

ПОЛОЖЕНИЕ НЕМЕТАЛЛОВ В ПСХЭ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА. ГАЛОГЕНЫ

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

ПЕРИОДЫ	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																			
	A	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	VIII								B		
1	H 1.00794 Hydrogenium Водород							(H)		He 4.002602 Helium Гелий										
2	Li 6.941 Lithium Литий	Be 9.0122 Beryllium Бериллий	B 10.811 Borium Бор	C 12.011 Carbonium Углерод	N 14.007 Nitrogenium Азот	O 15.999 Oxygenium Кислород	F 18.998 Fluorium Фтор	Ne 20.179 Neon Неон											Ar 39.948 Argon Аргон	
3	Na 22.99 Natrium Натрий	Mg 24.305 Magnesium Магний	Al 26.9815 Aluminium Алюминий	Si 28.086 Silicium Кремний	P 30.974 Phosphorus Фосфор	S 32.066 Sulfur Сера	Cl 35.453 Chlorium Хлор	Ar 39.948 Argon Аргон												
4	K 39.098 Kalium Калий	Ca 40.08 Calcium Кальций	Sc 44.956 Scandium Скандий	Ti 47.88 Titanium Титан	V 50.941 Vanadium Ванадий	Cr 51.996 Chromium Хром	Mn 54.938 Manganese Марганец	Fe 55.847 Ferrum Железо	Co 58.933 Cobaltum Кобальт	Ni 58.71 Nickelium Никель										
5	Rb 85.468 Rubidium Рубидий	Sr 87.62 Strontium Стронций	Y 88.906 Yttrium Иттрий	Zr 91.22 Zirconium Цирконий	Nb 92.906 Niobium Нйббий	Mo 95.94 Molybdenum Молибден	Tc 97.91 Technetium Технеций	Ru 101.07 Ruthenium Рутений	Rh 102.905 Rhodium Родий	Pd 106.4 Palladium Палладий										
6	Cs 132.905 Caesium Цезий	Ba 137.33 Barium Барий	La* 138.905 Lanthanum Лантан	Hf 178.49 Hafnium Гафний	Ta 180.9479 Tantalum Тантал	W 183.85 Wolframium Вольфрам	Re 186.207 Rhenium Рений	Os 190.2 Osmium Осмий	Ir 192.22 Iridium Иридий	Pt 195.08 Platinum Платина										
7	Fr [223] Francium Франций	Ra [226] Radium Радий	Ac** [227] Actinium Актиний	Rf [261] Rutherfordium Рутерфордий	Db [262] Dubnium Дубний	Sg [263] Seaborgium Сиббгрий	Bh [264] Bohrium Бергий	Hs [265] Hassium Хассий	Mt [266] Meitnerium Мейтнерий											
	ВОДОРОДЫ		ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ		ЩЕЛОЧНО-ЗЕМЕЛЬНЫЕ МЕТАЛЛЫ		ПЕРЕХОДНЫЕ МЕТАЛЛЫ		НЕМЕТАЛЛЫ		ГАЛОГЕНЫ		ИНЕРНЫЕ ГАЗЫ							
	R ₂ O		RO		R ₂ O ₃		RO ₂		R ₂ O ₅		RO ₃		R ₂ O ₇		RO ₄					
	RH ₄		RH ₃		RH ₃		RH ₃		RH ₃		RH ₃		RH ₃							
ЛАНТАНОИДЫ*	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tm	Yb	Lu										
АКТИНОИДЫ**	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr						

Неметаллы

**В периоде слева направо
увеличиваются
неметаллические свойства:**

- 1) Увеличивается заряд ядра атома;
- 2) Увеличивается количество электронов на внешнем уровне;
- 3) Возрастает окислительная способность;
- 4) Уменьшается радиус атома;
- 5) Возрастает электроотрицательность.

Периоды	Группы элементов								VIII	
	I	II	III	IV	V	VI	VII			
1	H 1 Водород	→								He 2 Гелий
2	Li 3 Литий	Be 4 Бериллий	B 5 Бор	C 6 Углерод	N 7 Азот	O 8 Кислород	F 9 Фтор		Ne 10 Неон	
3	Na 11 Натрий	Mg 12 Магний	Al 13 Алюминий	Si 14 Кремний	P 15 Фосфор	S 16 Сера	Cl 17 Хлор		Ar 18 Аргон	
4	K 19 Калий	Ca 20 Кальций	Sc 21 Скандий	Ti 22 Титан	V 23 Ванадий	Cr 24 Хром	Mn 25 Марганец		Ni 28 Никель	
5	Rb 37 Рубидий	Sr 38 Стронций	Y 39 Иттрий	Zr 40 Цирконий	Nb 41 Нобий	Mo 42 Молибден	Tc 43 Технеций		Pd 46 Палладий	
6	Cs 55 Цезий	Ba 56 Барий	La 57 Лантан	Hf 72 Гафний	Ta 73 Тантал	W 74 Вольфрам	Re 75 Рений		Pt 78 Платина	
7	Au 79 Золото	Hg 80 Ртуть	Tl 81 Таллий	Pb 82 Свинец	Bi 83 Висмут	Po 84 Полоний	At 85 Астат		Rn 86 Радон	
Высшие оксиды	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇		RO ₄	
ЛВС				RH ₄	RH ₃	RH ₂	RH			

Внешние энергетические уровни атомов неМе заполнены больше чем на половину (исключение бор). Поэтому для завершения энергетического уровня им свойственно принимать электроны, то есть проявлять окислительные свойства. В атомах благородных (инертных) газов внешние уровни завершены и они имеют особые свойства.

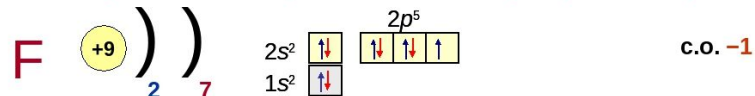
**В группе снизу вверх
увеличиваются неметаллические
свойства:**

- 1) Уменьшается радиус атома;
- 2) Увеличивается электроотрицательность;
- 3) Возрастает окислительная способность;

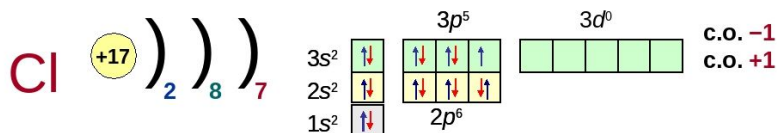
ГАЛОГЕНЫ

(от греч. ἅλός — «соль» и γένος — «рождение, происхождение»)

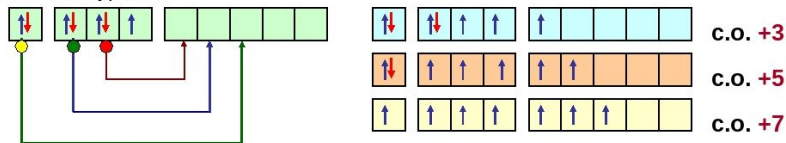
Строение атомов галогенов на примере Фтора и Хлора



Для фтора, самого электроотрицательного элемента из всех элементов, атомы которого не имеют близких по значению энергии вакантных *d*-орбиталей, степень окисления **-1** в соединениях **единственная**.



В атомах хлора и других галогенов появляются пять вакантных *d*-орбиталей, на которые и могут перейти в результате распаривания спаренные *s*- и *p*-электроны внешнего уровня:



Строение атомов

Фтор	F	$(+9)$	$1s^2 2s^2 2p^5$				
Хлор	Cl	$(+17)$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 3d^0$				
Бром	Br	$(+35)$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 3d^{10} 4s^2 4p^5 4d^0$				
Иод	I	$(+53)$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 3d^{10} 4s^2 4p^5 4d^{10} 5s^2 5p^5 5d^0$				
Астат	At	$(+85)$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 3d^{10} 4s^2 4p^5 4d^{10} 5s^2 5p^5 5d^{10} 6s^2 6p^5 6d^0$				

Тренды: Радус атома (↓), Электроотрицательность (↑), Окислительные свойства (↑), Неметаллические свойства (↑)

9
F
ФТОР
18,998
 $2s^2 2p^5$

17
Cl
ХЛОР
35,453
 $3s^2 3p^5$

35
Br
БРОМ
79,904
 $4s^2 4p^5$

53
I
ИОД
126,904
 $5s^2 5p^5$

85
At
АСТАТ
(210)
 $6s^2 6p^5$

На внешнем энергоуровне до завершения не хватает 1 электрона, следовательно для галогенов больше характерны окислительные свойства, фтор вообще восстановительных свойств не проявляет.

ИСТОРИЯ ОТКРЫТИЯ

Многочисленные попытки выделить свободный фтор в XIX в. не привели к успешным результатам. Лишь в 1886 г. Муассану удалось сделать это и получить свободный фтор в виде газа желто-зеленого цвета. Так как фтор является необычайно агрессивным газом, Муассану пришлось преодолеть множество затруднений, прежде чем он нашел материал, пригодный для аппаратуры в опытах со фтором. Гесс с 1831 г. ввел в употребление название фтор (от др.-греч. φθόρος «разрушение, порча, вред», далее от φθειρώ «уничтожать, истреблять, губить»).

9

F

ФТОР
18,998
 $2s^2 2p^5$ 7
2

Хлор, вероятно, получали еще алхимики, но его открытие и первое исследование неразрывно связано с именем знаменитого шведского химика Карла Вильгельма Шееле. В 1774 Шееле выделил хлор в свободном виде, нагревая черный минерал пиролюзит (MnO_2) с концентрированной соляной кислотой. В 1811 Дэви предложил для нового элемента название «хлорин» – от греч. «хлорос» – желто-зеленый. Спустя год Гей-Люссак «сократил» название до «хлора».

17

Cl

ХЛОР
35,453
 $3s^2 3p^5$ 7
8
2

В 1811 немецкий физик Иоганн Швейгер предложил для хлора название «галоген» (от греческих «халс» – соль, и «геннао» – рождаю). Впоследствии этот термин закрепился не только за хлором, но и за всеми его аналогами по седьмой группе – фтором, бромом, йодом, астатом.

Одним из французских селитроваров был химик и промышленник Бернар Куртуа (1777–1838), он был весьма наблюдательным человеком. Считается, что именно это помогло ему в 1811 г. стать первооткрывателем нового химического элемента иода. Однажды он заметил, что медный котёл, в котором выпаривался щелок, полученный из фукуса, ламинарий и других бурых водорослей, быстро разрушается, как будто его разъедает какая – то кислота. Куртуа решил выяснить, в чём тут дело. Осадив и удалив из раствора соли натрия, он выпарил раствор, обнаружил в котле сульфид калия и чтобы разложить его, прилил к осадку концентрированной серной кислоты – и тут появился фиолетовый дым. Куртуа повторил опыт, на этот раз в реторте, и в приёмнике реторты осели блестящие чёрные пластинчатые кристаллы. Название новому элементу присвоил в 1813 году французский химик Жозеф-Луи

53

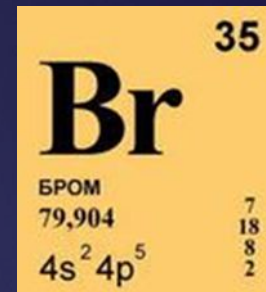
I

ЙОД
126,904
 $5s^2 5p^5$ 7
18
18
8
2

Гей-Люссак (1778–1850) за фиолетовый цвет его паров («иодос» по-гречески значит «фиолетовый»).

В 1825 молодой французский химик Антуан Жером Балар (Antoine-Jérôme Balard), работавший препаратором в Фармакологической школе при университете небольшого южного городка Монпелье, приступил к своим первым самостоятельным научным исследованиям. Руководитель Балара, профессор Жозеф Англада (Joseph Anglada), поручил ему изучить химический состав сливаемого рассола и прибрежных морских водорослей. Действуя на рапу различными реактивами, Болар заметил, что при пропускании через нее хлора раствор приобретает интенсивный желтый цвет. Аналогично окрашивал хлор и щелочной экстракт золы водорослей. Вначале Балар предположил, что наблюдаемая окраска вызвана присутствием в исследуемых образцах иода, который, реагируя с хлором, и образует неизвестное вещество. Для начала он экстрагировал его последовательно эфиром и водным гидроксидом калия. Обработав полученный щелочной раствор пиролюзитом (MnO_2) в сернокислой среде, Балар выделил неприятно пахнущую красно-бурую жидкость и попробовал разделить ее на составные части. Когда все попытки не принесли результата, стало ясно, что это новый элемент. Определив плотность и температуру кипения жидкости, а также изучив ее важнейшие химические свойства, 30 ноября 1825 Балар отправил доклад о своих опытах в Парижскую академию наук. В нем, в частности, для нового элемента было предложено название «мурид» (от латинского слова «muriā» – рассол).

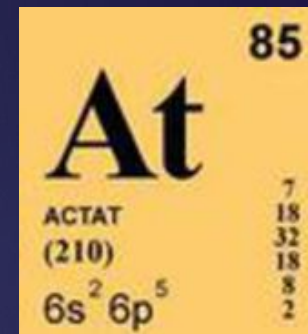
Для проверки сообщения была назначена комиссия из трех химиков: Луи Вокелена (Louis Nicolas Vauquelin), Луи Тенара (Louis Jacques Thénard) и Жозефа Гей-Люссака. Повторив описанные эксперименты, они подтвердили выводы Балара, но название «мурид» признали неудачным, т.к. что соляная кислота называлась тогда *acidum muriaticum* – муриевой (от гипотетического элемента мурия), а ее соли – муриатами и употребление столь похожих названий «мурид» и «мурий» могло вызвать недоразумения. Согласно рекомендации номенклатурного комитета при академии наук новый элемент было предложено назвать бромом от греческого *brwmō* – зловонный. В России название «бром» утвердилось не сразу, в течение долгого времени для элемента № 35 использовались названия «вром», «мурид», и «вромид».



Предсказан (как «эка-иод») Д. И. Менделеевым в 1898 году.

В 1931 г. Аллисон с сотрудниками Политехнического института штата Алабама в США сообщил, что ему удалось обнаружить в растворе, извлеченном из монацитного песка с помощью магнетооптических методов, следы элемента 85, которому он дал название алабамий (Alaba mium); под этим названием элемент 85 фигурировал в учебниках и справочниках до 1947 г.

Впервые астат был получен искусственно в 1940 Д. Корсоном, К. Р. Маккензи и Э. Сегре (Калифорнийский университет в Беркли). Для синтеза изотопа ^{211}At они облучали висмут альфа-частицами. В 1943—1946 годах изотопы астата были обнаружены в составе природных радиоактивных рядов. В русской терминологии элемент до 1962 года назывался «астатин».



Нахождение в природе

CaF_2 - плавиковый шпат

$\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ - криолит

$\text{Ca}_5\text{F}(\text{PO}_4)_3$ -
фторапатит

NaCl - каменная соль

KCl - сильвин

$\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ -
карналлит



бромиды

NaBr , KBr , MgBr_2

в отложениях хлоридов

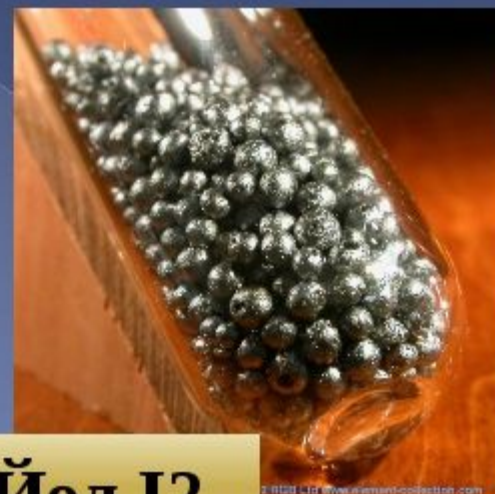
KIO_3 и KIO_4 в залежах
селитры, подземных
водах, морских растениях



Хлор



Бром Br_2




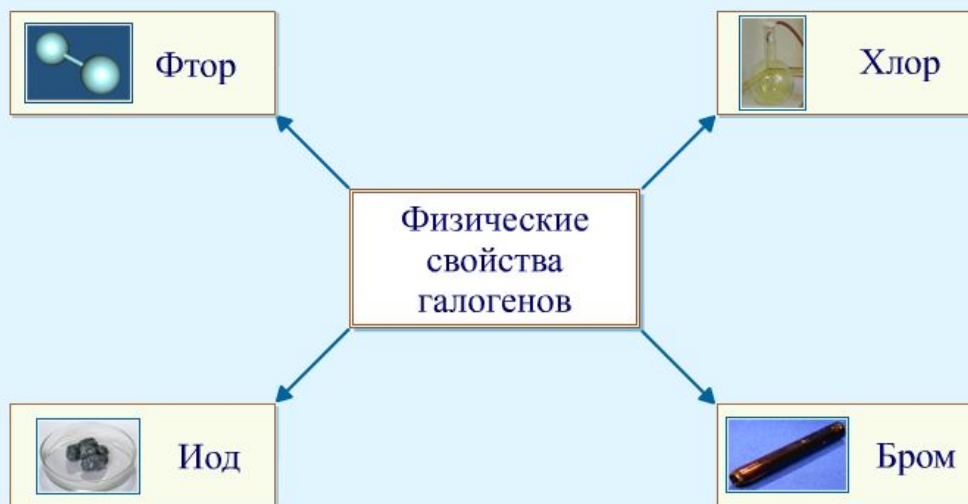
Йод I_2

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ГАЛОГЕНОВ

Физические свойства галогенов и их получение

1. Физические свойства галогенов

 Для просмотра нажмите кнопку проигрывания или выберите горячую зону.



Все галогены при нормальных условиях имеют молекулярное строение и соответствующие этому строению физические свойства: низкие $T_{пл.}$ и $T_{кип.}$, запах и т.д.

ПОЛУЧЕНИЕ ГАЛОГЕНОВ

Фтор:

В 1986 году, во время подготовки к конференции по поводу празднования 100-летия открытия фтора, Карл Кристо открыл способ чисто химического получения фтора с использованием реакции во фтороводородном растворе K_2MnF_6 и SbF_5 при $150\text{ }^\circ\text{C}$ ^[10]:



Промышленный метод

Промышленное производство фтора осуществляется электролизом расплава кислого фторида калия $KF \cdot 2HF$ (часто с добавлениями фторида лития), который образуется при насыщении расплава KF фтористым водородом до содержания 40—41 % HF . Процесс электролиза проводят при температурах около $100\text{ }^\circ\text{C}$ в стальных электролизёрах со стальным катодом и угольным анодом

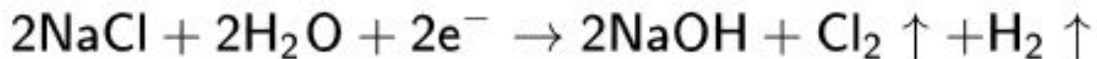
Метод Шееле

Первоначально промышленный способ получения хлора основывался на методе Шееле, то есть реакции пиролюзита с соляной кислотой:



Электрохимические методы

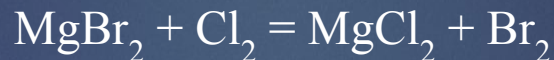
Сегодня хлор в промышленных масштабах получают вместе с гидроксидом натрия и водородом путём электролиза раствора поваренной соли, основные процессы которого можно представить суммарной формулой:



ПОЛУЧЕНИЕ БРОМА И ЙОДА

Промышленное производство брома началось в 1865 на базе Страссфуртского соляного месторождения в Германии, двумя годами позже бром стали добывать в США, в штате Вирджиния. В 1924 на борту судна «Этила» была продемонстрирована возможность добычи брома из морской воды, а в 1934 организовано промышленное производство, основанное на этом методе. В России первый бромный завод был построен в 1917 на соляном озере Сакское.

Все промышленные способы получения брома из соляных растворов основаны на его вытеснении хлором из бромидов:

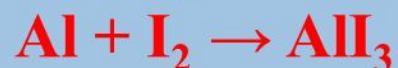
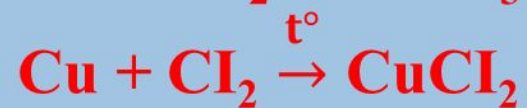


Сырьем для промышленного получения иода в России служат нефтяные буровые воды; за рубежом – морские водоросли, а также маточные растворы чилийской (натриевой) селитры, содержащие до 0,4% иода в виде иодата натрия. Для извлечения иода из нефтяных вод (содержащих обычно 20 – 40 мг/л иода в виде иодидов) на них сначала действуют хлором или азотистой кислотой. Выделившийся иод либо адсорбируют активным углем, либо выдувают воздухом.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ГАЛОГЕНОВ

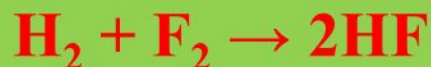
Все галогены проявляют высокую окислительную активность, которая уменьшается при переходе от фтора к астату. Фтор — самый активный из галогенов, реагирует со всеми металлами без исключения, многие из них в атмосфере фтора самовоспламеняются, выделяя большое количество теплоты.

1) Взаимодействие с металлами:



2) Взаимодействие с неметаллами:

Без нагревания фтор реагирует и со многими неметаллами (H_2 , S, C, Si, P); все реакции при этом сильно экзотермические и могут протекать со взрывом.



Свободный хлор также очень реакционноспособен, хотя его активность и меньше, чем у фтора. Он непосредственно реагирует со всеми простыми веществами, за исключением кислорода, азота и благородных газов.



ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ГАЛОГЕНОВ

3) Взаимодействие со сложными веществами:

Хлор обратимо реагирует с водой, образуя равновесную смесь веществ, называемую хлорной водой:



Взаимодействие с щелочами:

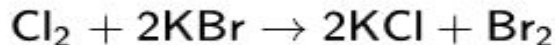
- на холоде



- при нагревании:



Хлор способен при нагревании вытеснять бром или иод из их соединений с водородом или металлами:



ПРИМЕНЕНИЕ ГАЛОГЕНОВ

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 *йода* используются в фармацевтической и химической промышленности.

ТОКСИЧНОСТЬ

Вследствие высокой реакционной способности (особенно это ярко проявляется у фтора) все галогены являются **ядовитыми** веществами с сильно выраженным удушающим и поражающим ткани воздействиями.

Большую опасность представляют пары и аэрозоль фтора, так как в отличие от других галогенов имеют довольно слабый запах и ощущаются только в больших концентрациях.

ЗАКРЕПЛЕНИЕ

§ 13 Задача № 6

Домашнее задание
§ 13 № 2, 5

