

Галогены



Общие сведения

Галогены (от греч. ἅλός — соль и γένος — рождение, происхождение; иногда употребляется устаревшее название галоиды) — химические элементы 17-й группы периодической таблицы химических элементов Д. И. Менделеева.

Общие сведения

Реагируют почти со всеми простыми веществами, кроме некоторых неметаллов.

Все **галогены** — энергичные **окислители**, поэтому встречаются в природе только в виде соединений.

Общие сведения

С увеличением порядкового номера химическая активность галогенов уменьшается, химическая активность галогенид-ионов F^- , Cl^- , Br^- , I^- , At^- уменьшается.

Общие сведения

К **галогенам** относятся фтор F, хлор Cl, бром Br, иод I, аstat At, а также (формально) искусственный элемент унунсептий Uus.

Все галогены — **неметаллы**.

На внешнем энергетическом уровне 7 электронов, являются сильными **окислителями**.

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

Общие сведения

При взаимодействии с металлами возникает ионная связь, и образуются соли.

Галогены, (кроме F) при взаимодействии с более электроотрицательными элементами, могут проявлять и восстановительные свойства вплоть до высшей степени окисления +7.

Физические свойства

галогенов

Фтор является трудносжижаемым, а хлор легкосжижаемым газом с удушливым резким запахом.



Физические свойства галогенов

Энергия связи галогенов сверху вниз по ряду изменяется не равномерно.

Фтор имеет аномально низкую энергию связи (151 кДж/моль), это объясняется тем, что фтор не имеет d-подуровня и не способен образовывать полуторные связи, в отличие от остальных галогенов (Cl_2 243, Br_2 199, I_2 150,7, At_2 117 кДж/моль).

Физические свойства

галогенов

От хлора к астату энергия связи постепенно ослабевает, что связано с **увеличением атомного радиуса**.

Аналогичные аномалии имеют и температуры кипения (плавления):

Простое вещество	Температура плавления, °С	Температура кипения, °С
F ₂	-220	-188
Cl ₂	-101	-34
Br ₂	-7	58
I ₂	113,5	184,885
At ₂	244	309

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, например:



Без нагревания **фтор** реагирует и со многими неметаллами (H₂, S, C, Si, P) — все реакции при этом сильно экзотермические, например:



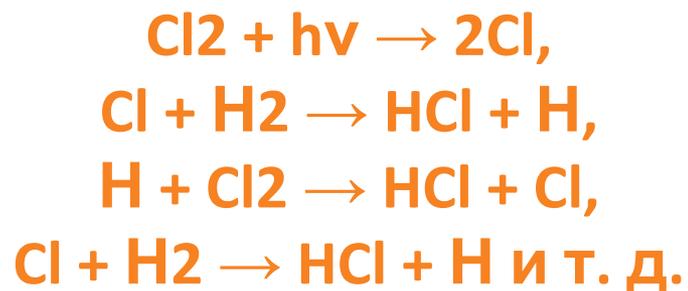
Свободный хлор также очень ~~реакционноспособен, хотя его активность и~~ меньше, чем у фтора.

Он непосредственно реагирует со всеми простыми веществами, за исключением кислорода, азота и благородных газов.

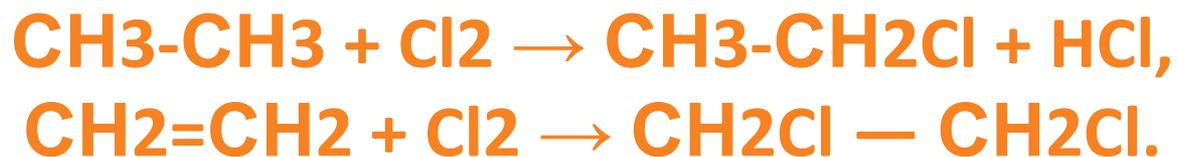


Особый интерес представляет **реакция с водородом**.

Так, при комнатной температуре, без освещения хлор практически не реагирует с водородом, тогда как при нагревании или при освещении (например, на прямом солнечном свете) эта реакция протекает со взрывом по приведенному ниже цепному механизму:



Хлор вступает в реакцию со многими сложными веществами, например замещения и присоединения с углеводородами:



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

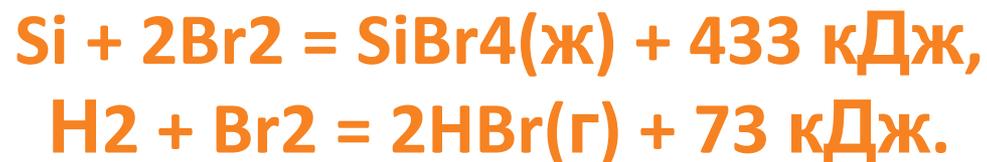


а также обратимо реагирует с водой:



Химическая активность **брома** меньше, чем у фтора и хлора, но все же достаточно велика в связи с тем, что бром обычно используют в жидком состоянии и поэтому его исходные концентрации при прочих равных условиях больше, чем у хлора.

Для примера приведем реакции взаимодействия брома с кремнием и водородом:



Йод существенно отличается по химической активности от остальных галогенов.

Он не реагирует с большинством неметаллов, а с металлами медленно реагирует только при нагревании.



Взаимодействие же **йода с водородом** происходит только при сильном нагревании, реакция является эндотермической и сильно обратимой:



Таким образом, **химическая активность галогенов** последовательно уменьшается от фтора к астату.

Каждый галоген в ряду F — At может вытеснить последующий из его соединений с водородом или металлами, то есть каждый галоген в виде простого вещества способен окислять галогенид-ион любого из последующих галогенов.

Астат ещё менее реакционноспособен, чем иод.

Но и он реагирует с металлами (например с литием):



**Спасибо за
внимание**