

Неметаллы

Галогены

Электронная конфигурация галогенов в основном состоянии соответствует формуле ns^2np^5

Атомы галогенов содержат на внешнем энергетическом уровне 1 неспаренный электрон и три неподеленные электронные пары в основном энергетическом состоянии. В основном состоянии атомы галогенов могут образовывать 3 связи по обменному механизму

При этом у фтора возбужденного состояния нет, т.е. максимальная валентность фтора в соединениях равна I.

За счет вакантной d-орбитали атомы хлора, брома и йода могут переходить в возбужденное энергетическое состояние.

Максимальная валентность галогенов (кроме фтора) в соединениях равна VII. Также для галогенов характерны валентности I, III, V.

Степени окисления атома галогенов – от -1 до +7. Характерные степени окисления -1, 0, +1, +3, +5, +7. Для фтора характерная степень окисления -1 и валентность I.

Галогены образуют двухатомные молекулы состава Hal_2 . В твёрдом состоянии имеют молекулярную кристаллическую решетку. Плохо растворимы в воде, все имеют запах, летучи

Галоген	F	Cl	Br	I
Электронная формула	$2s^2 2p^5$	$... 3s^2 3p^5$	$... 4s^2 4p^5$	$... 5s^2 5p^5$
Электроотрицательность	4,0	3,0	2,8	2,5
Степени окисления	-1	-1, +1, +3, +5, +7	-1, +1, +3, +5, +7	-1, +1, +3, +5, +7
Агрегатное состояние	Газ	Газ	Жидкость	Твердые кристаллы
Цвет	Светло-желтый	Жёлто-зелёный	Буровато-коричневый	Тёмно-серый с металлическим блеском
Запах	Резкий	Резкий, удушливый	Резкий, зловонный	Резкий
Т плавления	-220°C	-101°C	-7°C	$113,5^{\circ}\text{C}$
Т кипения	-188°C	-34°C	58°C	185°C

В природе галогены встречаются в виде соединений, в основном, в виде галогенидов

Соединения галогенов

Степень окисления	Типичные соединения
+7	Хлорная кислота HClO_4
	Перхлораты MeClO_4
+5	Хлорноватая кислота HClO_3
	Хлораты MeClO_3
+3	Хлористая кислота HClO_2
+1	Хлорноватистая кислота HClO
	Гипохлориты MeClO
-1	Хлороводород HCl , Хлориды MeCl

Получения галогенов

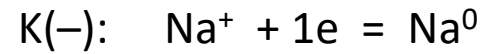
1. Получение хлора.

В промышленности хлор получают электролизом расплава или раствора хлорида натрия.

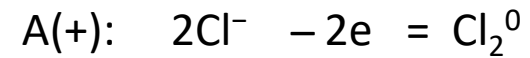
Электролиз расплава хлорида натрия



На катоде восстанавливаются ионы натрия:



На аноде окисляются ионы хлора:

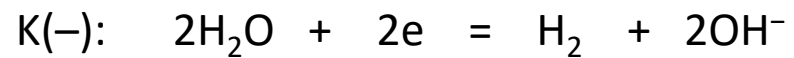


Электролиз раствора хлорида натрия.

В растворе хлорид натрия диссоциирует на ионы:



На катоде восстанавливаются молекулы воды:



На аноде окисляются ионы хлора:

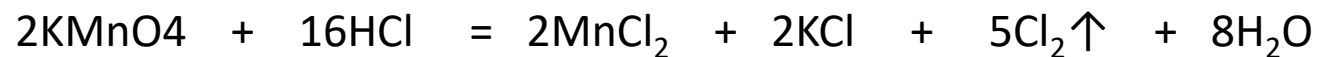


В лаборатории хлор получают взаимодействием концентрированной соляной кислоты с сильными окислителями.

Например, взаимодействием соляной кислоты с оксидом марганца (IV)



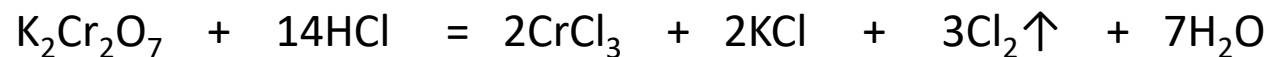
Или перманганатом калия:



Бертолетова соль также окисляет соляную кислоту:



Бихромат калия окисляет соляную кислоту:



2. Получение фтора.

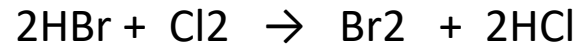
Фтор получают электролизом расплава гидрофторида калия.



3. Получение брома.

Бром можно получить окислением ионов Br^- сильными окислителями.

Например, бромоводород окисляется хлором:



Соединения марганца также окисляют бромид-ионы.

Например, оксид марганца (IV):



4. Получение йода.

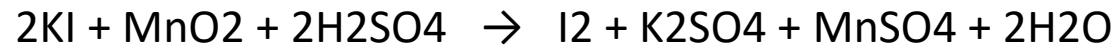
Йод получают окислением ионов I[–] сильными окислителями.

Например, хлор окисляет йодид калия:



Соединения марганца также окисляют йодид-ионы.

Например, оксид марганца (IV) в кислой среде окисляет йодид калия:



Химические свойства

Химическая активность галогенов увеличивается снизу вверх – от астата к фтору.

1. Галогены проявляют свойства окислителей. Галогены реагируют с металлами и неметаллами.

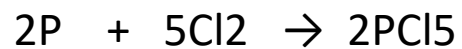
1.1. Галогены не горят на воздухе. Фтор окисляет кислород с образованием фторида кислорода:



1.2. При взаимодействии галогенов с серой образуются галогениды серы:

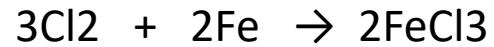


1.3. При взаимодействии фосфора и углерода с галогенами образуются галогениды фосфора и углерода:



1.4. При взаимодействии с металлами галогены проявляют свойства окислителей, образуя галогениды.

Например, железо реагирует с галогенами с образованием галогенидов. При этом фтор, хлор и бром образуются галогениды железа (III), а с йодом — соединение железа (II):



Аналогичная ситуация с медью: фтор, хлор и бром окисляют медь до галогенидов меди (II), а йод до йодида меди (I):



Активные металлы бурно реагируют с галогенами, особенно с фтором и хлором (горят в атмосфере фтора или хлора).

Еще пример: алюминий взаимодействует с хлором с образованием хлорида алюминия:



1.5. Водород горит в атмосфере фтора:



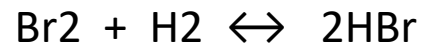
С хлором водород реагирует только при нагревании или освещении. При этом реакция протекает со взрывом:



Бром также реагирует с водородом с образованием бромоводорода:



Взаимодействие йода с водородом происходит только при сильном нагревании, реакция протекает обратимо, с поглощением теплоты (эндотермическая):



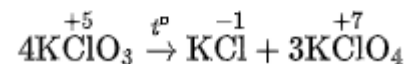
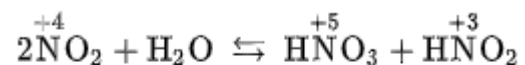
1.6. Галогены реагируют с галогенами. Более активные галогены окисляют менее активные.

Например, фтор окисляет хлор, бром и йод:



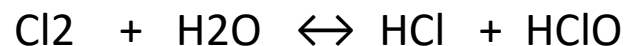
2. Со сложными веществами галогены реагируют, также проявляя преимущественно окислительные свойства. Галогены охотно диспропорционируют при растворении в воде или в щелочах.

Диспропорционирование — химическая реакция, в которой один и тот же элемент выступает и в качестве окислителя, и в качестве восстановителя, причём в результате реакции образуются соединения, которые содержат один и тот же элемент в разных степенях окисления.



2.1. При растворении в воде хлор и бром частично диспропорционируют, повышая и понижая степень окисления. Фтор окисляет воду.

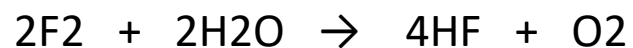
хлор при растворении в холодной воде диспропорционирует до ближайших стабильных степеней окисления (+1 и -1), образует при этом соляную кислоту и хлорноватистую кислоту (хлорная вода):



При растворении в горячей воде хлор диспропорционирует до степеней окисления -1 и +5, образуя соляную кислоту и хлорную кислоту:

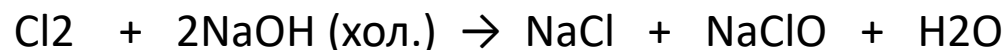


Фтор реагирует с водой со взрывом:

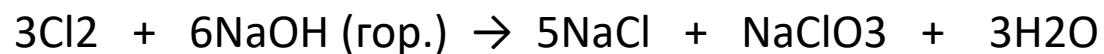


2.2. При растворении в щелочах хлор, бром и йод диспропорционируют с образованием различных солей. Фтор окисляет щелочи.

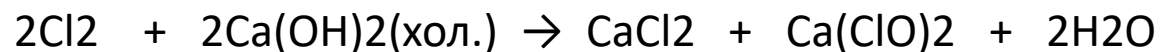
Например, хлор реагирует с холодным раствором гидроксидом натрия:



При взаимодействии с горячим раствором гидроксида натрия образуются хлорид и хлорат:

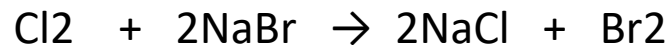
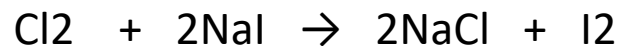


Еще пример: хлор растворяется в холодном растворе гидроксида кальция:



2.3. Более активные галогены вытесняют менее активные галогены из солей и галогеноводородов.

Например, хлор вытесняет йод и бром из раствора йодида калия и бромида калия соответственно:



Еще одно свойство: более активные галогены окисляют менее активные.

Например, фтор окисляет хлор с образованием фторида хлора (I):

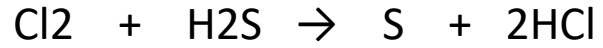


В свою очередь, хлор окисляет йод. При этом в растворе образуется соляная кислота и йодная кислота:



2.4. Галогены проявляют окислительные свойства, взаимодействуют с восстановителями.

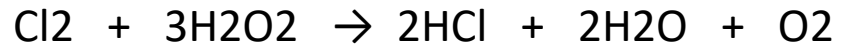
Например, хлор окисляет сероводород:



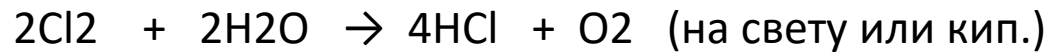
Хлор также окисляет сульфиты:



Также галогены окисляют пероксиды:



Или, при нагревании или на свету, воду:



Галогеноводороды

Галогеноводороды HNaI – это бинарные соединения водорода с галогенами, которые относятся к летучим водородным соединениям. Галогеноводороды – бесцветные ядовитый газы, с резким запахом, хорошо растворимые в воде.

В ряду $\text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$ увеличивается длина связи и ковалентности связи, уменьшается полярность связи $\text{H} - \text{Hal}$.

Растворы галогеноводородов в воде (за исключением фтороводорода) – сильные кислоты. Водный раствор фтороводорода – слабая кислота.

получения галогеноводородов

В лаборатории галогеноводороды получают действием нелетучих кислот на хлориды металлов.



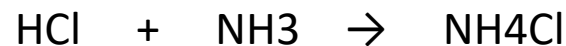
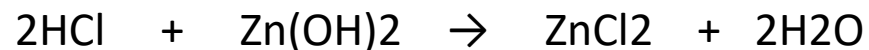
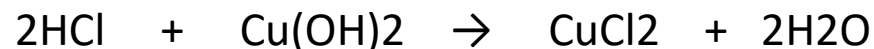
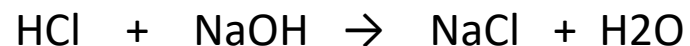
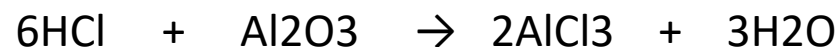
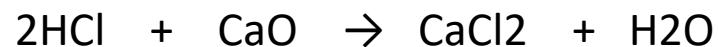
Галогеноводороды получают также прямым взаимодействием простых веществ:



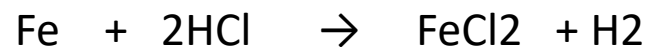
Химические свойства галогеноводородов

1. В водном растворе галогеноводороды проявляют кислотные свойства. Взаимодействуют с основаниями, основными оксидами, амфотерными гидроксидами, амфотерными оксидами. Кислотные свойства в ряду $\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$ возрастают.

Например, хлороводород реагирует с оксидом кальция, оксидом алюминия, гидроксидом натрия, гидроксидом меди (II), гидроксидом цинка (II), аммиаком:



Как типичные минеральные кислоты, водные растворы галогеноводородов реагируют с металлами, расположенными в ряду активности металлов до водорода. При этом образуются соль металла и водород.



2. В водном растворе галогеноводороды диссоциируют, образуя кислоты. Водный раствор фтороводорода (плавиковая кислота) – слабая кислота:



Водные растворы хлороводорода (соляная кислота), бромоводорода и йодоводорода – сильные кислоты, в разбавленном растворе диссоциируют практически полностью:

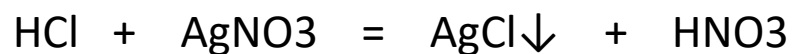


3. Водные растворы галогеноводородов взаимодействуют с солями более слабых кислот и с некоторыми растворимыми солями (если образуется газ, осадок, вода или слабый электролит).

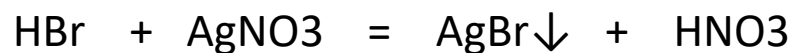


Качественная реакция на галогенид-ионы – взаимодействие с растворимыми солями серебра.

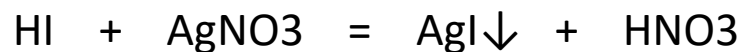
При взаимодействии соляной кислоты с нитратом серебра (I) образуется белый осадок хлорида серебра:



Осадок бромида серебра – бледно-желтого цвета:



Осадок иодида серебра – желтого цвета:

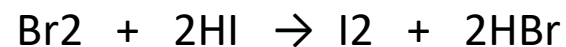


Фторид серебра – растворимая соль, поэтому реакция плавиковой кислоты и ее солей с нитратом серебра не является качественной.

4. Восстановительные свойства галогеноводородов усиливаются в ряду $\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$.

Галогеноводороды реагируют с галогенами. При этом более активные галогены вытесняют менее активные.

Например, бром вытесняет йод из йодоводорода:



А вот хлор не может вытеснить фтор из фтороводорода.

Фтороводород практически невозможно окислить.

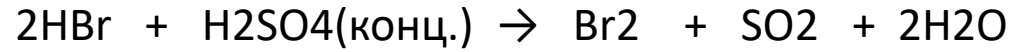
Концентрированная соляная кислота окисляется соединениями марганца с валентностью выше II или соединениями хрома (VI).

Например: концентрированная соляная кислота окисляется оксидом марганца (IV):

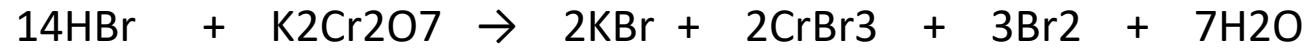


Бромоводород – сильный восстановитель и окисляется соединениями марганца, хрома (VI), концентрированной серной кислотой и другими сильными окислителями:

Например, бромоводород окисляется концентрированной серной кислотой:



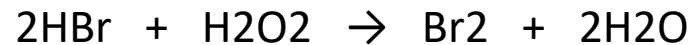
Бромоводород реагирует с бихроматом калия с образованием молекулярного брома:



Или с оксидом марганца (IV):



Пероксид водорода также окисляет бромоводород до молекулярного брома:

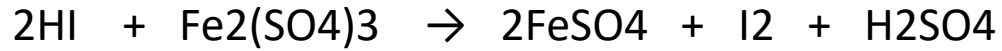


Йодоводород – еще более сильный восстановитель, и окисляется другими неметаллами и даже такими окислителями, как соединения железа (III) и соединения меди (II).

Например, йодоводород реагирует с хлоридом железа (III) с образованием молекулярного йода:



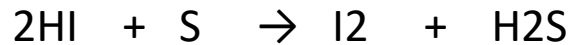
или с сульфатом железа (III):



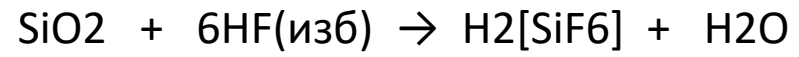
Йодоводород легко окисляется соединениями азота, например, оксидом азота (IV):



или молекулярной серой при нагревании:



5. Плавиковая кислота реагирует с оксидом кремния (IV) (растворяет стекло):



Галогениды металлов

Галогениды – это бинарные соединения галогенов и металлов или некоторых неметаллов, соли галогеноводородов.

Способы получения галогенидов

1. Галогениды металлов получают при взаимодействии галогенов с металлами. При этом галогены проявляют свойства окислителя.

Например, хлор взаимодействует с магнием и кальцием:

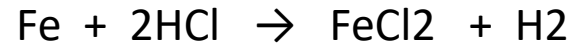


При взаимодействии железа с хлором образуется хлорид железа (III):



2. Галогениды металлов можно получить при взаимодействии металлов с галогеноводородами.

Например, соляная кислота реагирует с железом с образованием хлорида железа (II):

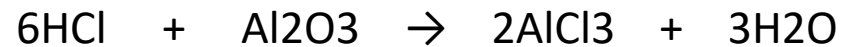


3. Галогениды металлов можно получить при взаимодействии основных и амфотерных оксидов с галогеноводородами.

Например, при взаимодействии оксида кальция и соляной кислоты:

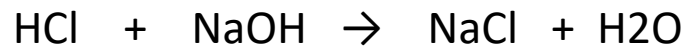


Еще пример: взаимодействие оксида алюминия с соляной кислотой:

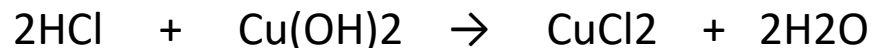


4. Галогениды металлов можно получить при взаимодействии оснований и амфотерных гидроксидов с галогеноводородами.

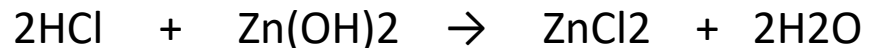
Например, при взаимодействии гидроксида натрия и соляной кислоты:



Или при взаимодействии гидроксида меди (II) с соляной кислотой:



Гидроксид цинка (II) также взаимодействует с соляной кислотой:



5. Некоторые соли взаимодействуют с галогеноводородами с образованием галогенидов металлов.



Взаимодействие с нитратом серебра – качественная реакция на соляную кислоту, бромоводород и йодоводород:



Химические свойства галогенидов

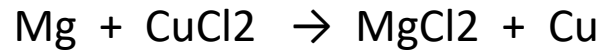
1. Растворимые галогениды вступают в обменные реакции с растворимыми солями, кислотами и основаниями, если образуется осадок, газ или вода.

Например, бромиды, йодиды и хлориды реагируют с нитратом серебра с образованием желтого, желтого и белого осадков соответственно.



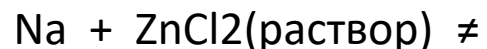
2. Галогениды тяжелых металлов реагируют с более активными металлами. При этом более активные металлы вытесняют менее активные.

Например, магний вытесняет медь из расплава хлорида меди (II):



Обратите внимание! В растворе более активные металлы вытесняют менее активные только если более активные металлы не взаимодействуют с водой (металлы, расположенные в ряду активности до магния). Если добавляемый металл слишком активен, то он провзаимодействует с водой, а не с солью.

Например, натрий не вытесняет цинк из раствора хлорида цинка. Т.к. натрий реагирует с водой, а реакция с хлоридом цинка не идет.

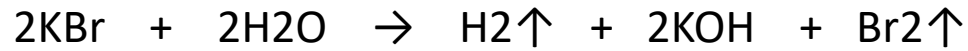


3. Галогениды подвергаются электролизу в растворе или расплаве. При этом на аноде образуются галогены.

Например, при электролизе расплава бромида калия на катоде образуется калий, а на аноде – бром:



При электролизе раствора бромида калия на катоде выделяется водород, а на аноде также образуется бром:

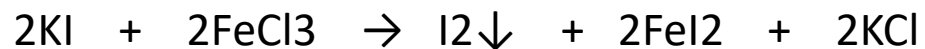


4. Галогениды металлов проявляют восстановительные свойства. Хлориды окисляются только сильными окислителями, а вот йодиды уже являются очень сильными восстановителями. В целом, восстановительные свойства галогенидов аналогичны свойствам галогеноводородов.

Например, бромид калия окисляется концентрированной серной кислотой:



Еще пример: йодид калия окисляется соединениями меди (II) и соединениями железа (III):

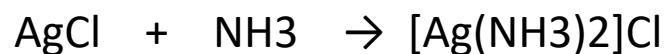


Более активные галогены вытесняют менее активные из солей.

При этом галогениды металлов не горят в кислороде.

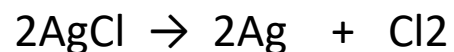
5. Нерастворимые галогениды металлов растворяются под действием избытка аммиака.

Например, хлорид серебра (I) растворяется под действием избытка раствора аммиака:



6. Нерастворимые галогениды под действием света разлагаются на галоген и металл.

Например, хлорид серебра разлагается под действием ультрафиолета:



Кислородсодержащие кислоты галогенов

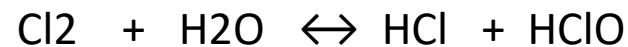
Степень окисления галогена	+1	+3	+5	+7
Формула	HCIO	HCIO ₂	HCIO ₃	HCIO ₄
Название кислоты	Хлорноватистая	Хлористая	Хлорноватая	Хлорная
Устойчивость и сила	Существует только в растворах, слабая кислота	Существует только в растворах, слабая кислота	Существует только в растворах, сильная кислота	Сильная кислота
Название соответствующей соли	Гипохлориты	Хлориты	Хлораты	Перхлораты

Хлорноватистая кислота и ее соли

Хлорноватистая кислота HClO устойчива только в разбавленном водном растворе.

Способ получения хлорноватистой кислоты:

1. Диспропорционирование хлора в холодной воде:



Химические свойства хлорноватистой кислоты:

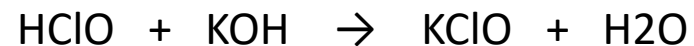
Хлорноватистая кислота HClO – это слабая кислота, но сильный окислитель.

1. Под действием ультрафиолета (на свету) хлорноватистая кислота разлагается:



2. Как кислота, хлорноватистая кислота реагирует с сильными основаниями.

Например, с гидроксидом калия:

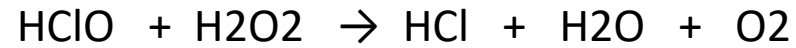


3. Ярко выражены окислительные свойства хлорноватистой кислоты за счет атома хлора в степени окисления +1. При взаимодействии с восстановителями хлор, как правило, восстанавливается до степени окисления -1.

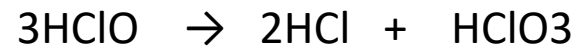
Например, хлорноватистая кислота окисляет йодоводород:



Хлорноватистая кислота также окисляет, например, пероксид водорода:



4. Хлорноватистая кислота диспропорционирует:



Химические свойства солей хлорноватистой кислоты (гипохлоритов):

1. Более сильные кислоты вытесняют гипохлориты из солей.

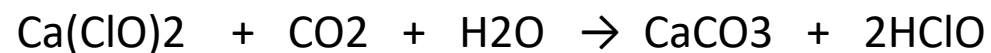
Например, соляная кислота реагирует с гипохлоритом натрия:



Серная кислота реагирует с гипохлоритом кальция:



Даже угольная кислота вытесняет гипохлориты:



2. Гипохлориты вступают в обменные реакции с другими солями, если образуется слабый электролит.

Например, гипохлорит кальция реагирует с растворимыми карбонатами:



3. При нагревании гипохлориты разлагаются:

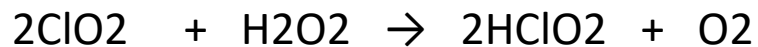


Хлористая кислота и ее соли

Хлористая кислота HClO_2 – существует только в водных растворах.

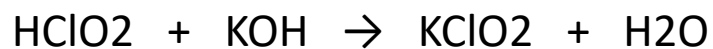
Способы получения:

Хлористую кислоту можно получить окислением оксида хлора пероксидом водорода:



Химические свойства хлорноватистой кислоты:

1. Хлористая кислота является также слабой. Реагирует с щелочами с образованием хлоритов:



2. При длительном хранении разлагается:



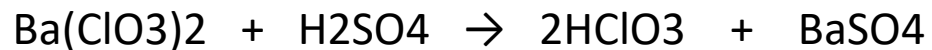
Хлорноватая кислота и ее соли

Хлорноватая кислота HClO_3 – также существует только в водных растворах.

Способы получения:

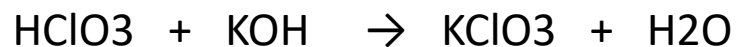
Хлорноватую кислоту можно получить из солей хлористой кислоты – хлоратов.

Например, из хлората бария под действием серной кислоты:



Химические свойства хлорноватой кислоты:

1. Хлорноватая кислота – сильная кислота. Реагирует с щелочами с образованием хлоратов:



2. Хлорноватая кислота – сильный окислитель.

Например, хлорноватая кислота окисляет фосфор:



Химические свойства солей хлорноватой кислоты – хлоратов:

1. Хлораты – сильные окислители.

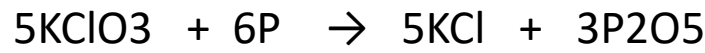
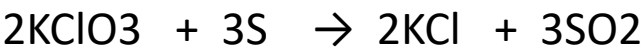
Например, хлорат калия (бертолетова соль) при нагревании разлагается. При этом без катализатора хлорат disproportionирует:



В присутствии катализатора (оксид марганца (IV)) хлорат калия разлагается, окисляя кислород:



Еще пример: хлорат калия окисляет серу и фосфор:



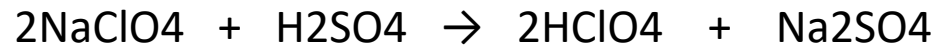
Хлорная кислота и ее соли

Хлорная кислота HClO_4 – это бесцветная жидкость, хорошо растворимая в воде.

Способы получения:

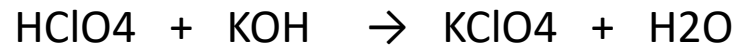
Хлорную кислоту можно получить из солей хлорной кислоты – перхлоратов.

Например, из перхлората бария под действием серной кислоты:



Химические свойства хлорной кислоты:

1. Хлорная кислота – сильная кислота. Реагирует с щелочами с образованием перхлоратов:



2. Хлорная кислота – сильный окислитель.

Например, хлорная кислота окисляет углерод:



3. При нагревании хлорная кислота разлагается:



Химические свойства солей хлорной кислоты – перхлоратов:

1. Перхлораты – сильные окислители.

Например, перхлорат калия при нагревании разлагается. При этом хлор окисляет кислород:



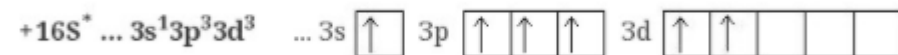
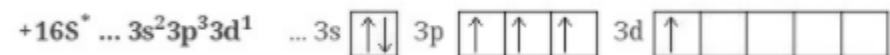
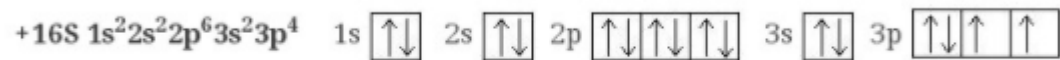
Еще пример: перхлорат калия окисляет алюминий:



Сера

Атом серы содержит на внешнем энергетическом уровне 2 неспаренных электрона и две неподеленные электронные пары в основном энергетическом состоянии. Следовательно, атом серы может образовывать 2 связи по обменному механизму, как и кислород. Однако, в отличие от кислорода, за счет вакантной 3d орбитали атом серы может переходить в возбужденные энергетические состояния. Электронная конфигурация серы в первом возбужденном состоянии:

Электронная конфигурация серы в основном состоянии:



Сера образует различные простые вещества (аллотропные модификации).

Наиболее устойчивая модификация серы – ромбическая сера S₈. Это хрупкое вещество желтого цвета.

Моноклинная сера – это аллотропная модификация серы, в которой атомы соединены в циклы в виде «короны». Это твердое вещество, состоящее из темно-желтых игл, устойчивое при температуре более 96°С, а при обычной температуре превращающееся в ромбическую серу.

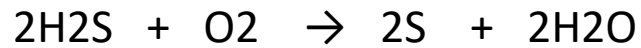
Пластическая сера – это вещество, состоящее из длинных полимерных цепей. Коричневая резиноподобная аморфная масса, нерастворимая в воде.

Степень окисления	Типичные соединения
+6	Оксид серы(VI) SO_3
	Серная кислота H_2SO_4
	Сульфаты MeSO_4
	Галогенангидриды: SO_2Cl_2
+4	Оксид серы (IV) SO_2
	Сернистая кислота H_2SO_3
	Сульфиты MeSO_3
	Гидросульфиты MeHSO_3
-2	Галогенангидриды: SOCl_2
	Сероводород H_2S
	Сульфиды металлов MeS

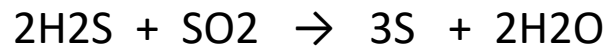
получения серы

1. В промышленных масштабах серу получают открытым способом на месторождениях самородной серы, либо из вулканов. Из серной руды серу получают также пароводяными, фильтрационными, термическими, центрифугальными и экстракционными методами. Пароводяной метод — это выплавление из руды с помощью водяного пара.

2. Способ получения серы в лаборатории – неполное окисление сероводорода.



3. Еще один способ получения серы – взаимодействие сероводорода с оксидом серы (IV):

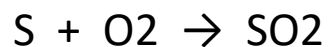


Химические свойства серы

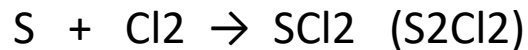
В нормальных условиях химическая активность серы невелика: при нагревании сера активна, и может быть как окислителем, так и восстановителем.

1. Сера проявляет свойства окислителя (при взаимодействии с элементами, которые расположены ниже и левее в Периодической системе) и свойства восстановителя (с элементами, расположенными выше и правее). Поэтому сера реагирует с металлами и неметаллами.

1.1. При горении серы на воздухе образуется оксид серы (IV):



1.2. При взаимодействии серы с галогенами (со всеми, кроме йода) образуются галогениды серы:

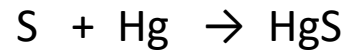


1.3. При взаимодействии фосфора и углерода с серой образуются сульфиды фосфора и сероуглерод:



1.4. При взаимодействии с металлами сера проявляет свойства окислителя, продукты реакции называют сульфидами. С щелочными металлами сера реагирует без нагревания, а с остальными металлами (кроме золота и платины) – только при нагревании.

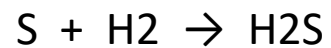
Например, железо и ртуть реагируют с серой с образованием сульфидов железа (II) и ртути:



Еще пример: алюминий взаимодействует с серой с образованием сульфида алюминия:



1.5. С водородом сера взаимодействует при нагревании с образованием сероводорода:



2. Со сложными веществами сера реагирует, также проявляя окислительные и восстановительные свойства. Сера диспропорционирует при взаимодействии с некоторыми веществами.

2.1. При взаимодействии с окислителями сера окисляется до оксида серы (IV) или до серной кислоты (если реакция протекает в растворе).

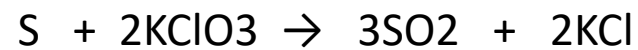
Например, азотная кислота окисляет серу до серной кислоты:



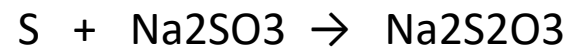
Серная кислота также окисляет серу. Но, поскольку S^{+6} не может окислить серу же до степени окисления $+6$, образуется оксид серы (IV):



Соединения хлора, например, бертолетова соль, также окисляют серу до $+4$:



Взаимодействие серы с сульфитами (при кипячении) приводит к образованию тиосульфатов:

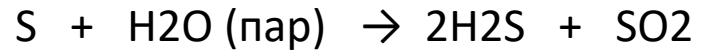


2.2. При растворении в щелочах сера диспропорционирует до сульфита и сульфида.

Например, сера реагирует с гидроксидом натрия:

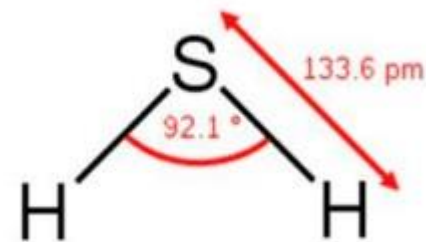


При взаимодействии с перегретым паром сера диспропорционирует:



Сероводород

Сероводород H_2S – это бинарное соединение водорода с серой, относится к летучим водородным соединениям. Следовательно, сероводород бесцветный ядовитый газ, с запахом тухлых яиц. Образуется при гниении. В твердом состоянии имеет молекулярную кристаллическую решетку.



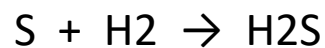
получения сероводорода

В лаборатории сероводород получают действием минеральных кислот на сульфиды металлов, расположенных в ряду напряжений левее железа.

Например, при действии соляной кислоты на сульфид железа (II):



Еще один способ получения сероводорода – прямой синтез из водорода и серы:



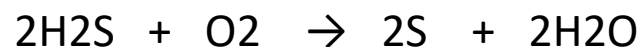
Химические свойства сероводорода

1. В водном растворе сероводород проявляет слабые кислотные свойства. Взаимодействует с сильными основаниями, образуя сульфиды и гидросульфиды:

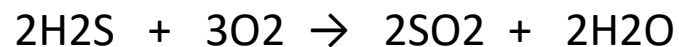
Например, сероводород реагирует с гидроксидом натрия:



2. Сероводород H_2S – очень сильный восстановитель за счет серы в степени окисления -2. При недостатке кислорода и в растворе H_2S окисляется до свободной серы (раствор мутнеет):



В избытке кислорода:

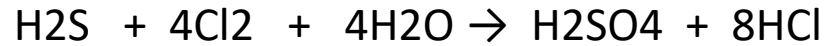


3. Как сильный восстановитель, сероводород легко окисляется под действием окислителей.

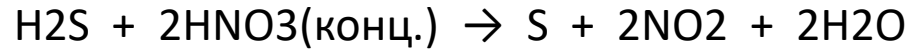
Например, бром и хлор окисляют сероводород до молекулярной серы:



Под действием избытка хлора в водном растворе сероводород окисляется до серной кислоты:



Например, азотная кислота окисляет сероводород до молекулярной серы:

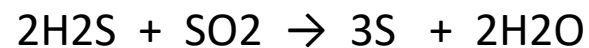


При кипячении сера окисляется до серной кислоты:



Прочие окислители окисляют сероводород, как правило, до молекулярной серы.

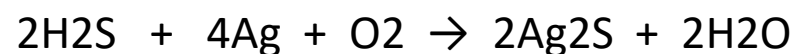
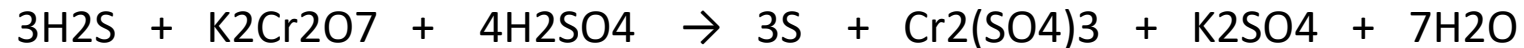
Например, оксид серы (IV) окисляет сероводород:



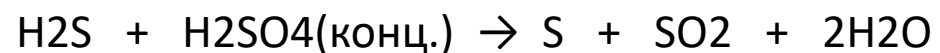
Соединения железа (III) также окисляют сероводород:



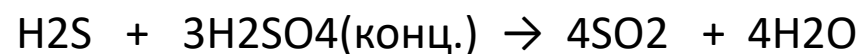
Бихроматы, хроматы и прочие окислители также окисляют сероводород до молекулярной серы:



Серная кислота окисляет сероводород либо до молекулярной серы:

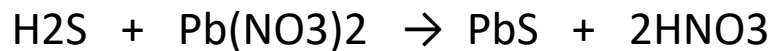


Либо до оксида серы (IV):



4. Сероводород в растворе реагирует с растворимыми солями тяжелых металлов: меди, серебра, свинца, ртути, образуя черные сульфиды, нерастворимые ни в воде, ни в минеральных кислотах.

Например, сероводород реагирует в растворе с нитратом свинца (II). при этом образуется темно-коричневый (почти черный) осадок, нерастворимый ни в воде, ни в минеральных кислотах:



Взаимодействие с нитратом свинца в растворе – это качественная реакция на сероводород и сульфид-ионы

Сульфиды