


Часть 1. Водород.

Атом водорода в электронной оболочке имеет всего 1 электрон на 1s-орбитали.

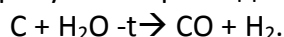
$H\ 1s^1$ 	Характерные степени окисления: +1 и -1
---	---

Водород – легкий газ без цвета, без запаха. Молекула водорода состоит из двух атомов, связанных между собой ковалентной неполярной связью: $H - H$

Получение:

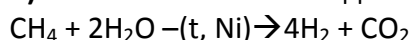
1. В промышленности:

а) Конверсионный способ. Вначале получают водяной газ, пропуская пары воды через раскаленный кокс при 1000 °С:

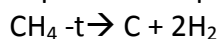


Затем оксид углерода (II) окисляют в оксид углерода (IV), пропуская смесь водяного газа с избытком паров воды над нагретым до 400–450 °С катализатором Fe_2O_3 : $CO + H_2O = CO_2 + H_2$.

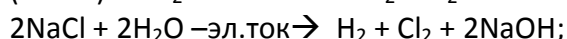
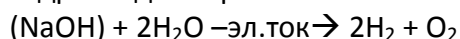
б) Окисление метана водяным паром:



Термическое разложение метана при 1200 °С:



в) Электролиз водного раствора поваренной соли или гидроксида натрия:

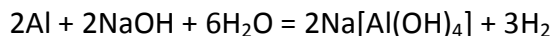


2. В лаборатории:

Металлы с минеральными кислотами:

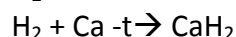
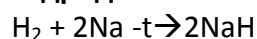


Амфотерные металлы со щелочами:

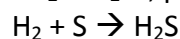
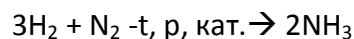
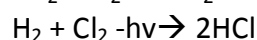
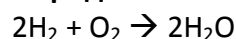


Свойства:

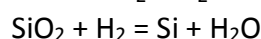
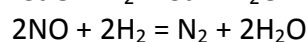
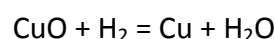
1. С активными металлами образует гидриды:



2. С неметаллами: не реагирует с кремнием, плохо в специальных условиях реагирует с фосфором и углеродом.



3. Восстановление оксидов металлов (неактивных) и неметаллов:



4. С органическими веществами, имеющими кратные связи, малыми циклами - реакция гидрирования.

Применение водорода

Применение водорода основано на его физических и химических свойствах:

-как легкий газ, он используется для наполнения аэростатов (в смеси с гелием);

-кислородно-водородное пламя применяется для получения высоких температур при сварки металлов;

-как восстановитель используется для получения металлов (молибдена, вольфрама и др.) из их оксидов;

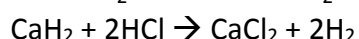
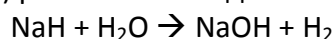
-для получения аммиака и искусственного жидкого топлива, для гидрогенизации жиров.

Водородные соединения металлов и неметаллов.

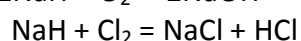
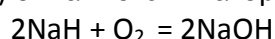
1. Ионные гидриды активных металлов: твёрдые вещества белого цвета.

Получение: $H_2 + 2Na \xrightarrow{-t} 2NaH$

Свойства: 1) разлагаются водой и кислотами:



2) окисляются кислородом или галогенами:



2. Ковалентные летучие водородные соединения:

Физические свойства: Все имеют газообразное состояние, кроме воды.

CH_4 - метан	NH_3 - аммиак	H_2O - вода	HF - фтороводород
SiH_4 - силан	PH_3 - фосфин	H_2S - сероводород	HCl - хлороводород
	AsH_3 - арсин	H_2Se - селеноводород	HBr - бромоводород
		H_2Te - теллуридоводород	HI - йодоводород

Неустойчивые водородные соединения (воспламеняются на воздухе) : фосфин и силан.

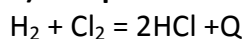
Основными свойствами обладает: аммиак.

Амфотерные свойства проявляет: вода.

Кислоты образуют в водном растворе: водородные соединения VIA (кроме воды) и VIIA подгрупп.

Получение:

1) Из простых веществ (кроме силана, фосфина)



2) Из бинарных соединений неметаллов с активными металлами – гидролиз водой или слабыми растворами кислот-неокислителей: $\text{Mg}_3\text{P}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{PH}_3 + \text{Mg}(\text{OH})_2$

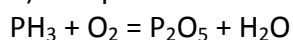
3) Аммиак получают вытеснением щелочью из солей аммония: $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} = \text{NH}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Свойства летучих водородных соединений сильно различаются.

1) Галогеноводороды – проявляют все свойства кислот.

2) Аммиак имеет свойства основания, реагирует с кислотами, образуя соли.

3) Фосфин и силан – неустойчивы на воздухе, самовоспламеняются:



4) Метан – не проявляет кислотно-основных свойств.

5) Все водородные соединения неметаллов, кроме HF – хорошие восстановители, реагируют с различными окислителями: $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl} + \text{S}$

Вода.

Молекулы воды связаны водородными связями: $n\text{H}_2\text{O} = (\text{H}_2\text{O})_n$, поэтому вода жидкая в отличие от ее газообразных аналогов H_2S , H_2Se и H_2Te .

Свойства:

1. Реагирует с металлами, левее H в ряду активности:

а) с щелочными и щелочноземельными (кроме бериллия и магния) при комнатной температуре, образуя щелочи: $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$

б) с магнием реагирует при кипячении: $\text{Mg} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{-\text{t}} \text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$

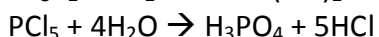
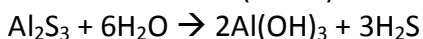
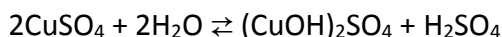
в) алюминий не реагирует с водой, так как покрыт оксидной плёнкой. Алюминий, очищенный от оксидной плёнки, взаимодействует с водой, образуя гидроксид: $2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2$

г) остальные металлы в ряду активности **до H** реагируют с **водяным паром** при высокой температуре, образуя оксиды и водород: $\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{-\text{t}} \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2$

2. Реагирует с оксидами щелочных и щелочноземельных металлов, образуя щелочи (с оксидом магния – при кипячении): $\text{H}_2\text{O} + \text{CaO} = \text{Ca}(\text{OH})_2$

3. Взаимодействует с кислотными оксидами (кроме SiO_2): $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4$.

4. Гидролиз солей, бинарных соединений металлов и неметаллов:



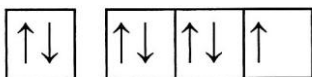
5. С органическими веществами – вступает в реакции присоединения (гидратации), гидролиза.

ГАЛОГЕНЫ.

Свойства элементов подгруппы галогенов

Символ элемента	F	Cl	Br	I
Строение внешнего электронного слоя	$2s^2 2p^5$	$3s^2 3p^5$	$4s^2 4p^5$	$5s^2 5p^5$
Электроотрицательность (ЭО)	4,0	3,0	2,8	2,5
Радиус атома, нм	0,064	0,099	0,114	0,133
Степени окисления	-1	-1, +1, +3, +5, +7	-1, +1, +3, +5, +7	-1, +1, +3, +5, +7
Агрегатное состояние	Желтоватый газ	Зеленый газ	Буря жидкость	Темн-фиол. кристаллы
$t^{\circ}\text{пл.} (^{\circ}\text{C})$	-219	-101	-8	*114 (не имеет жидкого состояния)
$t^{\circ}\text{кип.} (^{\circ}\text{C})$	-183	-34	58	185

Это элементы VII-A группы. Являются типичными неметаллами. На внешнем электронном слое содержится 7 электронов ($ns^2 np^5$):



В природе встречаются в виде соединений или ионов (в морской воде).

Проявляют степени окисления от -1 до +7 (фтор – только -1).

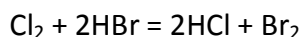
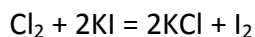
Молекулы состоят из двух атомов, связанных одной ковалентной неполярной связью.

В твёрдом состоянии имеют молекулярную кристаллическую решетку.

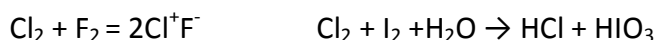
Плохо растворимы в воде, все имеют запах, летучи.

Взаимная активность галогенов:

1. Галоген, стоящий выше в ПС, вытесняет из солей и галогеноводородных кислот галоген, стоящий ниже.



2. Более активный галоген окисляет менее активный:



ФТОР F_2 – газ светло-желтого цвета.

Получение:

электролиз расплава гидрофторида калия KHF_2 : $2\text{KHF}_2 \xrightarrow{\text{-эл/ток}} 2\text{K} + \text{H}_2 + 2\text{F}_2$

Химические свойства:

F_2 – самый сильный окислитель из всех веществ.

1. Реагирует с водородом, образуя фтороводород:	$\text{H}_2 + \text{F}_2 = 2\text{HF}$ (со взрывом)
2. Реагирует с другими галогенами:	$\text{Cl}_2 + \text{F}_2 = 2\text{ClF}$
3. Окисляет воду и раствор щелочи, при этом выделяется кислород:	$2\text{F}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{HF} + \text{O}_2$ $2\text{F}_2 + 4\text{NaOH} = 4\text{NaF} + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
4. С металлами (часто со взрывом), включая золото.	$2\text{K} + \text{F}_2 = 2\text{KF}$ $2\text{Au} + 3\text{F}_2 = 2\text{AuF}_3$
5. С другими неметаллами	$\text{S} + 3\text{F}_2 = \text{SF}_6$
6. Вытесняет другие галогены из растворов их солей и водородных соединений	$2\text{HCl} + \text{F}_2 = 2\text{HF} + \text{Cl}_2$
7. Полностью окисляет органические вещества (аналогично горению в кислороде)	$\text{C}_5\text{H}_{12} + 16\text{F}_2 = 5\text{CF}_4 + 12\text{HF}$

Фтороводород и плавиковая кислота.

Едкий газ, хорошо растворим в воде с образованием раствора слабой плавиковой кислоты.

Получение: из фторида кальция: $\text{CaF}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{CaSO}_4 + 2\text{HF}\uparrow$

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА:

1) Раствор HF в воде – слабая кислота (плавиковая)	$\text{HF} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{F}^-$ Соли плавиковой кислоты – фториды.
2) Реагирует с основаниями и основными оксидами:	$\text{HF} + \text{NaOH} = \text{NaF} + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{HF} + \text{MgO} = \text{MgF}_2 + \text{H}_2\text{O}$
3) Плавиковая кислота растворяет стекло:	$\text{SiO}_2 + 4\text{HF} = \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{SiO}_2 + 6\text{HF}(\text{изб}) = \text{H}_2[\text{SiF}_6] + \text{H}_2\text{O}$

Фторид кислорода O^{+2}F_2

В этом соединении кислород проявляет положительную степень окисления. Это бесцветный газ, плохо растворимый в воде, распадается на кислород и фтор.

Фтор не образует кислородных кислот, так как не проявляет положительных степеней окисления.

ХЛОР Cl_2

Газ желто-зеленого цвета с едким запахом. Ядовит. Используется для обеззараживания.

ПОЛУЧЕНИЕ:

1) Электролиз раствора NaCl (промышленный способ):



2) Окисление ионов Cl^- сильными окислителями:



ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА:

1) Реагирует с металлами, образуя хлориды:	$2\text{Na} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl}$ $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$
2) Реагирует с неметаллами, кроме кислорода, углерода, азота, инертных газов.	$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{свет}} 2\text{HCl}$ $\text{S} + \text{Cl}_2 = \text{SCl}_2$ или S_2Cl_2 $2\text{P} + 5\text{Cl}_2 = 2\text{PCl}_5$
3) Реакция с водой:	$\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{HClO}$ (диспропорционирование) $2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t} 4\text{HCl} + \text{O}_2$
4) Реакции со щелочами:	$\text{Cl}_2 + 2\text{KOH}(\text{холод}) \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$ $3\text{Cl}_2 + 6\text{KOH} \xrightarrow{t} 5\text{KCl} + \text{KClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cl}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaOCl}_2(\text{хлорная известь}) + \text{H}_2\text{O}$
5) Вытесняет бром и йод из галогеноводородных кислот и их солей.	$\text{Cl}_2 + 2\text{KI} = 2\text{KCl} + \text{I}_2$ $\text{Cl}_2 + 2\text{HBr} = 2\text{HCl} + \text{Br}_2$
6) Окисляет бром и йод:	$\text{Cl}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{HIO}_3$

ХЛОРИСТЫЙ ВОДОРОД

Бесцветный газ с резким запахом, ядовитый, тяжелее воздуха, хорошо растворим в воде. Раствор хлороводорода в воде – соляная кислота.

ПОЛУЧЕНИЕ:

1) Синтетический способ (промышленный): $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$

2) Гидросульфатный способ (лабораторный): $\text{NaCl}(\text{тв.}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}\uparrow$

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА:

1) Раствор HCl в воде – соляная кислота (сильная, одноосновная)	$\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$
2) Реагирует с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода:	$2\text{Al} + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$
3) с оксидами металлов:	$\text{MgO} + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
4) с основаниями и аммиаком:	$\text{HCl} + \text{KOH} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ $3\text{HCl} + \text{Al}(\text{OH})_3 = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{HCl} + \text{NH}_3 = \text{NH}_4\text{Cl}$
5) с солями:	$\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ $\text{HCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl} + \text{HNO}_3$

Качественная реакция на хлорид-ион: Образование белого осадка хлорида серебра, нерастворимого в минеральных кислотах: $\text{HCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl} \downarrow + \text{HNO}_3$

ХЛОРИДЫ МЕТАЛЛОВ – соли соляной кислоты.

ПОЛУЧЕНИЕ:

1) взаимодействием металлов с хлором:	$2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$
2) реакция соляной кислоты с металлами,	$\text{Mg} + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$
3) реакция соляной кислоты с оксидами	$\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
4) с гидроксидами	$\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{BaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
5) реакции обмена с некоторыми солями:	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{HCl} = \text{PbCl}_2 + 2\text{HNO}_3$
6) Замещение более активным металлом другого металла в растворе соли:	$\text{Mg} + \text{CuCl}_2 = \text{MgCl}_2 + \text{Cu}$

СВОЙСТВА:

1) Растворимые хлориды вступают в обменные реакции, если образуется осадок, газ или вода:	$\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$
2) Хлориды тяжелых металлов реагируют с более активными металлами – реакция замещения	$\text{Mg} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{Cu}$
3) В процессе электролиза на аноде выделяется газообразный хлор	$2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{эл.ток}} 2\text{NaOH} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2$ в растворе $2\text{NaCl} \xrightarrow{\text{эл.ток}} 2\text{Na} + \text{Cl}_2$ только в расплаве $\text{CuCl}_2 \xrightarrow{\text{эл.ток}} \text{Cu} + \text{Cl}_2$ и в растворе, и в расплаве

Оксиды и кислородсодержащие кислоты хлора

+1	+3	+5	+7
Хлорноватистая кислота HCl^{+1}O . Существует только в виде разбавленных водных растворов.	Хлористая кислота $\text{HCl}^{+3}\text{O}_2$. Существует только в водных растворах.	Хлорноватая кислота $\text{HCl}^{+5}\text{O}_3$. Устойчива только в водных растворах.	Хлорная кислота $\text{HCl}^{+7}\text{O}_4$. Бесцветная жидкость
$\text{H}-\text{O}-\text{Cl}$	$\text{H}-\text{O}-\text{Cl}=\text{O}$		
Соли – гипохлориты	Соли – хлориты	Соли – хлораты	Соли – перхлораты

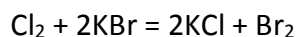
Получение: $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HCl} + \text{HClO}$	Получение: $2\text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{HClO}_2 + \text{O}_2$	Получение: $\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{HClO}_3 + \text{BaSO}_4$	Получение: $\text{KClO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{KHSO}_4 + \text{HClO}_4$
HClO - слабая кислота и сильный окислитель: 1) Разлагается на свету: $\text{HClO} \xrightarrow{\text{свет}} \text{HCl} + \text{O}_2$ 2) Реагирует со щелочами: $\text{HClO} + \text{KOH} = \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{HClO} + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaOCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ хлорная известь 3) Окислитель: $2\text{HI} + \text{HClO} = \text{I}_2 + \text{HCl} + \text{H}_2\text{O}$ 4) Диспропорционирование: $3\text{HClO} = 2\text{HCl} + \text{HClO}_3$	HClO₂ - слабая кислота и сильный окислитель. 1) Со щелочами $\text{HClO}_2 + \text{KOH} = \text{KClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ 2) Неустойчива, при хранении разлагается $4\text{HClO}_2 = \text{HCl} + \text{HClO}_3 + 2\text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	HClO₃ - Сильная кислота и сильный окислитель. 1) $6\text{P} + 5\text{HClO}_3 = 3\text{P}_2\text{O}_5 + 5\text{HCl}$ 2) $\text{HClO}_3 + \text{KOH} = \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ Хлорат калия – бертолетова соль – при нагревании разлагается: $4\text{KClO}_3 \xrightarrow{\text{без кат}} \text{KCl} + 3\text{KClO}_4$ (диспропорционирование) $2\text{KClO}_3 \xrightarrow{\text{MnO}_2} 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$	HClO₄ - очень сильная кислота и очень сильный окислитель. 1) Со щелочами $\text{HClO}_4 + \text{KOH} = \text{KClO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ 2) При нагревании хлорная кислота и ее соли разлагаются: $4\text{HClO}_4 \xrightarrow{t^\circ} 4\text{ClO}_2 + 3\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{KClO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{KCl} + 2\text{O}_2$ 3) Сильный окислитель: $\text{HClO}_4 + \text{C} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

БРОМ Br₂

Это бурая жидкость с тяжелыми ядовитыми парами; имеет неприятный запах.

ПОЛУЧЕНИЕ.

Окисление ионов Br⁻ сильными окислителями:



ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА.

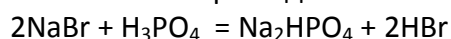
1) Реагирует с металлами:	$2\text{Al} + 3\text{Br}_2 = 2\text{AlBr}_3$
2) Реагирует с неметаллами – водородом, фосфором, углеродом. С кислородом не реагирует.	$\text{H}_2 + \text{Br}_2 = 2\text{HBr}$ $2\text{P} + 5\text{Br}_2 = 2\text{PBr}_5$
3) Реагирует с водой и щелочами (диспропорционирование):	$3\text{Br}_2 + 3\text{H}_2\text{O} = 5\text{HBr} + \text{HBrO}_3$ $3\text{Br}_2 + 6\text{KOH} = 5\text{KBr} + \text{KBrO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
4) Реагирует с сильными восстановителями:	$\text{Br}_2 + 2\text{HI} = \text{I}_2 + 2\text{HBr}$ $\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{S} = \text{S} + 2\text{HBr}$

БРОМОВОДОРОД HBr

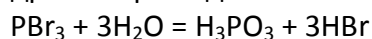
Бесцветный газ, хорошо растворим в воде. Раствор в воде – сильная бромоводородная кислота.

ПОЛУЧЕНИЕ

1) Вытеснение из бромидов кислотой-неокислителем:



2) Гидролиз бромидов неметаллов:

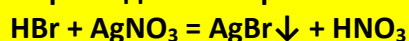


ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА.

Бромоводородная кислота еще более сильная, чем соляная. Она вступает в те же реакции, что и HCl:

1) Диссоциация:	$\text{HBr} = \text{H}^+ + \text{Br}^-$
2) С металлами, стоящими в ряду напряжения до водорода:	$\text{Mg} + 2\text{HBr} = \text{MgBr}_2 + \text{H}_2$
3) с оксидами металлов:	$\text{CaO} + 2\text{HBr} = \text{CaBr}_2 + \text{H}_2\text{O}$
4) с основаниями и аммиаком:	$\text{NaOH} + \text{HBr} = \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{HBr} = \text{FeBr}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_3 + \text{HBr} = \text{NH}_4\text{Br}$
5) с солями:	$\text{MgCO}_3 + 2\text{HBr} = \text{MgBr}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ $\text{AgNO}_3 + \text{HBr} = \text{AgBr} \downarrow + \text{HNO}_3$
6) HBr – сильный восстановитель:	$2\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{HBr} + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl} + \text{Br}_2$

Качественная реакция на бромид-ион: Образование желтоватого осадка бромида серебра

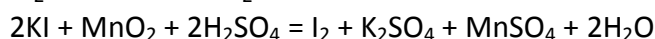
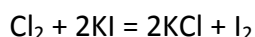


ЙОД I₂

Кристаллическое вещество **темно-фиолетового цвета** с металлическим блеском. При нагревании возгоняется (переходит из твердого состояния сразу в газ, минуя жидкое).

ПОЛУЧЕНИЕ.

Окисление ионов I⁻ сильными окислителями:



ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА.

1) реагирует с металлами. С медью образует только йодид меди (I), йодид железа (III) йодид меди (II) - неустойчивы.	$\text{Fe} + \text{I}_2 = \text{FeI}_2$ $2\text{Al} + 3\text{I}_2 = 2\text{AlI}_3$
2) с водородом:	$\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$
3) с сильными восстановителями:	$\text{I}_2 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HI}$ $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} = \text{S} + 2\text{HI}$
4) со щелочами:	$3\text{I}_2 + 6\text{NaOH} = 5\text{NaI} + \text{NaIO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
5) с хлором:	$\text{I}_2 + 5\text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 10\text{HCl} + 2\text{HIO}_3$

ИОДИСТЫЙ ВОДОРОД HI

Бесцветный газ с резким запахом, хорошо растворим в воде. Раствор в воде – сильная одноосновная йодоводородная кислота.

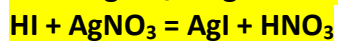
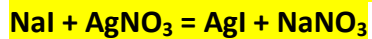
Получение:

Восстановление йода сероводородом: $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} = \text{S} + 2\text{HI}$

Химические свойства:

1) Раствор HI в воде - сильная йодоводородная кислота:	Соли йодоводородной кислоты – йодиды $2\text{HI} + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{BaI}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{HI} + \text{BaO} = \text{BaI}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{HI} + \text{BaCO}_3 = \text{BaI}_2 + \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
2) HI – очень сильный восстановитель:	$2\text{HI} + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl} + \text{I}_2$ $8\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = 4\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$ $5\text{HI} + 6\text{KMnO}_4 + 9\text{H}_2\text{SO}_4 = 5\text{HIO}_3 + 6\text{MnSO}_4 + 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 9\text{H}_2\text{O}$

Качественная реакция на анионы I^- в растворе:

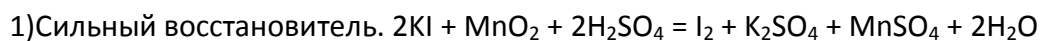


Образуется темно-желтый осадок йодида серебра, нерастворимый в кислотах.

Иодиды.

Получение: обменные реакции в растворах.

Свойства:



2) Не существует иодидов двухвалентной меди и трехвалентного железа! Они неустойчивы и восстанавливаются в низшую степень окисления. Идёт окислительно-восстановительная реакция, например:

