# Галогены

элементы VII – А группы

# Строение атомов и степени окисления

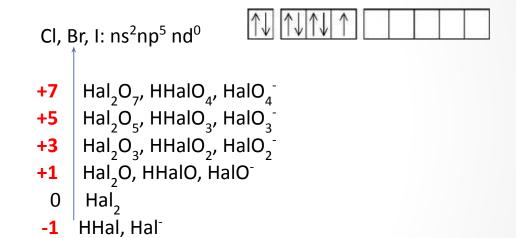
Галогены – элементы главной подгруппы VII группы.

На внешнем энергетическом уровне они содержат по 7 электронов.

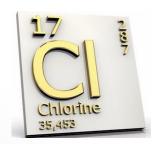
У атомов всех галогенов, кроме фтора, в возбужденном состоянии увеличивается количество неспаренных электронов, поэтому они могут проявлять степени окисления

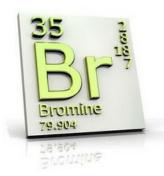
$$+1, +3, +5 \text{ M} + \frac{7}{1}$$
F:  $2s^2 2p^5$ 

0
F<sub>2</sub>
-1
HF, F











### Простые вещества

#### Физические свойства простых веществ

- **F**<sub>2</sub> Фтор желтый газ, с удушающим запахом, очень ядовитый, легче воздуха.
- **СІ<sub>2</sub>** Хлор желто-зеленый газ, с удушающим запахом, ядовитый, тяжелее воздуха.
- $Br_2$  Бром тяжелая темно -красная жидкость, с неприятным удушливым запахом , ядовитая, легко испаряется.
- 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**.

$$2NaCl + 2H_2O \xrightarrow{\frac{1}{2}} 2NaOH + H_2 + Cl_2$$

$$2NaCl \xrightarrow{5} 2Na + Cl_2$$

### 2. В лаборатории.

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

$$4HCI^{-1} + MnO_2 = CI_2^{0} + MnCI_2 + 2H_2O$$

$$16HBr + 2KMnO_4 = 5Br_2 + 2MnBr_2 + 2KBr + 8H_2O$$

$$2KCI + MnO_2 + 2H_2SO_4 = K_2SO_4 + MnSO_4 + 2H_2O + CI_2$$

$$5KBr + KBrO_3 + 3H_2SO_4 = 6Br_2 + 3K_2SO_4 + 3H_2O$$



# Химические свойства простых веществ

#### 1 С неметаллами

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

$$S + 2Cl_2 = SCl_4$$
  
2P +  $5Cl_2(\mu 36.) = 2PCl_5$ 

#### 2. С металлами

Фтор, хлор и бром реагируют практически со всеми металлами:

$$3Fe + 3Cl2 \xrightarrow{t} 2 FeCl3$$

$$Cu + Br2 \xrightarrow{t} CuBr2$$

$$3Sb + 3Cl2 \xrightarrow{t} 2 SbCl3$$







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

$$2AI + 3I_2 \xrightarrow{t} 2AII_3$$



# Химические свойства простых веществ

#### 3. С водой

При растворении хлора в воде образуется хлорная вода (хлорка), представляющая собой смесь соляной и хлорноватистой кислот:  $Cl_2 + H_2O^0 = HCl^{-1}O + HCl^{-1}$ 

$$Cl_{2} + H_{2}O^{0} = HCl^{+1}O + HCl^{-1}$$
  
 $HClO = ^{2}HCl + [O]$  (или суммарно  $2Cl_{2} + 2H_{2}O = O_{2} + 4HCl$ ).  
Бром при контакте с водой ведет себя подобно хлору.

Иод практически не растворим в воде, но его растворимость резко повышается в присутствии иодида калия:

$$I_2 + KI = K[I_3].$$

 $I_{2} + KI = K[I_{3}].$ •Во фторе вода горит:

$$2F_{2} + 2H_{2}O = 4HF + O_{2}$$
.

#### 4. Со щелочами

При пропускании хлора через растворы щелочей на холоду (при ~0 °С) образуются хлорид и гипохлорит:

$$2KOH + Cl_{2}^{0} = KCl^{-1} + KCl^{+1}O + H_{2}O$$
 $2Ca(OH)_{2} + 2Cl_{2}^{0} = CaCl_{2}^{-1} + Ca(Cl^{+1}O)_{2} + 2H_{2}O$ 
 $CaCl_{2} + Ca(ClO)_{2} = CaOCl_{2} - «белильная известь»$ 

При нагревании реакция идет с образованием хлорида и хлората:

$$6KOH + 3Cl_2^{\ 0} \rightarrow 5KCl^{-1} + KCl^{+5}O_3 + 3H_2O$$

Бром и иод реагируют со щелочами аналогичным образом.



# Химические свойства простых веществ

### 5. С галогенидами

Более активные галогены вытесняют из солей менее активные.

$$2NaBr + Cl_2 = 2NaCl + Br_2$$
  
 $NaBr + l_2 \neq$ 

### 6. С другими сложными веществами

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

например:

$$SiO_2 + 2F_2 = SiF_4 + O_2$$
  
 $3Cl_2 + 2Cr(OH)_3 + 10KOH = 6KCl + 2K_2CrO_4 + 8H_2O$   
 $2FeBr_2 + Br_3 = 2FeBr_3$ .

Для иода характерны и окислительные, и восстановительные свойства:

$$H_{2}S + I_{2}^{0} = S + 2HI^{-1}$$
 $I_{2}^{0} + 10HNO_{3} = 2HI^{+5}O_{3} + 10NO_{2} + 4H_{2}O.$ 

### Галогеноводороды и галогениды

HF – жидкость (t<sub>кип</sub> = 19<sup>0</sup>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 галогеноводородор

1. Общие кислотные свойства

$$Fe + 2HCI = FeCI_2 + H_2$$
 $CaCO_3 + 2HI = CaI_2 + H_2O + CO_2$ 
 $KOH + HF = KF + H_2O$ 
 $Cu(OH)_2 + 2HBr = CuBr_2 + 2H_2O$ 
Иодиды меди (II) и железа (III) разлагаются:  $2CuO + 4HI = 2CuI + I_2 + 2H_2O$ 
 $Fe_2O_3 + 6HI = 2FeI_2 + I_2 + 3H_2O$ 

2. Восстановительные свойства

$$6HBr + KClO_3 = 3Br_2 + KCl + 3H_2O$$
  
 $4HI + SO_2 = 4I_2 + S + 2H_2O$ 

3. Травление стекла плавиковой кислотой  $SiO_2 + 4HF = SIF_4 + 2H_2O$ 





# Кислородсодержащие соединения хлора

Кислота	Название кислоты	Название соответствующей соли
нсю	хлорноватистая	гипохлорит
HClO <sub>2</sub>	хлористая	хлорит
HClO <sub>3</sub>	хлорноватая	хлорат
HClO <sub>4</sub>	хлорная	перхлорат

Сила кислородсодержащих кислот растет в ряду:  $HCIO \rightarrow HCIO_2 \rightarrow HCIO_3 \rightarrow HCIO_4$ .

 $\mathsf{HCIO}_{\mathsf{p}}$  ,  $\mathsf{HCIO}_{\mathsf{p}}$  – не стабильны, при попытке выделения взрываются.

 $\mathsf{HClO}_\mathtt{A}$  - устойчива, получена в чистом виде.

Соответствующие оксиды хлора также нестабильны и взрываются при комнатной температуре.

# **Химические свойства кислородсодержащх солей хлора**

### 1. Диспропорционирование при нагревании

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

$$4KCl^{+5}O_3 \xrightarrow{t} KCl^{-1} + 3KCl^{+7}O_4$$

$$KClO_4 \neq$$

2. Каталитическое разложение на хлорид и кислород.

$$2KCl^{+5}O_3^{-2} \xrightarrow{t.MnO_2} 2KCl^{-1} + 3O_2^0$$

3. Окислительные свойства

$$5KCl^{+5}O_3 + 6P = 3P_2O_5 + 5KCl^{-1}$$
  
 $2KCl^{+5}O_3 + 3MnSO_4 + 12 KOH = 3K_2MnO_4 + 2KCl^{-1} + 3K_2SO_4 + 6H_2O$   
 $4KCl^{+5}O_3 + 3PH_3 = 3H_3PO_4 + 4KCl^{-1}$