



Тема урока:

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

VII	
а	б
F 9 ФТОР 18,998	7 2
Cl 17 ХЛОР 35,453	7 2, 8, 7
Mn 25 МАРГАНЕЦ 54,938	2, 8, 13, 2, 2
Br 35 БРОМ 79,904	2, 8, 18, 7, 2
Tc 43 ТЕХНЕЦИЙ [99]	2, 13, 18, 2, 2
I 53 ИОД 126,905	2, 18, 18, 7, 2
Re 75 РЕНИЙ 186,207	2, 13, 32, 18, 8, 2
At 85 АСТАТ [210]	2, 18, 32, 18, 7, 2
Bh 107 БОРИЙ [262]	2, 13, 32, 32, 16, 8, 2

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.



CaF_2 плавиковый шпат

Соединения
галогенов



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

NaCl каменная соль



KIO_3 , KIO_4 в залежах селитры, в морских растениях



Сравнение окислительных свойств

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

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}Br (50,56%) ^{81}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° , 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

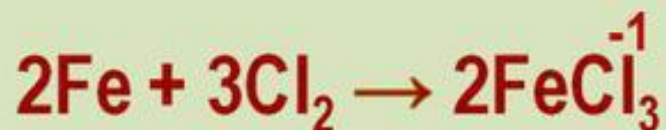
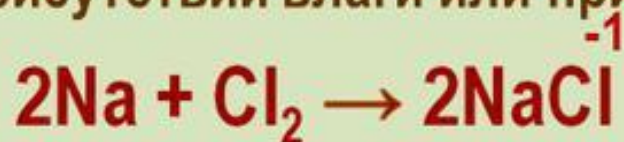
Известны 37 изотопов иода с массовыми числами от 108 до 144.



Химические свойства

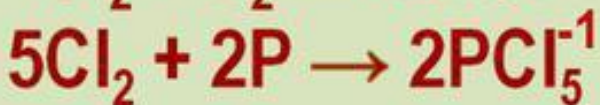
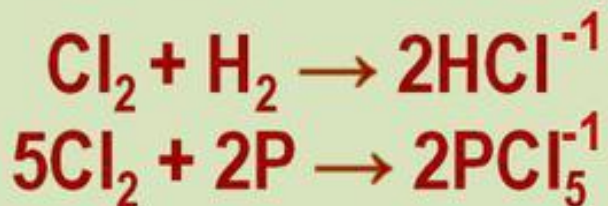
1. Взаимодействие с металлами

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



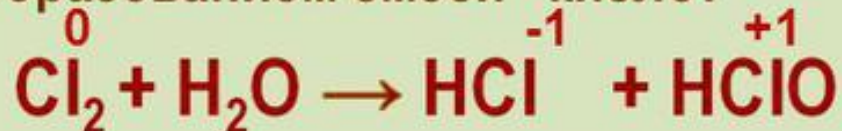
2. Взаимодействие с неметаллами

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



3. Взаимодействие с водой

с образованием смеси кислот

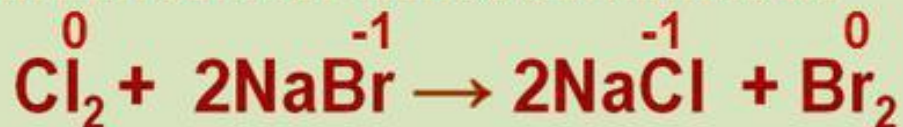


соляная

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 Na_2SO_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.**



Кислородсодержащие соединения хлора.

Кислота	С.о. хлора	Название кислоты	Название аниона	Сила кислоты (K_d)	Увеличение силы окислителя
HClO	+1	Хлорноватистая	гипохлорит	очень слабая ($2,8 \cdot 10^{-8}$)	↓
HClO_2	+3	Хлористая	хлорит	слабая ($1,1 \cdot 10^{-2}$)	
HClO_3	+5	Хлорноватая	хлорат	сильная (~ 10)	
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:

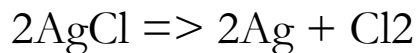
KCl - удобрение, используется также в стекольной и химической промышленности.

HgCl₂ - 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.

ZnCl₂ - 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.