Галогены

Фтор F
Хлор Cl
Бром Br
Иод I
Астат At

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

образующие соли

Сходства и различия в строение атомов

- **элементы главной подгруппы YII 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-J…	+35)2)8)8)8)7	0,133	2,5

Возможные степени окисления

- Фтор-F -1
- Хлор-Cl -1, +1,+3,+5,+7
- Бром-Br -1,+1,+4,+5,+6
- Иод-J -1,+1,+3,+5,+7

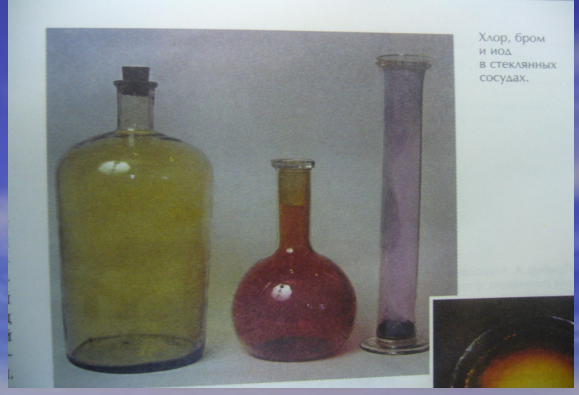
Строение простого вещества

- Молекулы всех галогенов состоят из двух атомов F_2 Cl_2 Br_2 J_2.
- Связь в молекулах ковалентная неполярная F-F Cl-Cl Br-Br J-J, молекулы неполярные
- и образуют молекулярные неполярные кристаллические решетки.

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

- Бром- Жидкость(н.у)
- Тёмно-бурый
- Запах резкий зловонный

- Хлор- газ (н.у.)
- Жёлто-зелёный
- Резкий удушающий запах

- Иод –твёрдое вещество

Цвет фиолетовый с металлическим блеском

Запах резкий

Возгоняется , т.е переходит в газообразное состояние, минуя жидкое

Cl_2 Br_2 J_2 - хорошо растворяются в воде, **кроме F_2**, который разлагает воду

- $F_2 + H_2O = HF + O_2$
- Расставьте степени окисления
- Укажите окислитель и восстановитель
- Уравняйте методом электронного баланса и расставьте коэффициенты

0 +1 -2 +1 -1 0

- $2F_2 + 2H_2O = 4HF + O_2$
- 0 -1
- Ок-тель $F_2 - 2e = 2F$ | 2
- -2 0
- Вос-тель $2O - 4e = O_2$ | 1

Химические свойства галогенов

- Галогены сильнейшие окислители!!!
- Окислительные способности усиливаются в ряду:
- J → Br → Cl → F
- 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_2**
- I.**Окислительные свойства:**
- *1.взаимодействие с металлами*
- **$2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3$**
- *2.взаимодействие с водородом*
- **$Cl_2 + H_2 = 2HCl + Q$**
- *3.взаимодействие с водой*
- **$Cl_2 + H_2O = HCl + HClO$** и дальше ($HClO = HCl + O$)
- сравните эту реакцию с реакцией фтора с водой
- $F_2 + H_2O = HF + O_2$, 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:
- $Cl_2 + 2HBr = Br_2 + 2HCl$
- $Cl_2 + 2HJ = J_2 + 2HCl$

- Из солей:
- $Cl_2 + 2KBr = 2KCl + Br_2$
- $Cl_2 + 2KJ = 2KCl + J_2$

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

- $4HCl+O_2=2H_2O+2Cl_2$

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

Нахождение в природе:

- **Фтор-F_2**
  Флюорит -CaF_2
- **Бром-Br_2**
- в аналогичных соединениях, вместе с хлором
- **Хлор-Cl_2**
  каменная соль- NaCl
- **сильвинит –NaCl*KCl**
- **Иод-J_2**
- морская вода , водоросли, буровые воды

Получение:

- *Промышленный способ*:
- все галогены можно получить электролизом расплавов или растворов их солей.
- элетро .ток
- $2NaCl = 2Na + Cl_2$
- расплав
- элетро .ток

$2NaCl + 2H_2O = H_2 + Cl_2 + 2NaOH$

раствор

Лабораторный способ получения

- существуют различные способы получения галогенов в лаборатории

- $MnO_2+4HCl = MnCl_2+Cl_2+2H_2O$
- **или**
- **$2KMnO_4+16HCl=2MnCl_2+5Cl_2+2KCl+8H_2O$**

Применение галогенов

- **Фтор-F_2**
  - 1.Для получения HF
  - 2 Для получения фреона
  - 3 Для получения веществ, исполь. в борьбе с вредителями с/х
  - 4. Для получения тефлона
- **Хлор-Cl_2**
  - **1 Для получения медикаментов, пластмасс, красителей.**
  - **2.Для отбеливания тканей и бумаги**
  - **3. Для обеззараживания питьевой воды.**
- **Бром-Br_2**
  - 1.Для получения различных лекарств, исполь. при лечении нервных заболеваний
  - 2.Для изготовления фотобумаги.
- **Иод-J_2**
  - Используют в медицине для борьбы с заболеваниями щитовидной железы и получения иодной настойки (5-10% р-ра иода в спирте)

Открытие галогенов

- Фтор был открыт в 1866г. французским химиком Анри Муассаном (Нобелевская премия)
- фторос- разрушающий (греч.)

- Бром был открыт в 1826г, французским химиком А. Баларом
- бромос –зловонный (греч.)

- Хлор был открыт в 1774г. шведским химиком Карлом Вильгельмом Шееле
- хлорос- жёлто-зелёны(греч.)

- Иод был открыт Б. Куртуа
- иодэс- фиолетовый
- (греч.)