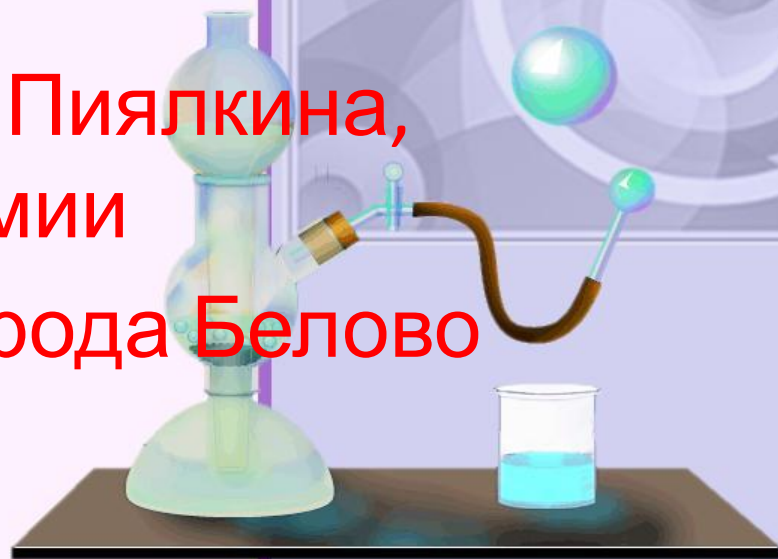


VII	
а	б
F 9 ФТОР 18,998	7 2
Cl 17 ХЛОР 35,453	7 8 2
Br 35 БРОМ 79,904	7 18 8 2
I 53 ИОД 126,905	7 18 18 8 2
At 85 АСТАТ [210]	7 18 32 18 8 2

ГАЛОГЕНЫ

Составитель: И.Н. Пиялкина,
учитель химии
МБОУ СОШ № 37 города Белово



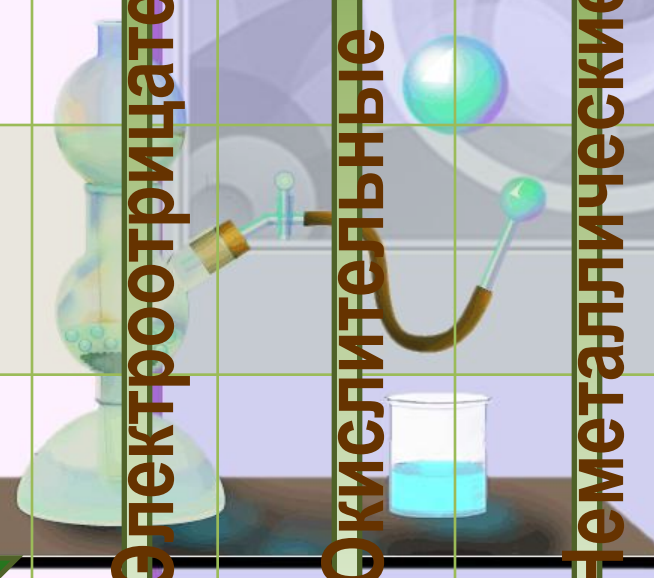
Общая характеристика

- К элементам VII группы, главной подгруппы относятся фтор **F**, хлор **Cl**, бром **Br**, иод **I**, астат **At**
- Общее название - **галогены** (греч. «солеобразующие») - большинство их соединений с металлами представляют собой типичные соли (KCl, NaCl и т.д.).



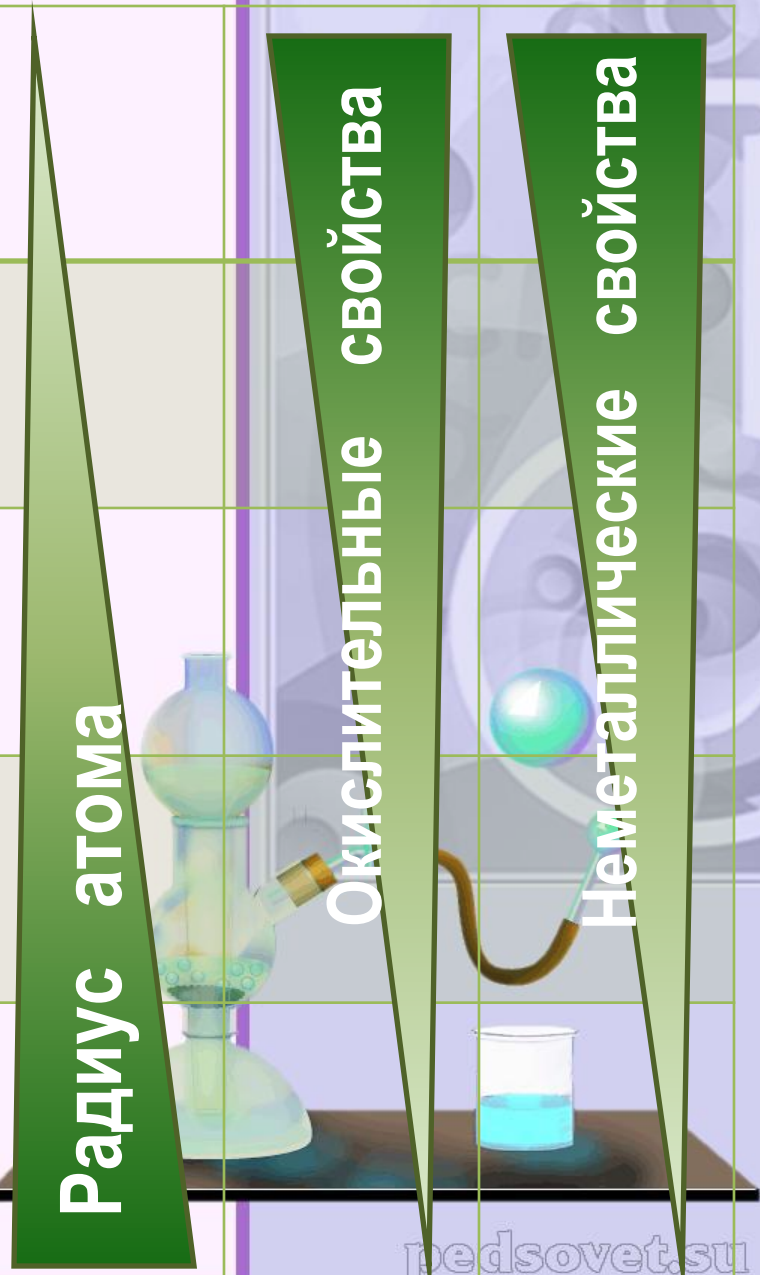
Строение атомов

Фтор	F	$\begin{array}{c} (+9) \\ \text{2 7} \end{array}$					
Хлор	Cl	$\begin{array}{c} (+17) \\ \text{2 8 7} \end{array}$					
Бром	Br	$\begin{array}{c} (+35) \\ \text{2 8 18 7} \end{array}$					
Иод	I	$\begin{array}{c} (+53) \\ \text{2 8 18 18 7} \end{array}$					
Астат	At	$\begin{array}{c} (+85) \\ \text{2 8 18 32 18 7} \end{array}$					

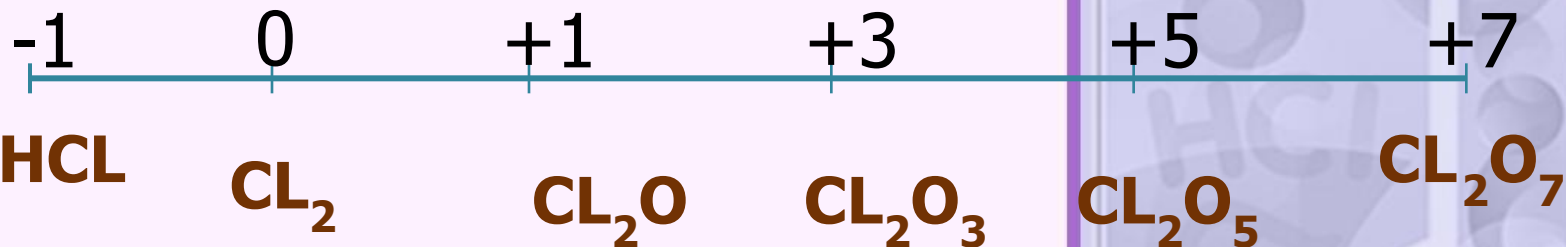


Сравнение окислительных свойств

Фтор	F	$\begin{array}{c} (+9) \\ \left. \begin{array}{l} \left. \left. \right) \right) \right) \leftarrow e^- \\ 2 \quad 7 \end{array} \right\} \end{array}$
Хлор	Cl	$\begin{array}{c} (+17) \\ \left. \begin{array}{l} \left. \left. \left. \right) \right) \right) \right) \leftarrow e^- \\ 2 \quad 8 \quad 7 \end{array} \right\} \end{array}$
Бром	Br	$\begin{array}{c} (+35) \\ \left. \begin{array}{l} \left. \left. \left. \left. \right) \right) \right) \right) \right) \leftarrow e^- \\ 2 \quad 8 \quad 18 \quad 7 \end{array} \right\} \end{array}$
Иод	I	$\begin{array}{c} (+53) \\ \left. \begin{array}{l} \left. \left. \left. \left. \left. \right) \right) \right) \right) \right) \right) \leftarrow e^- \\ 2 \quad 8 \quad 18 \quad 18 \quad 7 \end{array} \right\} \end{array}$
Астат	At	$\begin{array}{c} (+85) \\ \left. \begin{array}{l} \left. \left. \left. \left. \left. \left. \right) \right) \right) \right) \right) \right) \leftarrow e^- \\ 2 \quad 8 \quad 18 \quad 32 \quad 18 \quad 7 \end{array} \right\} \end{array}$



Степень окисления



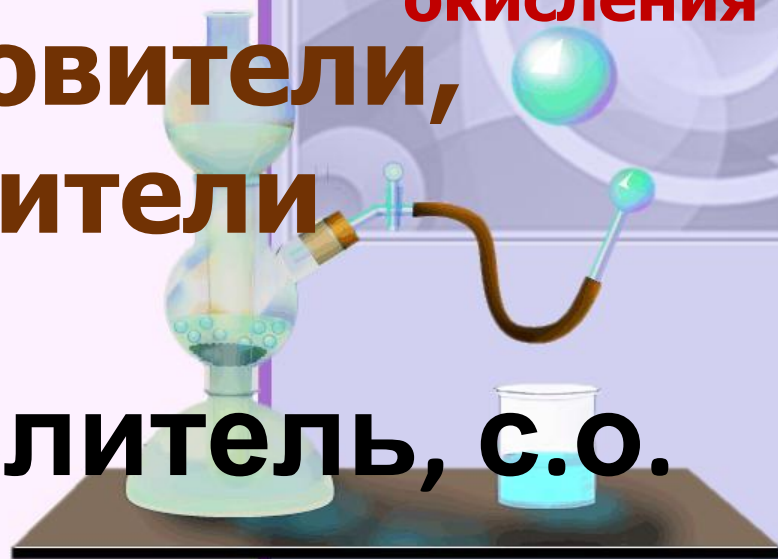
**Низшая
степень
окисления**

**Высшая
степень
окисления**

**И восстановители,
и окислители**

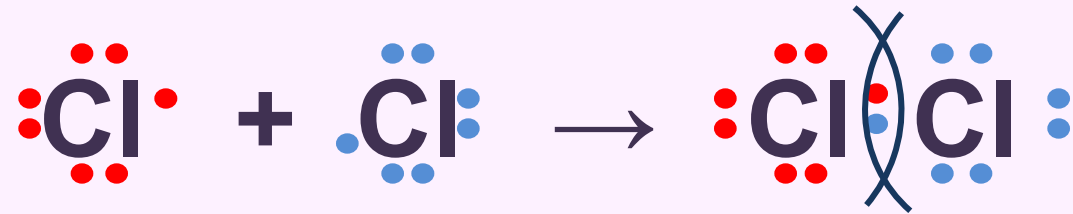
F – только окислитель, с.о.

-1

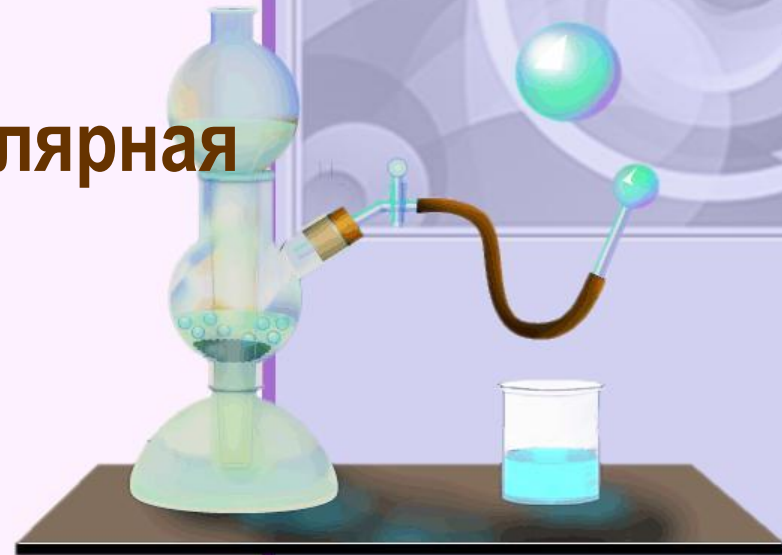


Строение молекул

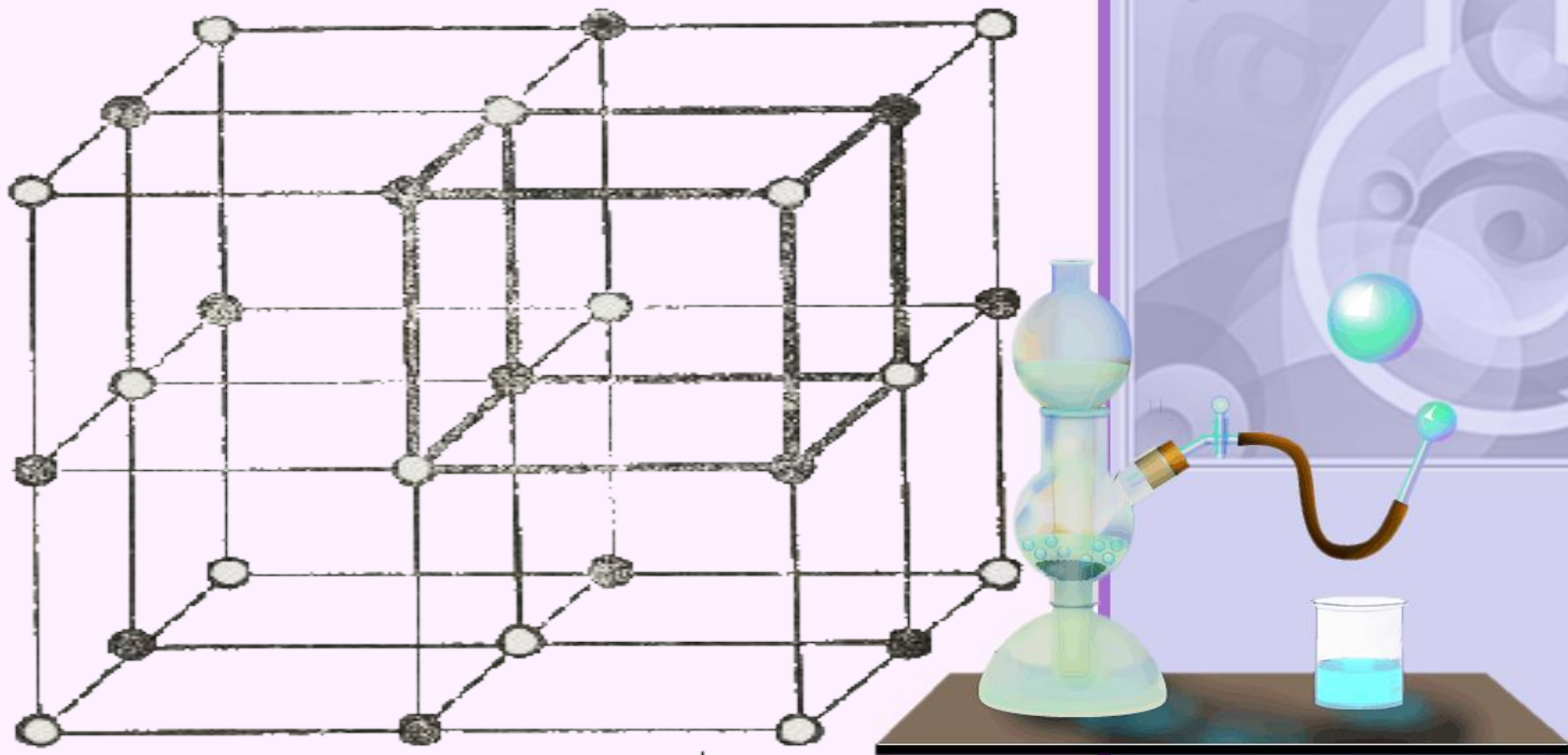
- Молекулы галогенов состоят из двух атомов



- Связь – ковалентная неполярная



В твердом состоянии фтор, хлор, бром, йод имеют **молекулярные** кристаллические решётки.



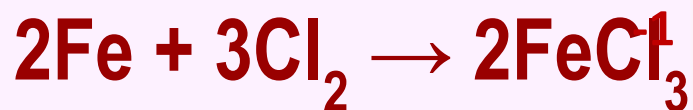
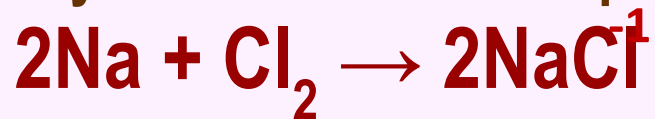
Простые вещества - галогены

Галоген	Агрегатное состояние	цвет	запах
F_2 	газ	Светло-жёлтый	Резкий. раздражающий
Cl_2 	газ	Жёлто-зелёный	Резкий удушающий
Br_2 	Жидкость	Красно-бурый	Сильный зловонный
I_2 	Твёрдое , способное к возгонке	Тёмно-серый, с металлическим блеском	резкий

Химические свойства

1. Взаимодействие с металлами

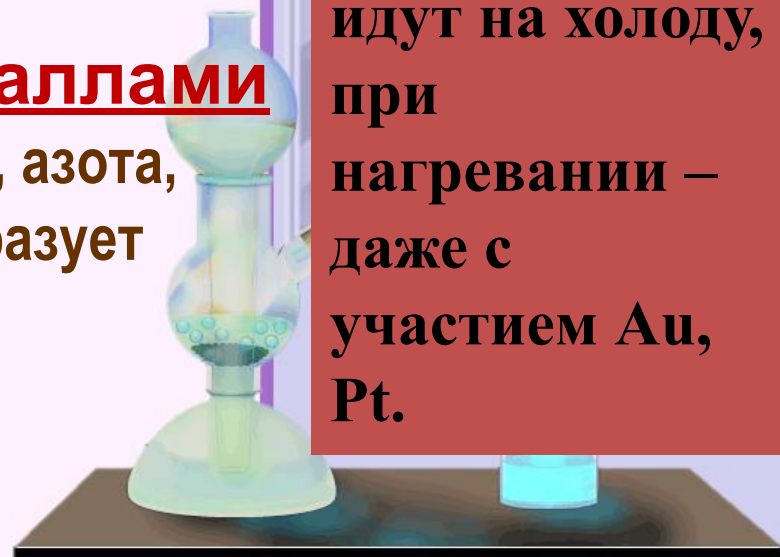
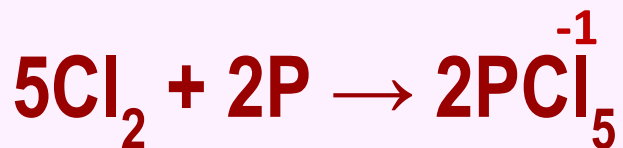
Хлор непосредственно реагирует почти со всеми металлами (с некоторыми только в присутствии влаги или при нагревании):



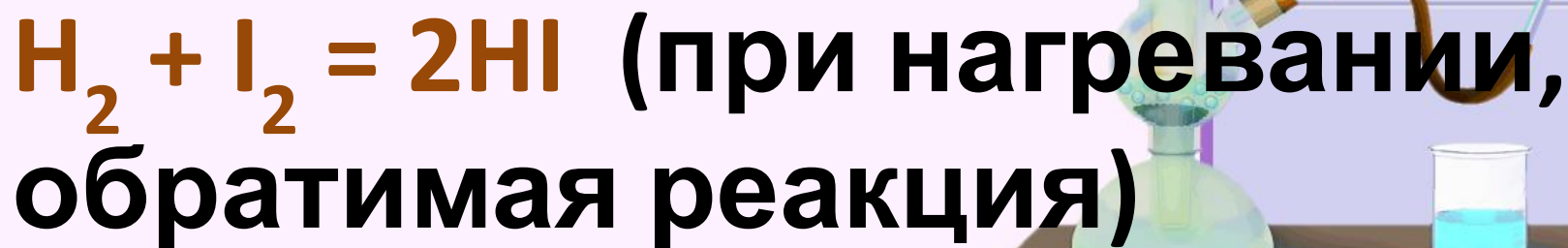
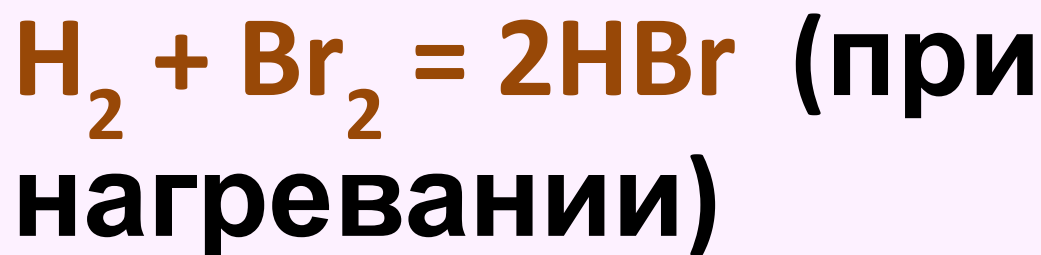
F_2 -наиболее реакционноспособен, реакции идут на холоду, при нагревании – даже с участием Au, Pt.

2. Взаимодействие с неметаллами

С неметаллами (кроме углерода, азота, кислорода и инертных газов), образует соответствующие хлориды.

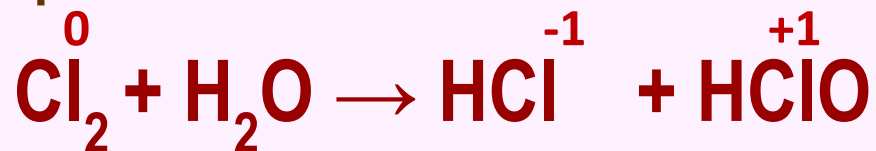


4. Взаимодействие с водородом



3. Взаимодействие с водой

с образованием смеси кислот



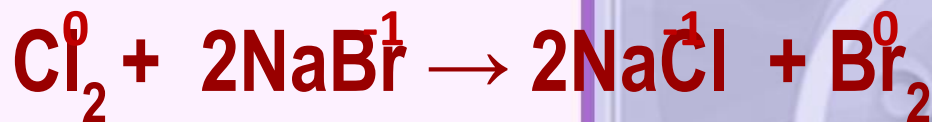
соляная

хлорноватистая



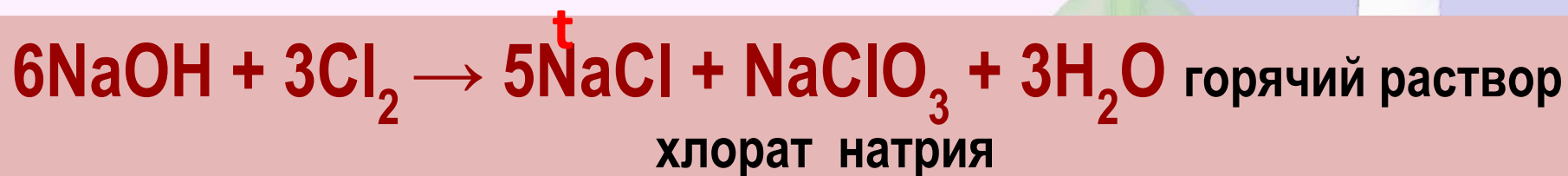
4. Взаимодействие с солями других галогенов

более активные галогены вытесняют менее активные из растворов их солей



5. Взаимодействие с растворами щелочей

с образованием солей



Историческая справка

Слово «галогены» (“halogen”) ввел шведский химик Й.Я.Берцелиус

галогены (греч. *hals* – соль, *gen* – рождаю)

1886 – открыт фтор
(Анри Муассан, фр. химик,
Нобелевская премия)

Фтор (греч. *phthoros* –
разрушение)



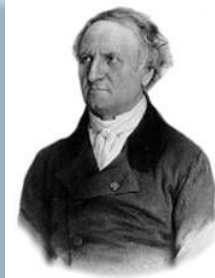
1774 – открыт хлор (Карл
Шееле,
шведский химик)

Хлор (греч. *khloros* –
бледно-зеленый)



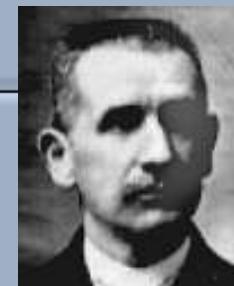
1826 – открыт бром
(Антуан Балар, фр. химик)

Бром (греч. *bromos* –
зловонный)



1811 – открыт йод (Бернар
Куртуа,
фр. химик)

Иод (греч. *iodes* – фиолетовый)



1940 – открыт астат (Д. Корсон,
К. Р. Маккензи, Э. Сегре,
калифорнийский университет в
Беркли)

2009—2010 – открыт элемент №117
(унунсептий) (Объединённый институт
ядерных исследований в Дубне,
Россия)

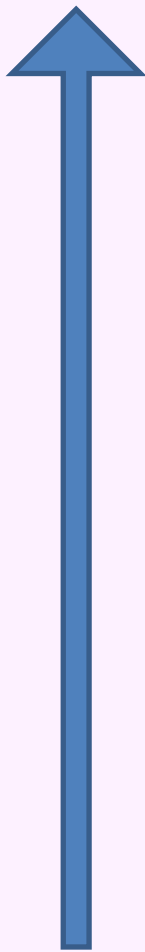
Соединения галогенов:

1. Галогеноводороды

соединение	формула	модель	$t_{\text{плав}}$ °C	$t_{\text{кип}}$ °C
фтороводород	HF		-83,4	19,5
хлороводород	HCl		-114,2	-85,1
бромоводород	HBr		-86,9	-66,8
йодоводород	HI		-50,8	-35,4

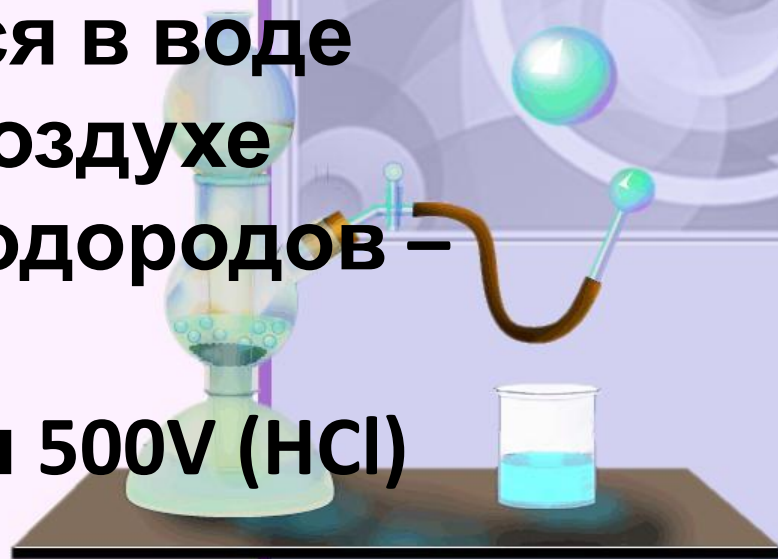
Прочность
связи H-Hal

Длина
связи H-Hal

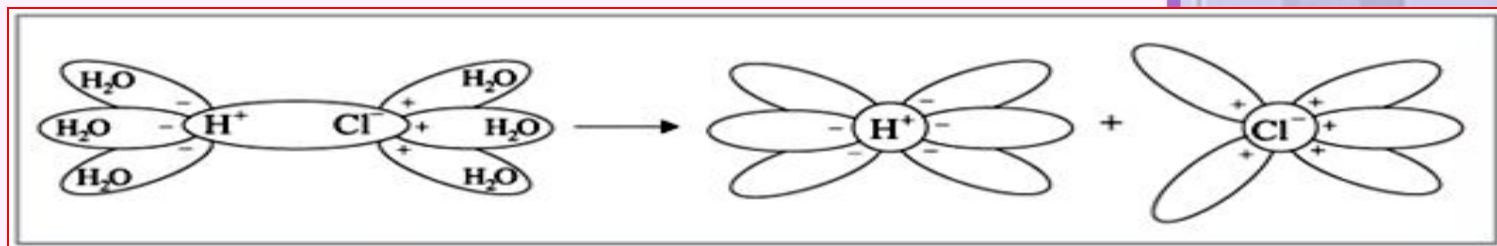


Физические свойства галогеноводородов

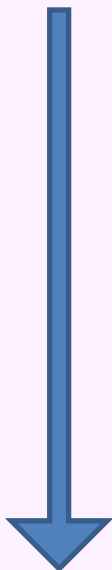
- 1) **Бесцветные газы (HF при $t < 19,5$ °C – жидкость)**
- 2) **С резким запахом**
- 3) **Токсичны**
- 4) **Хорошо растворяются в воде**
- 5) **Дымят во влажном воздухе**
- 6) **Растворы галогеноводородов – кислоты**
1V (H₂O) растворяется 500V (HCl)



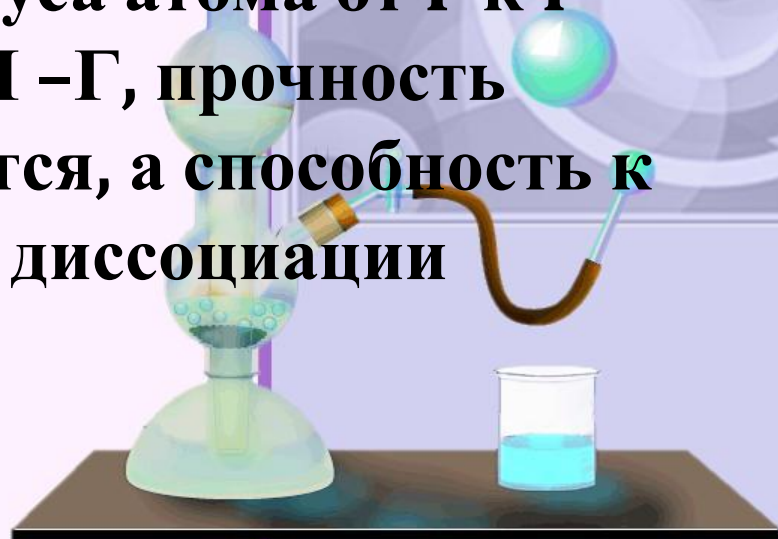
Галогеноводородные КИСЛОТЫ



HF
HCl
HBr
HI

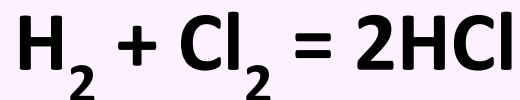


Сила кислот усиливается, так как с увеличением радиуса атома от F к I растет расстояние H – Г, прочность молекул уменьшается, а способность к электролитической диссоциации увеличивается.

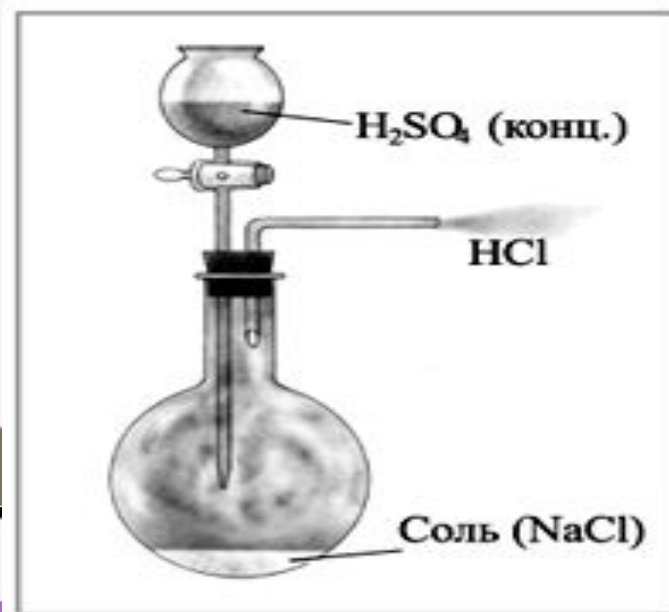


Получение хлороводорода

- 1) В промышленности: синтезом из водорода и хлора:



- 2) В лаборатории:



Соляная кислота

Физические свойства: бесцветная,
дымящая на воздухе жидкость,
тяжелее воды

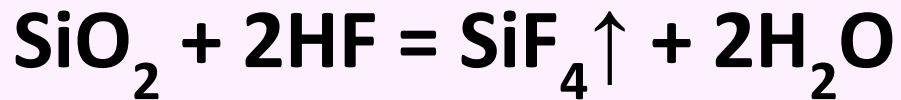
Химические свойства:
Типичная кислота

С какими веществами
взаимодействуют кислоты?



Плавиковая кислота

Используют для изготовления надписей и рисунков на стекле



Травление или сатинирование

Эту технологию начали использовать в 1771 г. с открытием плавиковой кислоты. Сама эта кислота делает стекло блестящим, а ее газы - матовым. Травить можно всю поверхность полностью (при этом она остается гладкой) или выборочно (только рисунок).



Качественные реакции на галогенид-ионы

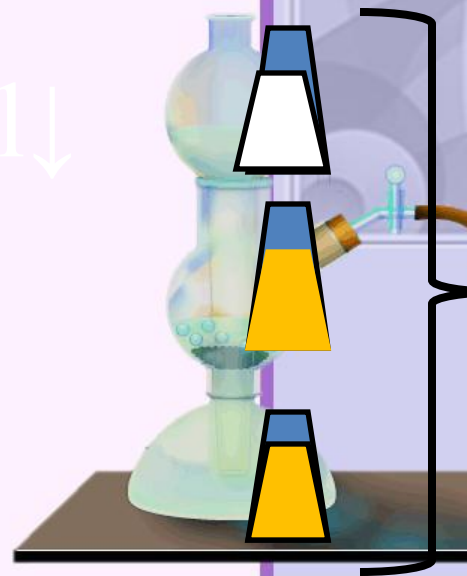
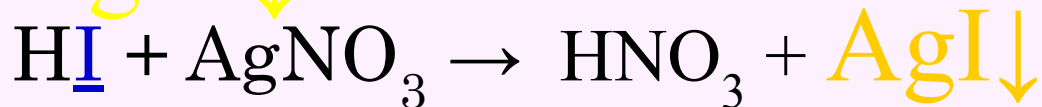
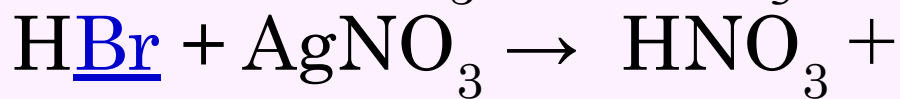
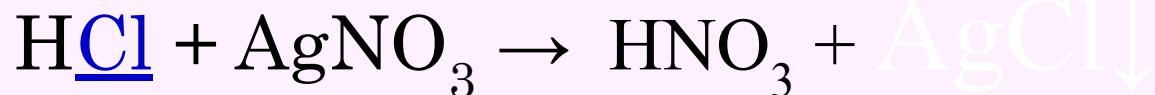
Вещество, при реакции с которым **HCl** даст осадок

1. CuSO_4

4. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$

2. NaOH

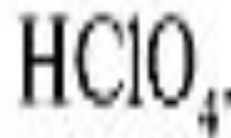
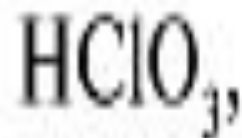
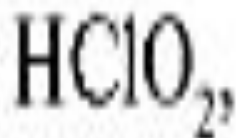
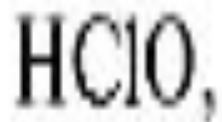
3. AgNO_3



К
А
Ч
Е
С
Т
В
Е
Н
Н
Ы
Е
Р
Е
А
К
Ц
И
И

Оксиды и гидроксиды

Оксид	Гидроксид	Название гидроксида	Название кислотного остатка
Cl_2O	HClO	Хлорноватистая кислота	Гипохлорит
Cl_2O_3	HClO_2	Хлористая кислота	Хлорит
Cl_2O_5	HClO_3	Хлорноватая кислота	Хлорат
Cl_2O_7	HClO_4	Хлорная кислота	Перхлорат



Кислотные свойства усиливаются,
окислительные свойства ослабевают

Распространенность в природе



Плавиковый шпат - флюорит CaF_2



галит NaCl



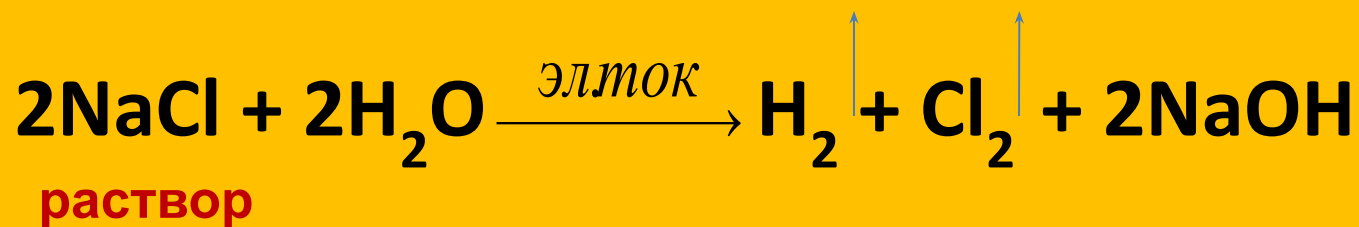
**СИЛЬВИН
 KCl**



**СИЛЬВИНИТ
 $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$**

Получение галогенов:

F_2 и Cl_2 в промышленности получают электролизом расплавов или растворов их солей:



Cl_2 в лаборатории получают:



F

Кости, зубы, обмен веществ в железах, мышцах и нервных клетках

Cl

Стимулирует обмен веществ, рост волос, придает бодрость и силу. Содержится в плазме крови. HCl в желудочном соке

Биологическое значение

Br

Регуляция нервных процессов.

Накапливается в

морских водорослях

I

Выработка гормона щитовидной железы, который регулирует мускульное возбуждение, биение сердца, аппетит, пищеварение, работу мозга. Йодной настойкой обрабатывают раны.

**Тефлон
Фреон**

**Применение
фтора**

**Заменитель
крови**

**Наз AlF_6 –
производство
алюминия**

**Окислитель
ракетного
топлива**

**Фториды
в зубных
пастах**

**Дезинфекция
воды**

**Органические
растворители**

Отбеливатели

**Лекарственные
препараты**

**Применение
хлора**

**Хлорирование
органических
веществ**

**Производство
НСІ**

**Получение
неорганических
хлоридов**

**Получение
брома, йода**



**Лекарственные
препараты**

**Дезинфекция
одежды**

**Применение
йода**

Фотография

Красители

Электролампы



Домашнее задание: П.19,
№3-4
П.20, №1-3



**Спасибо за
внимание!**

