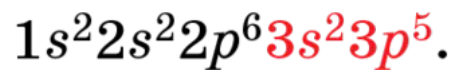
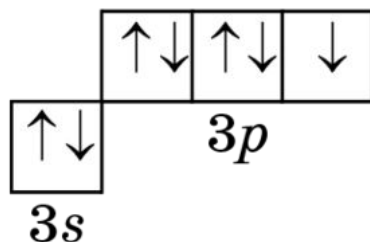
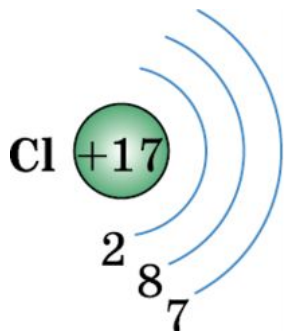


Галогены VII группа

«Рождающие соли»

Строение атома галогена



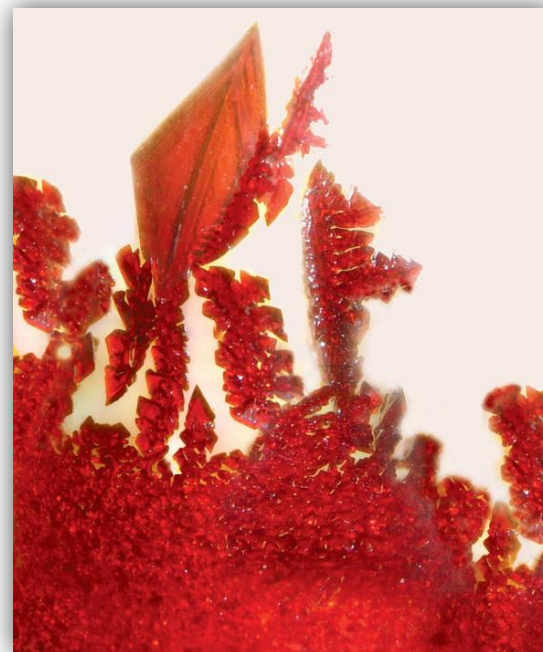
$\underbrace{\hspace{1.5cm}}$
**Валентные
электроны**



Хлорная вода

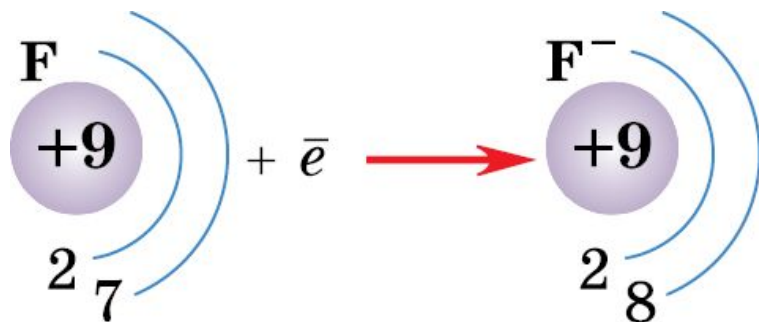


Бромная вода



Характеристика элементов

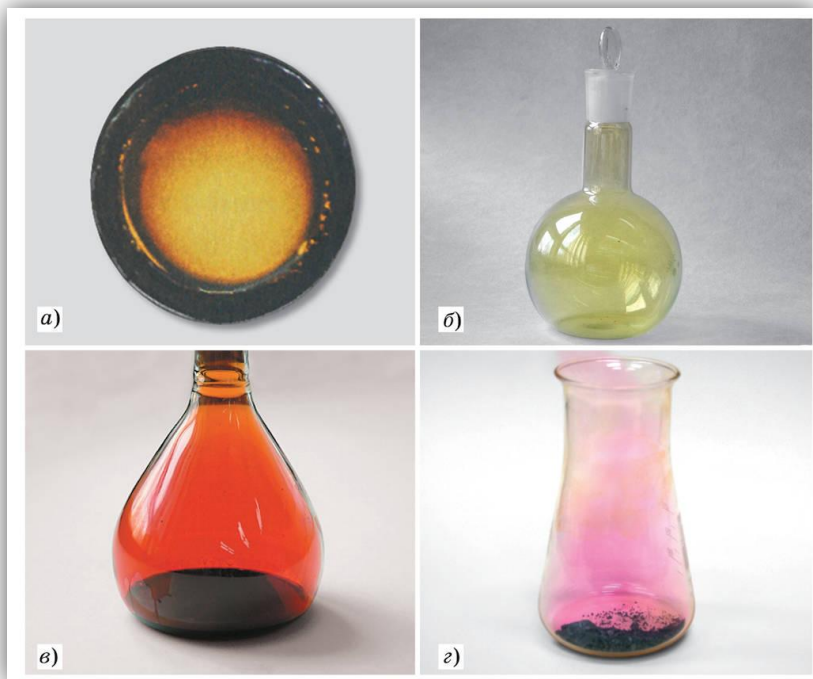
- Галогены являются очень сильными **ОКИСЛИТЕЛЯМИ**.
- **Фтор** в химических реакциях проявляет только окислительные свойства, и для него характерна степень окисления **-I** в соединениях.
- Все **остальные галогены** могут проявлять ещё и восстановительные свойства при взаимодействии с более электроотрицательными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

Простые вещества – галогены

- Простые вещества состоят их двух атомов!
- С ростом молекулярной массы, увеличиваются $T_{\text{кип}}$, $T_{\text{пл}}$: 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**
1852–1907
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.

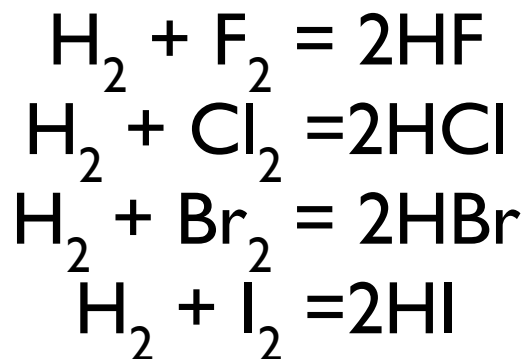
Французский учёный. В 1811 г. получил **йод**. Своё название йод получил за свою фиолетовую окраску (в переводе с греческого **«иодэс»** означает **фиолетовый**).

Характеристика простых веществ

Вещество	Агрегатно е состояни е при обычных условиях	Цвет	Запах	Температ ура плавлени я °С	Температ ура кипения °С
Фтор F_2	Газ, не сжижается при обычной температуре	Светло- жёлтый	Резкий, раздражаю щий	-220	-188
Хлор Cl_2	Газ, сжижающий ся 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 металлическ им	Резкий	+113,5	+186

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.

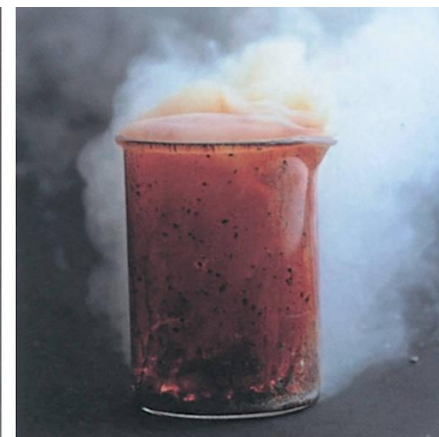
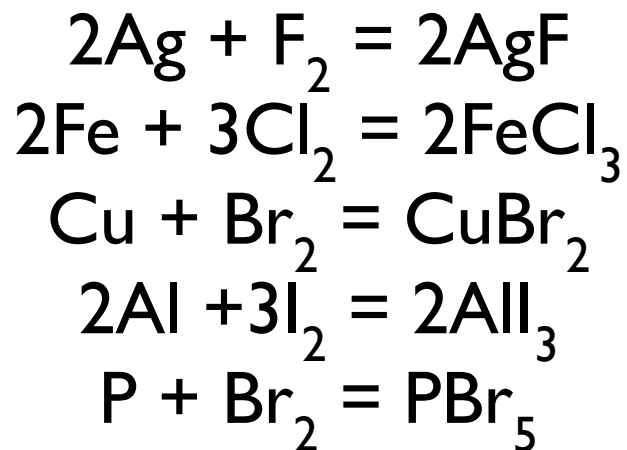


Галогеноводороды — бесцветные газы, с резким запахом, токсичны. Растворы этих газов — сильные кислоты, кроме HF. Степень диссоциации, а, следовательно, и сила кислот, увеличиваются от фтороводородной к йодоводородной.



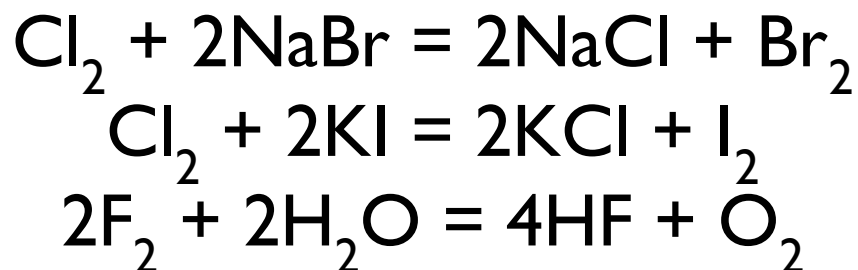
Химические свойства простых веществ

Взаимодействие галогенов с металлами и неметаллами:

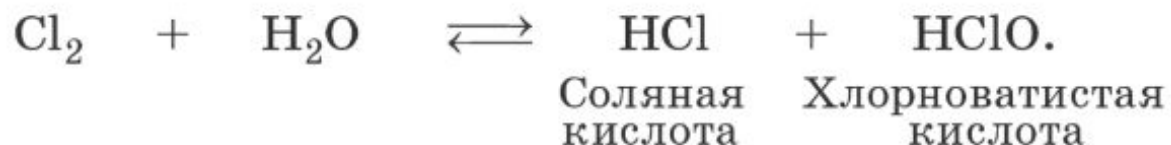


Химические свойства простых веществ

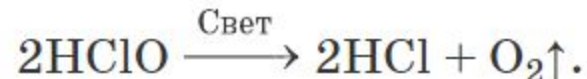
Взаимодействие галогенов со сложными веществами:



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.

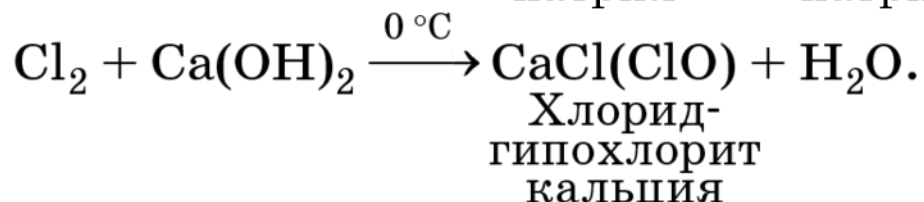
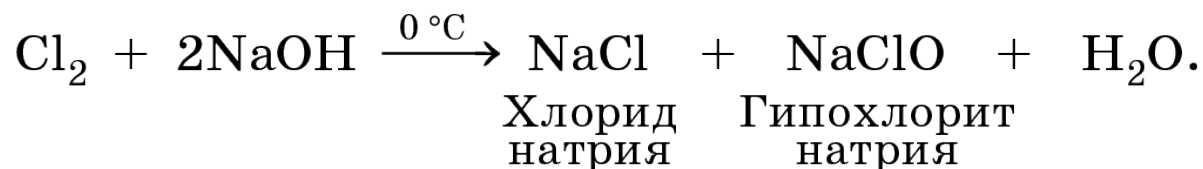


Таким образом, на свету суммарная реакция необратима.



Химические свойства простых веществ

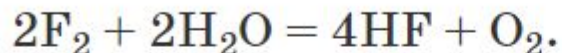
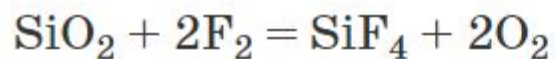
Взаимодействие галогенов со сложными веществами:



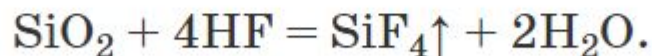
В быту находит применение и *хлорная известь* (хлорка) — препарат, содержащий смешанную соль хлорид-гипохлорит кальция CaCl(ClO) , в состав которой входят анионы двух кислот — соляной и хлорноватистой. Хлорную известь получают при пропускании хлора через известковое молоко — взвесь гидроксида кальция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

Химические свойства простых

веществ взаимодействие галогенов со сложными веществами:

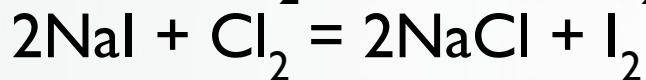
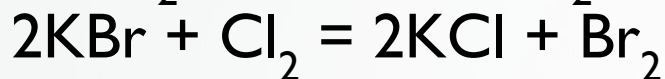
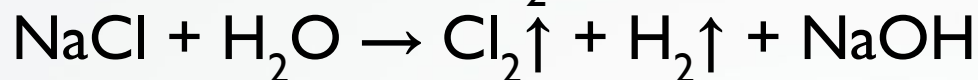
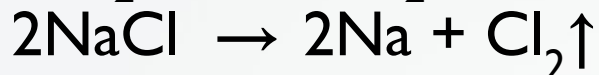
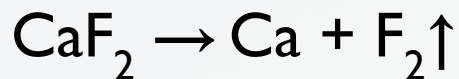


Образующийся в этой реакции фтороводород HF представляет собой бесцветный ядовитый газ, легко конденсирующийся в жидкость. Его водный раствор называют *плавиковой кислотой*. Она значительно слабее соляной и даже в разбавленном виде пахнет фтороводородом, так как содержит недиссоциированные молекулы. 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.

Получение галогенов



Ввиду того, что галогены

из-за высокой

реакционной

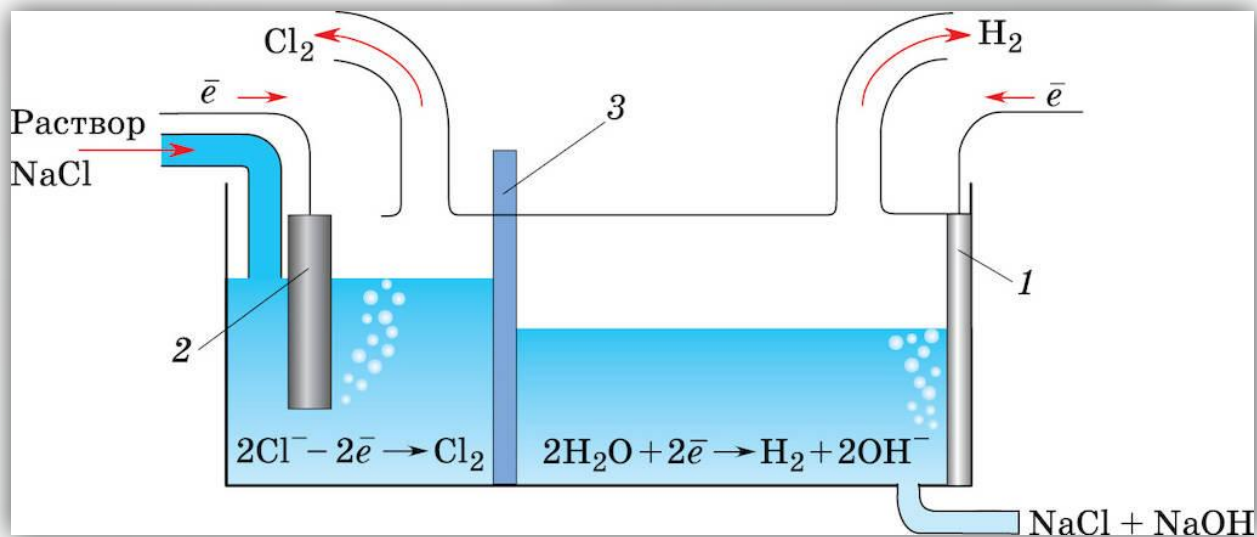
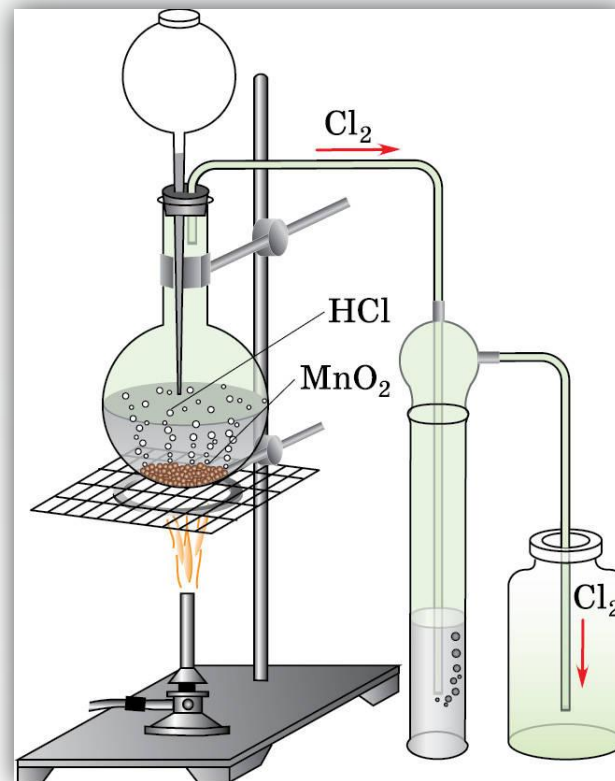
способности в природе

не встречаются в

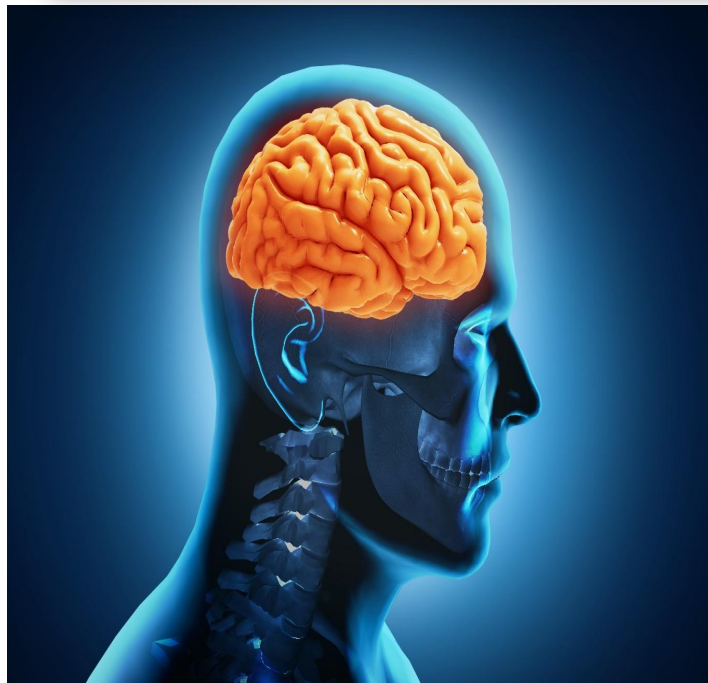
свободном состоянии,

их получают из их

соединений.



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.

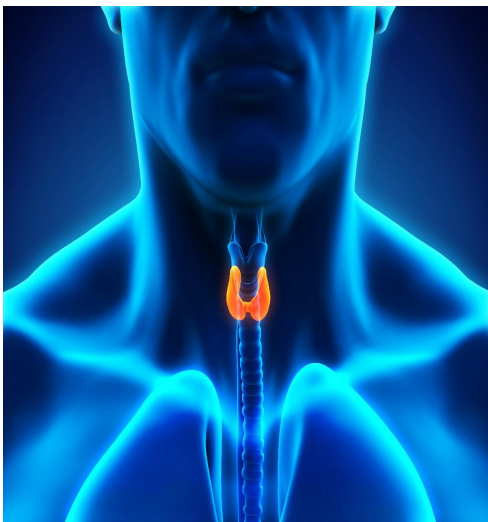
Применение хлора

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



Применение йода



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

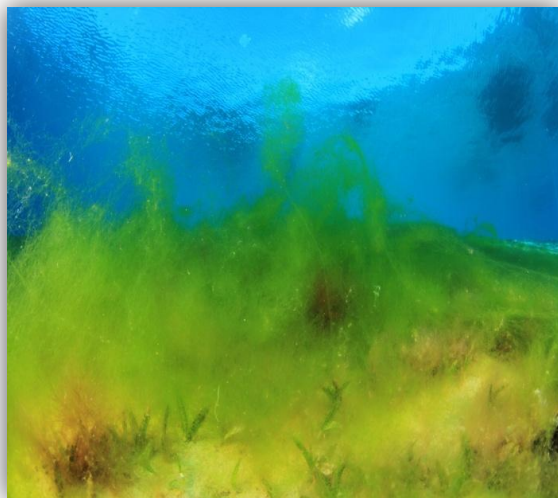
Недостаток йода в организме может привести к заболеваниям щитовидной железы.

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



Галогеноводороды. Нахождение в

- **Природе.** Самыми распространёнными среди галогенов являются хлор, который составляет 0,19% от массы земной коры, и фтор — 0,03%.
- Ввиду большой реакционной способности галогенов, в природе встречаются они только в виде соединений.
- Хлор чаще всего встречается в виде соединений в составе минералов: галита (каменная или поваренная соль), сильвина, сильвинита и карналлита.
- Природные минералы фтора — флюорит (плавиковый шпат), криолит, фторопатит и др.



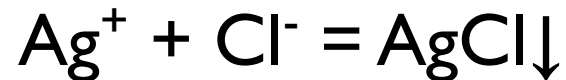
- Соединения брома и йода по большей части концентрируются в морских и подземных водах, накапливаются в морских водорослях.



Галогеноводородные кислоты.

Качественные реакции.

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



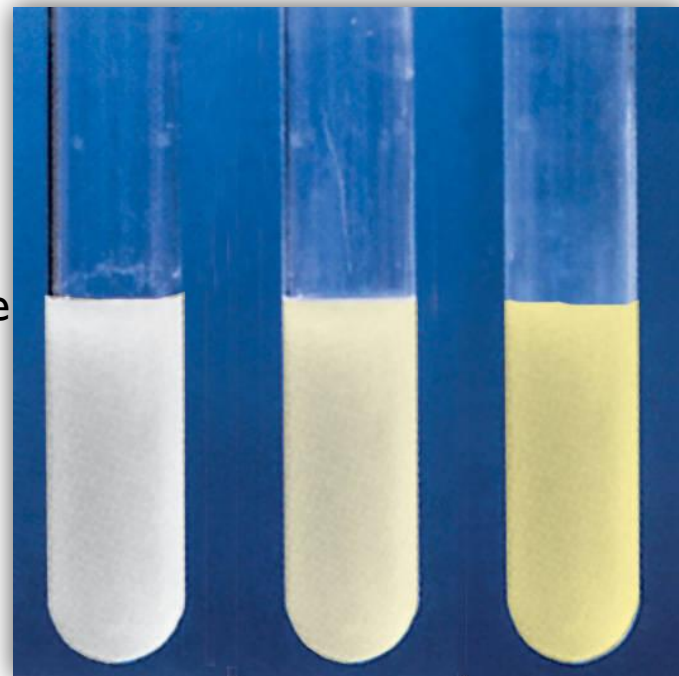
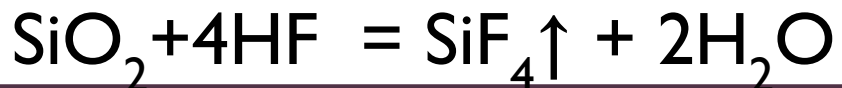
- При взаимодействии бромоводородной кислоты и её солями и йодоводородной кислоты и её солями с нитратом серебра также образуются осадки, но только жёлтого цвета, которые различаются оттенками.



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



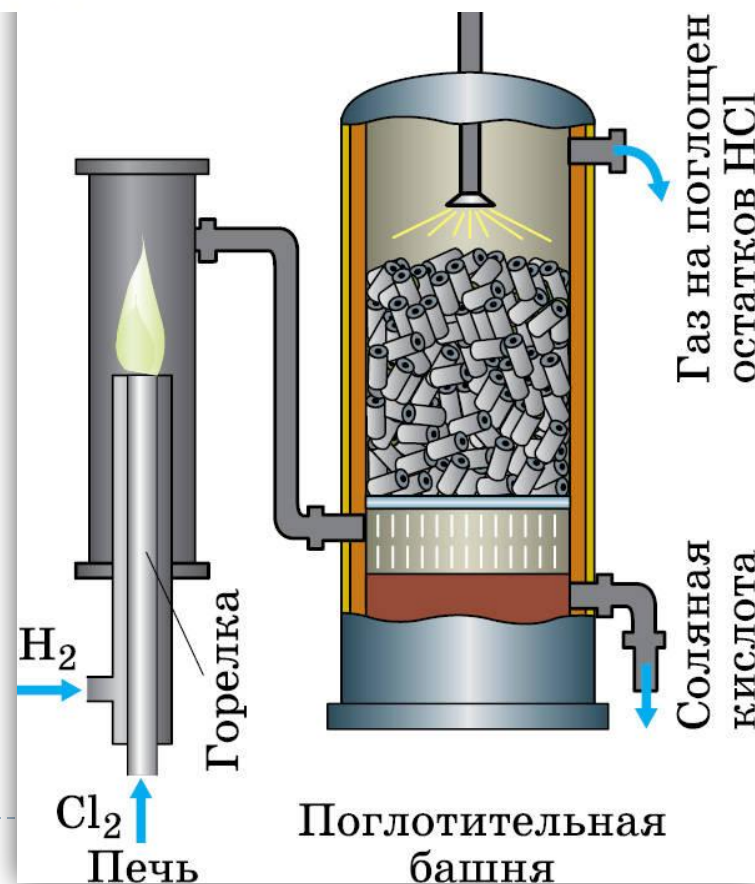
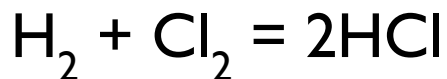
- Взаимодействие фтороводородной кислоты с оксидом кремния:



Хлороводород.

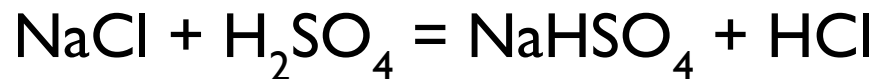
Синтез хлороводорода проводят в стальной цилиндрической печи, в нижней части которой расположена горелка. Хлор и водород непрерывно поступают в горелку и взаимодействуют с выделением большого количества теплоты. Водород всегда подают в избытке, чтобы в продуктах реакции не было хлора. Образующийся хлороводород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

В промышленности:

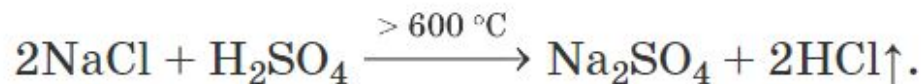


Хлороводород. Получение

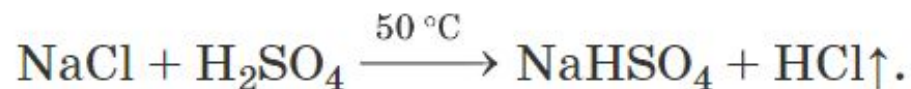
В лаборатории:



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.

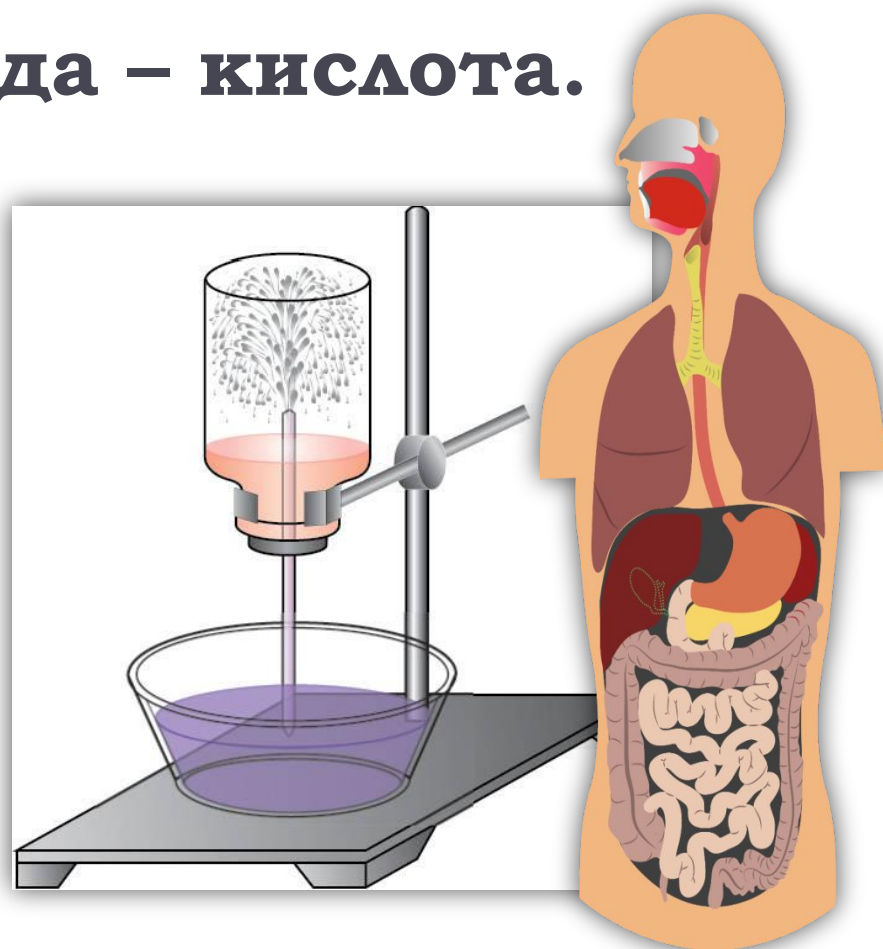
Соляная кислота — это бесцветная жидкость, которая дымится на воздухе. Соляная кислота тяжелее воды.

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

В 1 л 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 .

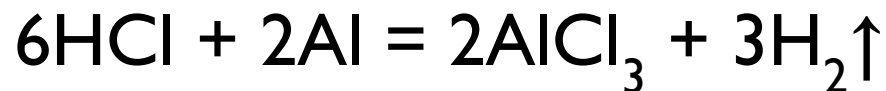
В склянке образуется разрежение и вода с силой врывается внутрь и бьет фонтаном. Если добавить лакмус в воду, фонтан будет красным.



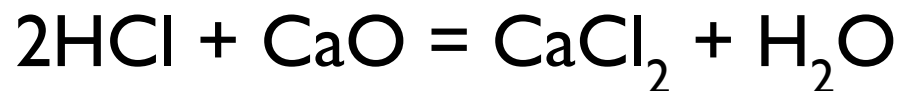
Самая большая концентрация соляной кислоты – 40 %. Дальше, она теряет хлороводород и дымится.

Химические свойства соляной кислоты.

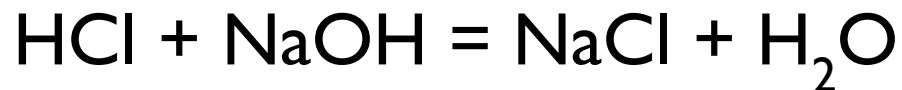
Взаимодействие с металлами:



Взаимодействие с основными оксидами:



Взаимодействие с основаниями:



Взаимодействие с солями:

