

Галогены

**Подготовил учитель химии
Киваевской СОШ
Горбатовская Валентин
Александровна**

Строение и свойства атомов

Элементы главной подгруппы VII группы Периодической системы Д. И. Менделеева, объединенные под общим названием галогены, фтор F, хлор Cl, бром Br, йод I, ас тат At (редко встречающийся в природе) — типичные неметаллы. Это и понятно, ведь их атомы содержат на внешнем энергетическом уровне семь электронов, и им недостает лишь одного электрона, чтобы завершить его. Атомы галогенов при взаимодействии с металлами принимают электрон от атомов металлов. При этом возникает ионная связь и образуются соли. Отсюда и происходит общее название

VII	
a	b
F 9 ФТОР 18.998	
Cl 17 ХЛОР 35.453	
Br 35 БРОМ 79.904	
I 53 ИОД 126.905	
At 85 АСТАТ 210	

Галогены — очень сильные окислители. Фтор в химических реакциях проявляет только окислительные свойства, и для него характерна только степень окисления - 1 в соединениях. Остальные галогены проявляют и восстановительные свойства при взаимодействии с более электроотрицательными элементами — фтором, кислородом, азотом. Их степени окисления могут принимать значения +1, +3, +5, +7. Восстановительные свойства галогенов усиливаются от хлора к йоду, что связано с увеличением радиусов их атомов: атомы хлора примерно в полтора раза меньше чем йода

Галогены — простые вещества

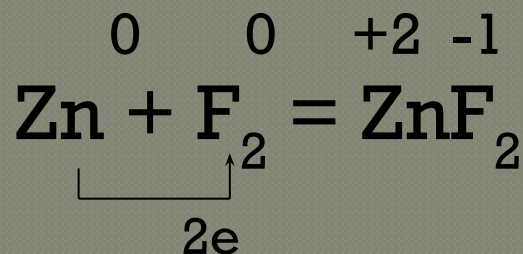
Все галогены существуют в свободном состоянии в виде двухатомных молекул с ковалентной неполярной химической связью между атомами. В твердом состоянии F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 имеют молекулярные кристаллические решетки, что и подтверждается их физическими свойствами (табл.). Как можно заметить, с увеличением молекулярной массы галогенов повышаются их температуры плавления и кипения (рис. 48 в учебнике), возрастает плотность: фтор и хлор — газы, бром — жидкость, йод — твердое вещество. Это связано с тем, что с увеличением размеров атомов и молекул галогенов (рис. 49 в учебнике) возрастают и силы межмолекулярного взаимодействия между ними. От F_2 к I_2 усиливается интенсивность окраски галогенов. Кристаллы йода имеют металлический блеск. Химическая активность галогенов, как неметаллов, от фтора к йоду ослабевает.

Вещество	Агрегатное состояние при обычных условиях	Цвет	Запах	Температура плавления, °С	Температура кипения, °С
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

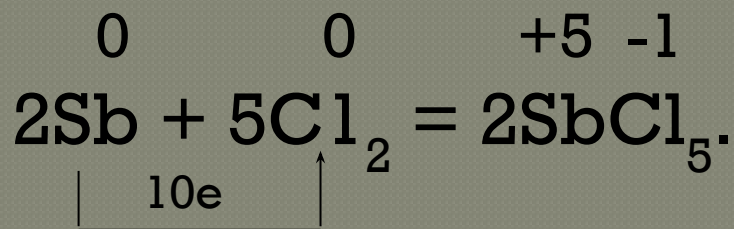
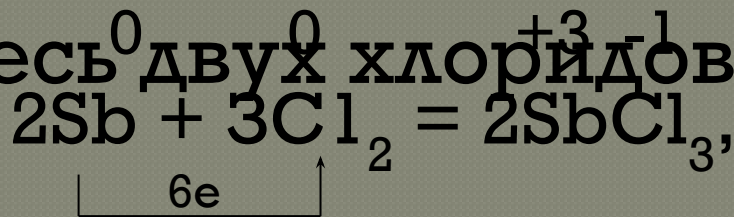
ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ГАЛОГЕНОВ.
Таблица

Окислительные свойства галогенов

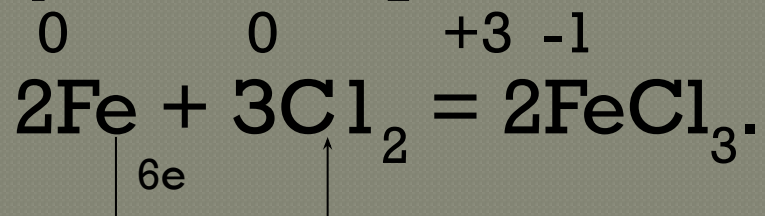
Каждый галоген является самым сильным окислителем в своем периоде. Окислительные свойства галогенов отчетливо проявляются при их взаимодействии с металлами. При этом, как вы уже знаете, образуются соли. Так, фтор уже при обычных условиях реагирует с большинством металлов, а при нагревании — и с золотом, с серебром, платиной, известными своей химической пассивностью. Алюминий и цинк в атмосфере фтора воспламеняются:



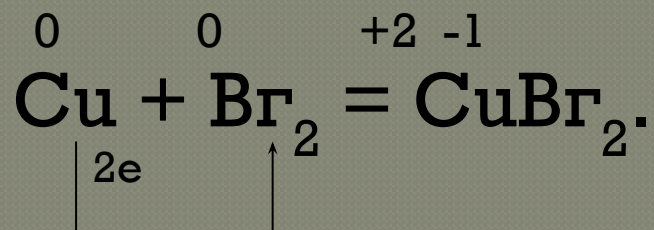
Остальные галогены реагируют с металлами в основном при нагревании. Так, в колбе, наполненной хлором, красиво вспыхивают и сгорают кристаллики измельченной сурьмы (рис. 50), образуя при этом смесь⁰ двух⁰ хлоридов⁺³ сурьмы (III) и¹ (V):



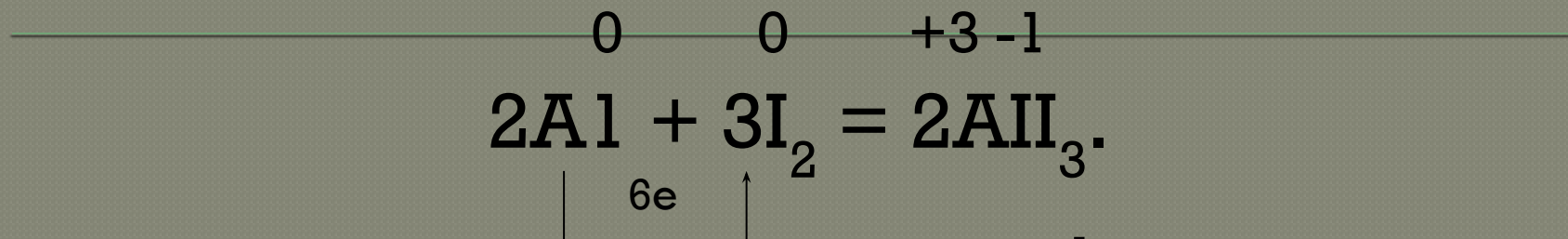
Нагретый порошок железа также загорается при взаимодействии с хлором. Опыт МОЖ-Рис. 50. Горение сурьмы не провести как с сурьмой, но в хлоре только железные опилки нужно предварительно накаливать в железной ложечке, а затем высыпать их небольшими порциями в колбу с хлором. Так как хлор является сильным окислителем, то в результате реакции образуется хлорид железа (III):



В парах брома сгорает раскаленная медная проволока:

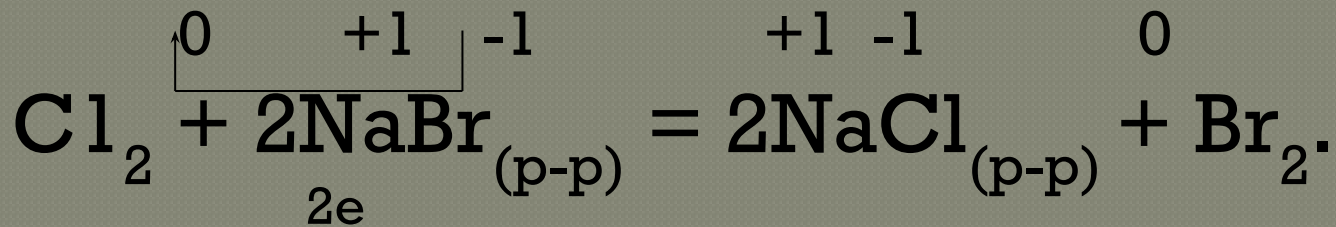


Йод окисляет металлы медленнее, но в присутствии воды, которая является катализатором, реакция йода с порошком алюминия протекает очень бурно:

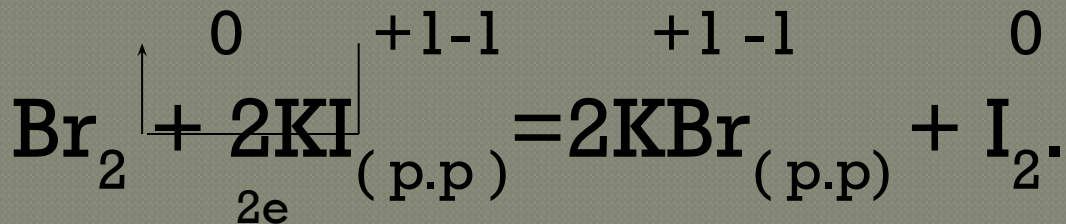


Реакция сопровождается выделением фиолетовых паров йода

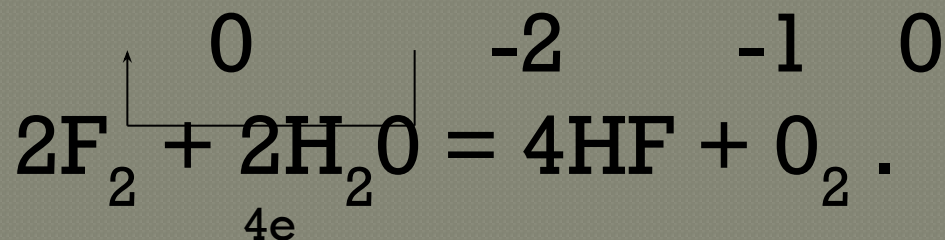
Об уменьшении окислительных и увеличении восстановительных свойств галогенов от фтора к йоду можно судить и по их способности вытеснять друг друга из растворов солей. Так, хлор вытесняет бром и йод из растворов их солей, например:



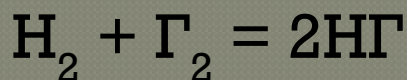
Свободный бром вытесняет йод из солей:



Для фтора эта реакция не характерна, так как она протекает в растворе, а фтор взаимодействует с водой, вытесняя из нее кислород:



Здесь кислород выступает в непривычной для себя роли восстановителя. Это единственный, пожалуй, случай, когда кислород в реакции горения является не одним из исходных веществ, а ее продуктом. Ослабление окислительных свойств галогенов от фтора к йоду наглядно проявляется при взаимодействии их с водородом. Уравнение этой реакции можно записать в общем виде так:

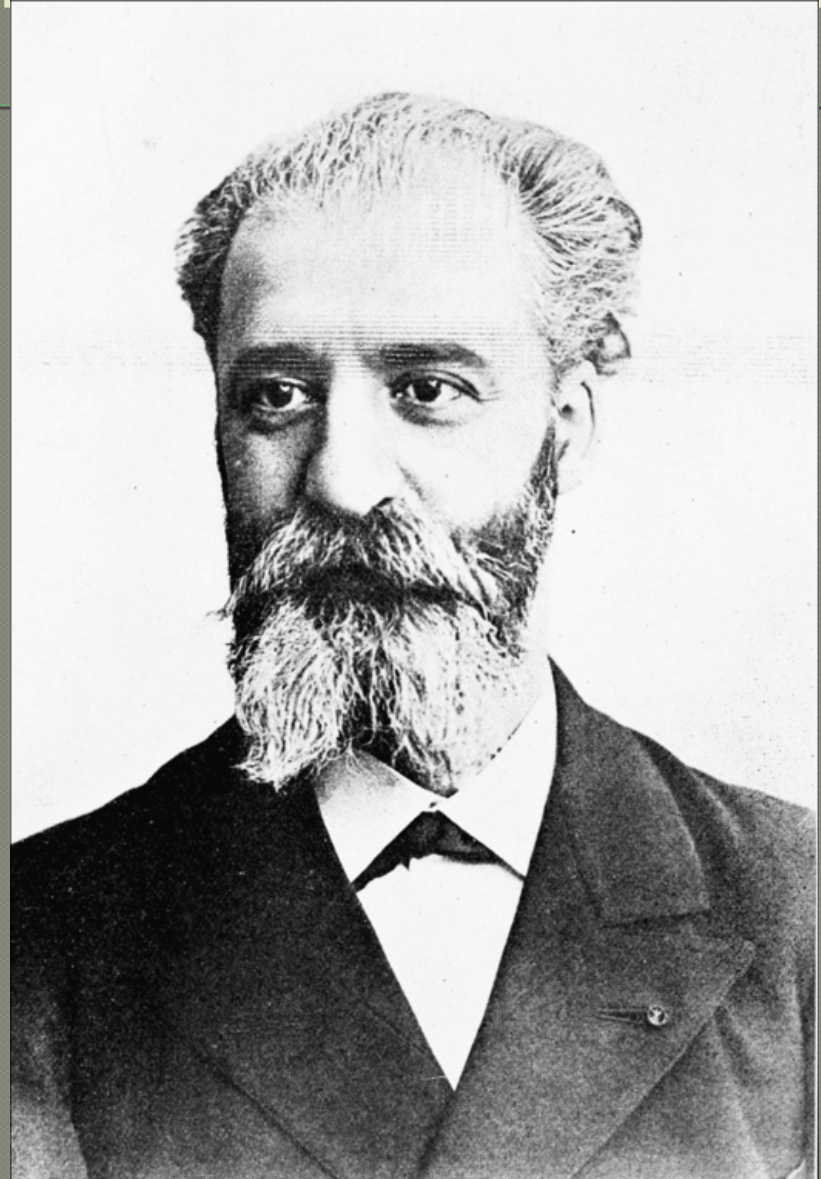


(Г — условное химическое обозначение галогенов).

Если фтор взаимодействует с водородом в любых условиях со взрывом, то смесь хлора с водородом реагирует со взрывом только при поджигании или облучении прямым солнечным светом, бром взаимодействует с водородом при нагревании и без взрыва. Эти реакции экзотермические. Реакция же соединения кристаллического йода с водородом слабоэндотермическая, она протекает медленно даже при нагревании. В результате этих реакций образуются соответственно фтороводород HF, хлороводород HCl, бромоводород HBr и

Открытие галогенов

Фтор в свободном виде получил впервые в 1886 г. французский химик Анри Муассан, который был удостоен за это Нобелевской премии. Свое название элемент получил от греческого фторос — разрушающий.





Хлор открыт
шведским
химиком К.
Шееле в 1774 г.
Элемент
получил
название за
свой цвет (греч.
хлорос —
желто-
зеленый).

Бром открыт в
1826 г.
французским
химиком А.
Баларом.
Элемент
назван так за
свой запах
(греч. бромос
— зловонный).





Йод получен в
1811 г.
французским
ученым
Б. Куртуа, а
название
получил за
цвет своих
паров (греч.
йодэс —
фиолетовый).