

Халькогены. Сера.

Элементы халькогены:

- Кислород
- Сера
- Селен
- Теллур
- Полоний
- Ливермонтит

Положение в ПСХЭ

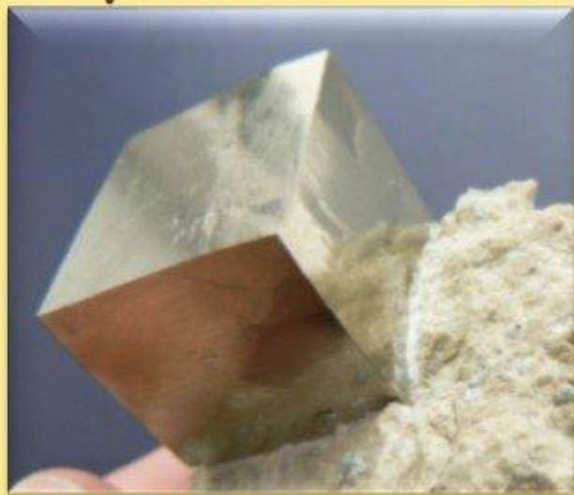
- На внешнем энергитическом уровне 6 электронов
- Неметаллы- полоний считают уже металлом, ливермонтий- искусственно полученный радиоактивный элемент
- Электроотрицательность сверху вниз падает

Сера

- Номер 16 ($p=16$, $e=16$, $n=16$)
- Расположение электронов по энергитическим уровням 2 8 6, электронная конфигурация:
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
- Сера способна присоединить два электрона до завершения внешнего энергитического уровня 2 e
- Высшая валентность 6, низшая 2, переменная 4

Нахождение серы в природе.

Серный колчедан



(пирит FeS_2)

Сера самородная (S)



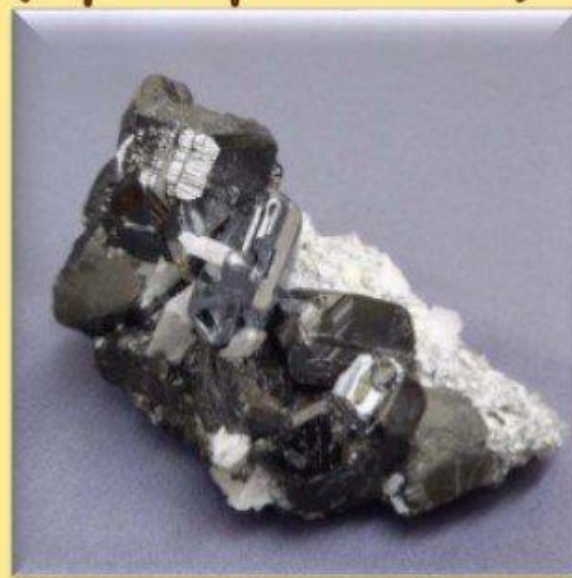
Свинцовый блеск
(галенит PbS)



Киноварь (HgS)



Цинковая обманка
(сфалерит ZnS)



Нахождение серы в природе



Сера является на 16-м месте по распространённости в земной коре. Встречается в свободном (самородном) состоянии и связанном виде.



Сера – простое вещество

- Алотропные модификации- это способность химического элемента образовывать несколько простых веществ



Кристаллическая
сера S_8

Замкнутое кольцо- цикл,
твердые кристаллы лимонно-
желтого цвета

Пластическая
сера-

тягучая масса
коричневого цвета,
длинные цепочки атомов
связанных друг с другом

Химические свойства серы

- Сера- типичный неметалл, обладает свойствами неметаллов:
 1. Взаимодействует с металлами с образованием сульфидов
 2. При нагревании с водородом ведет себя как окислитель
 3. С простыми и сложными веществами ведет себя как окислитель и как восстановитель

Химические свойства серы

- Сера электроотрицательный химический элемент, большей эл-ю обладает O, F, Cl, N, Br.
- В соединения с этими элементами сера стоит на первом месте как менее элект-й химический эл-т.
- А значит сера будет восстановителем.

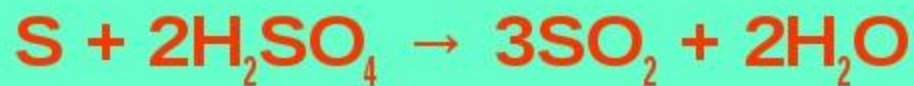
Горение серы в кислороде

- $S + O_2 = SO_2$
если кислород
будет в
избытке то
пойдёт
 $SO_2 + O_2 = SO_3$



Взаимодействие со сложными веществами

- В воде сера не растворяется
- Как восстановитель сера взаимодействует с азотной и серной кислотами при нагревании:



- Как восстановитель и окислитель сера взаимодействует со щелочами:



Применение серы.

Производство резины



Производство спичек



Производство
черного пороха



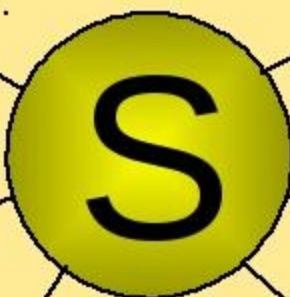
Медицина



Производство красителей



Борьба с вредителями



Сероводород и сульфиды

H_2S

Сероводород – ядовитый газ!!

В природе содержится в попутных газах нефтяных месторождений, в природном и вулканических газах, в подземных водах выходящих на поверхность

В промышленности образуется как побочный продукт при переработке нефти, природного газа каменного угля

Химические свойства



горение сероводорода	$2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
<u>С индикаторами</u>	$\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}^+ + \text{HS}^-$
<u>С металлами до водорода</u>	$\text{H}_2\text{S} + \text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2$
<u>С оксидами основными и амфотерными</u>	$\text{H}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
С основаниями	$\text{H}_2\text{S} + 2\text{NaOH} (\text{избыток}) \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{S} (\text{избыток}) + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHS} + \text{H}_2\text{O}$
С солями	$\text{H}_2\text{S} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbS} \downarrow + 2\text{HNO}_3$
особые реакции	$\text{H}_2\text{S} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{S} + 2\text{HBr}$ $\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц}) \rightarrow \text{S} + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

- $2 \text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 = 3 \text{S} + 2 \text{H}_2\text{O}$ – выделение серы из сероводорода
- Так же в избытке или недостатке кислорода получается как сера, так и оксид серы(4):
- $2 \text{H}_2\text{S} + 3 \text{O}_2 = 2 \text{S} + 2 \text{H}_2\text{O}$
- $2 \text{H}_2\text{S} + 3 \text{O}_3 = 2 \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
-
- $\text{FeS} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2\text{S} + \text{FeSO}_4$ - получение в лаборатории

Сероводородная кислота

- Раствор сероводорода в воде
- Слабая кислота:
 1. Реагирует с растворами щелочей-соли сульфиды
 2. Реагирует с бромом (бромной водой)
 3. Реагирует с концентрированной серной кислотой!!!! С получением оксида серы 4,
 4. Реагирует с концентрированной азотной кислотой с образованием оксида азота 4

Свойства сероводорода

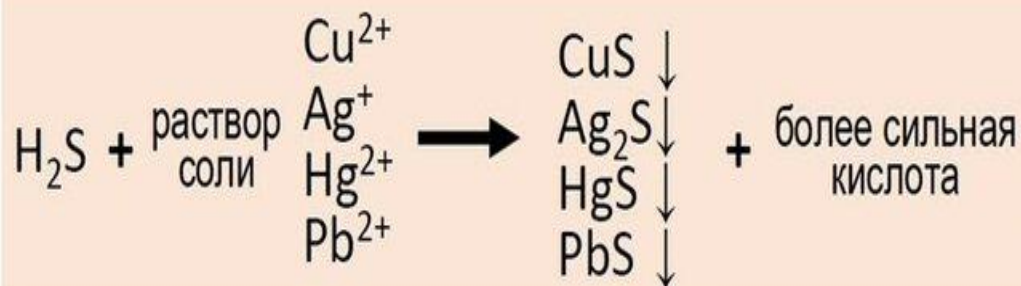
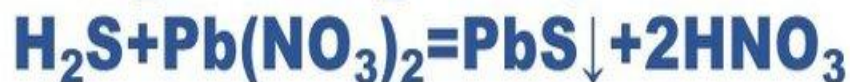
Уравнения химических реакций	Наблюдения
В колбе-реакторе: $\text{Na}_2\text{S} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{S}\uparrow + 2\text{NaCl}$	Выделение газа, пробулькивание его через растворы, находящиеся в склянках.
$4\text{H}_2\text{S} + 8\text{KMnO}_4 \rightarrow 4\text{H}_2\text{O} + 8\text{MnO}_2\downarrow + 3\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{S}$	Образование осадка бурого цвета, с последующим обесцвечивание раствора.
$5\text{H}_2\text{S} + 8\text{KMnO}_4 + 7\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 4\text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{MnSO}_4 + 12\text{H}_2\text{O}$	Обесцвечивание раствора перманганата калия
$\text{H}_2\text{S} + 8\text{KMnO}_4 + 10\text{KOH} \rightarrow 8\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 6\text{H}_2\text{O}$	Раствор приобретает синюю окраску, впоследствии обесцвечивается.
$3\text{H}_2\text{S} + 4\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 10\text{H}_2\text{O} \rightarrow 8\text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH}$	Образование серо-зеленого осадка – гидроксида Cr(III).
$3\text{H}_2\text{S} + 4\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 13\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 4\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 4\text{K}_2\text{SO}_4 + 16\text{H}_2\text{O}$	образование зеленого раствора, обусловленного наличием иона Cr^{3+}

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СЕРОВОДОРОДА

ПОЛУЧЕНИЕ СУЛЬФИДОВ

Сероводородная кислота вступает в реакции обмена с некоторыми солями, если

образуются нерастворимые в воде и кислотах сульфиды (CuS, PbS, Ag₂S, HgS - суровые):



Сульфиды

- Соли сероводорода - **сульфиды** - малорастворимы в воде для большинства металлов, кроме щелочных и щелочноземельных (последние сильно гидролизуются). Сульфиды обладают характерной окраской:
 - *черные* HgS , Ag_2S , PbS , CuS , FeS
 - *оранжевые* Sb_2S_3 , Sb_2S_5
 - *розовый (телесный)* MnS
 - *белые* ZnS , Al_2S_3 , BaS , CaS , K_2S , Na_2S
-

Для олимпиады

- *коричневые* SnS , Bi_2S_3
- *желтые* SnS_2 , CdS , TiS_2

Способы получения сульфидов

- 1. Сульфиды получают при взаимодействии **серы с металлами**. При этом сера проявляет свойства окислителя.
- Например, сера взаимодействует с **магнием и кальцием**:
 - $S + Mg \rightarrow MgS$
 - $S + Ca \rightarrow CaS$
- Сера взаимодействует с **натрием**:
 - $S + 2Na \rightarrow Na_2S$

Способы получения сульфидов

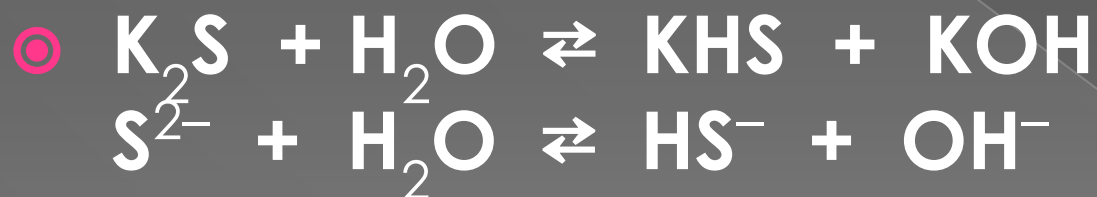
- 2. Растворимые сульфиды можно получить при взаимодействии **сероводорода** и **щелочей**.
- **Например**, гидроксида калия с сероводородом:
- $$\text{H}_2\text{S} + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$$

Способы получения сульфидов

- 3. Нерастворимые сульфиды получают взаимодействием **растворимых сульфидов с солями (любые сульфиды)** или взаимодействием **сероводорода с солями (только черные сульфиды)**.
- Например**, при взаимодействии нитрата меди и сероводорода:
- $$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow 2\text{HNO}_3 + \text{PbS}$$
- Еще **пример**: взаимодействие сульфата цинка с сульфидом натрия:
- $$\text{ZnSO}_4 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{ZnS}$$

Химические свойства сульфидов

- 1. Растворимые сульфиды **гидролизуются** по аниону, среда водных растворов сульфидов щелочная:



Химические свойства сульфидов

- 2. Сульфиды металлов, расположенных в ряду напряжений левее железа (включительно), растворяются в **сильных минеральных кислотах**.
- Например, сульфид кальция растворяется в соляной кислоте:
- $\text{CaS} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$
- А сульфид никеля, **например**, не растворяется:
- $\text{NiS} + \text{HCl} \neq$

Химические свойства сульфидов

- 3. Нерастворимые сульфиды растворяются в **концентрированной азотной кислоте** или **концентрированной серной кислоте**. При этом сера окисляется либо до простого вещества, либо до сульфата.
- Например, сульфид меди (II) растворяется в горячей концентрированной азотной кислоте:
- $$\text{CuS} + 8\text{HNO}_3 \rightarrow \text{CuSO}_4 + 8\text{NO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$$
- или горячей концентрированной серной кислоте:
- $$\text{CuS} + 4\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц. гор.})} \rightarrow \text{CuSO}_4 + 4\text{SO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$$
-

Химические свойства сульфидов

- 4. Сульфиды проявляют **восстановительные** свойства и окисляются пероксидом водорода, хлором и другими окислителями.
- **Например**, сульфид свинца (II) окисляется пероксидом водорода до сульфата свинца (II):
- $$\text{PbS} + 4\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{PbSO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$$
- Еще **пример**: сульфид меди (II) окисляется хлором:
- $$\text{CuS} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{S}$$
-

Химические свойства сульфидов

- **5.** Сульфиды **горят** (обжиг сульфидов). При этом образуются оксиды металла и серы (IV).
- **Например**, сульфид меди (II) окисляется кислородом до оксида меди (II) и оксида серы (IV):
- $$2\text{CuS} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CuO} + 2\text{SO}_2$$
- Аналогично сульфид хрома (III) и сульфид цинка:
- $$2\text{Cr}_2\text{S}_3 + 9\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Cr}_2\text{O}_3 + 6\text{SO}_2$$
- $$2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_2 + \text{ZnO}$$

Химические свойства сульфидов

- 6. Реакции сульфидов с растворимыми солями свинца, серебра, меди используют как **качественные** на ион S^{2-} .
- Сульфиды свинца, серебра и меди — черные осадки, нерастворимые в воде и минеральных кислотах:
- $$Na_2S + Pb(NO_3)_2 \rightarrow PbS\downarrow + 2NaNO_3$$
- $$Na_2S + 2AgNO_3 \rightarrow Ag_2S\downarrow + 2NaNO_3$$

Химические свойства сульфидов

- 7. Сульфиды трехвалентных металлов (алюминия и хрома) **разлагаются водой** (необратимый гидролиз).
- **Например**, сульфид алюминия разлагается до гидроксида алюминия и сероводорода:
- $\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{S}$
- Разложение происходит и в результате взаимодействия солей трехвалентных металлов с сульфидами щелочных металлов.
- **Например**, сульфид натрия реагирует с хлоридом алюминия в растворе. Но сульфид алюминия не образуется, а сразу же необратимо гидролизуется (разлагается) водой:
- $3\text{Na}_2\text{S} + 2\text{AlCl}_3 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{S} + 6\text{NaCl}$

Оксиды серы

Оксиды серы	Цвет	Фаза	Характер оксида
SO₂ Оксид сера (IV), сернистый газ	бесцветный	газ	кислотный
SO₃ Оксид серы (VI), серный ангидрид	бесцветный	жидкость	кислотный

Оксид серы (IV)

- **Оксид серы (IV)** – это кислотный оксид. Бесцветный газ с резким запахом, хорошо растворимый в воде.

-

- **Способы получения оксида серы (IV):**

-

- **1. Сжигание серы** на воздухе:



- **2. Горение сульфидов и сероводорода:**



Получение

- 3. Взаимодействие **сульфитов** с более сильными **кислотами**:

- Например**, сульфит натрия взаимодействует с серной кислотой:



- 4. Обработка **концентрированной серной кислотой** неактивных металлов.

- Например**, взаимодействие меди с концентрированной серной кислотой:



Химические свойства оксида серы (IV):

- Оксид серы (IV) – это типичный **кислотный** оксид. За счет серы в степени окисления +4 проявляет свойства **окислителя** и **восстановителя**.
- 1. Как кислотный оксид, сернистый газ реагирует с **щелочами** и **оксидами щелочных и щелочноземельных металлов**.
- При этом образуется либо кислая соль (при избытке сернистого газа), либо средняя соль (при избытке щелочи):
- $$\text{SO}_2 + 2\text{NaOH} \xrightarrow{\text{(изб)}} \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$$
- $$\text{SO}_{2(\text{изб})} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHSO}_3$$

Химические свойства оксида серы (IV):

- 2. При взаимодействии с **водой** SO_2 образует сернистую кислоту. Реакция обратимая, т.к. сернистая кислота в водном растворе в значительной степени распадается на оксид и воду.
- $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$

Химические свойства оксида серы (IV):

- 3. Наиболее ярко выражены **восстановительные свойства** SO_2 . При взаимодействии с окислителями степень окисления серы повышается.
- Оксид серы окисляется кислородом на катализаторе в жестких условиях. Реакция также сильно обратимая:
- $$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$$
- Сернистый ангидрид обесцвечивает бромную воду:
- $$\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HBr}$$
- Азотная кислота очень легко окисляет сернистый газ:
- $$\text{SO}_2 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NO}_2$$
- Озон также окисляет оксид серы (IV):
- $$\text{SO}_2 + \text{O}_3 \rightarrow \text{SO}_3 + \text{O}_2$$

Химические свойства оксида серы (IV):

- Качественная реакция на сернистый газ и на сульфит-ион – обесцвечивание раствора перманганата калия:



- Оксид свинца (IV) также окисляет сернистый газ:



Химические свойства оксида серы (IV):

- 4. В присутствии сильных **восстановителей** SO_2 способен проявлять окислительные свойства.
- Например**, при взаимодействии с сероводородом сернистый газ восстанавливается до молекулярной серы:
$$\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} \rightarrow 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$$
- Оксид серы (IV) окисляет угарный газ и углерод:
$$\text{SO}_2 + 2\text{CO} \rightarrow 2\text{CO}_2 + \text{S}$$
$$\text{SO}_2 + \text{C} \rightarrow \text{S} + \text{CO}_2$$

Оксид серы (VI)

- **Оксид серы (VI)** – это кислотный оксид. При обычных условиях – бесцветная ядовитая жидкость. На воздухе «дымит», сильно поглощает влагу.
- **Способы получения.** Оксид серы (VI) получают каталитическим окислением **оксида серы (IV)** кислородом.
- $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$

Получение оксида серы 6

- Сернистый газ окисляют и другие окислители, **например**, озон или оксид азота (IV):
 - $\text{SO}_2 + \text{O}_3 \rightarrow \text{SO}_3 + \text{O}_2$
 - $\text{SO}_2 + \text{NO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 + \text{NO}$
- Еще один **способ получения** оксида серы (VI) – разложение сульфата железа (III):
 - $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{SO}_3$

Химические свойства оксида серы (VI)

- 1. Оксид серы (VI) активно поглощает влагу и реагирует с водой с образованием серной кислоты:
- $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
- 2. Серный ангидрид является типичным **кислотным оксидом**, взаимодействует с щелочами и основными оксидами.
- Например, оксид серы (VI) взаимодействует с **гидроксидом натрия**. При этом образуются средние или кислые соли:
- $\text{SO}_3 + 2\text{NaOH}_{(\text{избыток})} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Химические свойства оксида серы (VI)

- 3. Серный ангидрид – очень **сильный окислитель**, так как сера в нем имеет максимальную степень окисления (+6). Он энергично взаимодействует с такими восстановителями, как иодид калия, сероводород или фосфор:
 - $\text{SO}_3 + 2\text{KI} \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_3$
 - $3\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow 4\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $5\text{SO}_3 + 2\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 + 5\text{SO}_2$
- 4. Растворяется в концентрированной серной кислоте, образуя **олеум** – раствор SO_3 в H_2SO_4 .

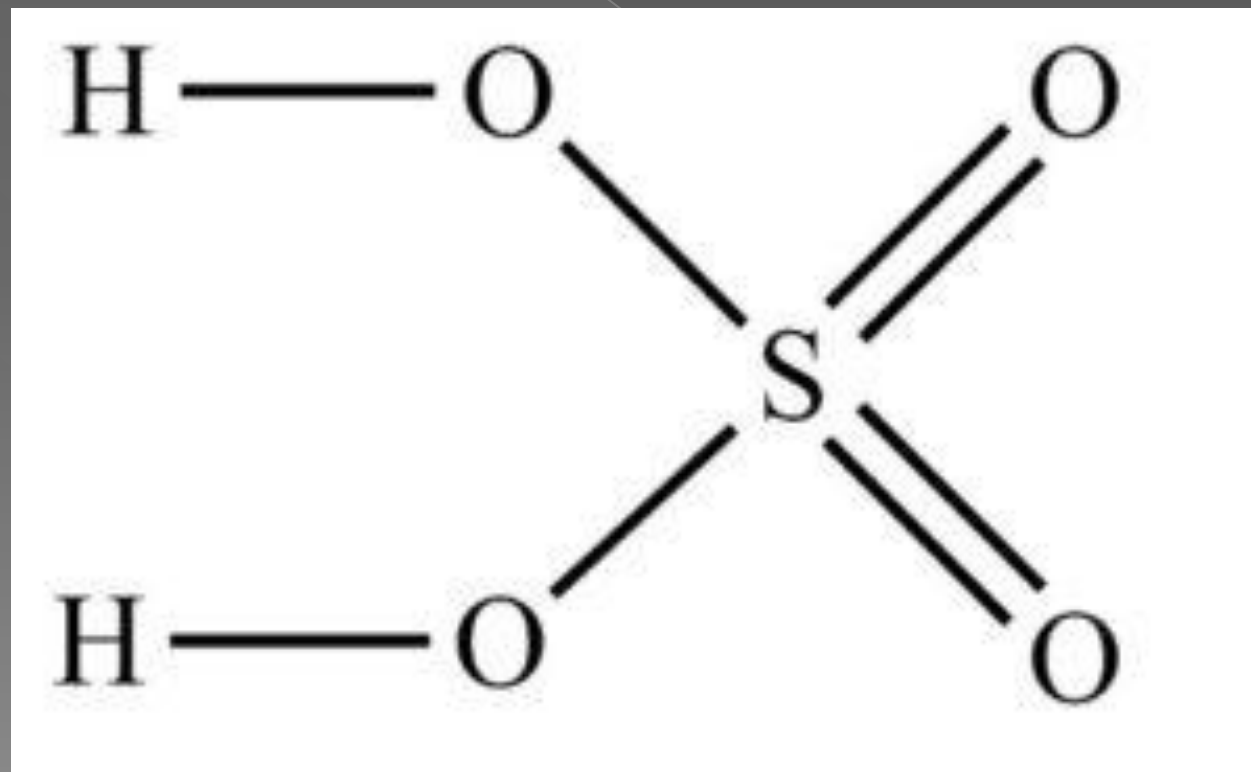
Серная кислота

- **Строение молекулы и физические свойства:**

- **Серная кислота H_2SO_4** – это сильная кислота, двухосновная, прочная и нелетучая. При обычных условиях серная кислота – тяжелая маслянистая жидкость, хорошо растворимая в воде.
- Растворение серной кислоты в воде сопровождается выделением значительного количества кислоты.
- Поэтому по правилам безопасности в лаборатории при смешивании серной кислоты и воды мы **добавляем серную кислоту в воду** небольшими порциями при постоянном перемешивании.

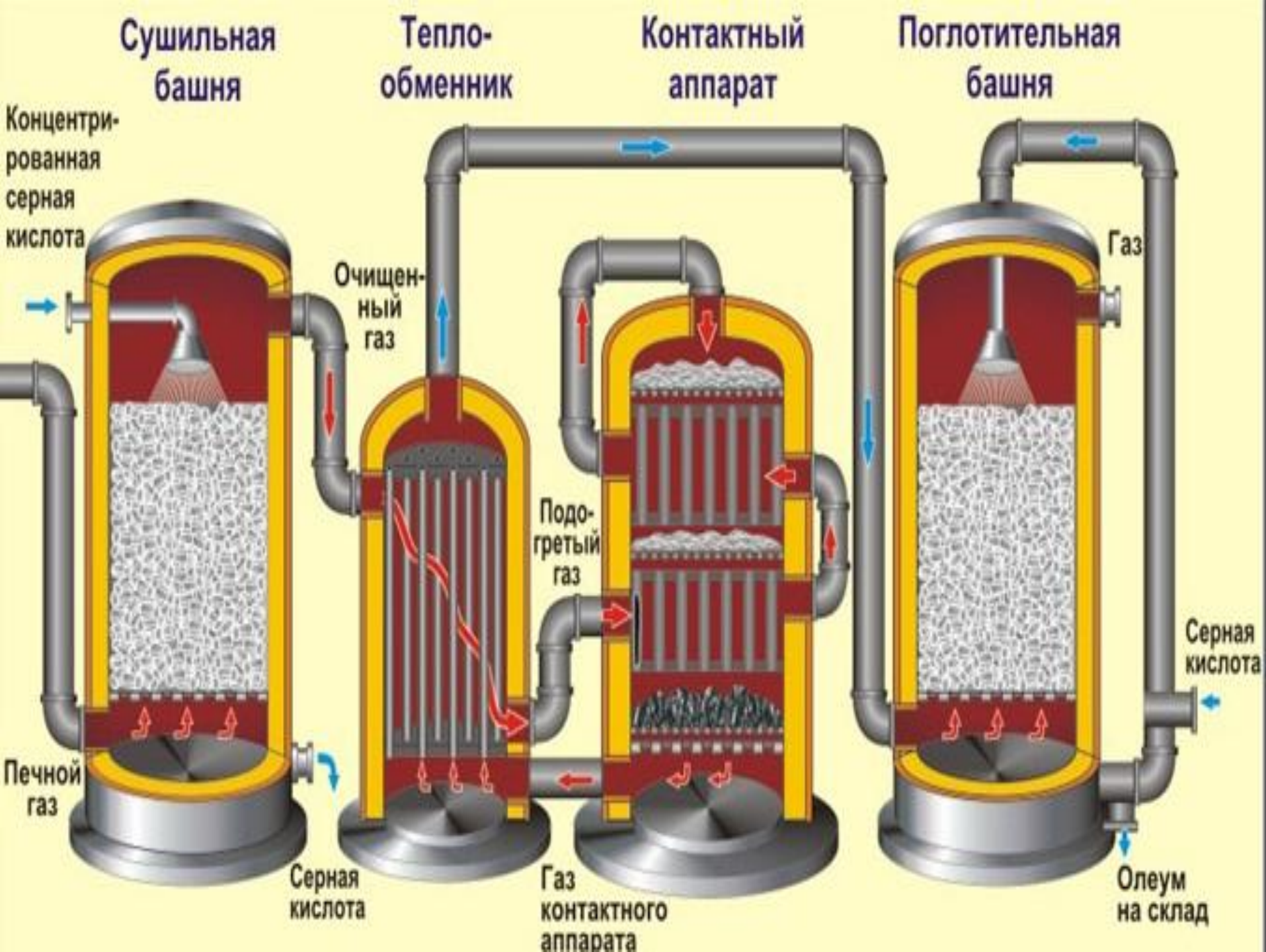
Серная кислота

- Валентность серы в серной кислоте равна VI.



Способы получения

- 1. Серную кислоту в **промышленности** производят из серы, сульфидов металлов, сероводорода и др. Один из вариантов — производство серной кислоты из пирита FeS_2 .
- Основные стадии получения серной кислоты :
- Сжигание или обжиг серосодержащего сырья в кислороде с получением сернистого газа.
- Очистка полученного газа от примесей.
- Окисление сернистого газа в серный ангидрид.



Аппарат	Назначение и уравнения реакций
Печь для обжига	$4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2 + Q$ Измельченный очищенный пирит сверху засыпают в печь для обжига в «кипящем слое». Снизу (принцип противотока) пропускают воздух, обогащенный кислородом, для более полного обжига пирита. Температура в печи для обжига достигает 800°C
Циклон	Из печи выходит печной газ, который состоит из SO₂, кислорода, паров воды и мельчайших частиц оксида железа. Такой печной газ очищают от примесей. Очистку печного газа проводят в два этапа. Первый этап — очистка газа в циклоне. При этом за счет центробежной силы твердые частички ссыпаются вниз.

Электрофильтр

Второй этап очистки газа проводится в электрофильтрах. При этом используется электростатическое притяжение, частицы огарка прилипают к наэлектризованным пластинам электрофильтра).

Сушильная башня

Осушку печного газа проводят в сушильной башне – снизу вверх поднимается печной газ, а сверху вниз льется концентрированная серная кислота.

Теплообменник

Очищенный обжиговый газ перед поступлением в контактный аппарат нагревают за счет теплоты газов, выходящих из контактного аппарата.

Контактный аппарат



В контактном аппарате производится окисление сернистого газа до серного ангидрида. Процесс является обратимым. Поэтому необходимо выбрать оптимальные условия протекания прямой реакции (получения SO_3):

температура: оптимальной температурой для протекания прямой реакции с максимальным выходом SO_3 является температура 400-500°C. Для того чтобы увеличить скорость реакции при столь низкой температуре в реакцию вводят катализатор – оксид ванадия (V) V_2O_5 .

давление: прямая реакция протекает с уменьшением объемов газов. Для смещения равновесия вправо процесс проводят при повышенном давлении.

Как только смесь оксида серы и кислорода достигнет слоев катализатора, начинается процесс окисления SO_2 в SO_3 . Образовавшийся оксид серы SO_3 выходит из контактного аппарата и через теплообменник попадает в поглотительную башню.

Поглотительная башня

Получение H_2SO_4 протекает в поглотительной башне.

Однако, если для поглощения оксида серы использовать воду, то образуется серная кислота в виде тумана, состоящего из мельчайших капелек серной кислоты. Для того, чтобы не образовывался сернокислотный туман, используют 98%-ную концентрированную серную кислоту. Оксид серы очень хорошо растворяется в такой кислоте, образуя олеум: $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot n\text{SO}_3$.



Образовавшийся олеум сливают в металлические резервуары и отправляют на склад. Затем олеумом заполняют цистерны, формируют железнодорожные составы и отправляют потребителю.

Химические свойства

- Серная кислота – это **сильная двухосновная кислота**.
- 1. Серная кислота практически полностью диссоциирует в разбавленном в растворе по первой ступени:
 - $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$
- По второй ступени серная кислота диссоциирует частично, ведет себя, как кислота средней силы:
 - $\text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

Химические свойства

- 2. Серная кислота реагирует с **основными оксидами, основаниями, амфотерными оксидами и амфотерными гидроксидами.**
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{MgO} \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- образуются сульфаты или гидросульфаты:
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
- Серная кислота взаимодействует с амфотерным гидроксидом алюминия:
- $3\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$

Химические свойства

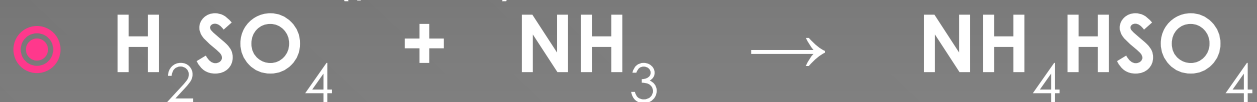
- 3. Серная кислота вытесняет **более слабые** из солей в растворе (карбонаты, сульфиды и др.). Также серная кислота вытесняет **летучие кислоты** из их солей (кроме солей HBr и HI).
- Например, серная кислота взаимодействует с **гидрокарбонатом натрия**:
$$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
- Или с силикатом натрия:
$$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SiO}_3$$
- Концентрированная серная кислота реагирует с твердым **нитратом натрия**. При этом менее летучая серная кислота вытесняет азотную кислоту:
$$\text{NaNO}_3 (\text{тв.}) + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{HNO}_3$$

Химические свойства

- 4. Также серная кислота вступает в обменные реакции с **солями**.
- Например**, серная кислота взаимодействует с хлоридом бария:
- $$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{HCl}$$

Химические свойства

- 5. Разбавленная серная кислота взаимодействует с **металлами**, которые расположены в ряду активности металлов до водорода. При этом образуются **соль** и **водород**.



Химические свойства

● Концентрированная серная кислота является сильным окислителем. При этом она обычно восстанавливается до сернистого газа SO_2 . С активными металлами может восстанавливаться до серы S , или сероводорода H_2S .

● Железо Fe , алюминий Al , хром Cr пассивируются концентрированной серной кислотой на холоде. При нагревании реакция возможна.



● При взаимодействии с неактивными металлами концентрированная серная кислота восстанавливается до сернистого газа:



Химические свойства

- При взаимодействии с **щелочноземельными металлами и магнием** концентрированная серная кислота восстанавливается до **серы**:
- $3\text{Mg} + 4\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 3\text{MgSO}_4 + \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$
- При взаимодействии с **щелочными металлами и цинком** концентрированная серная кислота восстанавливается до **сероводорода**:
- $5\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} + 4\text{Zn} \rightarrow 4\text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S}\uparrow$

Химические свойства серной кислоты

- 6. **Качественная реакция** на сульфат-ионы – взаимодействие с растворимыми солями бария. При этом образуется белый кристаллический осадок **сульфата бария**:

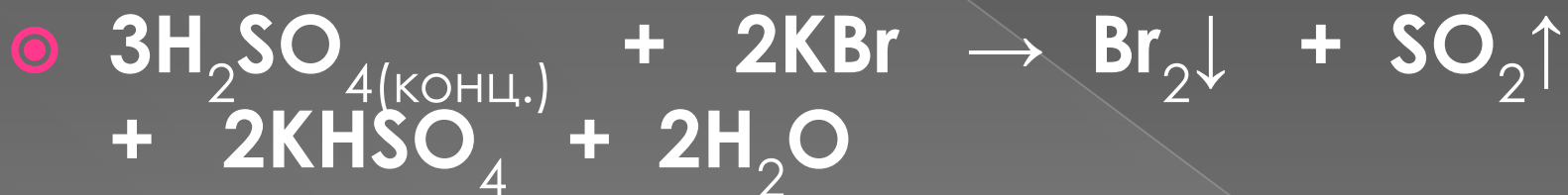


Химические свойства серной кислоты

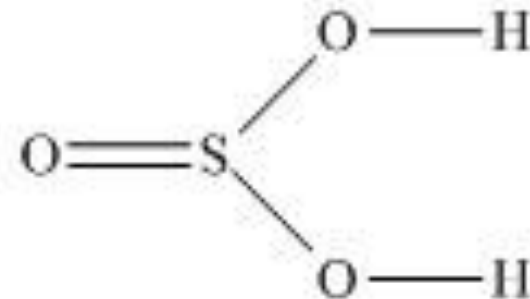
- 7. **Окислительные свойства** концентрированной серной кислоты проявляются и при взаимодействии с неметаллами.
- Например**, концентрированная серная кислота окисляет **фосфор, углерод, серу**. При этом серная кислота восстанавливается до оксида серы (IV):
- $$5\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} + 2\text{P} \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{SO}_2\uparrow +$$
- $$2\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} + \text{C} \rightarrow \text{CO}_2\uparrow + 2\text{SO}_2\uparrow +$$
- $$2\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} + \text{S} \rightarrow 3\text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$$

Химические свойства серной кислоты

- Уже при комнатной температуре концентрированная серная кислота окисляет **галогеноводороды и сероводород**:



Сернистая кислота



- Сернистая кислота H_2SO_3 – это двухосновная кислородсодержащая кислота. При нормальных условиях — неустойчивое вещество, которое распадается на диоксид серы и воду.
- **Валентность** серы в сернистой кислоте равна IV, а **степень окисления** +4.

Химические свойства сернистой кислоты

- 1. Сернистая кислота H_2SO_3 в водном растворе – двухосновная кислота средней силы. Частично диссоциирует по двум ступеням:



- 2. Сернистая кислота самопроизвольно распадается на **диоксид серы и воду**:



Соли сернистой кислоты сульфиты

- Серная кислота образует два типа солей: средние – сульфаты, кислые – гидросульфаты.
- **1. Качественная реакция** на сульфат-ионы – взаимодействие с растворимыми солями бария. При этом образуется белый кристаллический осадок **сульфата бария**:
- $$\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaCl}$$

Химические свойства сульфитов

- 2. Сульфаты таких металлов, как медь Cu, алюминий Al, цинк Zn, хром Cr, железо (II) Fe подвергаются термическому разложению на оксид металла, диоксид серы SO_2 и кислород O_2 ;



Химические свойства сульфитов

- 3. За счет серы со степенью окисления +6 сульфаты проявляют **ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА** и могут взаимодействовать с восстановителями.
- Например**, сульфат кальция при сплавлении реагирует с **углеродом** с образованием сульфида кальция и угарного газа:
- $$\text{CaSO}_4 + 4\text{C} \rightarrow \text{CaS} + 4\text{CO}$$

Химические свойства сульфитов

- 4. Многие средние сульфаты образуют устойчивые кристаллогидраты:
- $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – глауберова соль
- $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – гипс
- $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – медный купорос
- $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – железный купорос
- $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – цинковый купорос
- $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – кристаллическая сода