

Галогены

9

F

ФТОР
18,998

$2s^2 2p^5$

7
2

17

Cl

ХЛОР
35,453

$3s^2 3p^5$

7
8
2

35

Br

БРОМ
79,904

$4s^2 4p^5$

7
18
8
2

53

I

126,904

$5s^2 5p^5$

Иод

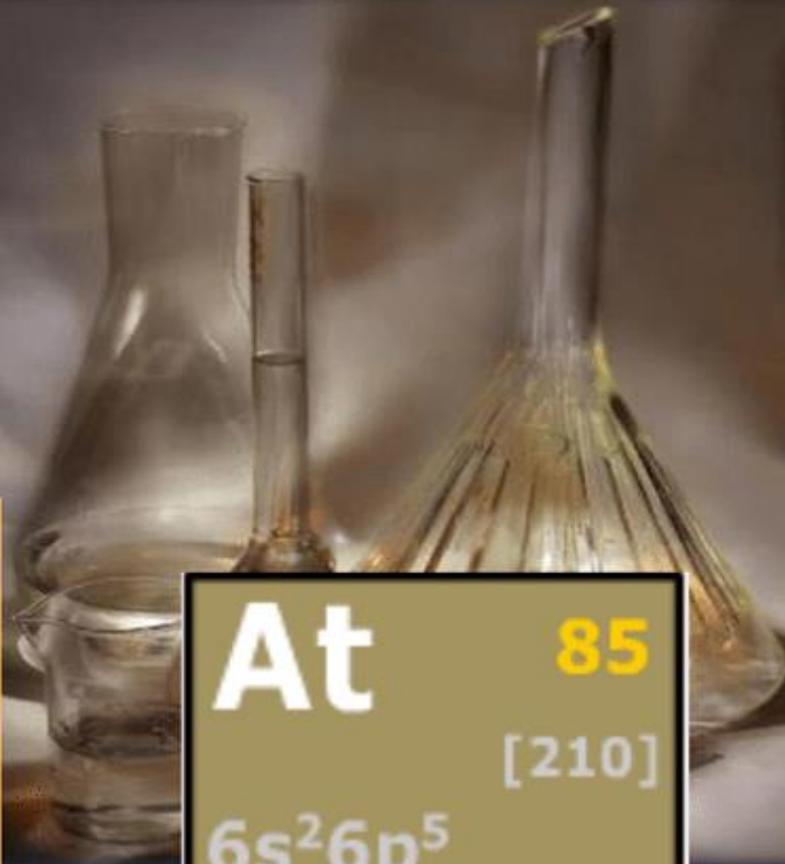
At

85

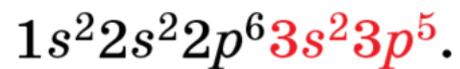
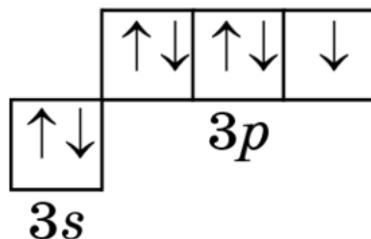
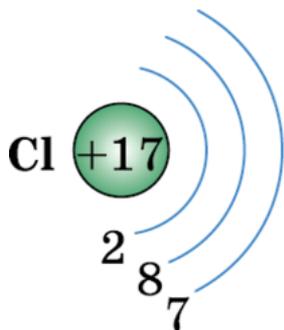
[210]

$6s^2 6p^5$

Астат



Строение атома галогена



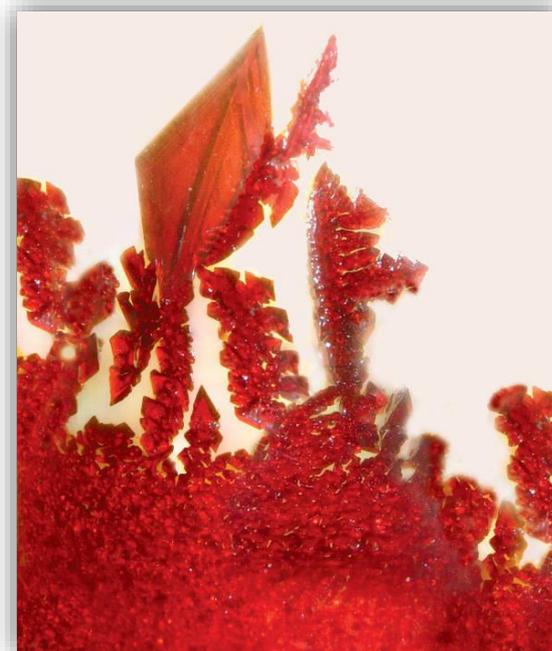
Валентные
электроны



Хлорная вода

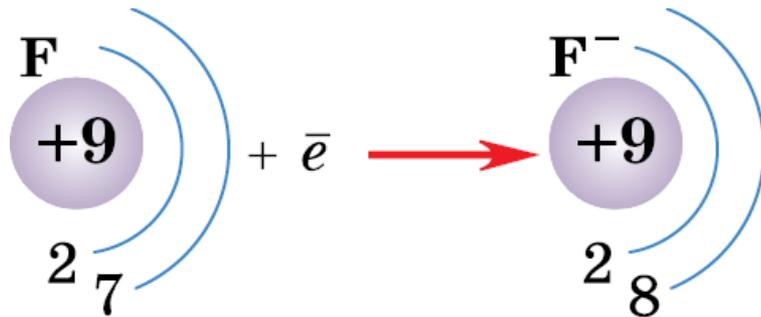


Бромная вода



Характеристика элементов

- Галогены являются очень сильными **окислителями**.
- **Фтор** в химических реакциях проявляет только окислительные свойства, и для него характерна степень окисления **-1** в соединениях.
- Все **остальные галогены** могут проявлять ещё и восстановительные свойства при взаимодействии с более электроотрицательными элементами, такими как кислород, азот, принимая значения степени окисления **+1, +3, +5** или **+7**.



Химический элемент	Порядковый номер	Относительная атомная масса	Радиус атома, нм	ЭО
Фтор F	9	19	0,064	3,98
Хлор Cl	17	35,5	0,099	3,16
Бром Br	35	80	0,114	2,96
Иод I	53	127	0,133	2,66
Астат At	85	210	Нет данных	2,2

Галогеноводороды. Нахождение в природе.

- Ввиду большой реакционной способности галогенов, в природе встречаются они только в виде соединений.

- Самыми распространёнными среди галогенов являются хлор, который составляет 0,19% от массы земной коры, и фтор — 0,03%.

- Хлор чаще всего встречается в виде соединений в составе минералов: галита (каменная или поваренная соль), сильвина, сильвинита и карналлита.

NaCl – галит,

KCl NaCl – сильвинит,

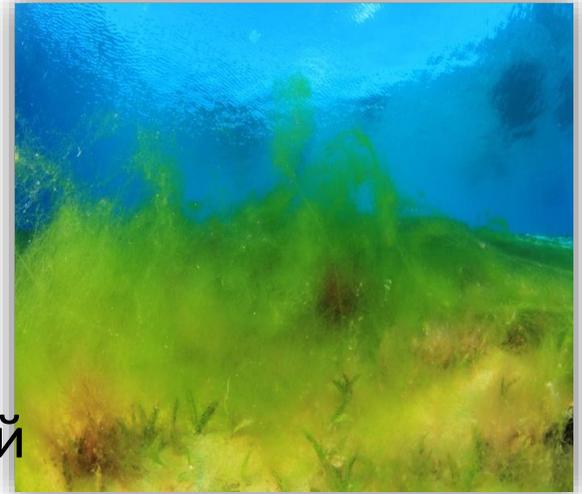
KCl MgCl₂ 6H₂O - карналлит,



Галогеноводороды. Нахождение в природе.

- Природные минералы фтора — флюорит (плавиковый шпат), криолит, фторопатит и др.

CaF_2 – плавиковый шпат (флюорит)



- Соединения брома и йода по большей части концентрируются

в морских и подземных водах,

накапливаются в морских водорослях.

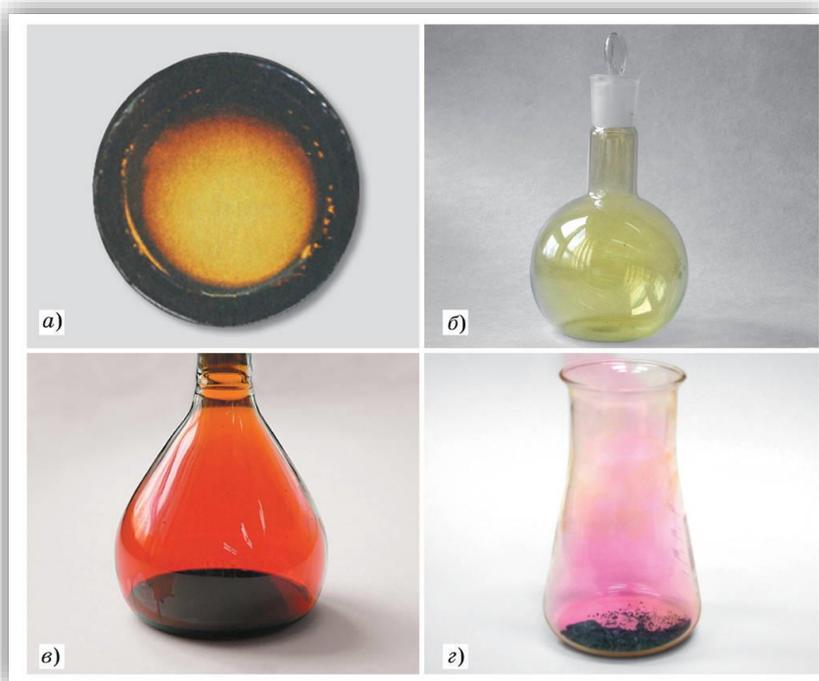
NaBr , NaI – месторождения и природные воды

NaIO_3 – в месторождениях нитратов щелочных металлов



Простые вещества – галогены

- ▶ Простые вещества состоят их двух атомов!
- ▶ С ростом молекулярной массы, увеличиваются $T_{кип}$, $T_{пл}$: F_2 и Cl_2 – газы, Br_2 – жидкость, I_2 – твердое вещество.



Открытие галогенов



Анри Муассан
1852–1907 гг.

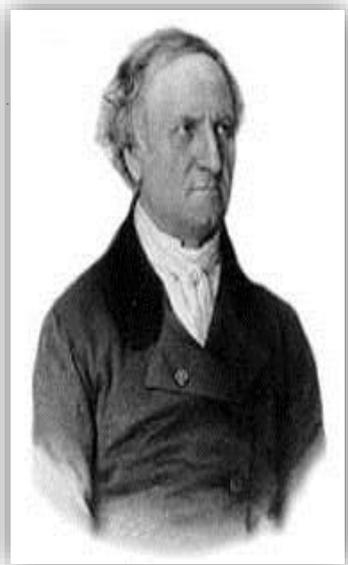
Французский химик. Впервые получил фтор в свободном виде в **1886 г.**, за что был удостоен Нобелевской премии. Название фторос, что в переводе с греческого значит «**разрушающий**», было дано из-за большой токсичности фтора.



Карл Шееле
1741–1787 гг.

Шведский химик. Открыл хлор в **1774 г.** Такое название хлор получил благодаря цвету простого вещества, в переводе с греческого **хлорос** значит «**жёлто-зелёный**».

Открытие галогенов



Антуан Баларом
1802–1876 гг.

Французский химик. Открыл бром в 1826 г. В переводе с греческого **бромос** значит «**зловонный**», что в действительности соответствует невыносимому запаху простого вещества брома.



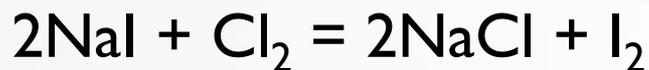
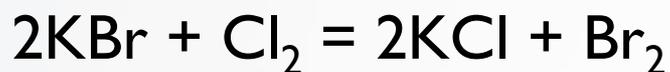
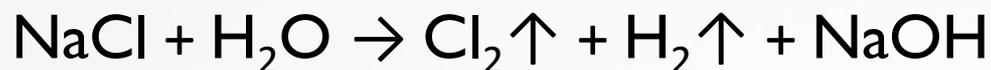
Бернар Куртуа
1777–1838 гг.

Французский учёный. В **1811 г.** получил **йод**. Своё название йод получил за свою фиолетовую окраску (в переводе с греческого «**иодэс**» означает **фиолетовый**).

Характеристика простых веществ

Вещество	Агрегатное состояние при обычных условиях	Цвет	Запах	Температура плавления °C	Температура кипения °C
Фтор F ₂	Газ, не сжижается при обычной температуре	Светло-жёлтый	Резкий, раздражающий	-220	-188
Хлор Cl ₂	Газ, сжижающийся при обычной температуре	Жёлто-зелёный	Резкий, удушливый	-101	-34
Бром Br ₂	Жидкость	Буровато-коричневый	Резкий, зловонный	-7	+58
Иод I ₂	Твёрдое вещество	Чёрно-фиолетовый с металлическим отблеском	Резкий	+113,5	+186

Получение галогенов



Ввиду того, что галогены

из-за высокой

реакционной

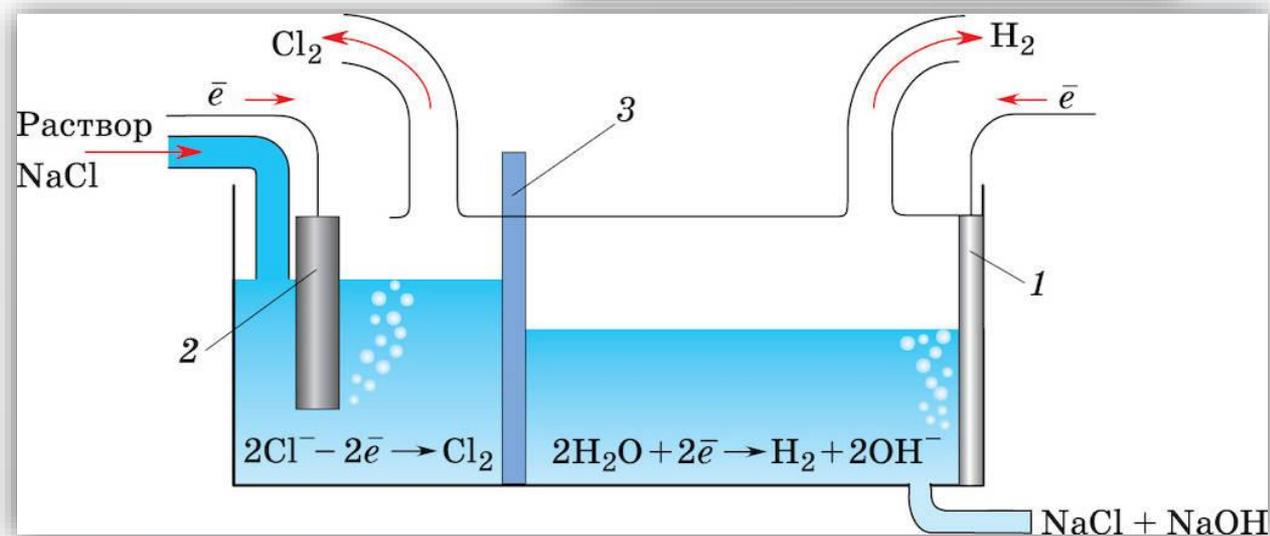
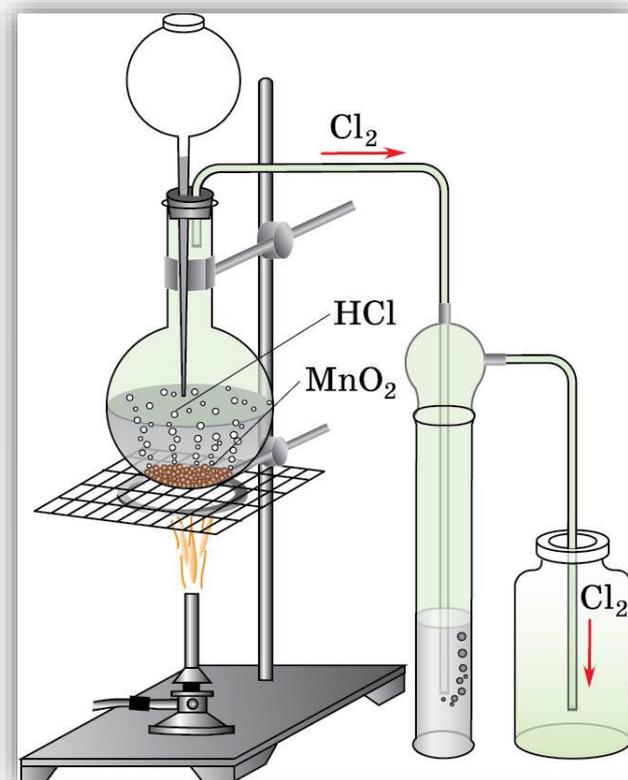
способности в природе

не встречаются в

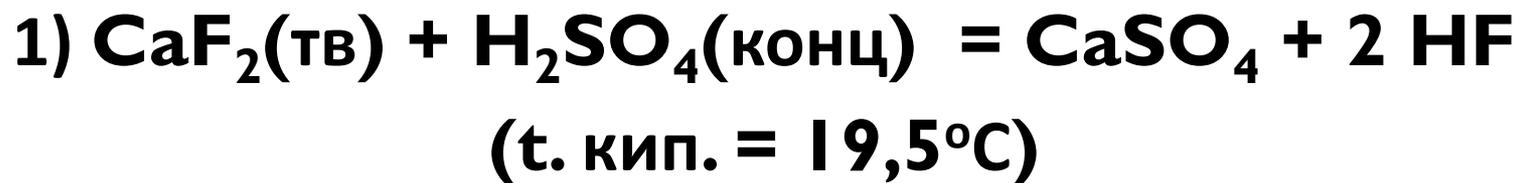
свободном состоянии,

их получают из их

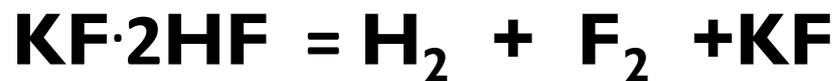
соединений.



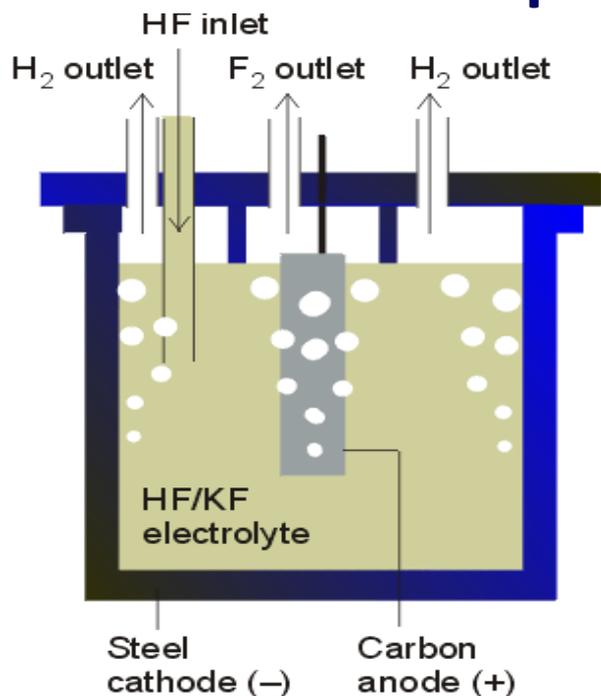
Получение F_2



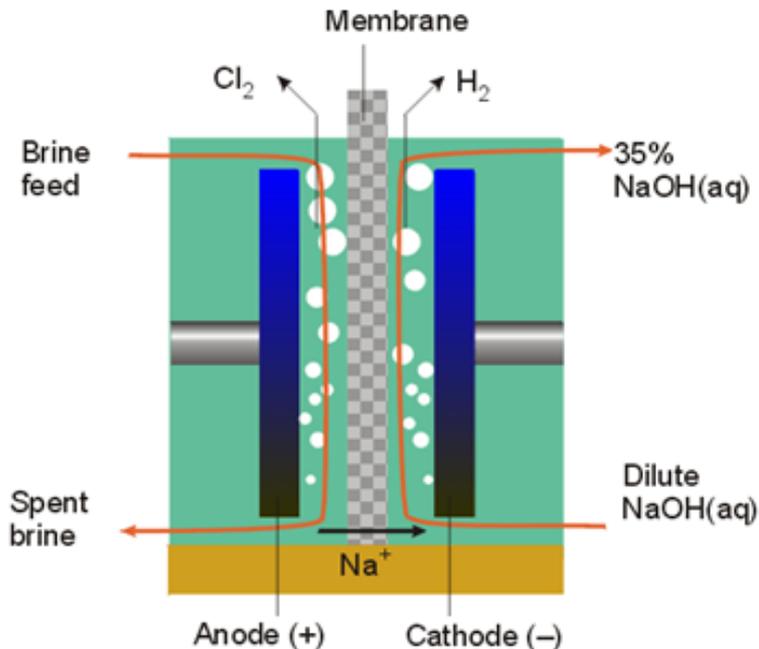
Электролиз расплава кислой соли:



Термолиз $K_2[NiF_6]$ при $540-560^\circ C$



Получение Cl_2



Анод покрывают RuO_2 , чтобы не шло окисление воды

Лабораторные способы получения Cl_2

Взаимодействие конц. HCl с различными окислителями: KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ($t^\circ\text{C}$), MnO_2 ($t^\circ\text{C}$), KClO_3 , PbO_2



Получение Br₂

- **Промышленный** – хлорирование рассолов, содержащих Br⁻ (морская вода и вода некоторых озер)



pH ~ 3,5

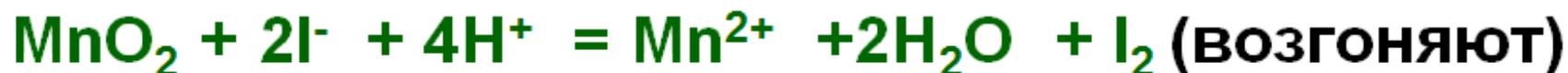
t кипения = 58,8°C (отгоняют потоком воздуха)

- **Лабораторный способ** (редко)



Получение I₂

- Лабораторный способ (редко)



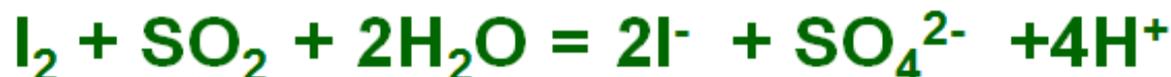
- Промышленный – хлорирование растворов, содержащих I⁻



- Избыток Cl₂:



- Иодаты осторожно восстанавливают:



Особые свойства F

3) Соединения фтора более летучие,
по сравнению с соединениями хлора

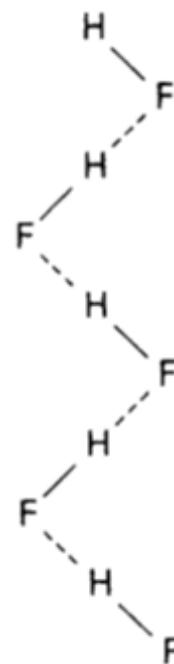
t. кип. $\text{CF}_4 = -128^\circ\text{C}$, t. кип. $\text{CCl}_4 = +77^\circ\text{C}$

t. кип. $\text{PF}_3 = -101^\circ\text{C}$, t. кип. $\text{PCl}_3 = +76^\circ\text{C}$

F менее поляризуемый \Rightarrow

дисперсионные взаимодействия
меньше

4) Аномально высокая t кип. HF

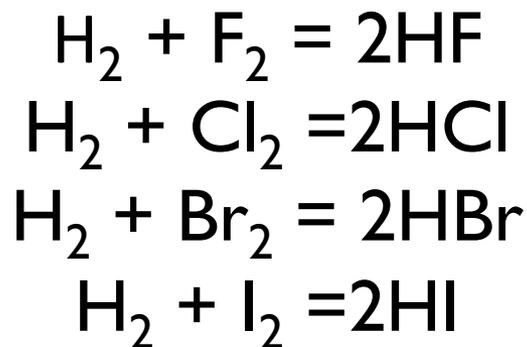


Особые свойства F

- 5) F – самый электроотрицательный элемент
- 6) По способности стабилизировать высшие степени окисления фтор уступает только кислороду
 IF_7 , PtF_6 , BiF_5 , $K[AgF_4]$, PbF_4 , $K_2[NiF_6]$
- 7) Фтор не образует устойчивые соединения в низших степенях окисления
 CuF – неизвестен, CuX ($X = Cl, Br, I$) – известны

Химические свойства простых веществ

Наиболее сильным окислителем является фтор, а самым слабым — иод. Это проявляется, например, при взаимодействии галогенов с водородом. Так, реакция фтора с водородом протекает со взрывом даже в темноте, хлор реагирует с водородом только на ярком свете, бром и иод — лишь при нагревании. Те же закономерности характерны и для реакций со сложными веществами, например с водой.



Галогеноводороды — бесцветные газы, с резким запахом, токсичны. Растворы этих газов — сильные кислоты, кроме HF. Степень диссоциации, а, следовательно, и сила кислот, увеличиваются от фтороводородной к йодоводородной.



Галеноводороды HX

В газовой фазе: $\text{H}^{\delta+} \rightarrow \text{X}^{\delta-}$ (полярная ковалентная связь)

Кислотность: $\text{HF} > \text{HCl} > \text{HBr} > \text{HI}$

В водных растворах:

HF – слабая ($K_a = 7,2 \cdot 10^{-5}$)

HCl, HBr, и HI (сильные кислоты)

Нивелирующее влияние воды на кислотные свойства.

Степень диссоциации α в 0,1M растворе (18°C):

HF (10%), HCl (92,6%), HBr (93,5%), HI (95%)

Особенности HF

HF (жидкая) – сильная кислота

HF (газ) - сильная кислота

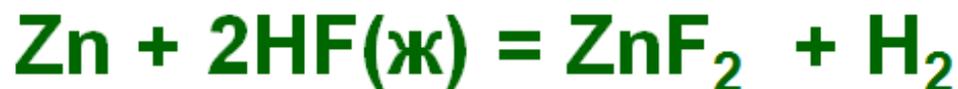
HF (в воде) - слабая кислота

Самоионизация жидкой HF



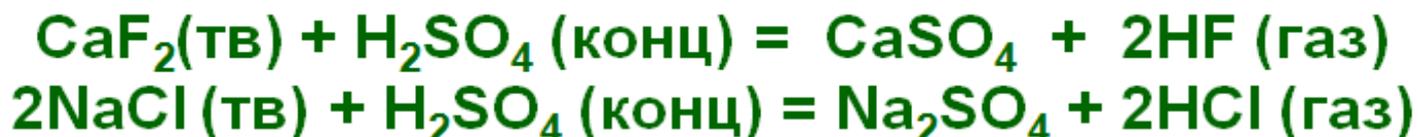
Прочная водородная связь 165 кДж/моль,
энергия ков. связи H-F равна 565 кДж/моль.

Жидкий HF – растворитель, реагирует с металлами (если не образуется прочная защитная пленка AlF_3 , MgF_2 , NiF_2)

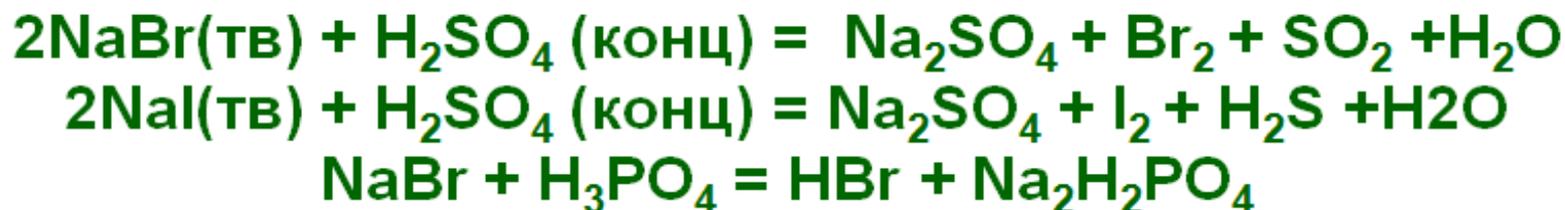


Получение HX

Б) Из солей реакцией ионного обмена

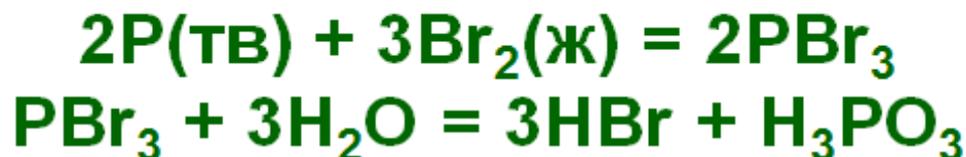


Но!!!!



Аналогично получают HI

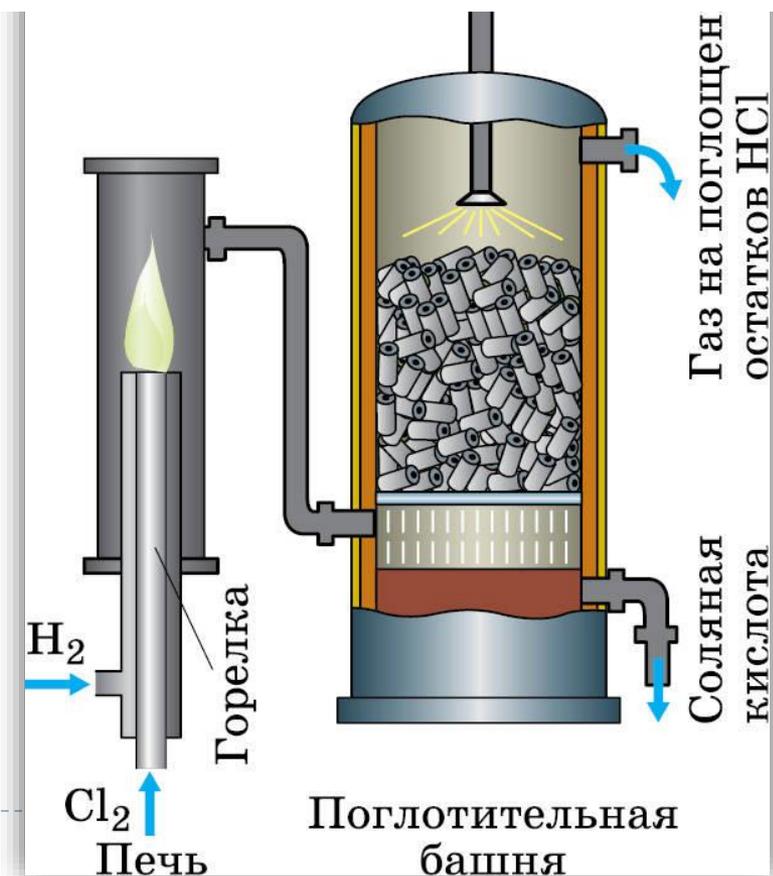
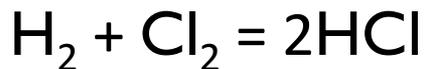
В) Гидролиз галогенидов неметаллов



Хлороводород. Получение

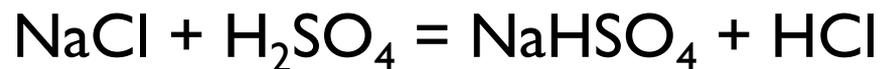
Синтез хлороводорода проводят в стальной цилиндрической печи, в нижней части которой расположена горелка. Хлор и водород непрерывно поступают в горелку и взаимодействуют с выделением большого количества теплоты. Водород всегда подают в избытке, чтобы в продуктах реакции не было хлора. Образующийся хлороводород поступает в поглотительную башню, где он растворяется в воде, поступающей сверху.

В промышленности:



Хлороводород. Получение

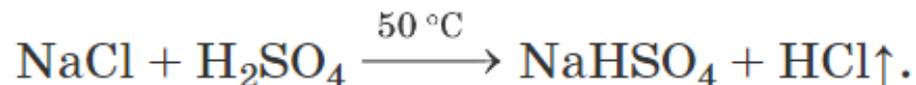
В лаборатории:



В лаборатории используют концентрированную серную кислоту и твердую поваренную соль.



При слабом нагревании процесс останавливается на стадии образования кислой соли – гидросульфата натрия.



Рекомендовано использовать 70% серную кислоту, иначе она начнет пениться.

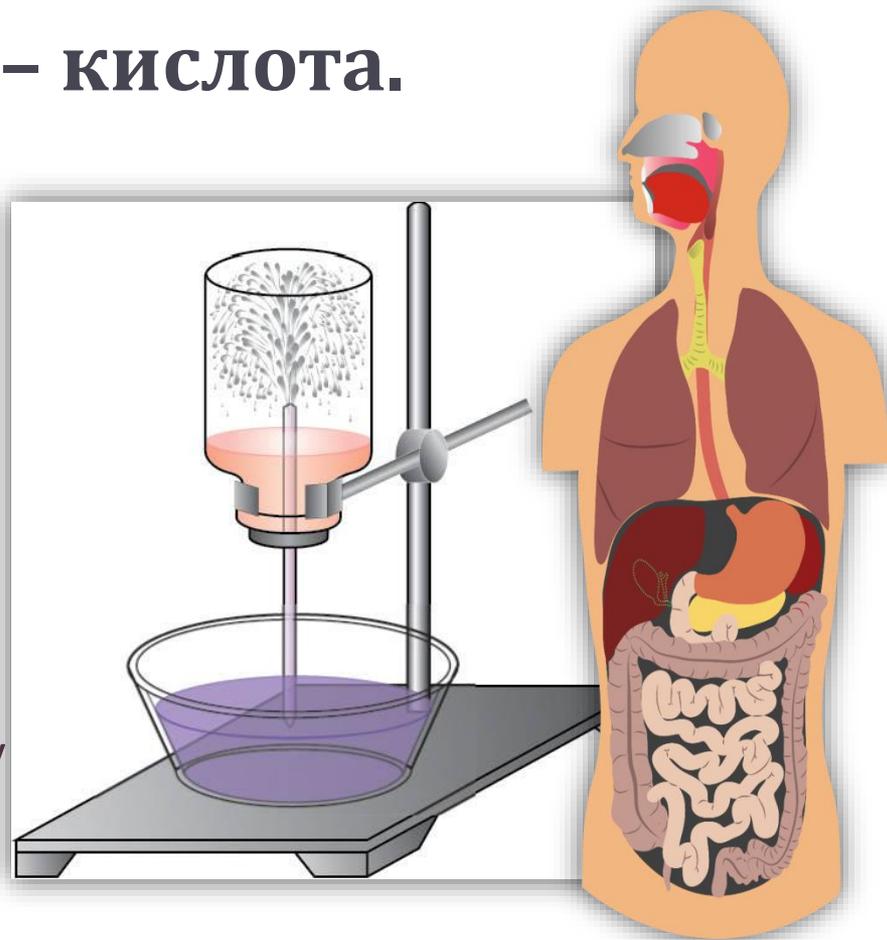


Раствор хлороводода – кислота.

Соляная кислота — это бесцветная жидкость, которая дымится на воздухе. Соляная кислота тяжелее воды.

Процесс переваривания пищи невозможен без содержания в желудке 0,2% соляной кислоты.

В 1л воды растворяется около 450 л HCl . Если закрыть пробкой с трубкой склянку и перевернуть ее, а трубку опустить в воду. То, как только попадут первые капли воды, они поглотят весь газ HCl . В склянке образуется разрежение и вода с силой врывается внутрь и бьет фонтаном. Если добавить лакмус в воду, фонтан будет красным.



Самая большая концентрация соляной кислоты – 40 %. Дальше, она теряет хлороводород и дымится.

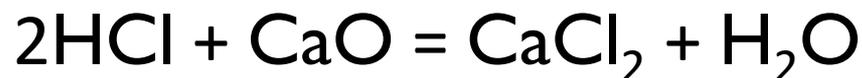


Химические свойства соляной кислоты .

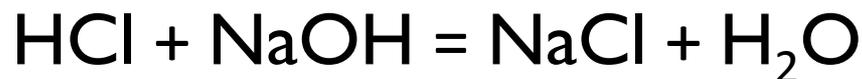
Взаимодействие с металлами:



Взаимодействие с основными оксидами:



Взаимодействие с основаниями:



Взаимодействие с солями:



Химические свойства галогеноводородов

- ▶ Водные растворы **хлороводорода** (соляная кислота), **бромоводорода** и **йодоводорода** – сильные кислоты, в разбавленном растворе диссоциируют практически полностью:
- ▶ $\text{HCl} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$
- ▶ **3.** Водные растворы галогеноводородов взаимодействуют с **солями более слабых кислот** и с некоторыми **растворимыми солями** (если образуется газ, осадок, вода или слабый электролит).
- ▶ **Например**, соляная кислота реагирует с карбонатом кальция:
- ▶ $2\text{HCl} + \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$



Химические свойства галогеноводородов

- ▶ **Восстановительные свойства** галогеноводородов усиливаются в ряду HF – HCl – HBr – HI.
- ▶ Галогеноводороды реагируют с **галогенами**. При этом **более активные галогены вытесняют менее активные**.
- ▶ Например, бром вытесняет йод из йодоводорода:
- ▶ $\text{Br}_2 + 2\text{HI} \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{HBr}$
- ▶ 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)**.



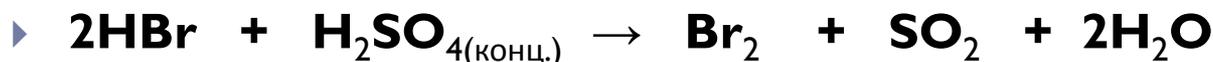
Химические свойства галогеноводородов

- ▶ **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:**



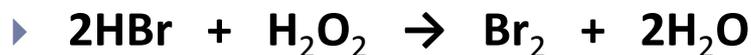
- ▶ Бромоводород реагирует с **бихроматом калия** с образованием молекулярного брома:



- ▶ Или с **оксидом марганца (IV):**



- ▶ **Пероксид водорода** также окисляет бромоводород до молекулярного брома:



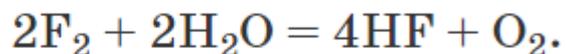
Химические свойства галогеноводородов

- ▶ **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:
- ▶ $2\text{HI} + 2\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{FeCl}_2 + 2\text{HCl}$
- ▶ или с **сульфатом железа (III)**:
- ▶ $2\text{HI} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow 2\text{FeSO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$
- ▶ Йодоводород легко окисляется соединениями азота, например, **оксидом азота (IV)**:
- ▶ $2\text{HI} + \text{NO}_2 \rightarrow \text{I}_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- ▶ или молекулярной **серой** при нагревании:
- ▶ $2\text{HI} + \text{S} \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S}$

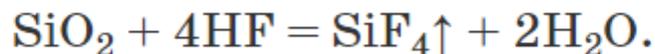


Химические свойства простых веществ

Взаимодействие галогенов со сложными веществами:



Образующийся в этой реакции фтороводород HF представляет собой бесцветный ядовитый газ, легко конденсирующийся в жидкость. Его водный раствор называют *плавиковой кислотой*. Она значительно слабее соляной и даже в разбавленном виде пахнет фтороводородом, так как содержит недиссоциированные молекулы. Характерная особенность плавиковой кислоты — способность растворять кварц и стекло, поэтому её используют для вытравливания рисунков на стекле, а в литейном деле для очистки изделий от песка:



Соединения фтора укрепляют зубную эмаль, так как фторид-ионы частично замещают гидроксид-ионы в гидроксиапатите $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$, входящем в состав зубной эмали. В результате этого эмаль становится более прочной. Поэтому соединения фтора добавляют в некоторые зубные пасты.

Химические свойства простых веществ

- ▶ Фтор окисляет кислород с образованием фторида кислорода:
 - ▶ $2\text{F}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{OF}_2$
- ▶ При взаимодействии галогенов с серой образуются галогениды серы:
 - ▶ $\text{S} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{SCl}_2 \text{ (S}_2\text{Cl}_2)$
 - ▶ $\text{S} + 3\text{F}_2 \rightarrow \text{SF}_6$
- ▶ При взаимодействии фосфора и углерода с галогенами образуются галогениды фосфора и углерода:
 - ▶ $2\text{P} + 5\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{PCl}_5$
 - ▶ $2\text{P} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{PCl}_3$
 - ▶ $2\text{F}_2 + \text{C} \rightarrow \text{CF}_4$



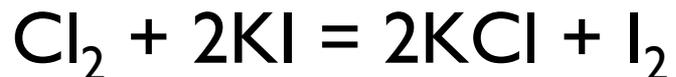
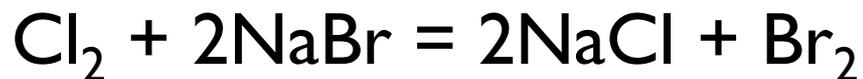
Химические свойства простых веществ

- ▶ 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):
- ▶ $3\text{Cl}_2 + 2\text{Fe} \rightarrow 2\text{FeCl}_3$
- ▶ $\text{I}_2 + \text{Fe} \rightarrow \text{FeI}_2$
- ▶ Аналогичная ситуация с **медью**: фтор, хлор и бром окисляют медь до галогенидов меди (II), а йод до йодида меди (I):
- ▶ $\text{Cl}_2 + \text{Cu} \rightarrow 2\text{CuCl}_2$
- ▶ $\text{I}_2 + 2\text{Cu} \rightarrow 2\text{CuI}$

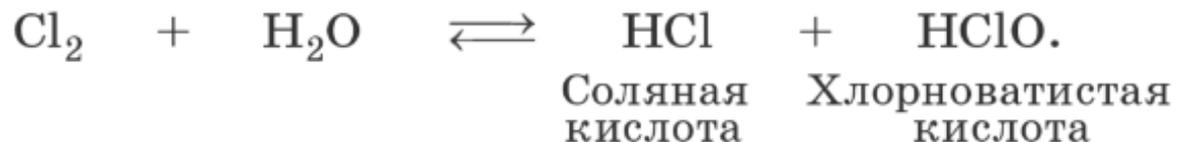


Химические свойства простых веществ

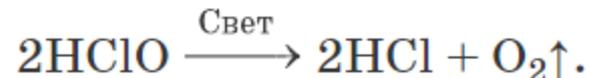
Взаимодействие галогенов со сложными веществами:



Вода горит в атмосфере фтора. С бромом и йодом не взаимодействует, но медленно взаимодействует с хлором. Если опустить в сосуд с хлорной водой лакмусовую бумажку, она медленно покраснеет, а затем обесцветится. Хлор – разрушает красители.



Под действием света хлорноватистая кислота разлагается.

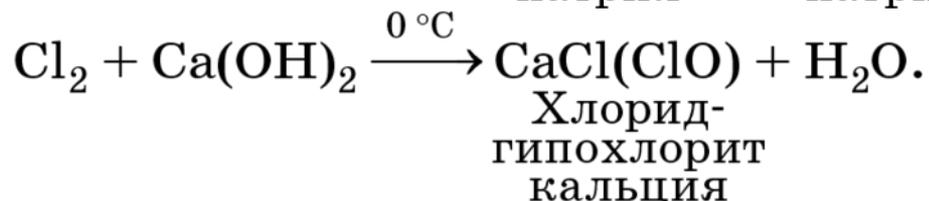


Таким образом, на свету суммарная реакция необратима.



Химические свойства простых веществ

Взаимодействие галогенов со сложными веществами:



В быту находят применение и *хлорная известь* (хлорка) — препарат, содержащий смешанную соль хлорид-гипохлорит кальция $\text{CaCl}(\text{ClO})$, в состав которой входят анионы двух кислот — соляной и хлорноватистой. Хлорную известь получают при пропускании хлора через известковое молоко — взвесь гидроксида кальция в воде:

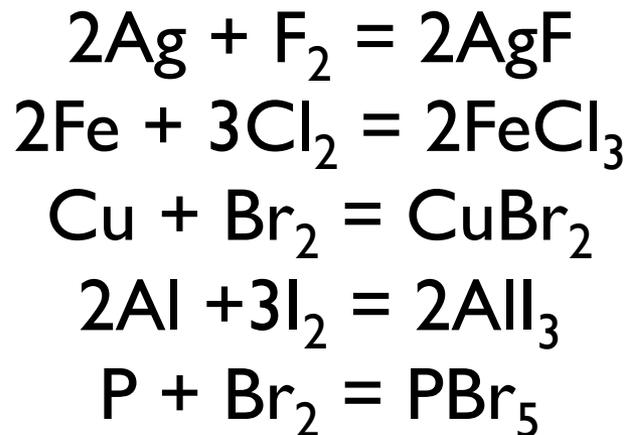
Химические свойства простых веществ

- ▶ Галогены проявляют **окислительные свойства**, взаимодействуют с **восстановителями**.
- ▶ **Например**, хлор окисляет сероводород:
- ▶ $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + 2\text{HCl}$
- ▶ Хлор также окисляет сульфиты:
- ▶ $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow 2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{SO}_4$
- ▶ Также галогены окисляют пероксиды:
- ▶ $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{HCl} + \text{O}_2$
- ▶ Или, при нагревании или на свету, воду:
- ▶ $2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{HCl} + \text{O}_2$ (на свету или кип.)



Химические свойства простых веществ

Взаимодействие галогенов с металлами и неметаллами:



Галогениды металлов – твердые в-ва, ионные кристаллы, как правило, растворимы в воде.

Не растворимы в воде: AgX , PbX_2 , Hg_2X_2 , CuX ($\text{X} = \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$)

Фториды почти все не растворимы, за исключением MF (M - щелочной металл), AgF , NH_4F

Галогениды неметаллов

Газы: BF_3 , SiF_4 , PF_3 , PF_5

Жидкие: BCl_3 , SiCl_4 , PCl_3 , POCl_3

Твердые: BI_3 , PCl_5



Химические свойства галогенидов

- ▶ Галогениды металлов можно получить при взаимодействии металлов с галогеноводородами.
- ▶ $\text{Fe} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$
- ▶ **3.** Галогениды металлов можно получить при взаимодействии **основных и амфотерных оксидов** с галогеноводородами.
- ▶ **Например**, при взаимодействии оксида кальция и соляной кислоты:
- ▶ $2\text{HCl} + \text{CaO} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- ▶ $6\text{HCl} + \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- ▶ **4.** Галогениды металлов можно получить при взаимодействии **оснований и амфотерных гидроксидов** с галогеноводородами.
- ▶ **Например**, при взаимодействии гидроксида натрия и соляной кислоты:
- ▶ $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$



Качественные реакции.

- При взаимодействии хлоридов (и самой соляной кислоты) с нитратом серебра образуется белый творожистый осадок хлорида серебра.



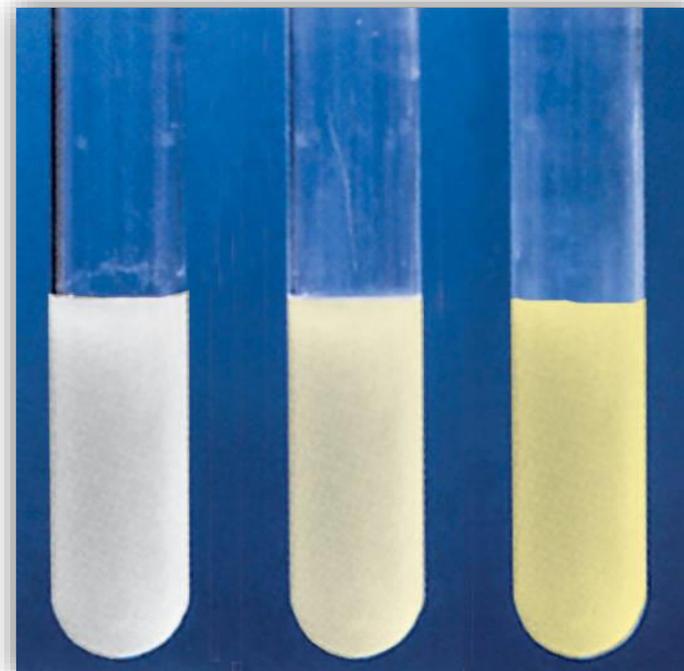
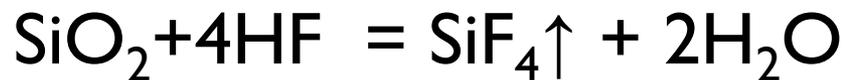
- При взаимодействии бромоводородной кислоты и её солями и йодоводородной кислоты и её солями с нитратом серебра также образуются осадки, но только жёлтого цвета, которые различаются оттенками.



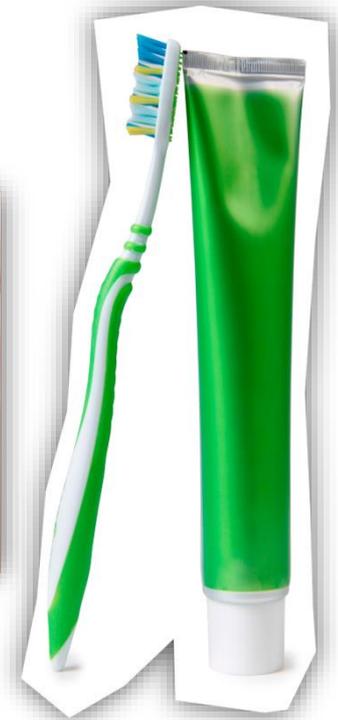
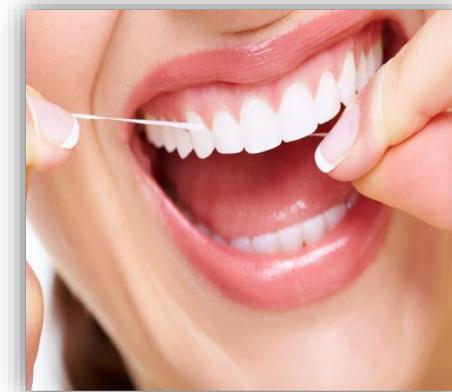
- Для определения ионов фтора чаще всего используют растворимые соли кальция, в результате реакции образуется нерастворимое вещество фторид кальция:



- Взаимодействие фтороводородной кислоты с оксидом кремния:



Применение брома и фтора



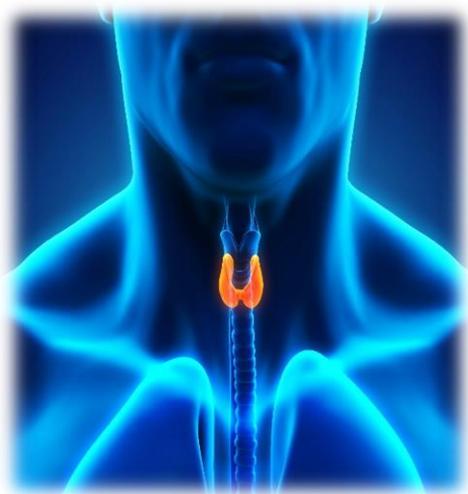
Бром имеет важное значение для организма человека. Его соединения регулируют процессы возбуждения и торможения центральной нервной системы. Бромид серебра используется для применения чб пленки.

Применение хлора

В организм хлор поступает в основном в виде хлорида натрия (поваренной соли). Хлорид натрия обеспечивает нормальный обмен веществ, рост волос. В организме взрослого человека содержится около **200 грамм** хлорида натрия, причём **45 грамм** растворено в крови.



Применение йода



Спиртовой раствор йода широко применяют в медицине для дезинфекции. Пятна йода легко смываются содой или спиртом.

Недостаток йода в организме может привести к заболеваниям щитовидной железы.

Йод окрашивает крахмал в синий цвет. Это его качественная реакция.



Оксиды галогенов

Неустойчивы, часто взрывают, с ними редко работают

F: OF_2 , O_2F_2 , $\text{F}_2\text{O}_3(?)$, $\text{F}_2\text{O}_4(?)$

Cl: Cl_2O , ClO_2 , Cl_2O_6 , Cl_2O_7

Br: Br_2O , Br_2O_3 , BrO_2

I: I_2O_5



Оксиды фтора

$F_2 + O_2$ – нет реакции при температурах 100-1000°C

$2F_2 + 2H_2O = 4HF + O_2$ (+ получается O_3 и H_2O_2)

$2F_2$ (газ) + NaOH (1% р-р) = $OF_2 + 2NaF + H_2O$

OF_2 – бесцветный газ, устойчив, сильный фторокислитель, но более слабый, чем F_2 (не реагирует со стеклом).

Дифторид дикислорода O_2F_2 – газ, разлагается выше -100°C.

$F_2(ж) + O_2(ж) = O_2F_2$ (фотолиз)

$Pu(тв) + 3O_2F_2(г) = PuF_6(г) + 3O_2(г)$

Оксиды хлора: Cl₂O

Монооксид хлора Cl₂O – желто-коричневый газ, при нагревании разлагается со взрывом.

Ангидрид кислоты HOCl, но хорошо растворим в воде и дает очень мало HOCl.



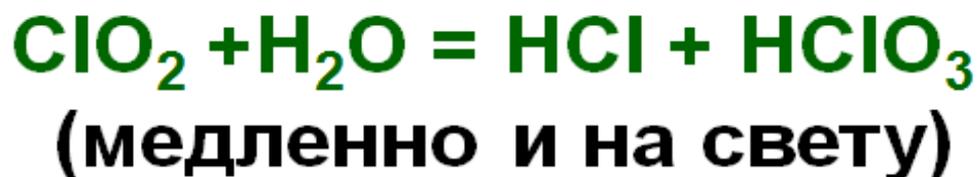
Получение:



Оксид хлора ClO_2

Диоксид хлора ClO_2 – желто-зеленый газ, парамагнитный (но не димеризуется!), термодинамически неустойчив ($\Delta_f G = +121$ кДж/моль).

Хорошо растворим в воде, но можно выделить только гидрат $\text{ClO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ ($n = 6-10$).



Оксид хлора ClO_2

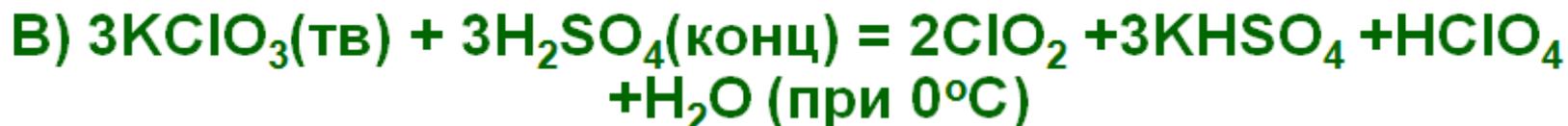
Получение в промышленности



Лабораторные методы



(CO_2 разбавляет ClO_2 и предотвращает взрыв)



Использование: обеззараживание сточных вод и питьевой воды, отбеливание бумаги.

Хлорорганические соединения – потенциальные канцерогены. Но....



Оксид хлора (VII), хлорный ангидрид Cl_2O_7

Бесцветная маслянистая жидкость, наиболее устойчив среди оксидов хлора, но взрывает при соприкосновении с органикой, при ударе, при нагревании



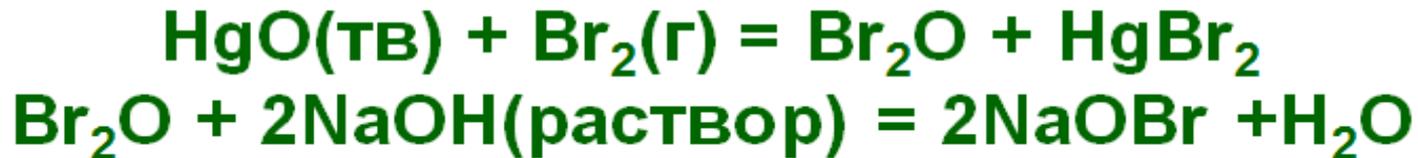
Строение: газ и твердое



Оксиды брома

Br_2O – красно-коричневая жидкость,
разлагается выше -40°C

Получение



Br_2O_3 – изучен мало, оранжевые кристаллы,
разлагается выше -40°C , взрывает

Строение $[\text{Br}]^+[\text{BrO}_3]^-$

Получение



Оксиды брома

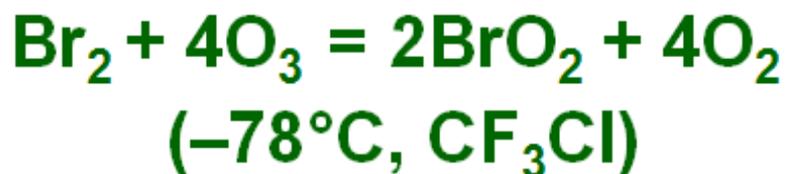
BrO_2 – желтое кристаллическое вещество,
разлагается выше -40°C



Строение твердого $[\text{Br}]^+[\text{BrO}_4]^-$



Получение $\text{Br}_2(\text{ж}) + 2\text{O}_2(\text{ж}) = 2\text{BrO}_2$ (в
тлеющем разряде)



Оксиды иода

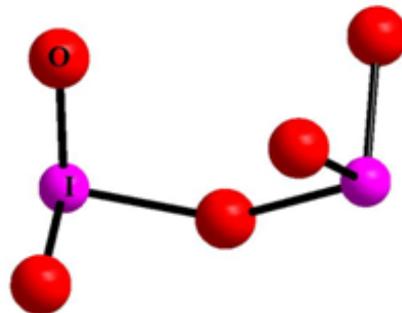
Хорошо изучен только I_2O_5 , иодный ангидрид. Белое кристаллическое вещество



(получают при $200^\circ C$, реакция обратима)



Строение:

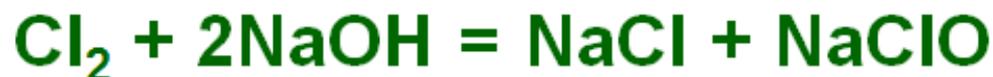


Аналитическая химия – количественное и быстрое определение CO



Использование в промышленности

«Жавелева» вода

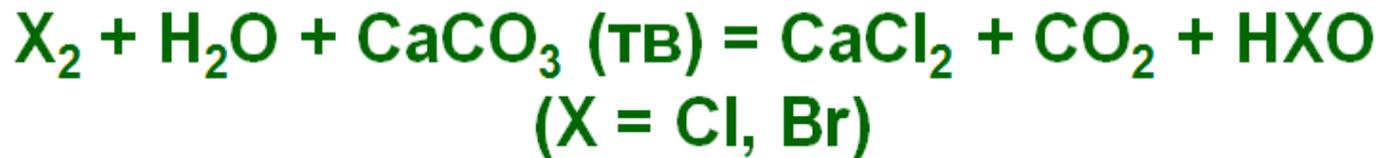


Отбеливание тканей, бумаги

Хлорная (белильная) известь (хлорка)



Получение кислот НХО



Соли подвергаются гидролизу (pH > 7)



Кислоты НХО являются сильными окислителями

Уменьшение окислительных свойств



Уменьшение скорости ок/ред реакций



Хлорноватистая кислота

- ▶ **Способ получения хлорноватистой кислоты:**
- ▶ **1. Диспропорционирование хлора в холодной воде:**
- ▶ $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCl} + \text{HClO}$
- ▶ **Химические свойства хлорноватистой кислоты:**
- ▶ **Хлорноватистая кислота HClO – это слабая кислота, но сильный окислитель.**
- ▶ **1. Под действием ультрафиолета (на свету) хлорноватистая кислота разлагается:**
- ▶ $2\text{HClO} \rightarrow 2\text{HCl} + \text{O}_2$
- ▶ **2. Как кислота, хлорноватистая кислота реагирует с сильными основаниями.**
- ▶ **Например, с гидроксидом калия:**
- ▶ $\text{HClO} + \text{KOH} \rightarrow \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$



Хлорноватистая кислота

- ▶ 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:
$$\text{HClO} + 2\text{HI} \rightarrow \text{HCl} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
- ▶ Хлорноватистая кислота также окисляет, **например**, пероксид водорода:
$$\text{HClO} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{HCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$$
- ▶ **4.** Хлорноватистая кислота диспропорционирует:
$$3\text{HClO} \rightarrow 2\text{HCl} + \text{HClO}_3$$



Хлорноватистая кислота



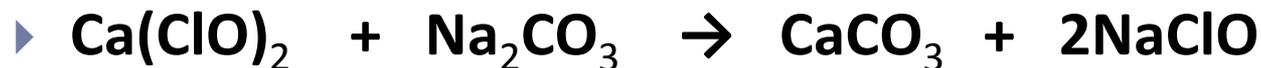
▶ Серная кислота реагирует с гипохлоритом кальция при нагревании или под действием излучения:



▶ Даже угольная кислота вытесняет гипохлориты:



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



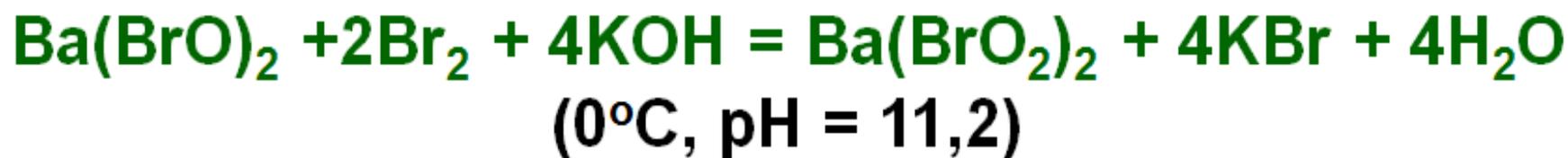
▶ 3. При нагревании гипохлориты **разлагаются**:



Степень окисления +3

Нет HIO_2 и нет примеров солей

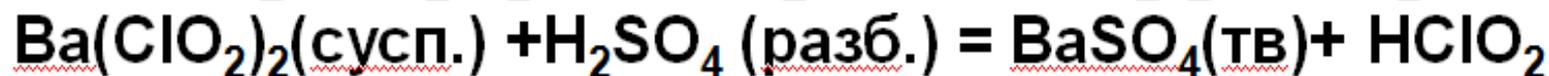
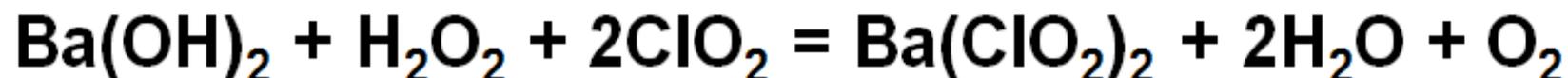
Нет HBrO_2 , только ОДИН пример соли



Для кислоты HClO_2 и ее солей характерны реакции диспропорционирования (особенно быстро в кислой среде).



Получение



Хлористая кислота

- ▶ **Способы получения:**

- ▶ Хлористую кислоту можно получить окислением оксида хлора пероксидом водорода:



- ▶ **Химические свойства хлористой кислоты:**

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



- ▶ **2.** При длительном хранении разлагается:



Степень окисления +5

Сильные кислоты HXO_3 ($\text{X} = \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$)

HClO_3 и HBrO_3 – только растворы (до 40%)

HIO_3 – получена твердая и в растворах



Разложение при нагревании 40% р-ров:



Хлорноватая кислота

▶ **Способы получения:**

▶ Хлорноватую кислоту можно получить из солей хлорноватой 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**.

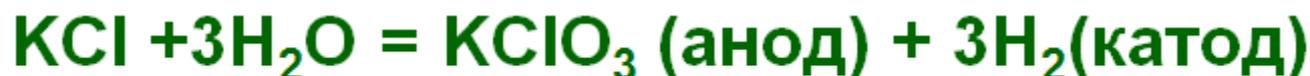
▶ **Например**, хлорноватая кислота окисляет фосфор:



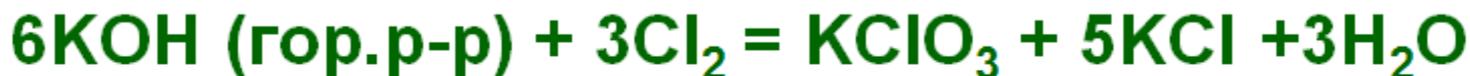
Получение соединений X(+5)

ХЛОРАТЫ

Электрохимическое окисление хлоридов



Или:



БРОМАТЫ



ИОДАТЫ



Хлорноватая кислота

- ▶ Хлораты – сильные **окислители**.
- ▶ **Например**, хлорат калия (бертолетова соль) при нагревании разлагается. При этом **без катализатора** хлорат **диспропорционирует**:
$$4\text{KClO}_3 \rightarrow 3\text{KClO}_4 + \text{KCl}$$
- ▶ **В присутствии катализатора** (оксид марганца (IV)) хлорат калия разлагается, окисляя кислород:
$$2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2 \uparrow$$
- ▶ Еще **пример**: хлорат калия окисляет **серу** и **фосфор**:
$$2\text{KClO}_3 + 3\text{S} \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{SO}_2$$

$$5\text{KClO}_3 + 6\text{P} \rightarrow 5\text{KCl} + 3\text{P}_2\text{O}_5$$
- ▶



Разложение твердых солей при нагревании



Соединения X(+7)

HClO_4 – получены 100% растворы
(взрывоопасно!), сильная кислота

HBrO_4 – получены 100% растворы
(взрывоопасно!), сильная кислота

HIO_4 – метаиодная кислота, $K_a = 3 \cdot 10^{-2}$

H_5IO_6 – ортоиодная кислота, $K_{a1} = 2 \cdot 10^{-2}$; $K_{a2} = 10^{-9}$

Растворимые соли NaXO_4 , NaH_4IO_6 , $\text{Na}_2\text{H}_3\text{IO}_6$

Нерастворимые соли KClO_4 , Ag_5IO_6 , $\text{Ba}_5(\text{IO}_4)_2$,
 $\text{Na}_3\text{H}_2\text{IO}_6$



Хлорная кислота

▶ **Способы получения:**

▶ Хлорную кислоту можно получить из солей хлорной кислоты – перхлоратов.

▶ **Например**, из перхлората натрия 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:



Хлорная кислота

- ▶ Перхлораты – сильные **окислители**.
- ▶ **Например**, перхлорат калия при нагревании **разлагается**. При этом хлор окисляет кислород:
- ▶ $\text{KClO}_4 \rightarrow \text{KCl} + 2\text{O}_2 \uparrow$
- ▶ Еще **пример**: перхлорат калия окисляет **алюминий**:
- ▶ $3\text{KClO}_4 + 8\text{Al} \rightarrow 3\text{KCl} + 4\text{Al}_2\text{O}_3$

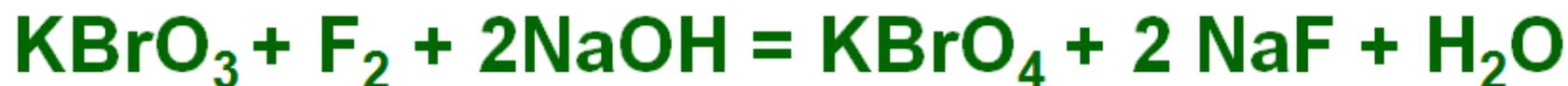
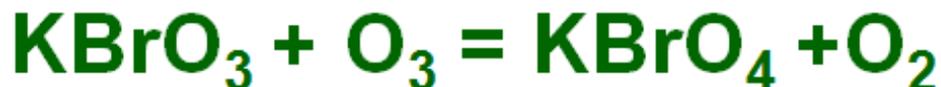


Получение соединений X(+7)

Электролиз



Реакции в растворах



В качестве окислителя используют XeF_2

