Галогены

элементы VII – А группы

Строение атомов и степени окисления

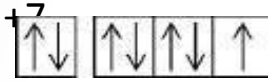
Галогены – элементы главной подгруппы VII группы.

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

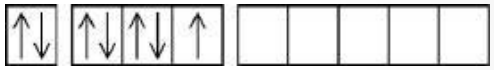
+1, +3, +5 и +7

F: $2s^2\ 2p^5$

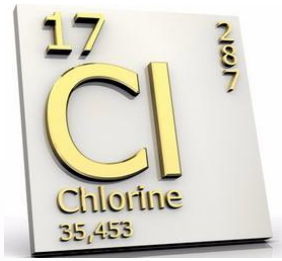


0	F_2
-1	HF, F^-

Cl, Br, I: $ns^2np^5\ nd^0$



+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_2 Фтор – желтый газ, с удушающим запахом, очень ядовитый, легче воздуха.

Cl_2 Хлор – желто-зеленый газ, с удушающим запахом, ядовитый, тяжелее воздуха.

Br_2 Бром – тяжелая темно -красная жидкость, с неприятным удушливым запахом , ядовитая, легко испаряется.

I_2 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***.

$2NaCl + 2H_2O \xrightarrow{ϟ} 2NaOH + H_2 + Cl_2$ $\qquad$ $2NaCl \xrightarrow{ϟ} 2Na + Cl_2$

2. В лаборатории.

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

$4HCl^{-1} + MnO_2 = Cl_2^{0} + MnCl_2 + 2H_2O$

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

$2KCl + MnO_2 + 2H_2SO_4 = K_2SO_4 + MnSO_4 + 2H_2O + Cl_2$

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

Химические свойства простых веществ

1. С неметаллами

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

$$S + 2Cl_2 = SCl_4$$

$$2P + 5Cl_2(\text{изб.}) = 2PCl_5$$

2. С металлами

Фтор, хлор и бром реагируют практически со всеми металлами:

$$3Fe + 3Cl_2 \xrightarrow{t} 2\ FeCl_3$$

$$Cu + Br_2 \xrightarrow{t} CuBr_2$$

$$3Sb + 3Cl_2 \xrightarrow{t} 2\ SbCl_3$$

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

$$2Al + 3\ I_2 \xrightarrow{t} 2AlI_3$$

Химические свойства простых веществ

3. С водой

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

$Cl_2 + H_2O^0 = HCl^{+1}O + HCl^{-1}$

$HClO = HCl + [O]$ (или суммарно $2Cl_2 + 2H_2O = O_2 + 4HCl$).

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

$I_2 + KI = K[I_3]$.

- Во фторе вода горит:

$2F_2 + 2H_2O = 4HF + O_2$.

4. Со щелочами

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

$2KOH + Cl_2^0 = KCl^{-1} + KCl^{+1}O + H_2O$

$2Ca(OH)_2 + 2Cl_2^0 = CaCl_2^{-1} + Ca(Cl^{+1}O)_2 + 2H_2O$

$CaCl_2 + Ca(ClO)_2 = CaOCl_2$ – «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.

$2NaBr + Cl_2 = 2NaCl + Br_2$

$NaBr + I_2 \neq$

6. С другими сложными веществами

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

например:

$SiO_2 + 2F_2 = SiF_4 + O_2$

$3Cl_2 + 2Cr(OH)_3 + 10KOH = 6KCl + 2K_2CrO_4 + 8H_2O$

$2FeBr_2 + Br_2 = 2FeBr_3$.

Для иода характерны и окислительные, и восстановительные свойства:

$H_2S + I_2^{0} = S + 2HI^{-1}$

$I_2^{0} + 10HNO_3 = 2HI^{+5}O_3 + 10NO_2 + 4H_2O$.

Галогеноводороды и галогениды

HF – жидкость ($t_{кип}$ = 19^{0}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

$Fe + 2HCl = FeCl_2 + H_2$

$CaCO_3 + 2HI = CaI_2 + H_2O + CO_2$

$KOH + HF = KF + H_2O$

$Cu(OH)_2 + 2HBr = CuBr_2 + 2H_2O$

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
$HClO$	хлорноватистая	гипохлорит
$HClO_2$	хлористая	хлорит
$HClO_3$	хлорноватая	хлорат
$HClO_4$	хлорная	перхлорат

Сила кислородсодержащих кислот растет в ряду: $HClO \rightarrow HClO_2 \rightarrow HClO_3 \rightarrow HClO_4$.

$HClO$, $HClO_2$, $HClO_3$ – 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 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

$$5KCl^{+5}O_3 + 6P = 3P_2O_5 + 5KCl^{-1}$$

$$2KCl^{+5}O_3 + 3MnSO_4 + 12\ KOH = 3K_2MnO_4 + 2KCl^{-1} + 3K_2SO_4 + 6H_2O$$

$$4KCl^{+5}O_3 + 3PH_3 = 3H_3PO_4 + 4KCl^{-1}$$