Урок №16. Положение галогенов в периодической таблице и строение их атомов. Свойства, получение и применение галогенов

Галогены (от греч. *halos* - соль и *genes* - образующий) - элементы главной подгруппы VII группы периодической системы: фтор, хлор, бром, йод, астат.

В свободном состоянии галогены образуют вещества, состоящие из двухатомных молекул F_2, Cl_2, Br_2, I_2.

1) Общая электронная конфигурация внешнего энергетического уровня - $\mathbf{nS^2nP^5}$.

2) С возрастанием порядкового номера элементов увеличиваются радиусы атомов, уменьшается электроотрицательность, ослабевают неметаллические свойства (увеличиваются металлические свойства); галогены - сильные окислители, окислительная способность элементов уменьшается с увеличением атомной массы.

Физические свойства

Простые вещества - галогены - состоят из двухатомных молекул, в которых атомы связаны ковалентной неполярной связью.
Галогены - вещества молекулярного строения; плохо растворимы в воде (происходит обратимая химическая реакция), но хорошо растворимы в неполярных и малополярных растворителях, таких как CCl_4, гексан C_6H_{14}, сероуглерод CS_2 и т.п.

Таблица. Физические свойства галогенов

Химические свойства

Галогены - типичные окислители. Наибольшей химической активностью обладает фтор, это сильнейший окислитель, который реагирует даже с инертными газами:

$$2F_2+Xe=XeF_4$$

1) Взаимодействие с металлами

Все галогены взаимодействуют практически со всеми простыми веществами, наиболее энергично протекает реакция с металлами. Фтор при нагревании реагирует со всеми металлами, включая золото и платину, на холоде

взаимодействует с щелочными металлами, свинцом и железом. Хлор, бром и йод при обычных условиях реагируют со щелочными металлами, а при нагревании – с медью, железом и оловом:

$$I_2+2Cu=2CuI$$

$$2Fe+3Cl_2=2FeCl_3$$

В результате взаимодействия образуются галогениды, которые являются солями.

2) Взаимодействие с водородом

Все галогены взаимодействуют с водородом с образованием галогеноводородов:

$$H_2+Hal_2=2HHal$$

При обычных условиях фтор реагирует с водородом в темноте со взрывом:

$$H_2+F_2 \xrightarrow{\text{темнота}} 2HF+Q$$

взаимодействие с хлором протекает на свету:

$$H_2+Cl_2 \xrightarrow{h\nu} 2HCl$$

бром и йод реагируют только при нагревании:

$$H_2+Br_2 \xrightarrow{t} 2HBr$$

причем реакция с йодом обратима:

$$H_2+I_2 \leftrightarrow 2HI$$

3) Взаимодействие с неметаллами

С кислородом и азотом галогены непосредственно не взаимодействуют:

$$Hal_2+O_2 \neq$$

Реагируют с серой, фосфором, кремнием, проявляя окислительные свойства, химическая активность у брома и йода выражена слабее, чем у фтора и хлора:

$$2P+3Cl_2=2PCl_3$$

$$Si+2F_2=SiF_4$$

$$Cl_2+S \xrightarrow{t} SCl_2$$

4) Взаимодействие с водой

С водой фтор и остальные галогены реагируют по-разному: взаимодействие фтора с водой сопровождается горением, а с водяным паром - взрывом:

$$2F_2+2H_2O=4HF+O_2\uparrow$$

Остальные галогены при взаимодействии с водой образуют смесь кислот:

$$Hal_2+H_2O=HHal+HHalO$$

Эта реакции является реакцией диспропорционирования, где галоген одновременно является окислителем и восстановителем.

5) Взаимодействие со щелочами.

Также галогены диспропорционируют в растворах щелочей:

- на холоде: $Cl_2+2KOH=KClO+KCl+H_2O$ образуется хлорид и гипохлорит
- при нагревании: $3Cl_2+6KOH \xrightarrow{t,^\circ C} KClO_3+5KCl+3H_2O$ образуется хлорид и хлорат

Гипобромид-ион существует только при температуре ниже 0 °С, гипойодит-ион в растворах не существует.

6) Взаимодействие с соединениями других неметаллов:

Галогены способны отнимать водород от других веществ:

$$H_2S+Br_2=S+2HBr$$

Реакционная способность галогенов снижается при переходе от фтора к йоду, поэтому предыдущий элемент вытесняет последующий из галогеноводородных кислот и их солей:

$$2KI+Br_2=2KBr+I_2$$

$$2HBr+Cl_2=2HCl+Br_2$$

Применение галогенов и их соединений

1. Фтор используется при синтезе полимерных материалов (фторопласты), как окислитель ракетного топлива, жидкости (фреоны) для холодильных машин.
2. Хлор применяется для синтеза соляной кислоты, хлорной извести, винилхлорида, каучука; для отбеливания тканей и бумажной массы; для обеззараживания питьевой воды.
3. Бром используется для приготовления лекарств, для получения различных органических веществ, в лакокрасочной промышленности.
4. Йод применяется для приготовления лекарств, в анализе веществ.
5. Галогеноводороды используются в химической промышленности для получения галогеноводородных кислот, из которых наиболее используемой является соляная.
6. Соляная кислота служит для получения её солей, как реагент в химических лабораториях, для обработки руд, травления металлов, в пищевой промышленности и медицине.