

Российский государственный
педагогический университет
им. А.И.Герцена

Галогены

Студентка 3 курса 1 группы
Лунова Ольга Владимировна

СПб 2015

Определение и этимология галогенов

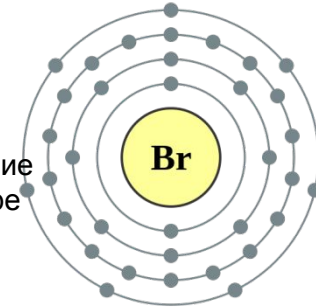
- **Галогены** (от греч. $\alpha\lambda\acute{o}\varsigma$ — «соль» и $\gamma\acute{\epsilon}\nu\omicron\varsigma$ — «рождение, происхождение»;) — химические элементы 7-ой группы периодической таблицы химических элементов Д. И. Менделеева (по устаревшей классификации — элементы главной подгруппы VII группы).
- К галогенам относятся фтор F, хлор Cl, бром Br, иод I, астат At, а также (формально) искусственный элемент унунсептий Uus.
- Термин «галогены» в отношении всей группы элементов 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*.

Группа	17 (VIIA)
→	
↓	
Период	
2	9 Фтор F 18,998 $2s^2 2p^5$
3	17 Хлор Cl 35,452 $3s^2 3p^5$
4	35 Бром Br 79,904 $3d^{10} 4s^2 4p^5$
5	53 Иод I 126,905 $4d^{10} 5s^2 5p^5$
6	85 Астат At (210) $4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^5$
7	117 Унунсептий Uus (294) $5f^{14} 6d^{10} 7s^2 7p^5$

Строение галогенов

На внешней электронной оболочке атомов галогенов содержатся семь электронов – два на *s*- и пять на *p*-орбиталях (ns^2np^5).

Электронное строение галогенов на примере брома



Распределение электронов в атомах галогенов

Табл.1

Химический знак	Распределение электронов		
	По энергетическим уровням	По энергетическим уровням и подуровням	По орбиталям
F	${}_{+9}\text{F} 2e^-, 7e^-$	${}_{+9}\text{F} 1s^2/2s^2 2p^5$	
Cl	${}_{+17}\text{Cl} 2e^-, 8e^-, 7e^-$	${}_{17}\text{Cl} 1s^2/2s^2 2p^6/3s^2 3p^5 3d^0$	
Br	${}_{+35}\text{Br} 2e^-, 8e^-, 18e^-, 7e^-$	${}_{35}\text{Br} \dots 3d^{10}/4s^2 4p^5 4d^0$	
Y	${}_{+35}\text{I} 2e^-, 8e^-, 18e^-, 18e^-, 7e^-$	${}_{35}\text{I} \dots 4d^{10}/5s^2 5p^5 5d^0$	

Свойства атомов

Свойство	Фтор	Хлор	Бром	Йод	Астат
Сродства атома к электрону, эВ	3,45	3,61	3,37	3,08	2,8
Энергия ионизации, эВ	17,42	13,01	11,98	10,45	9,5
Относительная ЭО	4,0	3,0	2,8	2,6	-
Ковалентный радиус, нм	0,071	0,099	0,114	0,133	0,144
Межъядерное расстояние, нм	0,142	0,199	0,228	0,267	-

Увеличивается радиус атома

Неметаллические свойства ослабевают

Уменьшается окислительная способность

Физические свойства

Вещ-во	Агрегатное состояние	Цвет	Запах	Длина связи, нм	Энергия связи, кДж/моль	Тем-ра плав-ия, °С	Тем-ра кип-ия, °С
Фтор	Газ	Светло-зеленый	Резкий	0,142	159	-233	-187
Хлор	Газ	Желто-зеленый	Резкий	0,20	243	-101	-34
Бром	Жидкость	Красно-коричневый	Резкий	0,229	199	-7	59
Йод	Твердый	Черно-фиолетовый	Резкий	0,267	151	14	185
Астат	Твердый	Черно-синий	-	-	117	299	411

Вывод

С увеличением относительной молекулярной массы веществ увеличивается температура кипения и температура плавления. Все простые вещества – галогены имеют молекулярную кристаллическую решётку, которая оказывает влияние на агрегатное состояние молекул, поэтому фтор и хлор – газы, бром – жидкость, а йод – твёрдое вещество, но для йода характерно такое физическое явление как возгонка, т.е. переход вещества из твердого состояния в газообразное, минуя жидкую фазу. При возгонке в нагреваемой части прибора кристаллическое вещество испаряется, а в охлажденной снова конденсируется.

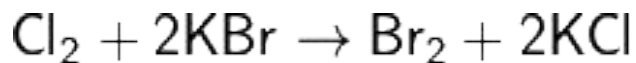
Получение галогенов

В свободном состоянии галогены в природе не встречаются. Обычно они встречаются в восстановленном состоянии, а йод даже в окисленном в виде йодатов.

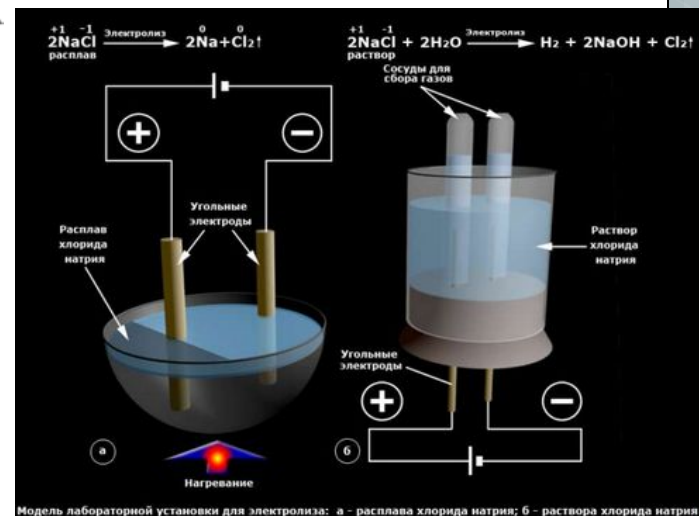
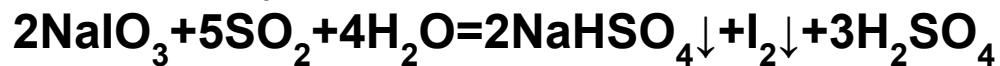
- Фтор можно получить электролизом расплавов его фторидов . Либо по реакции К.Кристе:

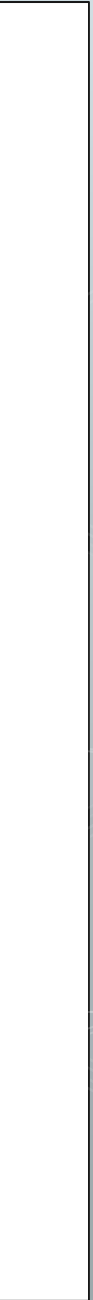
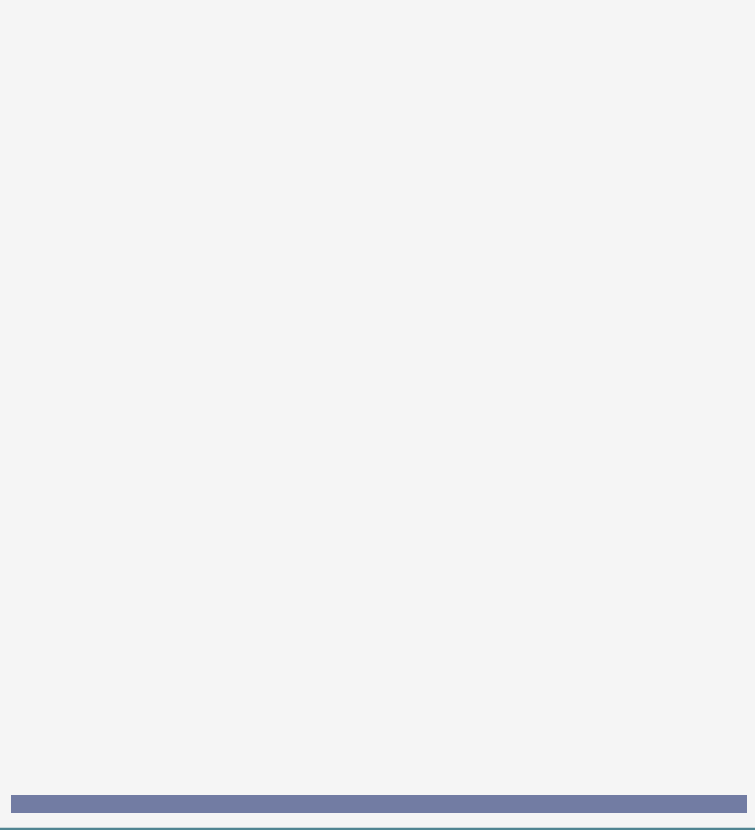
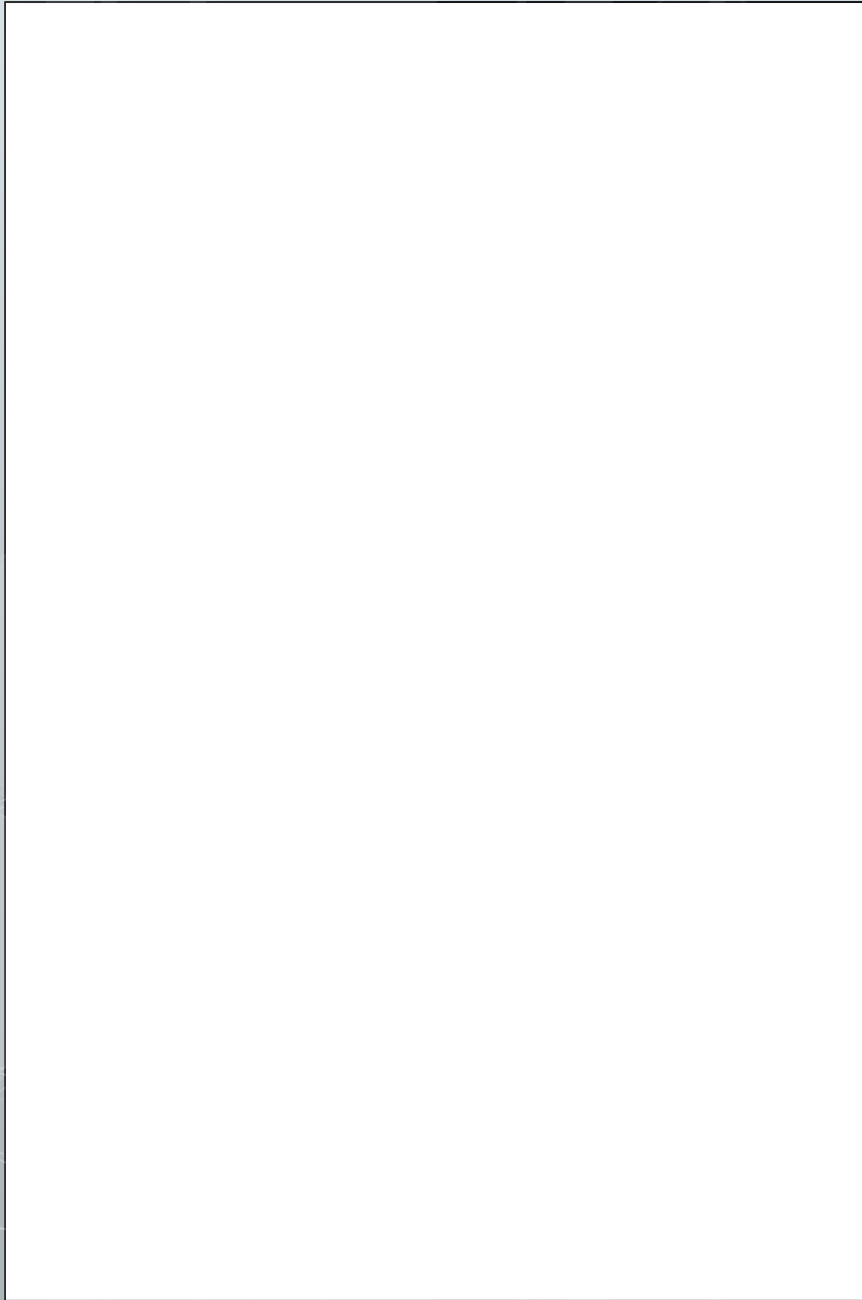


- Бром и йод можно получить взаимодействием бромидов, йодидов с окислителями.



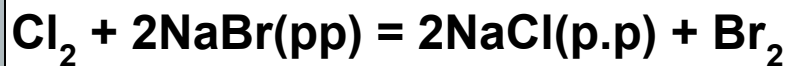
- Для получения йода из йодатов на них действуют восстановителями.



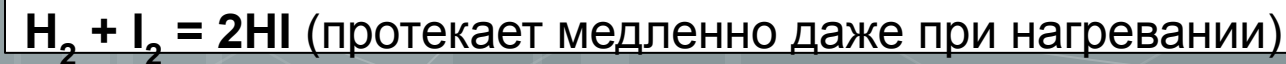


Окислительно-восстановительные свойства

Об уменьшении окислительных и увеличении восстановительных свойств галогенов от фтора к иоду можно судить и по их способности вытеснять друг друга из растворов солей.



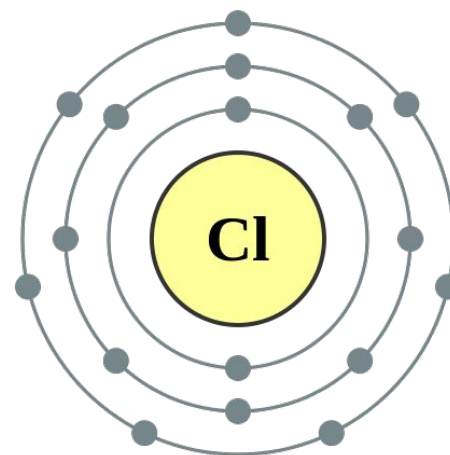
Ослабление окислительных свойств галогенов от фтора к иоду наглядно проявляется при взаимодействии их с водородом.



17: Chlorine

2,8,7

Хлор



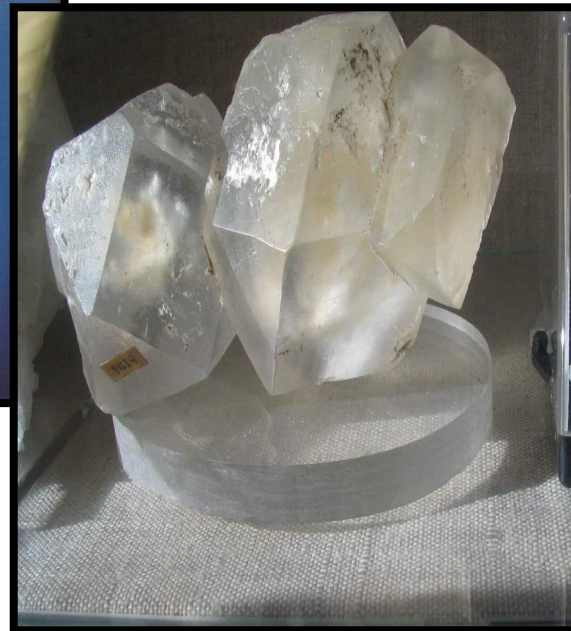
Минералы

Каменная соль = поваренная
соль = галит

Карналлит

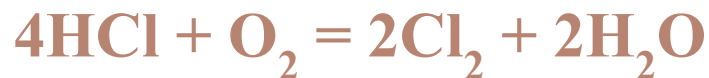


Сильвин

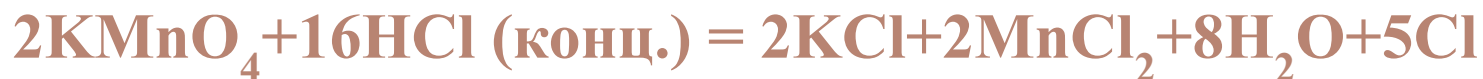


Получение

Основной промышленный способ получения хлора – электролиз хлоридов щелочных металлов (**NaCl, KCl**). Также его получают окислением HCl кислородом воздуха в присутствии катализаторов – хлорида меди (II) и хлорида железа (III):



В лаборатории молекулярный хлор получают взаимодействием HCl с перманганатом калия, оксидом марганца (IV), бихроматом калия и др.:



При нагревании:



Химические свойства

Хлор – активный окислитель. Энергично реагирует с металлами и большинством неметаллов (за исключением O_2 , N_2 и благородных газов). Вступает также в реакции диспропорционирования, для протекания которых наиболее благоприятна щелочная среда, способствующая образованию простых и сложных анионов.

С Металлами

Хлор - один из самых активных неметаллов. При взаимодействии с металлами с переменной валентностью (Fe, Cr) в отличие от соляной кислоты заставляет их проявлять большую степень окисления:



С неМеталлами



Образует соединения с другими галогенами:



С бескислородными кислотами



С Солями



Хлор в органике

Хлор является активным реагентом в органическом синтезе. Его атомы входят в состав молекул соединений, относящихся к различным классам органических веществ.



Гомологи бензола + Cl_2 (на свету) = замещение по радикальному механизму (Cl к альфа-Н)



Применение хлора

Хлор применяют во многих отраслях промышленности, науки и бытовых нужд:

- Основным компонентом отбеливателей является хлорная вода
- В производстве поливинилхлорида, пластикатов, синтетического каучука, из которых изготавливают изоляцию для проводов, оконный профиль, упаковочные материалы, одежду и обувь, линолеум и грампластинки, лаки, аппаратуру и пенопласты, игрушки, детали приборов, строительные материалы.

- Для обеззараживания воды — «хлорирования».
- В химическом производстве соляной кислоты, хлорной извести, бертолетовой соли, хлоридов металлов, ядов, лекарств, удобрений.



Опыт 1.

Демонстрирует способы получения хлора и его физические свойства.

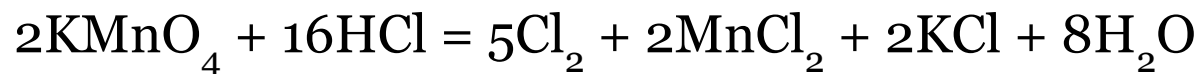
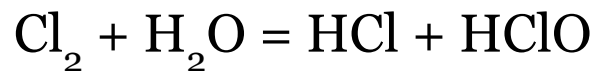
а) Взаимодействие соляной кислоты с оксидом марганца (4).

В колбе Вюрца с газоотводной трубкой насыпаем немного MnO_2 , вливаем концентрированную солянку и нагреваем:



б) Взаимодействие концентрированной соляной кислоты с перманганатом калия и получение хлорной воды.

Колбу Вюрца закрепляем в штативе, насыпаем перманганат калия и ставим гидравлический затвор, закрываем колбу пробкой с капельной воронкой, в которую на 2/3 наливаем HCl. Газоотводную трубку опустить в наклоненно-закрепленную колбу приемник, заполненную дистиллированной водой. Открываем кран капельной воронки и наблюдаем образование хлорной воды.

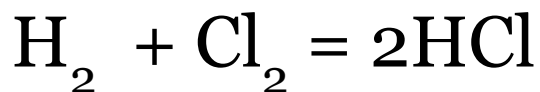


Опыт 2.

Демонстрирует химические свойства хлора при взаимодействии с простыми веществами.

а) Горение водорода в хлоре.

В стеклянный цилиндр, заполненный хлором, через аппарат Киппа с длинной изогнутой газоотводной трубкой подаем водород, открыв кран аппарата, поджигаем водород и медленно опускаем трубку с горящим водородом в цилиндр с хлором. Затем налить лакмус в цилиндр. Наблюдаем изменение цвета лакмуса с темно-синего на красный.



б) Взрыв смеси хлора с водородом.

Один стеклянный цилиндр наполнить водородом, а другую – хлором. Закрыть оба цилиндра стеклянными пластинками. **В помещении должен быть рассеянный свет.** Цилиндр с водородом, не переворачивая, поставить на цилиндр с хлором. Быстро убрать стеклянные пластинки и несколько раз перемешать газы. Разъединить цилиндры. Один из них быстро обернуть полотенцем и, держа наклонено отверстием вниз, поднести к пламени горелки. Прилить в цилиндр раствор лакмуса, видя изменение раствора с темно-синего цвета до красного.

- $\text{Cl}_2 + h\nu = 2\text{Cl}^\cdot$
- $\text{H}_2 + \text{Cl}^\cdot = \text{HCl} + \text{H}^\cdot$
- $\text{H}^\cdot + \text{Cl}_2 = \text{HCl} + \text{Cl}^\cdot$

Опыт 3.

Демонстрируют взаимодействие хлора со сложными веществами.

а) Обесцвечивание органических красителей.

В три пробирки на $1/3$ объема налить растворы лакмуса, фуксина и чернил. Приливаем несколько мл хлорной воды. Наблюдаем обесцвечивание растворов.

б) Обесцвечивание тканей (беление).

В одну пробирку налить 4-5 мл серной кислоты, во вторую 10 мл хлорной воды. Заполнить обе пробирки хлором и закрыть стеклянными пластинками, к которым заранее пластилином прикрепляют полоски цветной ткани.