

галогены

F_2 («разрушающий») - газ бледно-жёлтого цвета с резким запахом. Очень ядовит.

Получен в свободном виде Анри Муассаном в 1886 году электролизом жидкого безводного фтористого водорода.

Cl_2 - желто-зелёный газ.
Тяжёлый, очень ядовитый,
имеет характерный
неприятный запах



Br_2 («зловонный») — красно-бурая жидкость. Ядовит. Поражает обонятельный нерв. Очень летуч, поэтому содержится в запаянных ампулах.



I_2 — фиолетово-чёрные кристаллы. Очень легко возгоняется (пары фиолетового цвета). Ядовит.



Астат — сине-чёрные кристаллы. Очень радиоактивен, поэтому о нём сравнительно мало известно. Период полураспада наиболее долгоживущего изотопа — астата-210 — равен 8,2 часа.

Общая характеристика.

Символ элемента	F	Cl	Br	I	At
Строение внешнего электронного слоя	$2s^2 2p^5$	$3s^2 3p^5$	$4s^2 4p^5$	$5s^2 5p^5$	$6s^2 6p^5$
Относительная электроотрицательность (ЭО)	4,0	3,0	2,8	2,5	~2,2
Радиус атома, нм	0,064	0,099	0,114	0,133	—
Степени окисления	-1	-1, +1, +3, +4, +5, +7	-1, +1, +4, +5, +7	-1, +1, +3, +5, +7	—
$t^{\circ}\text{пл.} (^{\circ}\text{C})$	-219	-101	-8	114	227
$t^{\circ}\text{кип.} (^{\circ}\text{C})$	-183	-34	58	185	317
$\rho \text{ (г*см}^{-3} \text{)}$	1,51	1,57	3,14	4,93	—

Нахождение в природе.

флюорит - CaF_2

фторапатит - $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$

криолит - Na_3AlF_6

галит NaCl

сильвин KCl ,

сильвинит $\text{NaCl} \bullet \text{KCl}$

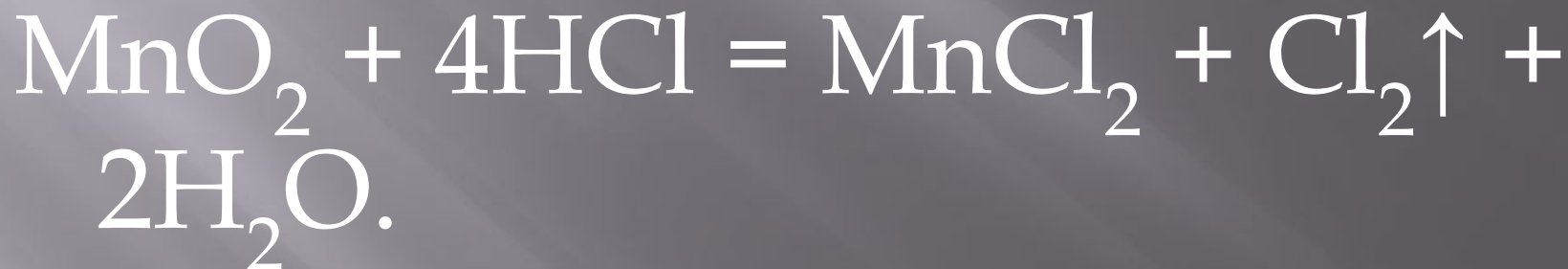
карналлит $\text{KCl} \bullet \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

бром содержится в морской воде, в водах минеральных источников, в морских водорослях.

Йод может встречаться в природе в виде простого вещества.

Получение

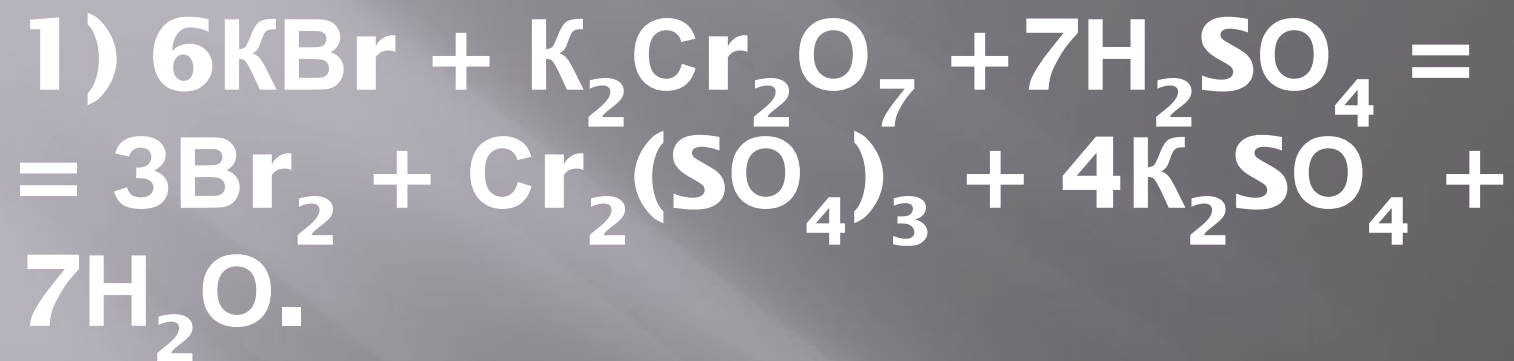
1. Важнейший способ получения фтора — электролиз расплавов фторидов.
2. Хлор в лабораторных условиях получают действием различных окислителей на соляную кислоту.



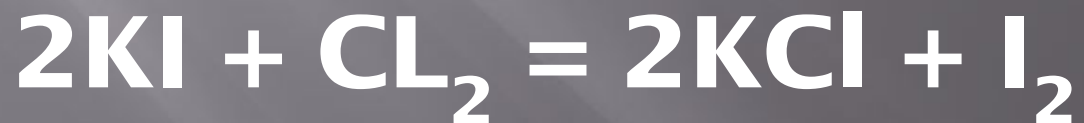
В промышленности - электролизом раствора NaCl



3. Получение брома:



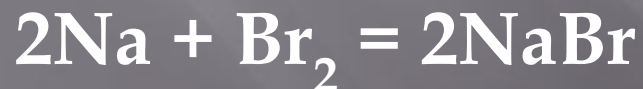
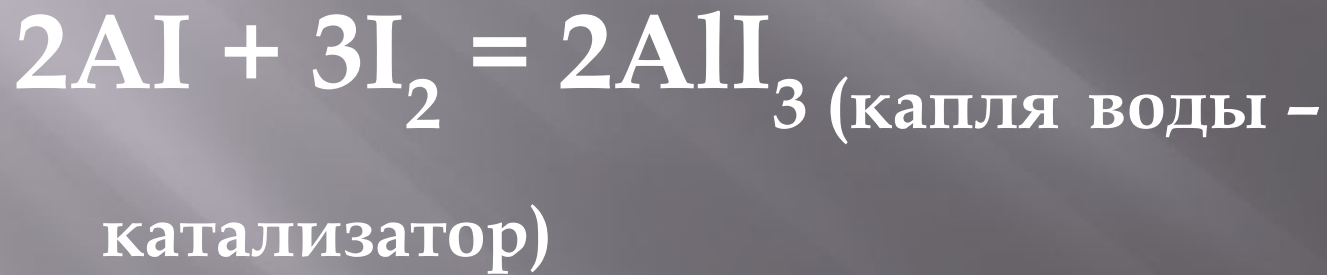
получение йода



Химические свойства

Сильные окислители.

1. Взаимодействие с металлами (образуются галогениды):



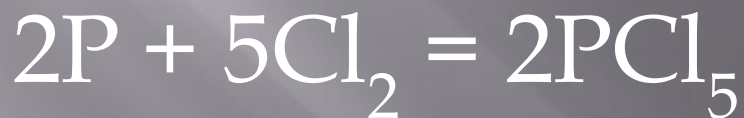
2. Взаимодействие с неметаллами

Взаимодействие

с водородом (образуются галогеноводороды):

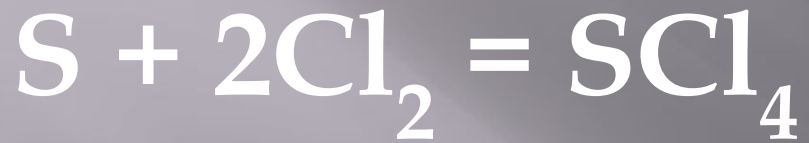


Взаимодействие с фосфором:

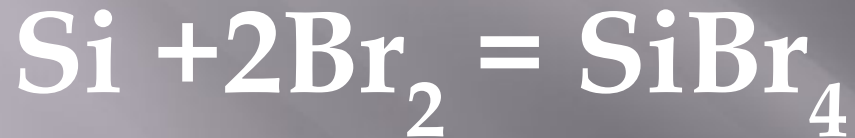


С углеродом, кислородом и азотом хлор не взаимодействует.

Взаимодействие с серой:



с кремнием:

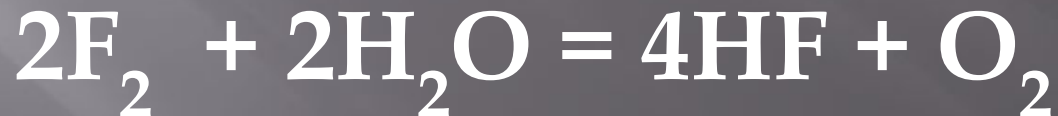


2. Взаимодействие со сложными веществами.

Хлор, бром, йод растворяются в воде, образуя соответственно хлорную, бромную и йодную воду.



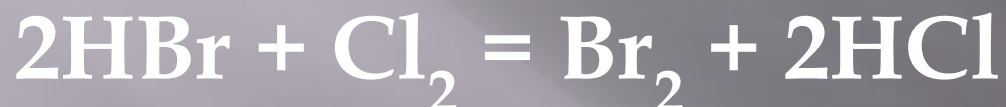
во фторе вода сгорает:



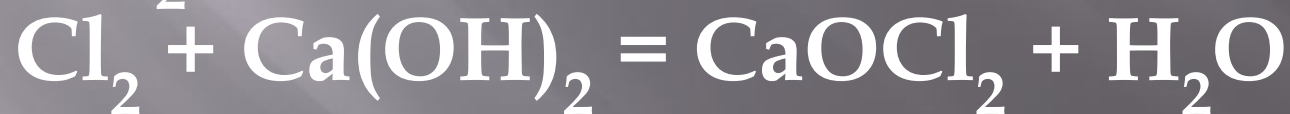
С оксидом углерода(II)



С кислотами, анионы которых могут окисляться:



С растворами щелочей:



хлорная известь

С солями:



Кислородсодержащие кислоты хлора

- Хлорноватистая кислота HClO ($\text{H}-\text{O}-\text{Cl}$), слабая кислота, сильный окислитель (разлагается $\text{HClO} = \text{HCl} + \text{O}$); соли – гипохлориты (NaClO).
- Хлористая кислота HClO_2 ($\text{H}-\text{O}-\text{Cl}=\text{O}$), слабая кислота, сильный окислитель; соли- хлориты.
- Хлорноватая кислота HClO_3
Сильная кислота, сильный окислитель; соли – хлораты.
- Хлорная кислота HClO_4
очень сильная кислота, очень сильный окислитель; соли - перхлораты.

Применение галогенов.

- 1) в химической промышленности,
- 2) для очистки воды и отходов,
- 3) в производстве пластмасс, фармацевтических препаратов, целлюлозы и бумаги, тканей, смазочных материалов.
- 4) отбеливающие и дезинфицирующие средства.

Домашнее задание

- 1) Напишите реакции взаимодействия фтора с литием, магнием, фосфором, водородом.

К каждому уравнению реакции составить уравнение электронного баланса.

- 2) Осуществить превращение:

хлор → хлороводород → хлорид меди(II)
→ гидроксид меди (II) → оксид меди (II)
→ медь

- 3) Порошок алюминия массой 13,5 г добавили к порции брома массой 120 г.

Вычислите массы образующегося бромита