



**Тема урока:**

**Общая характеристика  
элементов VII группы  
главной подгруппы.  
Хлор.**

VII	
а	б
<b>F</b> 9 ФТОР 18,998	7 2
<b>Cl</b> 17 ХЛОР 35,453	7 16
<b>Mn</b> 25 МАРГАНЕЦ 54,938	7 16
<b>Br</b> 35 БРОМ 79,904	7 16
<b>Tc</b> 43 ТЕХНЕЦИЙ [99]	7 16
<b>I</b> 53 ИОД 126,905	7 16
<b>Re</b> 75 РЕНИЙ 186,207	7 16
<b>At</b> 85 АСТАТ [210]	7 16
<b>Bh</b> 107 БОРИЙ [262]	7 16

**Галогены** – элементы главной подгруппы VII группы ПСХЭ.

Общее название подгруппы «галогены», т.е. «рождающие соли».

Молекулы простых веществ – галогенов двухатомные:



Электронная формула:  $:\ddot{Cl}:\ddot{Cl}:$

Структурная формула:  $Cl - Cl$

# Нахождение в природе

Из-за высокой химической активности галогены в природе в свободном виде не встречаются.



$\text{CaF}_2$  плавиковый шпат

Соединения  
галогенов



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

$\text{NaCl}$  каменная соль



$\text{KIO}_3$ ,  $\text{KIO}_4$  в залежах  
селитры, в морских  
растениях



# Сравнение окислительных свойств

Фтор	<b>F</b>	$\begin{array}{c} \textcircled{+9} \\ \left. \begin{array}{l} \left. \left. \right) \right) \right) \leftarrow e^- \\ 2 \quad 7 \end{array} \right\} \end{array}$	<p>Радиус атома</p>	<p>Окислительные свойства</p>	<p>Неметаллические свойства</p>
Хлор	<b>Cl</b>	$\begin{array}{c} \textcircled{+17} \\ \left. \begin{array}{l} \left. \left. \left. \right) \right) \right) \right) \leftarrow e^- \\ 2 \quad 8 \quad 7 \end{array} \right\} \end{array}$			
Бром	<b>Br</b>	$\begin{array}{c} \textcircled{+35} \\ \left. \begin{array}{l} \left. \left. \left. \left. \right) \right) \right) \right) \right) \leftarrow e^- \\ 2 \quad 8 \quad 18 \quad 7 \end{array} \right\} \end{array}$			
Иод	<b>I</b>	$\begin{array}{c} \textcircled{+53} \\ \left. \begin{array}{l} \left. \left. \left. \left. \left. \right) \right) \right) \right) \right) \right) \leftarrow e^- \\ 2 \quad 8 \quad 18 \quad 18 \quad 7 \end{array} \right\} \end{array}$			
Астат	<b>At</b>	$\begin{array}{c} \textcircled{+85} \\ \left. \begin{array}{l} \left. \left. \left. \left. \left. \left. \right) \right) \right) \right) \right) \right) \right) \leftarrow e^- \\ 2 \quad 8 \quad 18 \quad 32 \quad 18 \quad 7 \end{array} \right\} \end{array}$			

# Химические свойства

## Строение атомов

галогенов:

F )2e )7e

Cl )2e )8e )7e

Br )2e ) 8e)18e )7e

I )2e )8e )18e )18e )7e

Окислительные и  
неметаллические  
свойства ослабевают  
т.к. увеличивается  $R_{\text{ат}}$

Галогены присоединяют один, недостающий электрон и проявляют *окислительные свойства*

*Галогены – типичные окислители и неметаллы*

$F_2$  – самый сильный окислитель

# Физические свойства

С увеличением относительной молекулярной массы:



- усиливается интенсивность окраски;
- повышается  $T_{пл}$  и  $T_{кип}$  ;
- увеличивается плотность.

Все галогены обладают резким запахом.

**ЯДОВИТЫ**

# 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.





# Хлор

Cl

17

35,45

7



3

8

2

- 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****7****79,9****18****8****2**

# Бром

 $^{79}\text{Br}$  (50,56%) $^{81}\text{Br}$  (49,44%)

- 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



53

7

18

18

8

2

126,



- от греч. *iodes*—имеющий фиалковый цвет
- в парообразное состояние переходит при комнатной  $t^\circ$ , 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

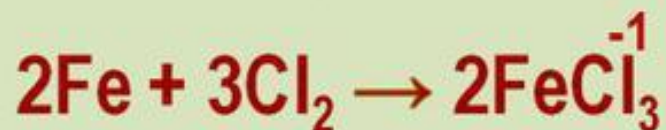
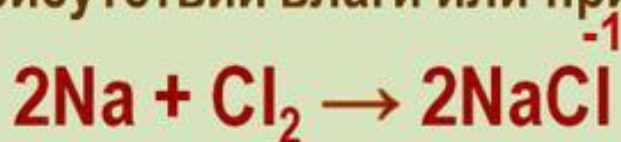
Известны 37 изотопов иода с массовыми числами от 108 до 144.



# Химические свойства

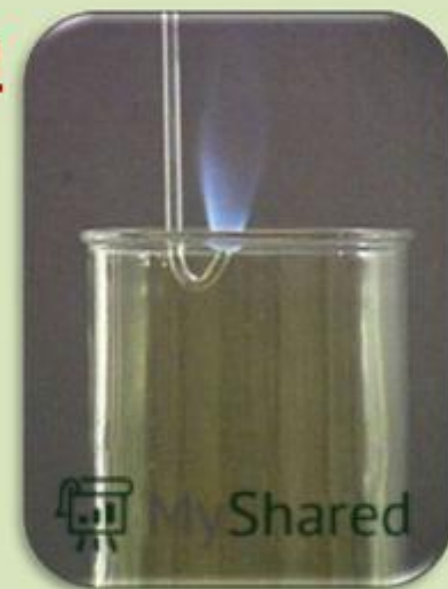
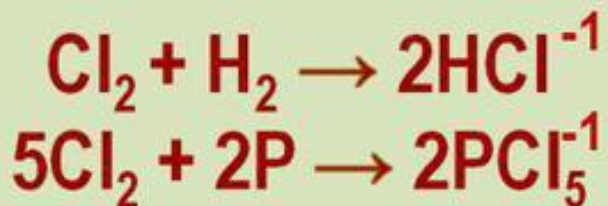
## 1. Взаимодействие с металлами

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



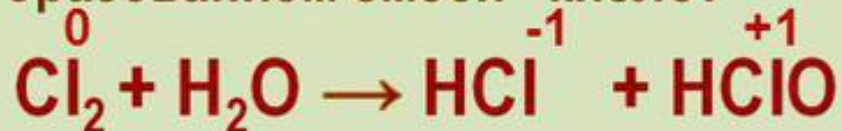
## 2. Взаимодействие с неметаллами

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



### 3. Взаимодействие с водой

с образованием смеси кислот

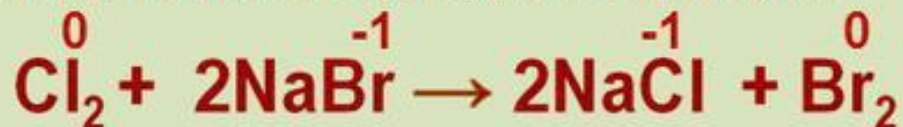


соляная

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



# Получение хлора

1. В промышленности: электролиз расплава или раствора хлорида натрия



1. В лаборатории:



# ПРИМЕНЕНИЕ ХЛОРА

Хлорирование воды

Получение средств  
для защиты  
растений

Получение хлорида  
олова и хлорида  
титана для дымовой  
завесы

**ХЛОР**

Беление тканей

Получение  
красителей

Получение средств  
для дезинфекции

Получение  
растворителей

Получение  
пластмасс

Беление бумаги

Получение  
синтетических  
волокон

- Хлор был одним из первых химических отравляющих веществ, использованных Германией в Первую мировую войну.



- На короткое время защитить органы дыхания от попадания в них хлора можно тряпичной повязкой, смоченной раствором сульфита натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  или тиосульфата натрия  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ .





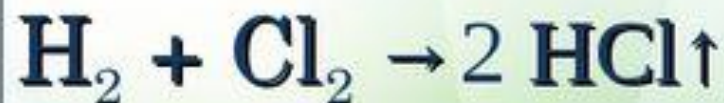
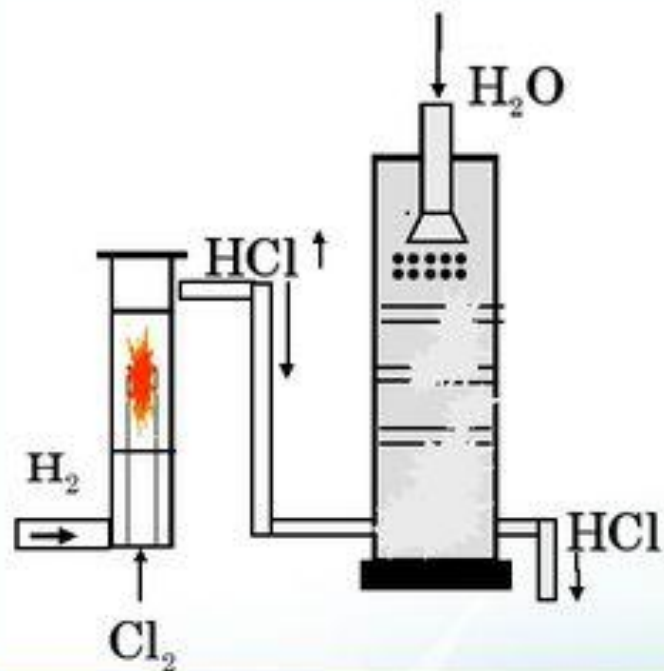
- **Хлор — токсичный газ, при попадании в лёгкие вызывает ожог лёгочной ткани, удушье.**
- **Раздражающее действие на дыхательные пути оказывает при концентрации в воздухе около 0,006 мг/л (т.е. в два раза выше порога восприятия запаха хлора).**
- **При работе с хлором следует пользоваться защитной спецодеждой, противогазом, перчатками.**



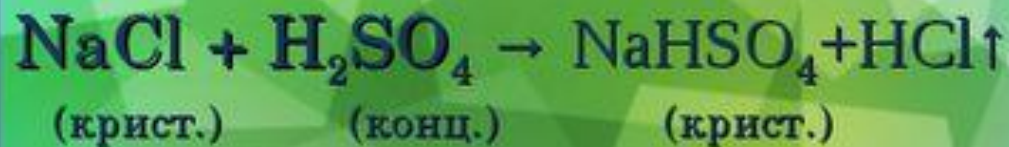
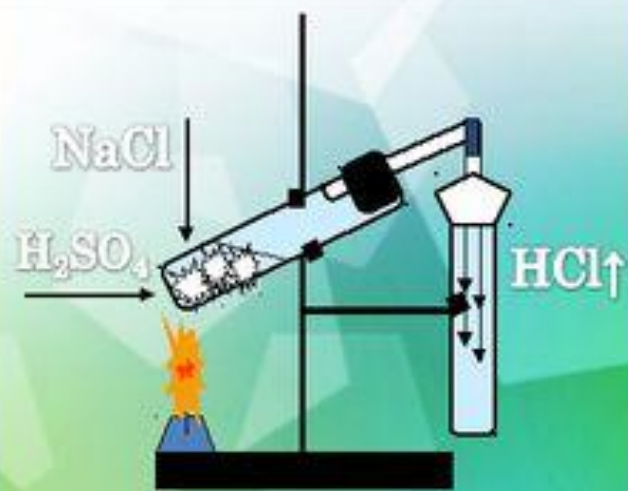
## Получение хлороводорода и соляной кислоты

### Промышленный способ:


*синтез из водорода и хлора*



### Лабораторный способ:



# Кислородсодержащие соединения хлора.

Кислота	С.о. хлора	Название кислоты	Название аниона	Сила кислоты ( $K_d$ )	Увеличен ие силы окислите ля
$\text{HClO}$	+1	Хлорноватис тая	гипохлори т	очень слабая ( $2,8 \cdot 10^{-8}$ )	
$\text{HClO}_2$	+3	Хлористая	хлорит	слабая ( $1,1 \cdot 10^{-2}$ )	
$\text{HClO}_3$	+5	Хлорноватая	хлорат	сильная ( $\sim 10$ )	
$\text{HClO}_4$	+7	Хлорная	перхлорат	очень сильная ( $10^{10}$ )	

# Соблюдение ТБ при работе с кислотами

- Не нюхать
- Не пробовать
- Чтобы не попадала в глаза
- Не разливать



Можно  
получить  
ожог  
слизистой  
оболочки



Разъедает  
кожу, ткань,  
бумагу,  
древесину,  
изменяет цвет

О любых проблемах  
сообщать преподавателю!!!!!!

## **Применение соляной кислоты и ее солей:**

Соляная кислота входит в состав желудочного сока и способствует перевариванию белковой пищи у человека и животных.

Хлороводород и соляная кислота используются для производства лекарств, красителей, растворителей, пластмасс.

## **Применение основных солей соляной кислоты:**

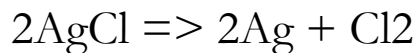
KCl - удобрение, используется также в стекольной и химической промышленности.

HgCl<sub>2</sub> - сулема - яд, используется для дезинфекции в медицине, для протравливания семян в сельском хозяйстве.

NaCl - поваренная соль - сырье для производства соляной кислоты, гидроксида натрия, водорода, хлора, хлорной извести, соды. Применяется в кожевенной и мыловаренной промышленности, в кулинарии и консервировании.

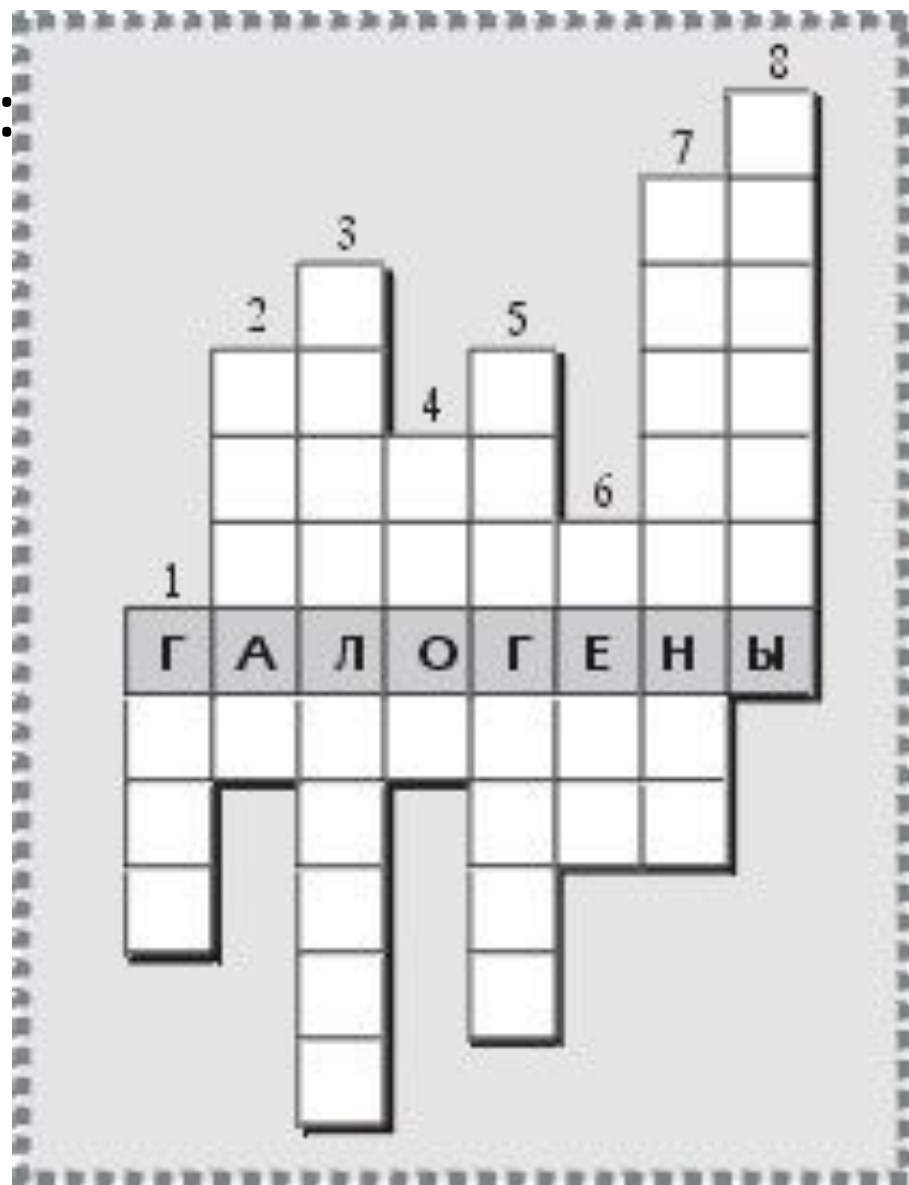
ZnCl<sub>2</sub> - для пропитки древесины против гниения, в медицине, при паянии.

AgCl - применяется в черно-белой фотографии, так как обладает светочувствительностью - разлагается на свету с образованием свободного серебра:



# Домашнее задание:

- Выполнить кроссворд



# Вопросы

- По вертикали:
- 1. Агрегатное состояние первых двух представителей галогенов при нормальных условиях. 2. Самый тяжелый галоген, полученный искусственно в 1940 г. с помощью ядерной реакции. Обнаружен в природе в 1943 г. По свойствам близок к йоду. 3. Наиболее характерное свойство галогенов – присоединение электрона, отдаваемого металлами. Поэтому о них говорят: «Галогены – сильные...» 4. Самый химически активный галоген. Впервые получен в 1886 г. А.Муассаном (Франция). 5. Переход из твердого состояния непосредственно в пар, способный превращаться в твердое тело, минуя стадию жидкого состояния. Легко осуществляется для йода. Используется для очистки веществ. 6. Количество электронов на внешнем энергетическом уровне в атомах галогенов. 7. Значение слова «бром» в переводе с греческого языка на русский. 8. Название солей, которые получают в результате взаимодействия хлора с металлами; соли хлороводородной кислоты.