

# Галогены

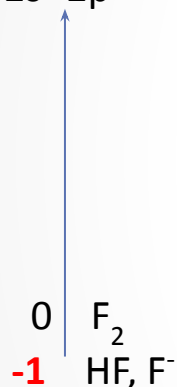
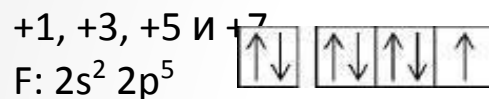
элементы VII – A группы

# Строение атомов и степени окисления

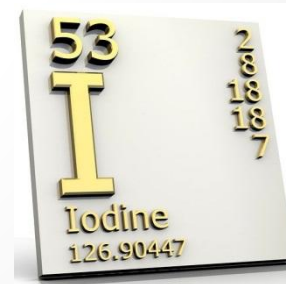
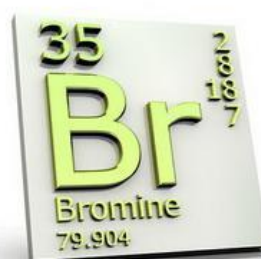
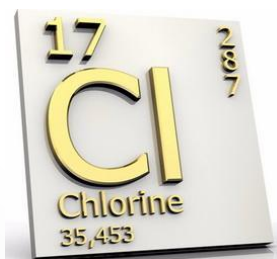
Галогены – элементы главной подгруппы VII группы.

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

**F<sub>2</sub>** Фтор – желтый газ, с удушающим запахом, очень ядовитый, легче воздуха.

**Cl<sub>2</sub>** Хлор – желто-зеленый газ, с удушающим запахом, ядовитый, тяжелее воздуха.

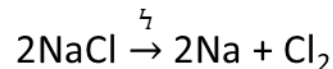
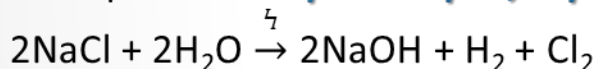
**Br<sub>2</sub>** Бром – тяжелая темно-красная жидкость, с неприятным удушливым запахом, ядовитая, легко испаряется.

**I<sub>2</sub>** Иод – кристаллическое вещество серо-фиолетового цвета, с металлическим блеском. Легко возгоняется, образует фиолетовые пары. Ядовитый, с резким раздражающим запахом.

## Способы получения галогенов.

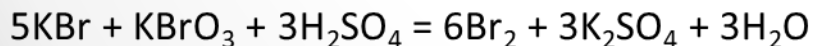
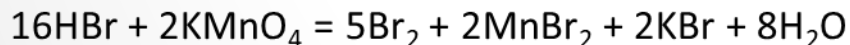
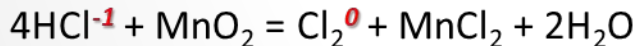
### 1. В промышленности

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



### 2. В лаборатории.

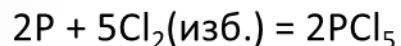
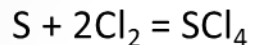
Хлор, бром и иод получают при взаимодействии окислителей с галогеноводородными кислотами и их солями:



# Химические свойства простых веществ

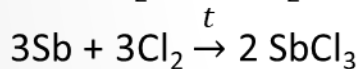
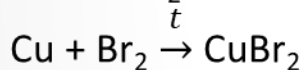
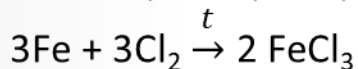
## 1. С неметаллами

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

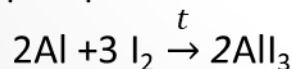


## 2. С металлами

Фтор, хлор и бром реагируют практически со всеми металлами:



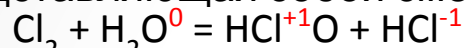
Иод даже с активными металлами реагирует только при нагревании. Реакция с магнием и алюминием может протекать при комнатной температуре при катализе водой.



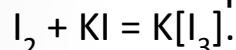
# Химические свойства простых веществ

## 3. С водой

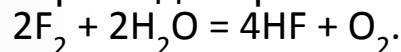
- При растворении хлора в воде образуется хлорная вода (хлорка), представляющая собой смесь соляной и хлорноватистой кислот:



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

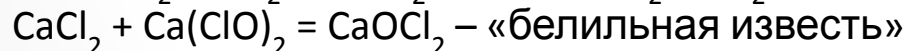
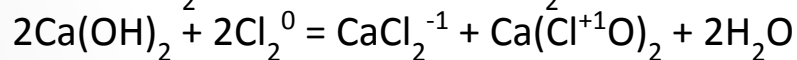
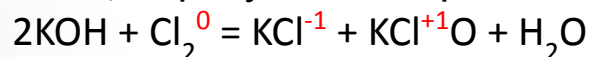


- Во фторе вода горит:



## 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:



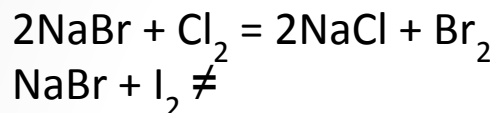
Бром и иод реагируют со щелочами аналогичным образом.



# Химические свойства простых веществ

## 5. С галогенидами

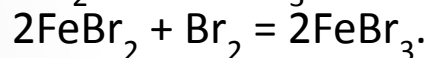
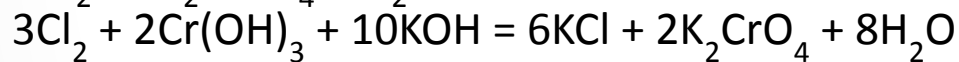
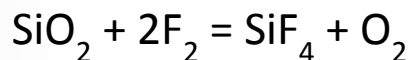
Более активные галогены вытесняют из солей менее активные.



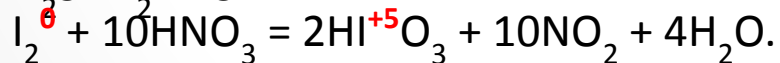
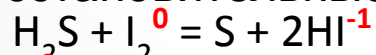
## 6. С другими сложными веществами

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

например:



Для иода характерны и окислительные, и восстановительные свойства:



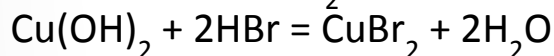
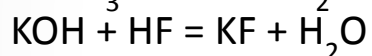
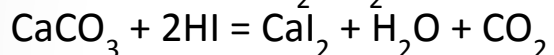
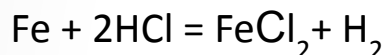
# Галогеноводороды и галогениды

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

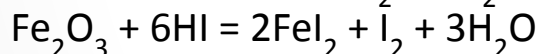
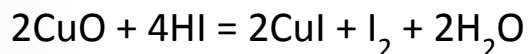
**HCl, HBr, HI** – газы с резким запахом, ядовитые, очень хорошо растворяются в воде с образованием сильных кислот.

## Химические свойства галогеноводородов

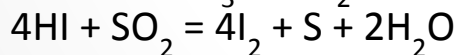
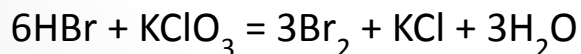
### 1. Общие кислотные свойства



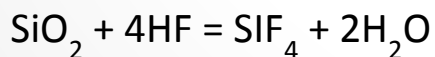
Иодиды меди (II) и железа (III) разлагаются:



### 2. Восстановительные свойства



### 3. Травление стекла плавиковой кислотой



Соли

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

The diagram illustrates the precipitation reactions of silver ions with halide ions from hydrogen halides. It includes a photograph of a laboratory setup with test tubes containing precipitates of different colors: white (AgCl), light yellow (AgBr), and yellow (AgI).



# Кислородсодержащие соединения хлора

Кислота	Название кислоты	Название соответствующей соли
$\text{HClO}$	хлорноватистая	гипохлорит
$\text{HClO}_2$	хлористая	хлорит
$\text{HClO}_3$	хлорноватая	хлорат
$\text{HClO}_4$	хлорная	перхлорат

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

$\text{HClO}$ ,  $\text{HClO}_2$ ,  $\text{HClO}_3$  – не стабильны, при попытке выделения взрываются.

$\text{HClO}_4$  - устойчива, получена в чистом виде.

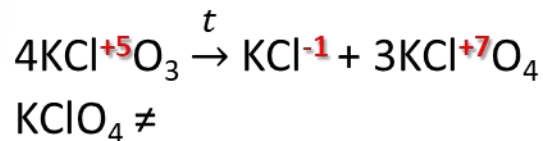
Соответствующие оксиды хлора также нестабильны и взрываются при комнатной температуре.



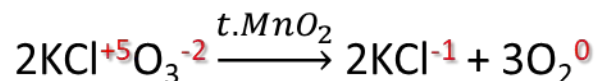
# Химические свойства кислородсодержащих солей хлора

## 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

