO_3 + KI \rightarrow AgI\downarrow + KNO_3$

желтый



Распознавание галогеноводородных кислот и их солей

Хлорид серебра – белый творожистый осадок, нерастворимы в воде и азотной кислоте.

AgCl растворим в водном растворе аммиака с образованием сложного комплексного соединения:

$AgCl+2NH_3 \rightarrow [Ag(NH_3)_2]Cl$

При подкислении раствора комплекс разрушается:

$[Ag(NH_3)_2]Cl+2HCl \rightarrow AgCl\downarrow+2NH_4Cl$

AgCl растворяется в растворе карбоната аммония, содержащего аммиак.

AgBr – осадок бледно-желтого цвета, нерастворим в воде, азотной кислоте.

Плохо растворим в водном растворе аммиака.

AgI – не растворяется в избытке концентрированного раствора аммиака.

$NaF+AgNO_3 \rightarrow$ видимых изменений нет

$2NaF+CaCl_2 \rightarrow 2NaCl+CaF_2$ (осадок белого цвета)

Распознавание галогеноводородных кислот и их солей (окончание)

Для открытия бромид- и иодид-ионов используют их способность к окислению хлорной водой с последующей экстракцией в органический растворитель, например, в хлороформ или бензол.

Бром окрашивает слой растворителя в желто-коричневый цвет, а йод – в фиолетовый.

При избытке хлорной воды йод окисляется до иодат –иона, фиолетовая окраска исчезает.

Кислородные соединения галогенов

При взаимодействии хлора с водой образуются соляная и хлорноватистая

кислоты: $Cl_2+H_2O \leftrightarrow HCl + HClO$

Оксиды хлора:

Cl_2O, Cl_2O_3, ClO_2, Cl_2O_4 (ClO и ClO_3), Cl_2O_6 ($Cl_2O_6 \leftrightarrow 2\ ClO_3$). **Оксиды хлора**

получают косвенно, они нестабильны. Например, ClO_2 медленно

разлагается на свету, а при ударе взрывается; Cl_2O_3 самопроизвольно

взрывается при 0^0С.

Оксид хлора (I) и оксид хлора (VII) – кислотные оксиды, образующие при

взаимодействии с водой оксокислоты хлора:

$Cl_2O + H_2O \rightarrow 2HClO$ (хлорноватистая кислота)

$Cl_2O_7+H_2O \rightarrow 2HClO_4$ (хлорная кислота)

Кислородные соединения галогенов (продолжение)

Хлор образует 4 кислородсодержащие кислоты

Оксокислоты:

- **Хлорная –** $HClO_4$ Cl_2O_7
- **Хлорноватая –** $HClO_3$ Cl_2O_5
- **Хлористая –** $HClO_2$ Cl_2O_3
- **Хлорноватистая -** $HClO$ Cl_2O

Оксокислоты неустойчивы, в свободном виде не получены. Оксокислоты – сильные окислители. Их окислительные свойства усиливаются с уменьшением степени окисления и атомного номера галогена (при одинаковой степени окисления).

Кислородные соединения галогенов (продолжение)

Степень окисления галогена	Формула кислоты	Название кислоты	Кислотные свойства	Название солей
+1	$HClO$	хлорноватистая	слабая	гипохлориты
+3	$HClO_2$	Хлористая	средней силы	хлориты
+5	$HClO_3$	Хлорноватая	сильная	хлораты
+7	$HClO_4$	Хлорная	Сильная	перхлораты

Хлорноватистая кислота разлагается на свету с выделением активного кислорода в виде отдельных атомов: $HClO \rightarrow HCl + O$

Под воздействие водоотнимающих веществ $HClO$ **теряет воду и превращается в оксид хлора (I):**

$$2HClO \xrightarrow{CaCl_2} Cl_2O + H_2O$$

Кислородные соединения галогенов (продолжение)

Хлор реагирует с растворами щелочей, подвергаясь полному диспропорционированию:

$$\overset{0}{Cl_2} + 2NaOH \xrightarrow{20^0C} \underbrace{\overset{-1}{NaCl} + \overset{+1}{NaClO}}_{\text{лабаракковая вода}} + H_2O$$

хлорид натрия **гипохлорид натрия**

$$\overset{0}{3Cl_2} + 6NaOH \xrightarrow{90^0C} 5NaCl + \overset{-1}{NaClO_3} + \overset{+5}{3H_2O}$$

Аналогично взаимодействует со щелочами бром:

$$\overset{0}{3Br_2} + 6NaOH \xrightarrow{t} 5\overset{-1}{NaBr} + \overset{+5}{NaBrO_3} + 3H_2$$

Водный раствор смеси солей, полученных при пропускании хлора черед раствор КОН называется жавелевая вода:

$$Cl_2 + 2KOH \rightarrow \underbrace{KCl + KClO}_{\text{жавелевая вода}} + H_2O$$

Кислородные соединения галогенов (продолжение)

Гипохлориты проявляют дезинфицирующее, антисептическое, противомикробное действие.

Гипохлорит натрия (NaClO) применяется в растворе с массовой долей 0,06% для промывания ран, при операциях на грудной клетке, брюшной и плевральной полостях.

Выпускается раствор гипохлорита натрия и для инъекций.

Кислородные соединения галогенов (продолжение)

Кислородосодержащие соли проявляют окислительные свойства, легко

разлагаются. При обычной температуре окислительные свойства хлоратов

проявляются только в кислой среде:

$$KClO_3 + 6HCl \rightarrow 3Cl_2 + KCl + 3H_2O$$

$KClO_3$ **- бертолетова соль при нагревании диспропорционирует на хлорид**

калия и перхлорат калия:

$$4KClO_3 \rightarrow KCl + 3KClO_4$$

При сильном нагревании бертолетова соль разлагается на кислород и

хлорид калия в присутствии оксида марганца (IV):

$$2KClO_3 \xrightarrow{MnO_2} 2KCl + 3O_2$$

Кислородные соединения галогенов (окончание)

Для бертолетовой соли и других кислородосодержащих солей характерно

окислительное действие в твердых смесях веществ при сжигании:

$C_{12}H_{22}O_{11}+8KClO_3=12CO_2+11H_2O+8KCl$

сахароза

Бромaты натрия ($NaBrO_3$) и калия ($KBrO_3$) применяются в фармацевтическом анализе. Например, с помощью бромата калия определяют оксид мышьяка (III) по реакции

$3As_2O_3+ KBrO_3+9H_2O=6H_2AsO_4+2KBr$

Литература

1. Бабков А.В. Химия: учебник для студ. сред. мед. учеб. заведений -М.: издательский центр «Академия», 2014.
2. Ерохин Ю.М. Химия для профессий и специальностей технического и естественно-научного профилей: учебник для студентов учреждений сред. проф. образования/Ю.М. Ерохин, И.Б. Ковалева. – 4-е изд., стер. – М.: Издательский центр «Академия», 2017.-496 с. 3. Хомченко, И.Г. Общая химия. / И.Г. Хомченко. - М.: Новая волна, 2014. - 463 с.3.

Конец работы.
Вы действительно хотите закончить работу с информационным учебным материалом темы «**Важнейшие соединения хлора»**?

Да

Нет