

Галогены.



Выполнял студент гр. СБ-101
Попыванов Илья.

Таблица. Свойства галогенов.

<p>F 9</p> <p>Фтор</p> <p>18,998</p> <p>$2s^2 2p^5$</p>	<p>Cl 17</p> <p>Хлор</p> <p>35,453</p> <p>$3s^2 3p^5$</p>	<p>Br 35</p> <p>Бром</p> <p>79,904</p> <p>$4s^2 4p^5$</p>	<p>I 53</p> <p>Иод</p> <p>126,904</p> <p>$5s^2 5p^5$</p>
		<p>At 85</p> <p>Астат</p> <p>209,987</p> <p>$6s^2 6p^5$</p>	

Галогены в природе.

Галогены в природе находятся только в виде соединений, причем в состав этих соединений галогены входят (за редчайшим исключением) только в степени окисления -1.

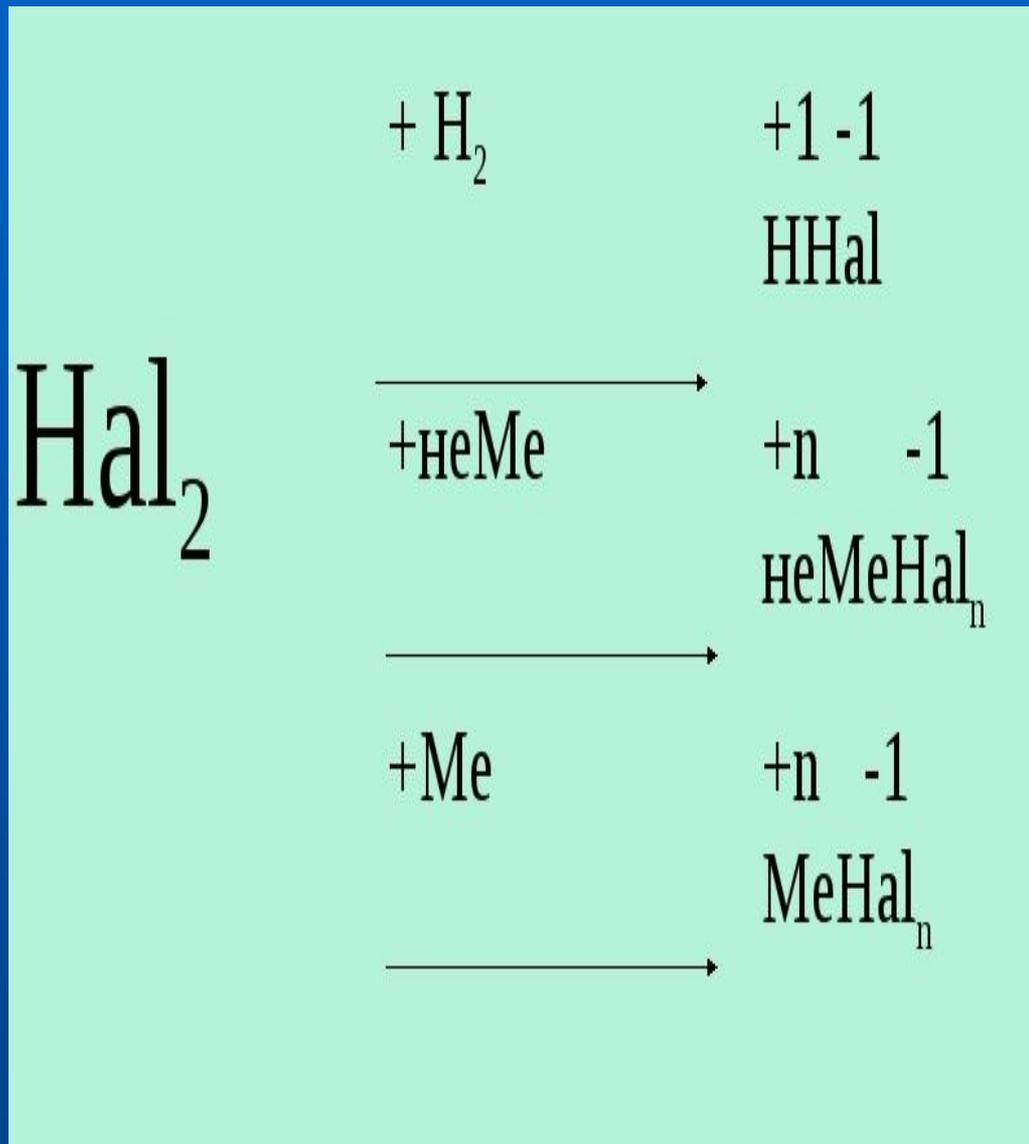


Физические свойства галогенов.

- 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.

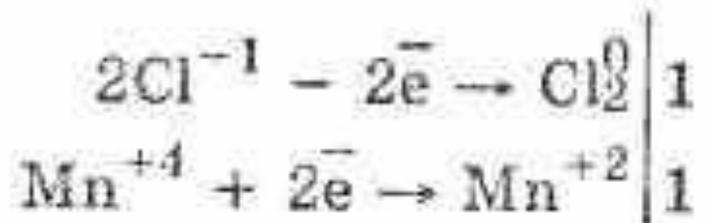
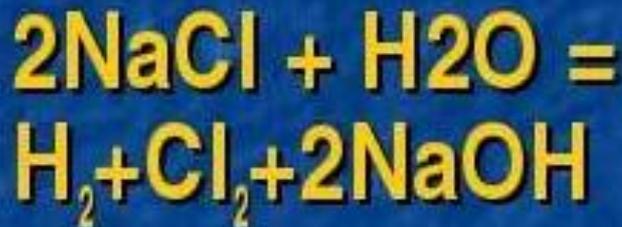
Фтор F_2	Газ, не сжижается при обычной температуре	Светло-желтый	Резкий, раздражающий	-220	-188
Хлор Cl_2	Газ, сжижающийся при обычной температуре под давлением	Желто-зеленый	Резкий, удушливый	-101	-34
Бром Br_2	Жидкость	Буровато-коричневый	Резкий, зловонный	-7	+58
Иод I_2	Твердое вещество	Черно-фиолетовый с металлическим блеском	Резкий	+114	+186

- 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 Γ^- способны только отдавать электроны, поэтому являются восстановителями.
- 5) С водородом галогены образуют летучие водородные соединения $\text{H}\Gamma$, которые хорошо растворяются в воде.
- 6) Устойчивость галогеноводородов от HF к HI уменьшается.
- 7) Восстановительная активность атомов галогенов в степени окисления -1 (Γ) увеличивается в ряду:



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.
 $4HCl + MnO_2 = MnCl_2 + MnCl_2 + 2Cl_2 + 2H_2O$
- 3) Для получения брома чаще применяют реакцию замещения его в бромидах. $2KBr + Cl_2 = 2KCl + Br_2$
- 4) Основные источники получения йода — это морские водоросли и нефтяные буровые воды.
 $2NaI + MnO_2 + 3H_2SO_4 = I_2 + 2NaHSO_4 + MnSO_4 + 2H_2O$ Получение йода из его природных источников сводится к переводу его в молекулярный:
 $2NaI + 2NaNO_2 + 2H_2SO_4 = I_2 + 2H_2O + 2NO + 2Na_2SO_4$



Применение галогенов.

Галогены используются в химической промышленности, для очистки воды и отходов, в производстве пластмасс, фармацевтических препаратов, целлюлозы и бумаги, тканей, смазочных материалов. *Бром, хлор, фтор* и *йод* служат химическими промежуточными звеньями, отбеливающими и дезинфицирующими средствами. Бром и хлор применяются в текстильной промышленности для отбеливания и предотвращения усадки шерсти. Бром также используется в процессах экстракции золота и при бурении нефтяных и газовых скважин. Он применяется как антипирен в производстве пластмасс и как промежуточное звено в производстве гидравлических жидкостей, хладагентов, влагопоглотителей и средств для завивки волос. Бром входит в состав боевых отравляющих газов и огнегасящих жидкостей.



Соединение 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 .

