

Галогены

*Элементы 7 группы
главной подгруппы
периодической системы*

Фтор F

Хлор Cl

Бром Br

Иод I

Астат At

(от греч. «halos (соль) и genes(образующий))

образующие соли

Открытие галогенов

- Фтор был открыт в 1866г. французским химиком Анри Муассаном (Нобелевская премия)
- фторос- разрушающий (греч.)
- Хлор был открыт в 1774г. шведским химиком Карлом Вильгельмом Шееле
- хлорос- жёлто-зелёны(греч.)
- Бром был открыт в 1826г, французским химиком А. Баларом
- бромос –зловонный (греч.)
- Иод был открыт Б. Куртуа
- иодэс- фиолетовый (греч.)



Нахождение в природе

- **Фтор.** содержание фтора в земной коре довольно велико и составляет 0,095% по массе Из-за высокой химической активности фтор в свободном виде, разумеется, не встречается. Важнейшие минералы фтора — это флюорит (плавиковый шпат), а также фторапатит $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$ и криолит Na_3AlF_6 .



Нахождение в природе.



● Хлор-Cl₂

каменная соль- NaCl



Нахождение в природе

- **Бром-Br₂**

- в аналогичных соединениях, вместе с хлором



Нахождение в природе

- **Иод- I_2**

- морская вода , водоросли, буровые ВОДЫ



Сходства и различия в строение атомов

элементы главной подгруппы 7 группы ПСХЭ

Название	Схема атома	r атома	ЭО
Фтор- $F...$	$+9)2)7$	0,072	4
Хлор- $Cl...$	$+17)2)8)7$	0,099	3
Бром- $Br...$	$+35)2)8)8)7$	0,114	2,8
Иод- $I...$	$+53)2)8)8)8)7$	0,133	2,5

Схема строения атома фтора

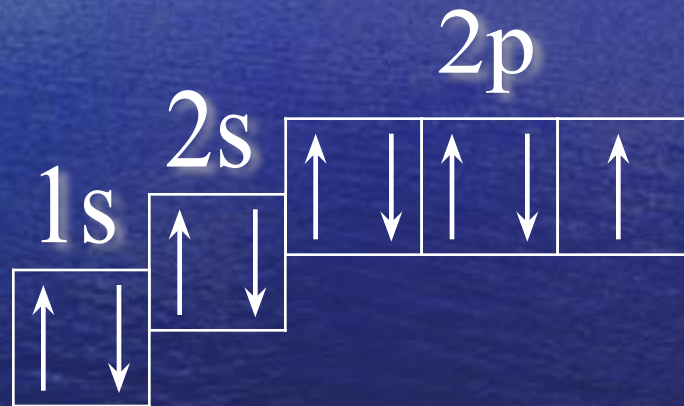
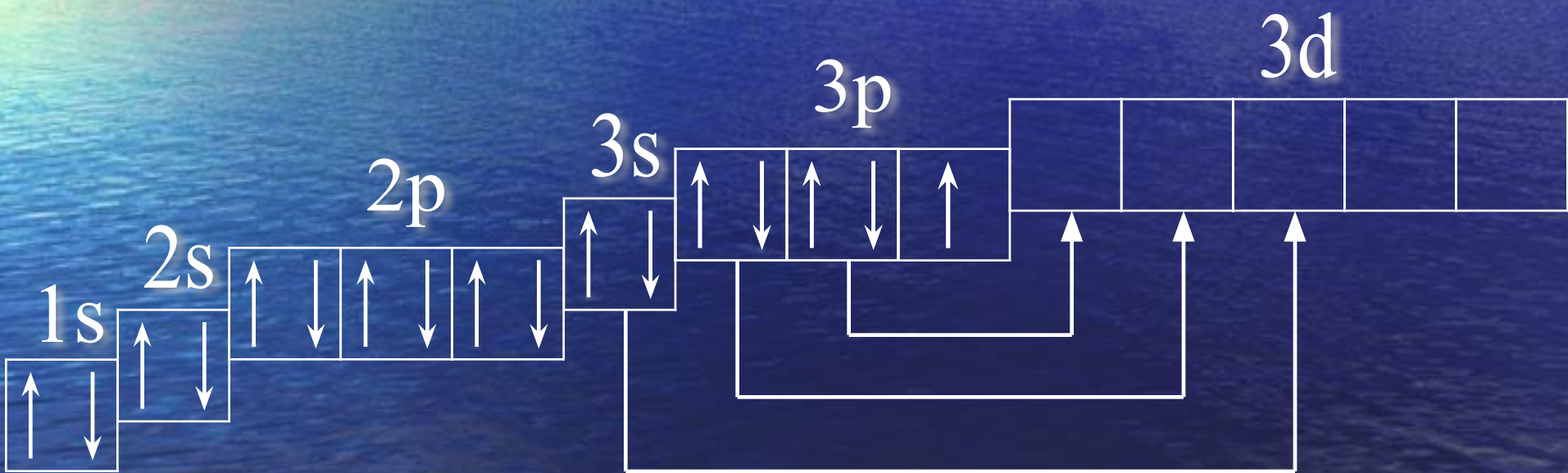


Схема строения атома хлора



Возможные степени окисления

- Фтор-F -1
- Хлор-Cl -1, +1, +3, +5, +7
- Бром-Br -1, +1, +3, +5, +7
- Иод-I -1, +1, +3, +5, +7

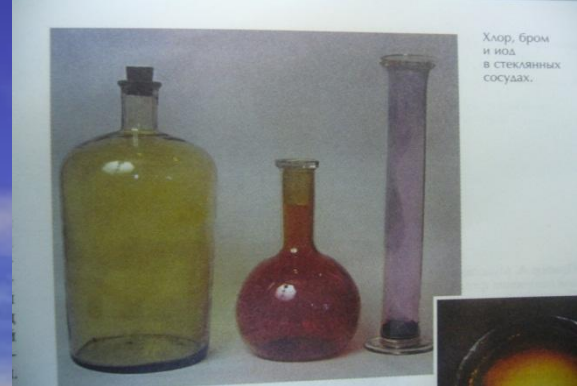
Строение простого вещества

- Молекулы всех галогенов состоят из двух атомов F_2 Cl_2 Br_2 I_2 .
- Связь в молекулах ковалентная неполярная $F-F$ $Cl-Cl$ $Br-Br$ $I-I$,
- молекулы неполярные
- образуют молекулярные кристаллические решетки(если вещество твердое).

Физические свойства галогенов

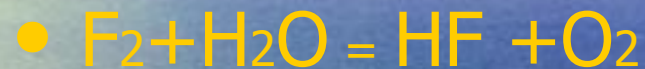
- а) С увеличением атомной массы уменьшается неметаллический характер элементов.
- б) С увеличением атомной массы окраска становится более темной.
- в) С увеличением атомной массы возрастает температура плавления и кипения

Ядовиты !



- ФТОР – ГАЗ(н.у.)
 - СВЕТЛО-ЖЁЛТЫЙ
 - Резкий раздражающий запах
- Хлор- газ (н.у.)
 - Жёлто-зелёный
 - Резкий удушающий запах
- Бром- Жидкость(н.у.)
 - Тёмно-бурый
 - Запах резкий зловонный
- Иод –твёрдое вещество
 - Цвет фиолетовый с металлическим блеском
 - Запах резкий
 - Возгоняется , т.е переходит в газообразное состояние, минуя жидкое

Cl₂ Br₂ J₂ - хорошо растворяются в воде, **кроме F₂**, который разлагает воду



- Расставьте степени окисления
- Укажите окислитель и восстановитель
- Уравняйте методом электронного баланса и расставьте коэффициенты



- $\begin{matrix} 0 & & -1 \\ F_2 & - 2e & = 2F \end{matrix} \quad | \cdot 2$
- $\begin{matrix} -2 & & 0 \\ 2O & - 4e & = O_2 \end{matrix} \quad | \cdot 1$

Химические свойства галогенов

- Галогены сильнейшие окислители!!!
- Окислительные способности усиливаются в ряду:



- Фтор самый сильный окислитель в ПСХЭ!
- Его Э.О = 4
- Он никогда не отдаёт свои электроны!

Химические свойства мы будем рассматривать на примере хлора.

- Хлор-Cl₂
- **I. Окислительные свойства:**
- *1. взаимодействие с металлами*
- $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$
- *2. взаимодействие с водородом*
- $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 = 2\text{HCl} + Q$
- *3. взаимодействие с водой*
- $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HCl} + \text{HClO}$ и дальше ($\text{HClO} = \text{HCl} + \text{O}$)
- сравните эту реакцию с реакцией фтора с водой
- $\text{F}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HF} + \text{O}_2$, но учтите, что хлор реагирует с водой медленно и на свету



**Галогены, стоящие в подгруппе выше, вытесняют
нижестоящие из галогенопроизводных кислот и
их солей !**

• Из кислот:



• Из солей:



Химические свойства галогенов

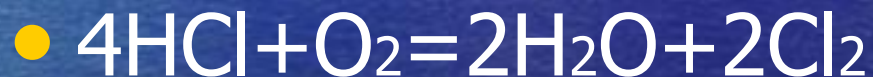
- Бром- Горение алюминия в бrome.

Химические свойства галогенов

- Йод: сублимация йода.
- Реакция магния с йодом.



2. Хлор восстановительные свойства проявляет только в реакциях с участием веществ, содержащих кислород



- **Вывод: Окислительные свойства галогенов убывают от F к J, так же усиливаются восстановительные свойства**

Получение:

- *Промышленный способ:*
- все галогены можно получить электролизом расплавов или растворов их солей.

элетро .ток



расплав

элетро .ток



раствор

Лабораторный способ получения

- существуют различные способы получения галогенов в лаборатории
- $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- **или**
- $2\text{KMnO}_4 + 16\text{HCl} = 2\text{MnCl}_2 + 5\text{Cl}_2 + 2\text{KCl} + 8\text{H}_2\text{O}$

Применение галогенов

● Фтор-F₂

- 1.Для получения HF
- 2 Для получения фреона
- 3 Для получения веществ, использ. в борьбе с вредителями с/х
- 4. Для получения тефлона

● Хлор-Cl₂

- 1 Для получения медикаментов, пластмасс, красителей.
- 2.Для отбеливания тканей и бумаги
- 3. Для обеззараживания питьевой воды.

● Бром-Br₂

- 1.Для получения различных лекарств, использ. при лечении нервных заболеваний
- 2.Для изготовления фотобумаги.

● Иод-I₂

- Используют в медицине для борьбы с заболеваниями щитовидной железы и получения иодной настойки (5-10% р-ра иода в спирте)