

Галогены

Выполнил студент группы

СБ-101

Сидоров Виктор

ЭТИМОЛОГИЯ

- Термин «галогены» в отношении всей группы элементов (на тот момент были известны фтор, хлор, бром и иод) был предложен в 1841 году шведским химиком Й. Берцелиусом. Первоначально слово «галоген» (в буквальном переводе с греческого — «солерод») было предложено в 1811 году немецким учёным И. Швейггером в качестве названия для недавно открытого хлора, однако в химии закрепилось название, которое предложил Г. Дэви.

Применение галогенов и их соединений

- Природное соединение фтора-криолит Na_3AlF_6 применяется при получении алюминия. Соединения фтора используются в качестве добавок в зубные пасты для предотвращения заболеваний кариесом.
- Хлор широко используется для получения соляной кислоты, в органическом синтезе при производстве пластмасс и синтетических волокон, каучуков, красителей, растворителей и др. Многие хлорсодержащие соединения используют для борьбы с вредителями в сельском хозяйстве. Хлор и его соединения применяются для отбеливания льняных и хлопчатобумажных тканей, бумаги, обеззараживания питьевой воды. Правда, применение хлора для обеззараживания воды далеко не безопасно, для этих целей лучше использовать озон.
- Простые вещества и соединения брома и иода используются в фармацевтической и химической промышленности.

Получение галогенов

- 1) Важнейший способ получения фтора — электролиз расплавов фторидов, где фтор выделяется на аноде: $2F^- - 2e^- \rightarrow F_2$ В качестве основного источника получения используется гидрофторид KHF_2 . 2) Хлор в лабораторных условиях получают из соляной кислоты при взаимодействии ее с оксидом марганца (IV). Реакция прорекает при нагревании. $4HCl + MnO_2 \rightarrow MnCl_2 + 2Cl_2 + 2H_2O$ 3) Для получения брома чаще применяют реакцию замещения его в бромидов. $2KBr + Cl_2 \rightarrow 2KCl + Br_2$ 4) Основные источники получения йода — это морские водоросли и нефтяные буровые воды. $2NaI + MnO_2 + 3H_2SO_4 \rightarrow I_2 + 2NaHSO_4 + MnSO_4 + 2H_2O$ Получение йода из его природных источников сводится к переводу его в молекулярный: $2NaI + 2NaNO_2 + 2H_2SO_4 \rightarrow I_2 + 2H_2O + 2NO + 2Na_2SO_4$.

Физические свойства галогенов

- 1) С ростом атомного номера элементов растут плотность, температуры кипения и плавления, усиливается интенсивность окраски. 2) Все галогены имеют резкий запах. 3) Галогены малорастворимы в воде, причем их растворимость от хлора к иоду уменьшается. 4) В твердом состоянии имеют молекулярную кристаллическую решетку.

Химические свойства галогенов

- 1) Атомы галогенов на внешнем энергетическом уровне имеют 7 электронов. Легко присоединяют недостающий один электрон и проявляют окислительные свойства. 2) Галогены – типичные окислители и неметаллы. Фтор – самый активный неметалл и самый сильный окислитель, т.к. его атом имеет наименьший радиус среди атомов галогенов. 3) Галогены имеют отрицательную степень окисления -1 , проявляют ее в соединениях с водородом и металлами. 4) Ионы галогенов Г^- способны только отдавать электроны, поэтому являются восстановителями. 5) С водородом галогены образуют летучие водородные соединения HГ , которые хорошо растворяются в воде. 6) Устойчивость галогеноводородов от HF к HI уменьшается. 7) Восстановительная активность атомов галогенов в степени окисления -1 (Г) увеличивается в ряду: $-1 -1 -1 -1$ F Cl Br I.

Соединения галогенов

Все галогены реагируют с металлами не посредственно, образуя соли, ионный характер которых зависит и от галогена, и от металла. Так, фториды металлов, особенно металлов подгрупп IA и IIA, являются ионными соединениями. Степень ионности связи убывает с увеличением атомной массы галогена и уменьшением реакционной способности металла. Галогениды с ионным типом связи кристаллизуются в трехмерных кристаллических решетка. Например, NaCl (столовая соль) имеет кубическую решетку.

