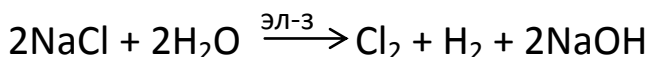


## ГАЛОГЕНЫ

### Получение

#### I. в промышленности:

**Cl<sub>2</sub>**: электролиз концентрированного раствора NaCl:

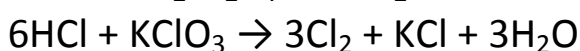
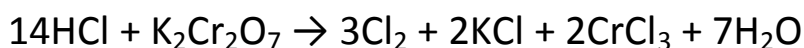
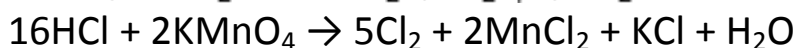


**Br<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>**: окисление бромидов и иодидов хлором:

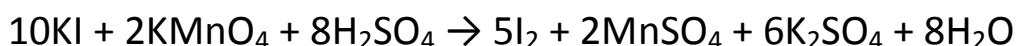


#### II. в лаборатории:

**Cl<sub>2</sub>**: взаимодействие соляной кислоты с окислителями



**Br<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>**: окисление бромид-, иодид-ионов различными окислителями:



### Физические свойства

F<sub>2</sub> – газ бледно-желтого цвета, резкий запах

Cl<sub>2</sub> – газ желто-зеленого цвета, удушающий запах

Br<sub>2</sub> – жидкость красно-бурого цвета, резкий удушливый запах

I<sub>2</sub> – черно-фиолетовые кристаллы с металлич. блеском и острым запахом, при нагревании возгоняется

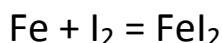
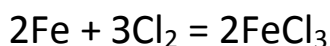
}  
ТОКСИЧНЫЕ

### Химические свойства

Типичные окислители. От фтора с йоду уменьшаются окислит. свойства, прочность связи в молекулах, хим. активность; увеличивается длина связи.

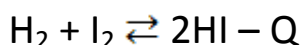
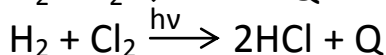
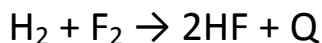
#### I. Взаимодействие с простыми веществами

1) с металлами (окисляют до высшей степени окисления; в случае с железом исключение I<sub>2</sub>)



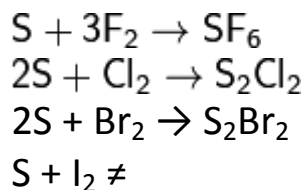
2) с неметаллами

А) с водородом (от F<sub>2</sub> к I<sub>2</sub> активность падает: с F<sub>2</sub> реакция со взрывом в темноте и при любой температуре; с Cl<sub>2</sub> – со взрывом на свету или при нагревании (цепной механизм реакции); с йодом – при сильном нагревании, реакция обратима и эндотермическая)

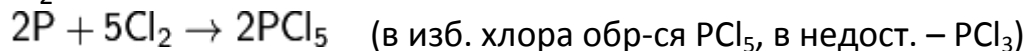


Б) с халькогенами (элементы VIA группы)

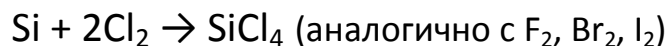




В) с элементами VA группы

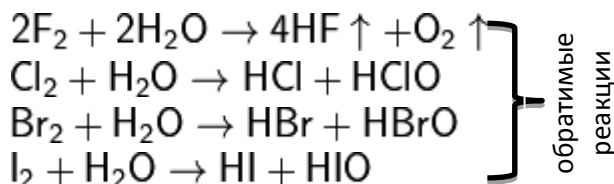


Г) с элементами IVA группы

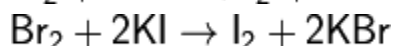
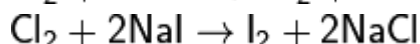
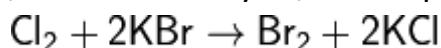


## II. Взаимодействие со сложными веществами

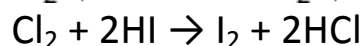
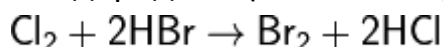
1) с водой



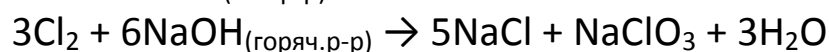
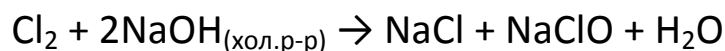
2) с галогенидами металлов (более сильный галоген вытесняет менее сильный;  $F_2$  не используют, т.к. он реагирует с водой)



3) с галогеноводородами (свойство характерно только для хлора)



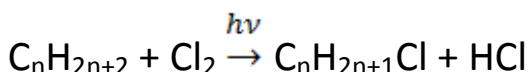
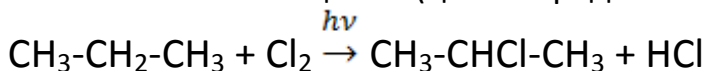
4) со щелочами



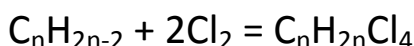
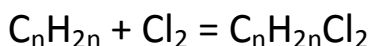
}  $Br_2$  и  $I_2$   
аналогично

5) с органическими веществами:

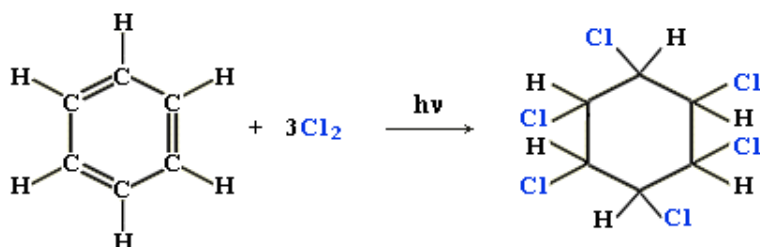
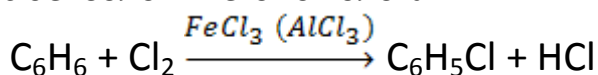
А) с алканами – замещение (цепной радикальный механизм)



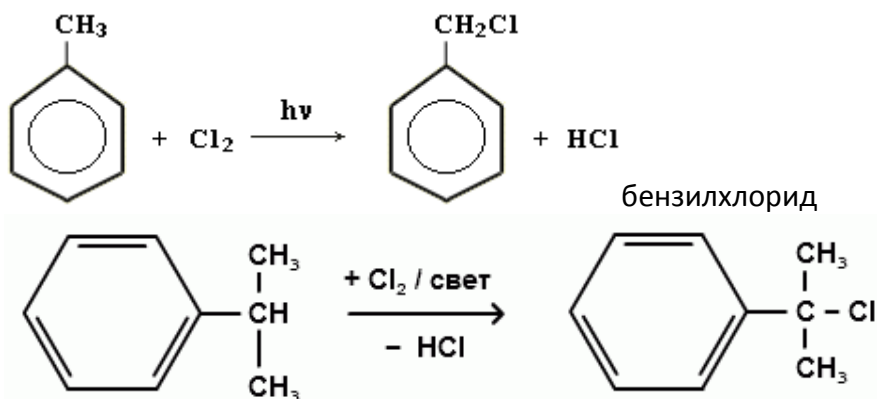
Б) с непредельными углеводородами – присоединение



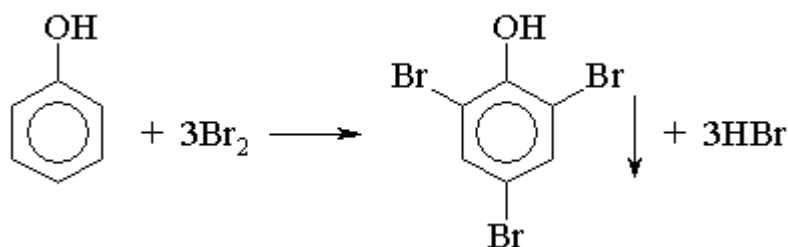
В) с бензолом и его гомологами:



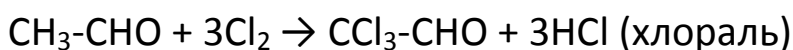
гексахлоран



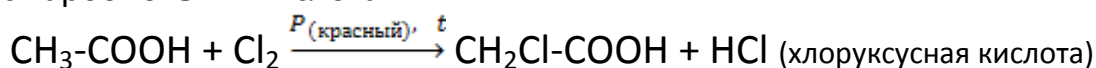
Г) с фенолом (с обр-м 2,4,6-трибромфенола, осадок белого цвета)



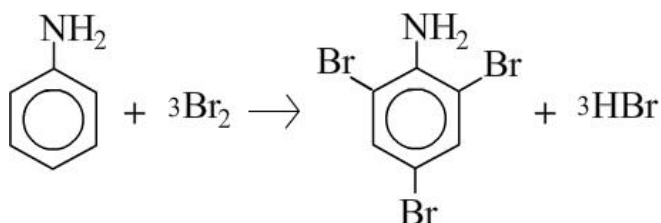
Д) с альдегидами



Е) с карбоновыми кислотами

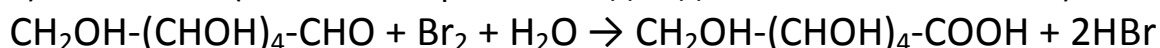


Ж) с анилином



(2,4,6-триброманилин, белый осадок)

З) с глюкозой (окисление бромной водой до глюконовой кислоты)



## СОЕДИНЕНИЯ ГАЛОГЕНОВ

Элемент	Степень окисления				
	-1	+1	+3	+5	+7
F	HF (плавиковая)	-	-	-	-
Cl (Br, I)	HCl Соляная (хлориды) Сильная к-та	HClO (хлорноватистая, гипохлориты) Слабая к-та	HClO <sub>2</sub> (хлористая, хлориты) Слабая к-та	HClO <sub>3</sub> (хлорноватая, хлораты) Сильная к-та	HClO <sub>4</sub> (хлорная, перхлораты) Оч. сильная к-та

## Галогеноводороды и их соли

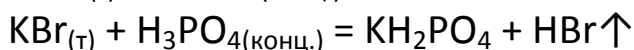
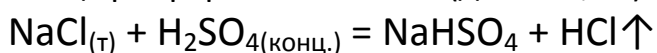
Газы, хорошо растворимы в воде, их растворы – сильные кислоты (кроме HF).

$\text{HF} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{HBr} \rightarrow \text{HI}$  (кислотные свойства усиливаются)

### Получение:

I. в промышленности: прямой синтез из простых веществ  $\text{H}_2 + \text{Br}_2 \xrightarrow{\text{t}} 2\text{HBr}$

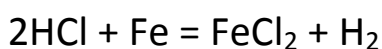
II. в лаборатории: вытеснением из солей конц. серной кислотой (для HF, HCl) или конц. фосфорной кислотой (для HBr, HI)



### Химические свойства:

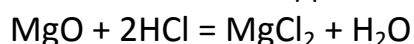
Типичные свойства кислот.

I. с простыми веществами: металлами  
(окислительные свойства за счет водорода)

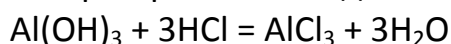


II. со сложными веществами

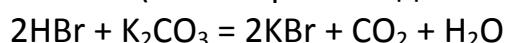
1) с основными оксидами и основаниями



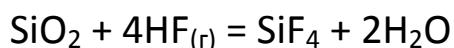
2) с амфотерными оксидами и гидроксидами



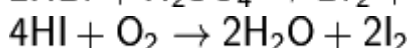
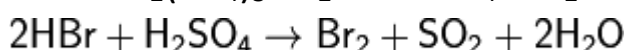
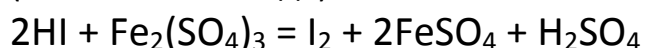
3) с солью (если обр-ся осадок или газ)



4) HF взаимодействует со стеклом и  $\text{SiO}_2$  (специфическое свойство HF)



5) с окислителями проявляют восстановительные свойства  
(за счет галогенида):



### Качественные реакции на галогенид-ионы (кроме F<sup>-</sup>):

реактив  $\text{AgNO}_3$ :  $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl} \downarrow_{(\text{белый})} + \text{NaNO}_3$

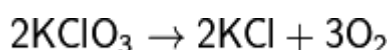
$\text{NaBr} + \text{AgNO}_3 = \text{AgBr} \downarrow_{(\text{желтоватый})} + \text{NaNO}_3$

$\text{NaI} + \text{AgNO}_3 = \text{AgI} \downarrow_{(\text{ярко-желтый})} + \text{NaNO}_3$

## Кислородсодержащие соединения

Окислительная способность кислот хлора уменьшается с возрастанием степени окисления хлора. Самый сильный окислитель среди этих кислот  $\text{HClO}$ .

$\text{KClO}_3$  – бертолетова соль, сильный окислитель, используется для получения кислорода в лаборатории и входит в состав, покрывающий головки спичек



Образуется при пропускании хлора через горячий раствор щелочи:

