

Галогены

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.).



Галогены в природе

- В свободном виде не встречаются



Флюорит
 CaF_2

Галит NaCl



Галогены в природе

Сильвинит
 $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$



Галогены в природе

- Иод — элемент редкий

Иодиды в морской воде

- 20 — 30 мг на тонну морской воды

**В живых организмах, больше всего
в водорослях**

- 5 кг на тонну высушенной морской капусты (ламинарии)

Строение атомов

Фтор	F	<p>+9 2 7</p>	$2s^2 2p^5$	0, -1
Хлор	Cl	<p>+17 2 8 7</p>	$3s^2 3p^5$	-1, 0, +1, +3, +5, +6, +7
Бром	Br	<p>+35 2 8 18 7</p>	$4s^2 4p^5$	-1, 0, +1, +3, +5, +7
Иод	I	<p>+53 2 8 18 18 7</p>	$5s^2 5p^5$	-1, 0, +1, +3, +5
Аста т	At	<p>+85 2 8 18 32 18 7</p>	$6s^2 6p^5$	

Неметаллы

I II III IV V VI VII

1



1. Уменьшение радиусов атомов.

2

2. Увеличение электроотрицательности.

3

3. Увеличение окислительной способности атомов.

4

4. Усиление неметаллических свойств простых веществ.

5

6

5. Усиление кислотных свойств высших оксидов и гидроксидов.



Физические свойства

Галоген	Агрегатное состояние	Цвет	Температура кипения	Температура плавления
F_2	Газ	Светло-зелёный	-188	-219,6
Cl_2	Газ	Желто-зелёный	-34	-101
Br_2	Жидкость	Красно-коричневая	59,2	-7,3
I_2	Кристаллы	Тёмно-фиолетовые с металл. блеском	185,5	113,6

Фтор

F

9

18,998



7

2

- Название "фтор" (от греческого phthoros - разрушение, гибель)
- В свободном состоянии фтор был получен 26 июня 1886 г. французским химиком Муассаном.

- Это зеленовато-желтый газ, немного тяжелее воздуха, с характерным запахом и необыкновенной химической активностью.
- Ни один из химических элементов не принес химикам столько трагических событий, как фтор.



Cl

17

35,453

7

8

2



Хлор

○ Хлор был открыт шведским химиком Карлом Шееле в 1774 г.

- в 1810 году сэр Гемфри Дэви назвал газ "хлорином" (Chlorine), от греческого "зелёный".
- Этот термин используется в английском языке,

а в других языках закрепилось название "хлор".

- Газ желто-зеленого цвета с резким запахом, ядовит
- в 2,5 раза тяжелее воздуха
- в 1 объеме воды при 20 °C растворяется около 2 объемов хлора



Br

35

79,9

7

18

8

2



Бром

- от греч. bromos – зловоние
- единственный неметалл, жидкий при комнатной температуре

- тяжелая красно-бурая жидкость с неприятным запахом
- пары брома имеют желто-бурый цвет
- при температуре $-7,25^{\circ}\text{C}$ бром затвердевает, превращаясь в красно-коричневые игольчатые кристаллы со слабым металлическим блеском



Иод

I
126,9



53

7

18

18

8

2

- от греч. *iodes*—имеющий фиалковый цвет
- в парообразное состояние переходит при комнатной t° , не плавясь (сублимация);
- пары -фиолетового цвета

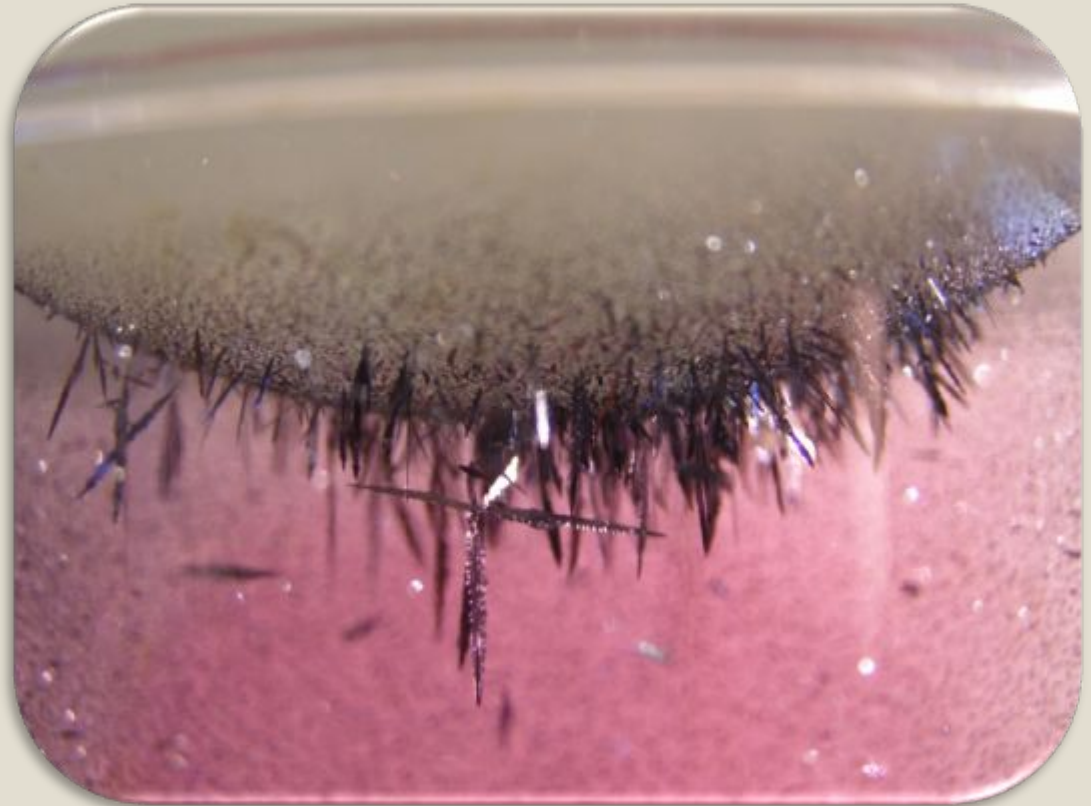
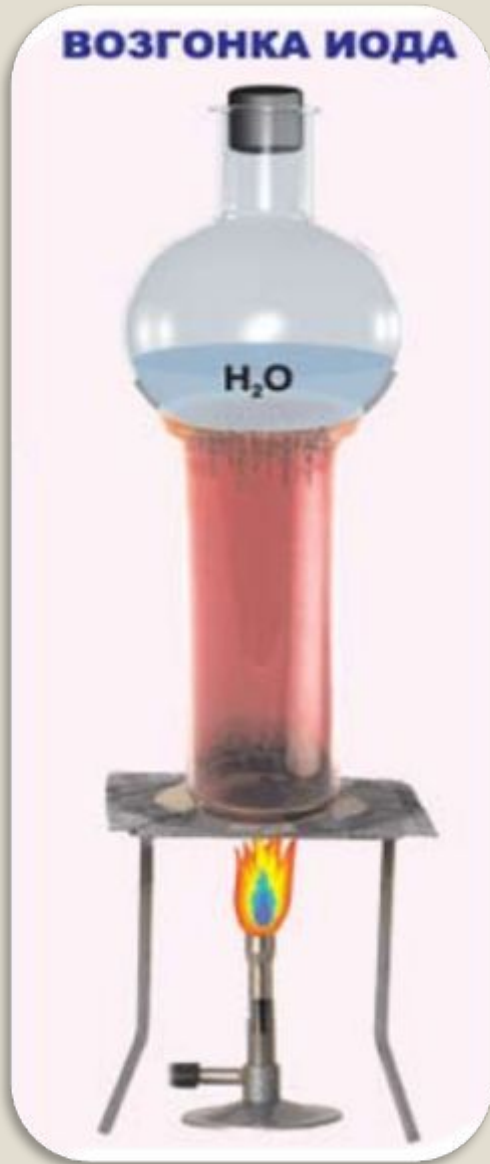
Иод был открыт в 1811 г. Куртуа в золе морских водорослей, а с 1815 г. Гей-Люссак стал рассматривать его как химический элемент

Известны 37 изотопов иода с массовыми числами от 108 до 144.



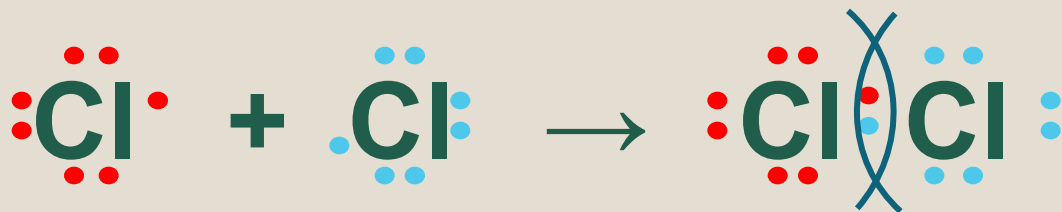
Сублимация иода

- Превращение в пары, минуя жидкое состояние



Строение молекул

- Молекулы галогенов состоят из двух атомов.



- Связь – ковалентная неполярная

Химические свойства

- Галогены – типичные окислители



- Окислительные и неметаллические свойства атомов уменьшаются от фтора к иоду



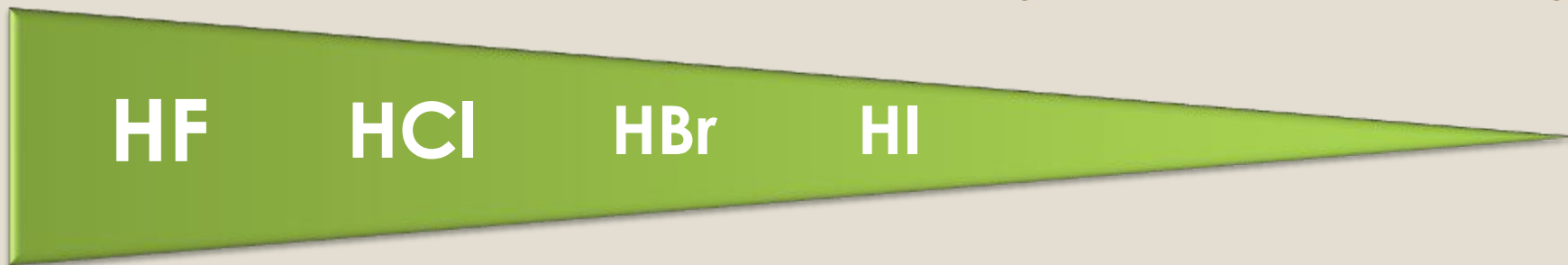
Сравнение окислительных свойств

Фтор	F	 +9 2 7 ← e ⁻			
Хлор	Cl	 +17 2 8 7 ← e ⁻			
Бром	Br	 +35 2 8 18 7 ← e ⁻			
Иод	I	 +53 2 8 18 18 7 ← e ⁻			
Астат	At	 +85 2 8 18 32 18 7 ← e ⁻			

Восстановительные свойства ионов

○ Ионы галогенов являются типичными восстановителями

- С водородом галогены образуют летучие водородные соединения
- Устойчивость галогеноводородов уменьшается в ряду:



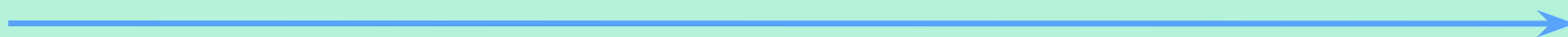
- Сила галогеноводородных кислот увеличивается в ряду:



Соединения галогенов

Галогеноводородные кислоты

HF р-р	HCl р-р	HBr р-р	HI р-р
Фторово- дородная (плавиковая)	Хлорово- дородная (соляная)	Бромово- дородная	Йодово- дородная
Соли: фториды	Соли: хлориды	Соли: бромиды	Соли: иодиды



Увеличение длины связи и радиуса атома галогена, усиление кислотных св-в; $\text{HI}_{\text{p-p}}$ –

**самая сильная из всех
галогеноводородных к-т**

PH_3 – H_2S – HCl

Усиление кислотных св-в.

Чем больше радиус атома неМе и меньше атомов Н вокруг него в водородном соединении, тем меньше нужно затратить Е для разрыва связи неМе-Н и тем сильнее кислотные свойства

Таблица 30. Способы получения галогеноводородов

Способ получения	Уравнения реакций	Примечания
Прямой синтез	$\text{H}_2 + \text{F}_2 = 2\text{HF}$ $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$ $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$	В промышленности – только синтез HCl; синтез HF – со взрывом
Вытеснение из солей	$\text{CaF}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{CaSO}_4 + 2\text{HF} \uparrow$ $\text{NaCl}(\text{тв.}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) =$ $= \text{NaHSO}_4 + \text{HCl} \uparrow$ $\text{KBr}(\text{тв.}) + \text{H}_3\text{PO}_4(\text{конц.}) =$ $= \text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{HBr} \uparrow$	Лабораторный способ. Газообразные продукты получают при отсутствии воды. Для HBr и HI не используют H ₂ SO ₄ (конц.), т. к. в этом случае Br ⁻ и I ⁻

Таблица 29. Качественные реакции на галогенид-ионы (кроме F⁻)

Галогенид-анион	Ag ⁺	Pb ²⁺	Cl ₂ + органический растворитель	Растворимость продукта реакции
Cl ⁻	AgCl ↓ (белый)	PbCl ₂ ↓ (белый)	—	AgCl нерастворим в кислотах, растворим в NH ₃ · H ₂ O
Br ⁻	AgBr ↓ (желтоватый)	PbBr ₂ ↓ (белый)	Br ₂ (органический растворитель — оранжевый)	AgBr нерастворим в кислотах, растворим в избытке NH ₃ · H ₂ O
I ⁻	AgI ↓ (жёлтый)	PbI ₂ ↓ (ярко-жёлтый)	I ₂ (органический растворитель — фиолетовый; с крахмалом — синее окрашивание)	AgI нерастворим в кислотах и NH ₃ · H ₂ O

Химические свойства галогеноводородов

Основания	$\text{HBr} + \text{NaOH} = \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$
Оснóвные оксиды	$2\text{HCl} + \text{MgO} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Соли	$\text{HCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl} \downarrow + \text{HNO}_3$ $2\text{HBr} + \text{K}_2\text{CO}_3 = 2\text{KBr} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$

Окислители	$4\text{HCl}(\text{конц.}) + \text{MnO}_2 = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{HI} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = \text{I}_2 + 2\text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$ $2\text{HI} + \text{O}_2 = \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$	Восстановительные свойства в ряду $\text{HF} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{HBr} \rightarrow \text{HI}$ усиливаются
Металлы	$2\text{HCl} + \text{Fe} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$ $2\text{HBr} + \text{Zn} = \text{ZnBr}_2 + \text{H}_2 \uparrow$	Металлы левее водорода в ряду напряжений металлов

<p>Оксид кремния (IV)</p>	$\text{SiO}_2 + 4\text{HF}(\text{г.}) = \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{SiO}_2 + 6\text{HF}(\text{р-р}) = \text{H}_2\text{SiF}_6 + 2\text{H}_2\text{O}$	
<p>Стекло $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$</p>	$\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2 + \text{HF}(\text{р-р}) \rightarrow$ $\rightarrow \text{Na}_2\text{SiF}_6 + \text{CaSiF}_6 + \text{H}_2\text{SiF}_6 + \text{H}_2\text{O}$	<p>HF нельзя хранить в стеклянной посуде</p>

Кислородсодержащие кислоты хлора

HClO_{+1}	HClO_{+32}	HClO_{+53}	HClO_{+74}
хлорноватистая	хлористая	хлорноватая	хлорная
Соли: гипохлориты	Соли: хлориты	Соли: хлораты	Соли: перхлораты

Усиление кислотных свойств

Таблица 31. Кислородсодержащие кислоты хлора

Степень окисления хлора	Формула		Название		Сила кислоты
	молекулярная	графическая	кислоты	аниона	
+1	HClO	$\text{Cl}-\text{OH}$	Хлорноватистая	Гипохлорит	Слабая
+3	HClO_2	$\text{O}=\text{Cl}-\text{OH}$	Хлористая	Хлорит	Слабая
+5	HClO_3	$\begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O}=\text{Cl}-\text{OH} \end{array}$	Хлорноватая	Хлорат	Сильная
+7	HClO_4	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O}=\text{Cl}-\text{OH} \\ \parallel \\ \text{O} \end{array}$	Хлорная	Перхлорат	Очень сильная

Химические свойства

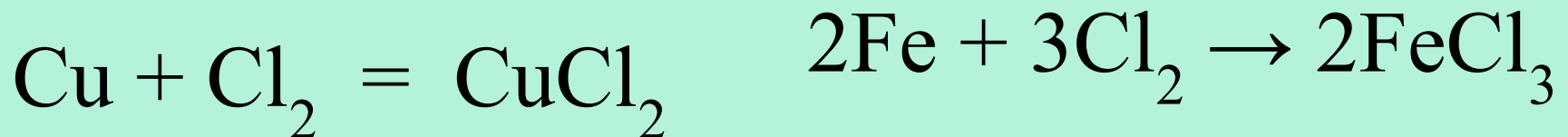
1. Взаимодействие с неметаллами:



$\text{O}_2 + \text{Hal}_2$ = реакция не идет (кроме фтора)
кроме углерода, азота, кислорода и инертных газов. (фтор исключение)

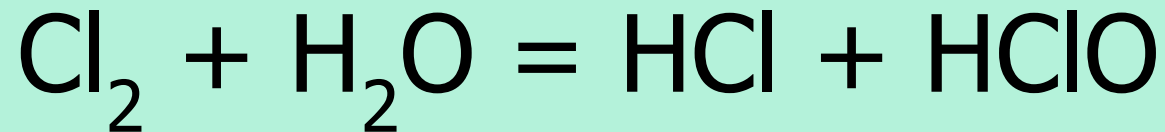
2. Взаимодействие с металлами:

Хлор непосредственно реагирует с большинством металлов (с некоторыми только в присутствии влаги или при нагревании):

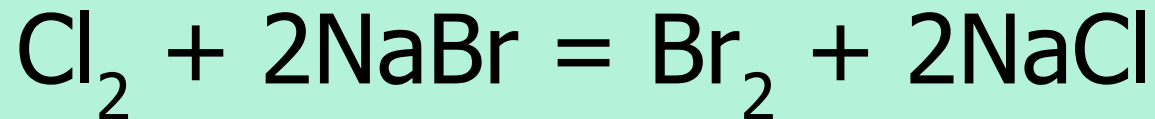


Химические свойства хлора

3. Взаимодействие с водой:

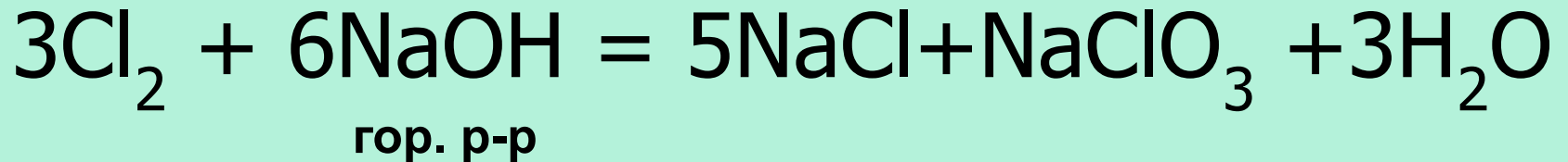
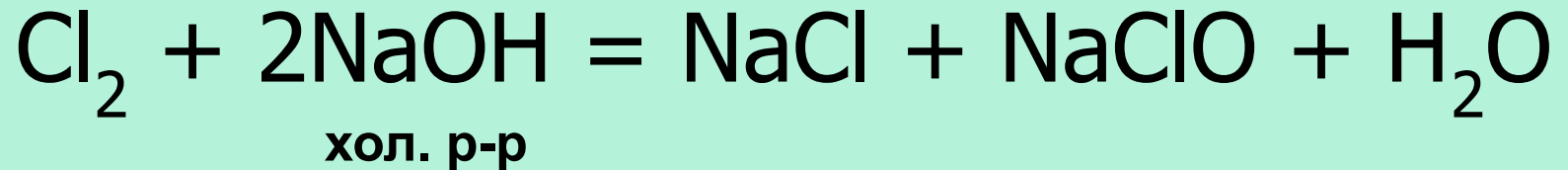


4. Взаимодействие с солями других галогенов



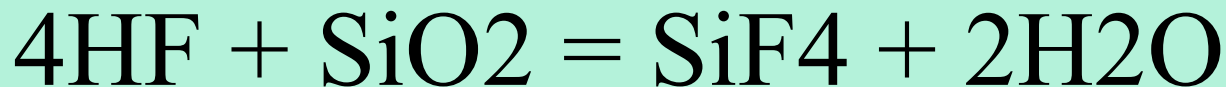
**Более активный галоген может вытеснить
менее
активный из его соли**

5. Взаимодействие со щёлочами:



Реакция самоокисления и самовосстановления
(Диспропорционирования)

HO₂F как кислота не существует



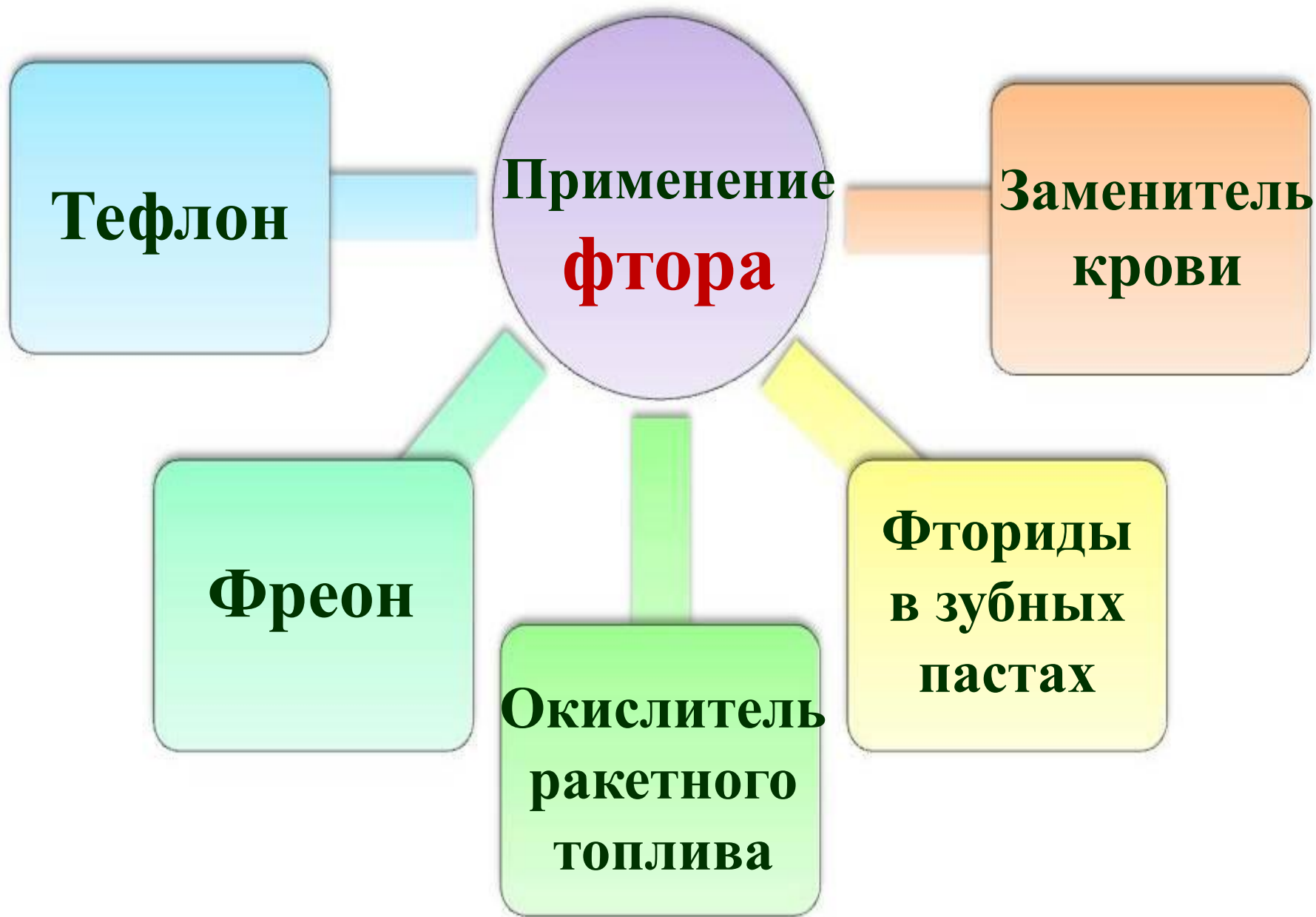
Получение хлора

1. В промышленности: электролиз расплава или раствора хлорида натрия



2. В лаборатории:





**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

