

# 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  $\text{Na}_3\text{AlF}_6$ .



# Нахождение в природе.



- **Хлор- $\text{Cl}_2$**

**каменная соль-  $\text{NaCl}$**



# Нахождение в природе

- **Бром-Br<sub>2</sub>**

- в аналогичных соединениях, вместе с хлором



# Нахождение в природе

- **Иод- $I_2$**

- морская вода , водоросли, буровые воды

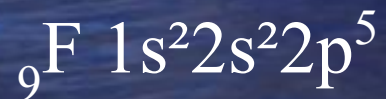
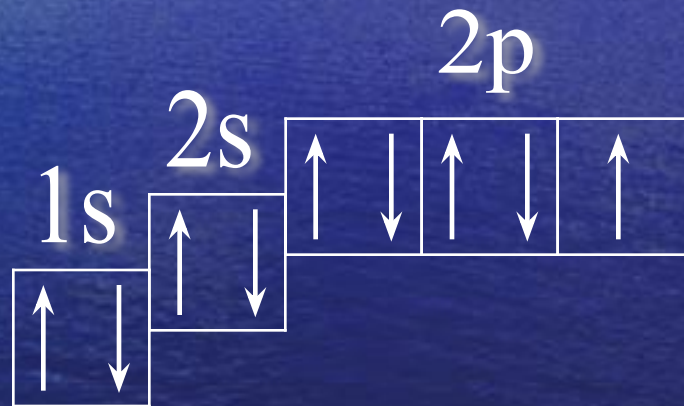


# Сходства и различия в строение атомов

элементы главной подгруппы 7 группы ПСХЭ

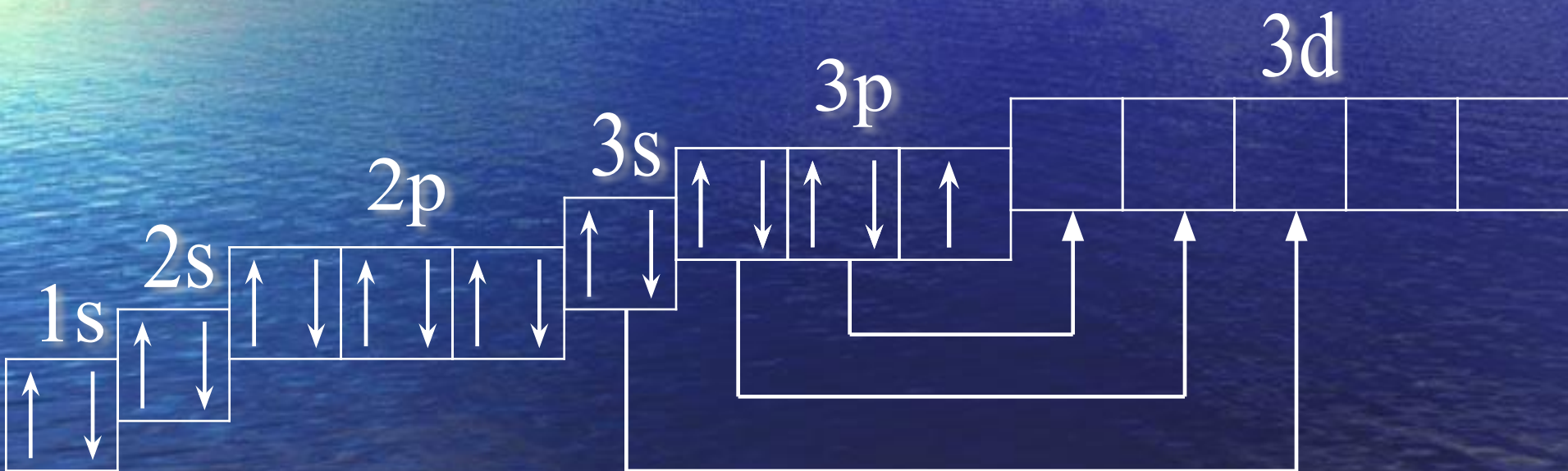
| Название   | Схема атома      | r атома | ЭО  |
|------------|------------------|---------|-----|
| Фтор-F...  | +9 )2 )7         | 0,072   | 4   |
| Хлор-Cl... | +17)2 )8)7       | 0,099   | 3   |
| Бром-Br... | +35)2 )8)8 )7    | 0,114   | 2,8 |
| Иод-I...   | +53)2 )8)8 )8 )7 | 0,133   | 2,5 |

# Схема строения атома фтора



# Схема строения атома хлора

$_{17}\text{Cl } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 3d$



# 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

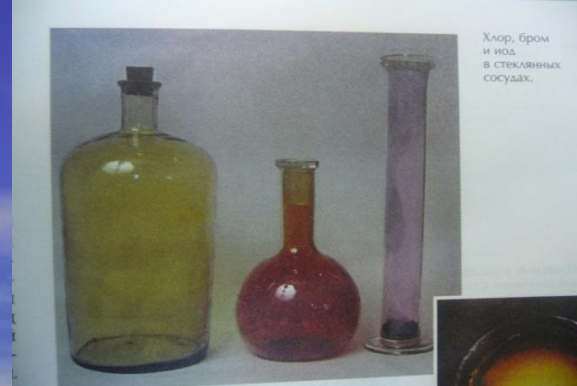
# Строение простого вещества

- 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 !



Хлор, бром  
и йод  
в стеклянных  
сосудах.

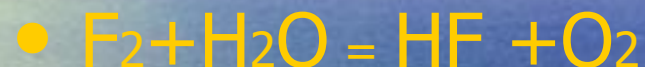
- ФТОР – ГАЗ(Н.У.)
- СВЕТЛО-ЖЁЛТЫЙ
- Резкий раздражающий запах

- 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

**Cl<sub>2</sub> Br<sub>2</sub> J<sub>2</sub>** – хорошо растворяются в воде, **кроме F<sub>2</sub>**, который разлагает воду



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



- $\begin{array}{c} 0 \\ 2F_2 \end{array} + \begin{array}{c} -1 \\ 2H_2O \end{array} = \begin{array}{c} -1 \\ 4HF \end{array} + \begin{array}{c} 0 \\ O_2 \end{array}$
- Ок-тель  $F_2 - 2e = 2F \quad | \cdot 2$
- Вос-тель  $2O - 4e = O_2 \quad | \cdot 1$

# 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-Cl<sub>2</sub>
- 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-F<sub>2</sub>

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

## ● Хлор-Cl<sub>2</sub>

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

## ● Бром-Br<sub>2</sub>

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

## ● Иод-I<sub>2</sub>

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