

Галогены

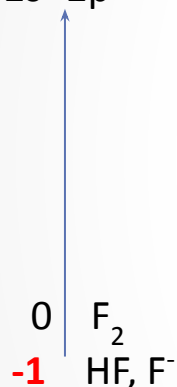
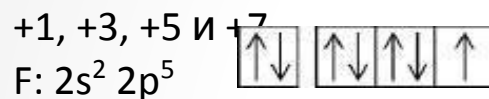
элементы VII – A группы

Строение атомов и степени окисления

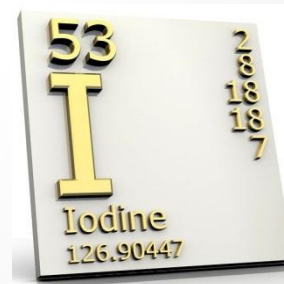
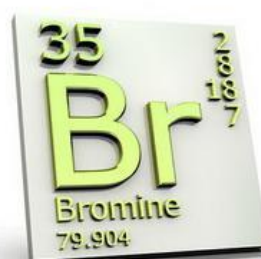
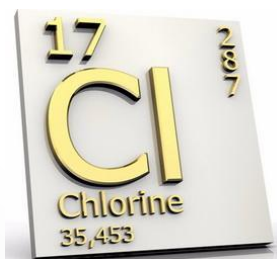
Галогены – элементы главной подгруппы VII группы.

На внешнем энергетическом уровне они содержат по 7 электронов.

У атомов всех галогенов, кроме фтора, в возбужденном состоянии увеличивается количество неспаренных электронов, поэтому они могут проявлять степени окисления



- +7 Hal_2O_7 , $HHalO_4$, $HalO_4^-$
 +5 Hal_2O_5 , $HHalO_3$, $HalO_3^-$
 +3 Hal_2O_3 , $HHalO_2$, $HalO_2^-$
 +1 Hal_2O , $HHalO$, $HalO^-$
 0 Hal_2
 -1 $HHal$, Hal^-



Простые вещества

Физические свойства простых веществ

F₂ Фтор – желтый газ, с удушающим запахом, очень ядовитый, легче воздуха.

Cl₂ Хлор – желто-зеленый газ, с удушающим запахом, ядовитый, тяжелее воздуха.

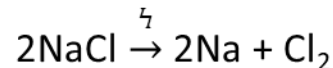
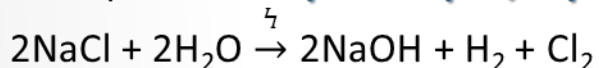
Br₂ Бром – тяжелая темно-красная жидкость, с неприятным удушливым запахом, ядовитая, легко испаряется.

I₂ Иод – кристаллическое вещество серо-фиолетового цвета, с металлическим блеском. Легко возгоняется, образует фиолетовые пары. Ядовитый, с резким раздражающим запахом.

Способы получения галогенов.

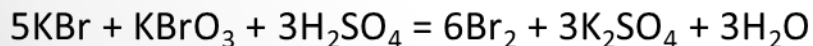
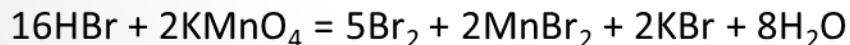
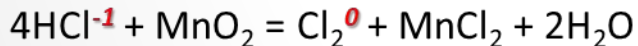
1. В промышленности

Фтор можно получить только **электролизом расплава солей**, остальные галогены – электролизом и **растворов, и расплавов**.



2. В лаборатории.

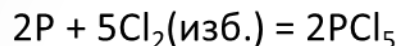
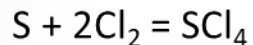
Хлор, бром и иод получают при взаимодействии окислителей с галогеноводородными кислотами и их солями:



Химические свойства простых веществ

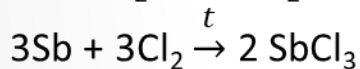
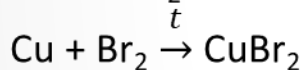
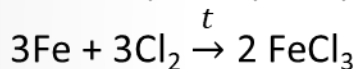
1. С неметаллами

Галогены реагируют со всеми неметаллами, за исключением азота и кислорода (реакция возможна только при специфических условиях):

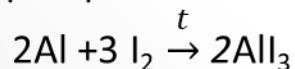


2. С металлами

Фтор, хлор и бром реагируют практически со всеми металлами:



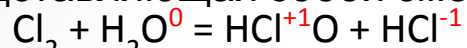
Иод даже с активными металлами реагирует только при нагревании. Реакция с магнием и алюминием может протекать при комнатной температуре при катализе водой.



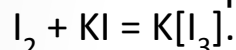
Химические свойства простых веществ

3. С водой

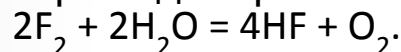
- При растворении хлора в воде образуется хлорная вода (хлорка), представляющая собой смесь соляной и хлорноватистой кислот:



- Бром при контакте с водой ведет себя подобно хлору.
- Иод практически не растворим в воде, но его растворимость резко повышается в присутствии иодида калия:

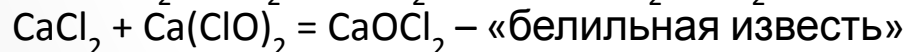
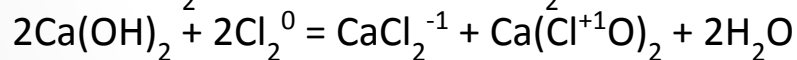
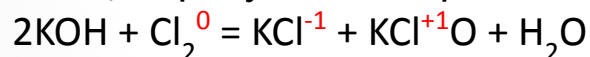


- Во фторе вода горит:



4. Со щелочами

При пропускании хлора через растворы щелочей на холоду (при $\sim 0^\circ\text{C}$) образуются хлорид и гипохлорит:



При нагревании реакция идет с образованием хлорида и хлората:



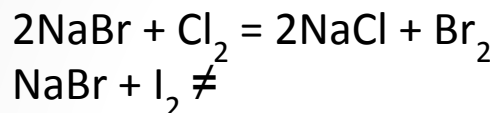
Бром и иод реагируют со щелочами аналогичным образом.



Химические свойства простых веществ

5. С галогенидами

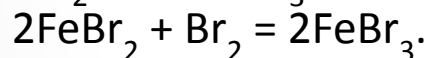
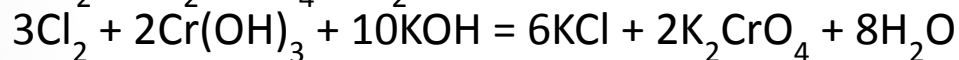
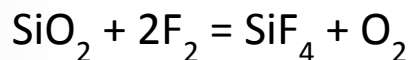
Более активные галогены вытесняют из солей менее активные.



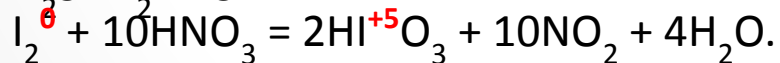
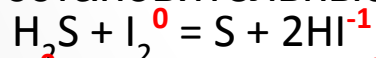
6. С другими сложными веществами

Фтор, хлор и бром при взаимодействии с различными сложными веществами обычно проявляют окислительные свойства

например:



Для иода характерны и окислительные, и восстановительные свойства:



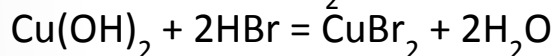
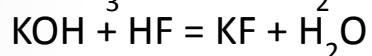
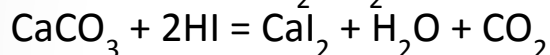
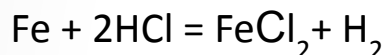
Галогеноводороды и галогениды

HF – жидкость ($t_{\text{кип}} = 19^{\circ}\text{C}$), ядовитая, слабая кислота, между молекулами есть водородные связи

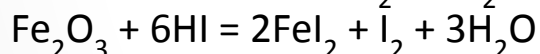
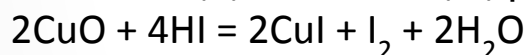
HCl, HBr, HI – газы с резким запахом, ядовитые, очень хорошо растворяются в воде с образованием сильных кислот.

Химические свойства галогеноводородов

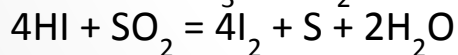
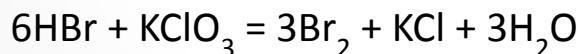
1. Общие кислотные свойства



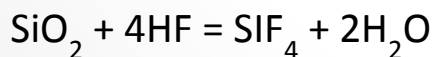
Иодиды меди (II) и железа (III) разлагаются:



2. Восстановительные свойства



3. Травление стекла плавиковой кислотой



Соли

HF	→ Фториды	$\text{Ca}^{2+} + 2\text{F}^- = \text{CaF}_2 \downarrow$
HCl	→ Хлориды	$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl} \downarrow$
HBr	→ Бромиды	$\text{Ag}^+ + \text{Br}^- = \text{AgBr} \downarrow$
HI	→ Йодиды	$\text{Ag}^+ + \text{I}^- = \text{AgI} \downarrow$

The diagram illustrates the precipitation reactions of silver ions with halide ions from hydrogen halides. It shows four rows, each with a colored box containing the hydrogen halide (HF, HCl, HBr, HI), an arrow pointing to the corresponding silver halide precipitate (Фториды, Хлориды, Бромиды, Йодиды), and the chemical equation. In the background, there is a laboratory setup with a beaker and several test tubes containing precipitates of different colors.



Кислородсодержащие соединения хлора

Кислота	Название кислоты	Название соответствующей соли
HClO	хлорноватистая	гипохлорит
HClO_2	хлористая	хлорит
HClO_3	хлорноватая	хлорат
HClO_4	хлорная	перхлорат

Сила кислородсодержащих **кислот** растет в ряду: $\text{HClO} \rightarrow \text{HClO}_2 \rightarrow \text{HClO}_3 \rightarrow \text{HClO}_4$.

HClO , HClO_2 , HClO_3 – не стабильны, при попытке выделения взрываются.

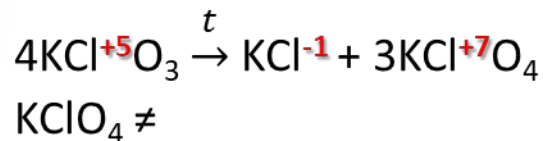
HClO_4 - устойчива, получена в чистом виде.

Соответствующие оксиды хлора также нестабильны и взрываются при комнатной температуре.

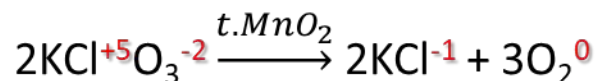
Химические свойства кислородсодержащих солей хлора

1. Диспропорционирование при нагревании

При нагревании кислородсодержащие соли разлагаются на хлорид и соль с более высокой степенью окисления хлора.



2. Каталитическое разложение на хлорид и кислород.



3. Окислительные свойства

