



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.

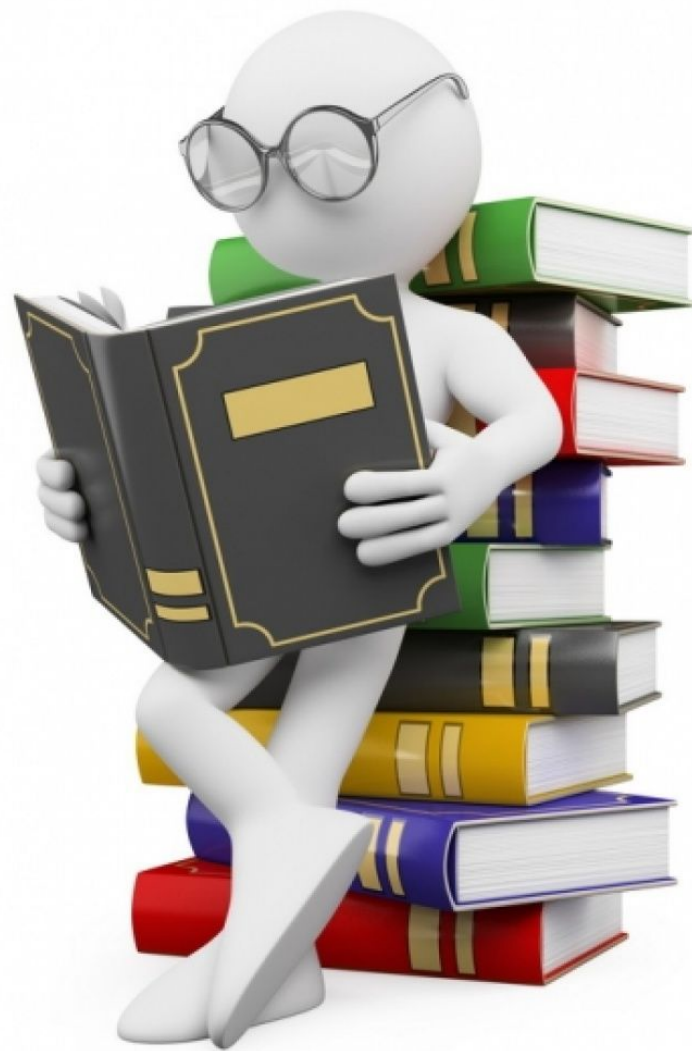
Воспитательная: формирование у студентов общечеловеческих ценностей; целостного миропонимания и современного мировоззрения.



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 от остальных галогеноводородов легко превращается в жидкость:

$t_{кип}(HF) = +20^{\circ}C$, $t_{кип}(HCl) = -85^{\circ}C$, — и неограниченно растворим в воде. Водный раствор фтороводорода называется *плавиковой кислотой*.

Соединения галогенов с водородом (продолжение)



- 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

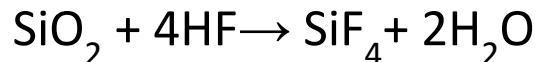
- HF – плавиковая кислота (фториды)
- HCl – соляная кислота (хлориды)
- HBr – бромистоводородная кислота (бромиды)
- HI – йодистофодородная кислота (йодиды)

Соединения галогенов с водородом (продолжение)

Химические свойства галогеноводородов

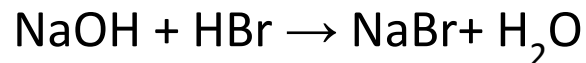
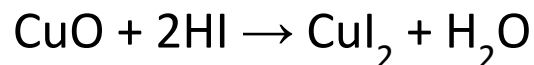
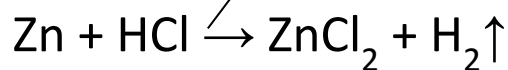
1) Сухие галогеноводороды не действуют на большинство металлов.

2) Плавиковая кислота разрушает стекло и силикаты ;



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

4) HCl, HBr, HI энергично взаимодействуют со многими металлами, их оксидами и гидроксидами:

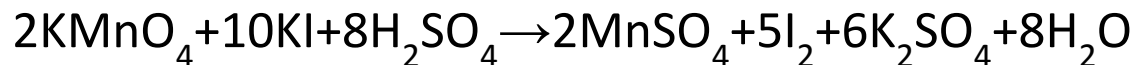
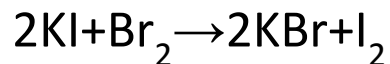
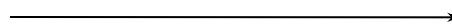


Соединения галогенов с водородом (продолжение)

Отрицательные ионы галогенов – восстановители.

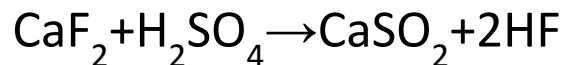
Исключение – фторид-ион, т.е. плавиковая кислота и её соли восстановительной способностью не обладают.

Изменение восстановительной способности в ряду:



Соединения галогенов с водородом (продолжение)

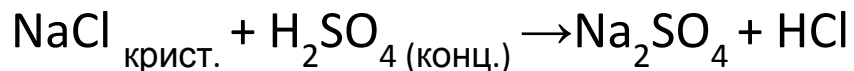
I. Получение HF из плавикового шпата:



II. Получение HCl

1) Сжигание водорода с хлором в струе хлора: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$

2) Сульфатный способ.



Соединения галогенов с водородом (продолжение)

НCl – бесцветный газ с резким запахом, на воздухе при соприкосновении с капельками воды образует капельки тумана (дымит). Легко растворим в 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.



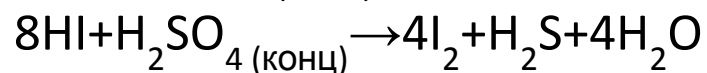
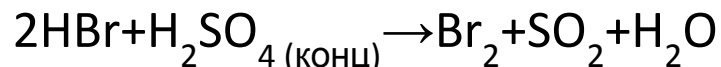
Соединения галогенов с водородом (продолжение)

**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.**



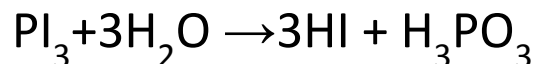
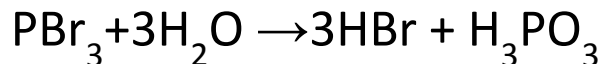
Соединения галогенов с водородом (продолжение)

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



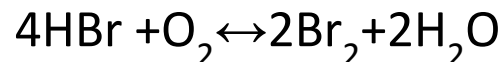
Поэтому HBr и HI нецелесообразно получать из соответствующих солей действием серной кислотой.

Получают HBr и HI гидролизом соответствующих галогенидов фосфора:



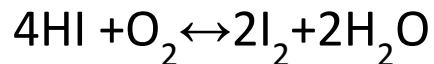
Соединения галогенов с водородом (продолжение)

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



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

легко окисляется кислородом воздуха:



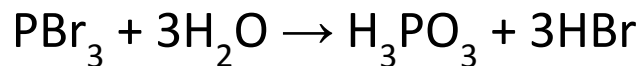
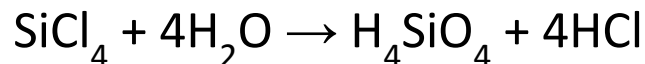
Соединения галогенов с неметаллами

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:



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!

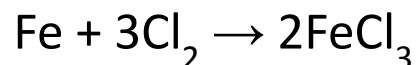
CaF_2 широко применяется для получения плавиковой кислоты в металлургии.



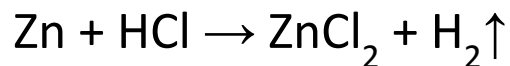
Хлориды

Получение хлоридов

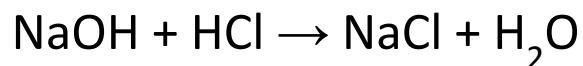
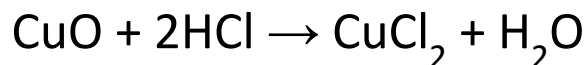
1) Непосредственное взаимодействие металла с хлором



2) Взаимодействием соляной кислоты с металлами:



3) Взаимодействием оксидов и гидроксидов металлов с соляной кислотой:



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. $\text{CaCl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ - гигроскопичен.
- в медицине применяется как кровоостанавливающее средство при кровотечениях
- при аллергических заболеваниях
- в качестве противоядия при отравлении солями магния.



Хлориды (продолжение)

Ртуты 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)

Ртуты дихлорид - HgCl_2 - сулема.

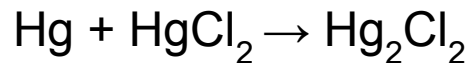
- **Регистрация препарата ртути дихлорид (сулема) для медицинских целей в России аннулирована в 1999 году.**
- **В настоящее время соли ртути используются только в гомеопатии в разведении 10 в минус 6 степени.**

- **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 предназначены 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)

Ртуты монохлорид - Hg_2Cl_2 - каломель.

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



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:

- Применяется 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, NH₄Br

Применение в медицине:

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



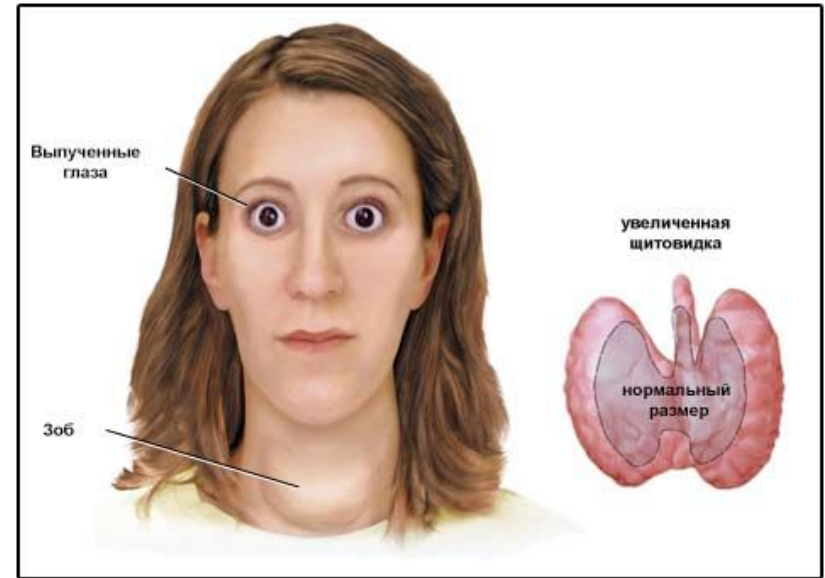
Хлориды (окончание)

Натрия йодид – NaI

Тело человека содержит около 25 мг йода, из которых примерно 15 мг находится в щитовидной железе.

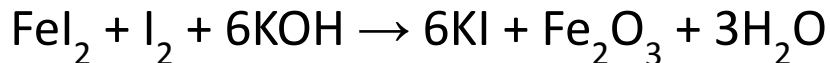
Недостаток йода служит причиной болезни, известной под названием зоб.

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



Калия йодид - KI

Получение



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: $2\text{KI} + 2\text{KNO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{NO} + 2\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

Выделяющийся йод взаимодействует с крахмалом, образуя йод-крахмал

синего цвета

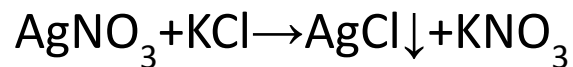
Распознавание галогеноводородных кислот и их солей

Нитрат серебра в присутствии

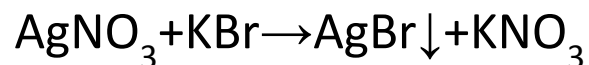
HNO_3 (разб) осаждает из

растворов осадки солей

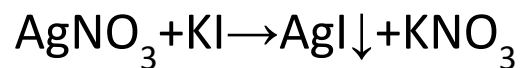
серебра:



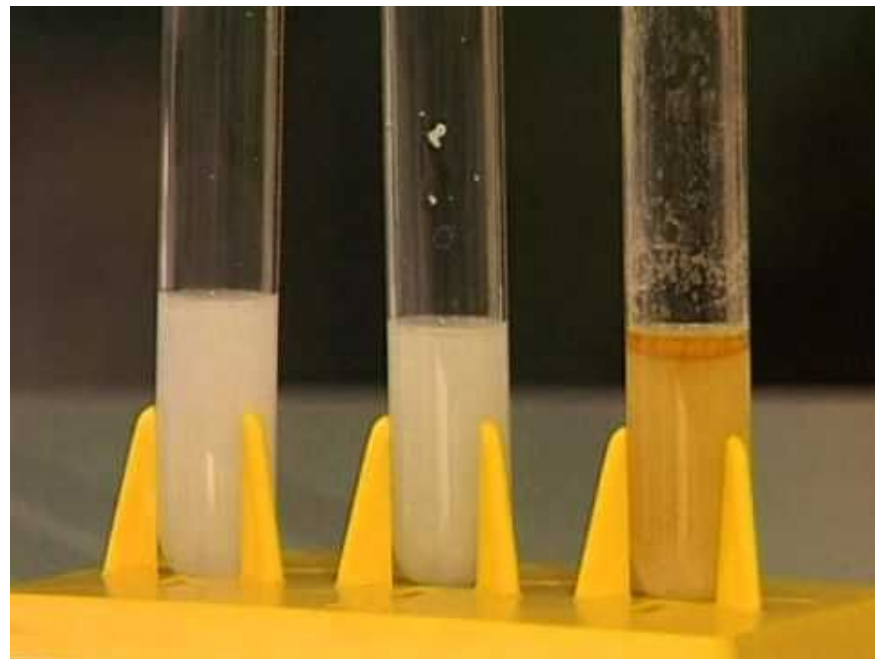
белый



бледно-желтый



желтый

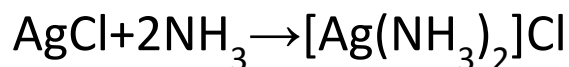


Распознавание галогеноводородных кислот и их солей

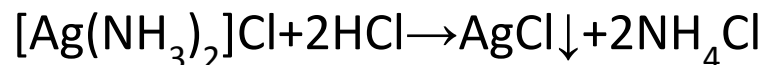
Хлорид серебра – белый
творожистый осадок,
нерастворимы
в воде и азотной кислоте.

AgCl растворим в водном
растворе
аммиака с образованием
сложного

комплексного соединения:



При подкислении раствора
комплекс разрушается:



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.

$\text{NaF} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$ видимых изменений
нет

$2\text{NaF} + \text{CaCl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{CaF}_2$ (осадок
белого цвета)



Далее



Назад



Содержание



Выход

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: $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCl} + \text{HClO}$

Оксиды хлора:

Cl_2O , Cl_2O_3 , ClO_2 , Cl_2O_4 (ClO и ClO_3), Cl_2O_6 ($\text{Cl}_2\text{O}_6 \leftrightarrow 2 \text{ClO}_3$). Оксиды хлора

получают косвенно, они нестабильны. Например, ClO_2 медленно разлагается на свету, а при ударе взрывается; Cl_2O_3 самопроизвольно

взрывается при 0°C .

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

взаимодействии с водой оксокислоты хлора:

$\text{Cl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HClO}$ (хлорноватистая кислота)

$\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HClO}_4$ (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.

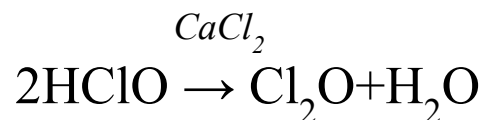
Оксокислоты – сильные окислители. Их окислительные свойства усиливаются с уменьшением степени окисления и атомного номера галогена (при одинаковой степени окисления).

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

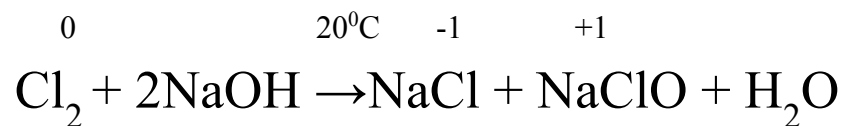
Хлорноватистая кислота разлагается на свету с выделением активного кислорода в виде отдельных атомов: $\text{HClO} \rightarrow \text{HCl} + \text{O}$

Под воздействием водоотнимающих веществ HClO теряет воду и превращается в оксид хлора (I):



Кислородные соединения галогенов (продолжение)

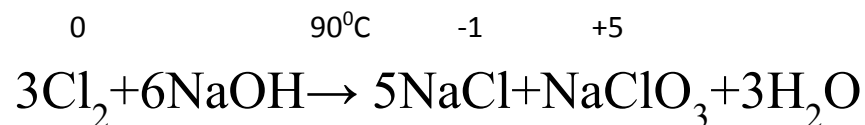
Хлор реагирует с растворами щелочей, подвергаясь полному диспропорционированию:



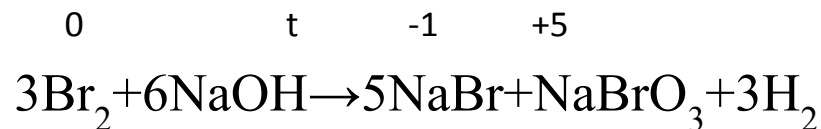
хлорид гипохлорид

натрия натрия

лабаракковая вода



Аналогично взаимодействует со щелочами бром:



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



жавелевая вода

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.

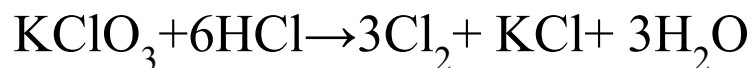
Выпускается раствор гипохлорита натрия и для инъекций.



Кислородные соединения галогенов (продолжение)

Кислородосодержащие соли проявляют окислительные свойства, легко разлагаются. При обычной температуре окислительные свойства хлоратов

проявляются только в кислой среде:



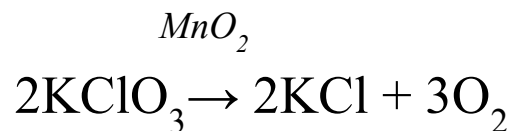
KClO_3 - бертолетова соль при нагревании диспропорционирует на хлорид

калия и перхлорат калия:



При сильном нагревании бертолетова соль разлагается на кислород и

хлорид калия в присутствии оксида марганца (IV):



Далее



Назад



Содержание

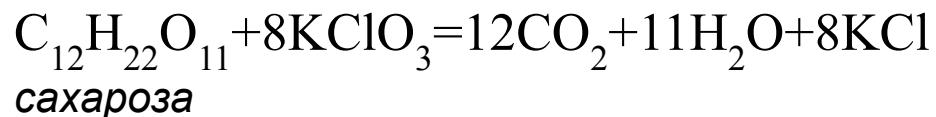


Выход

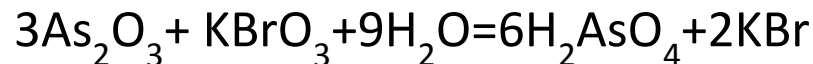
Кислородные соединения галогенов (окончание)

Для бертолетовой соли и других кислородосодержащих солей характерно

окислительное действие в твердых смесях веществ при сжигании:



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



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