



# Уроки подгруппа серы и ее соединения

Межакова Наталья Александровна  
Учитель высшей категории  
МАОУ СОШ №5 г Челябинска



# ПОДГРУППА СЕРЫ

План урока:

1. Характеристика подгруппы серы.
2. Физические свойства серы.
3. Аллотропные видоизменения серы.
4. Химические свойства серы.
5. Применение серы.



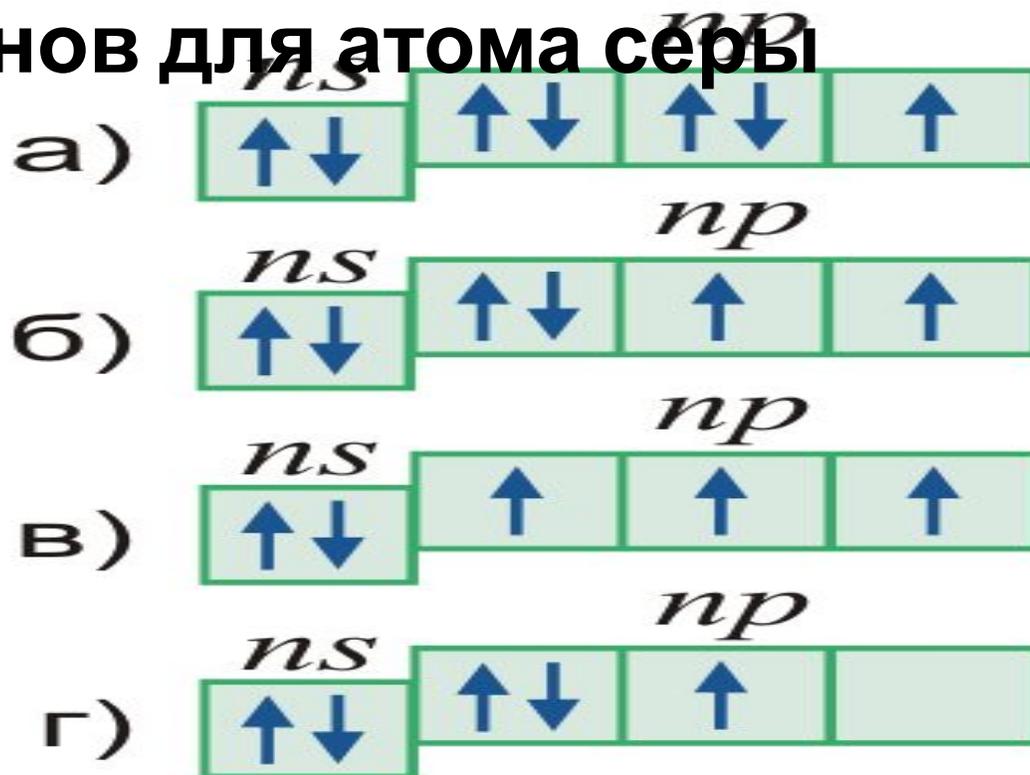
# Характеристика подгруппы серы.

ПЕРИ-ОДЫ	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ							
	A VI B		A VII B		A	VIII		B
1			<b>H</b> 1 1,00794 ВОДОРОД		<b>He</b> 2 4,002602 ГЕЛИЙ			
2	<b>O</b> 8 15,9994 КИСЛОРОД		<b>F</b> 9 18,998403 ФТОР		<b>Ne</b> 10 20,179 НЕОН			
3	<b>S</b> 16 32,066 СЕРА		<b>Cl</b> 17 35,453 ХЛОР		<b>Ar</b> 18 39,948 АРГОН			
4	24 <b>Cr</b> 51,9961 ХРОМ	25 <b>Mn</b> 54,9380 МАРГАНЕЦ	26 <b>Fe</b> 55,847 ЖЕЛЕЗО	27 <b>Co</b> 58,9332 КОБАЛЬТ	28 <b>Ni</b> 58,69 НИКЕЛЬ			
	<b>Se</b> 34 78,96 СЕЛЕН		<b>Br</b> 35 79,904 БРОМ		<b>Kr</b> 36 83,80 КРИПТОН			
5	42 <b>Mo</b> 95,94 МОЛИБДЕН	43 <b>Tc</b> 97,9072 ТЕХНЕЦИЙ	44 <b>Ru</b> 101,07 РУТЕНИЙ	45 <b>Rh</b> 102,9055 РОДИЙ	46 <b>Pd</b> 106,42 ПАЛЛАДИЙ			
	<b>Te</b> 52 127,60 ТЕЛЛУР		<b>I</b> 53 126,9045 ИОД		<b>Xe</b> 54 131,29 КСЕНОН			
6	74 <b>W</b> 183,85 ВОЛЬФРАМ	75 <b>Re</b> 186,207 РЕНИЙ	76 <b>Os</b> 190,2 ОСМИЙ	77 <b>Ir</b> 192,22 ИРИДИЙ	78 <b>Pt</b> 195,08 ПЛАТИНА			
	<b>Po</b> 84 208,9824 ПОЛОНИЙ		<b>At</b> 85 209,9871 АСТАТ		<b>Rn</b> 86 222,0176 РАДОН			
7	106 <b>Sg</b> [263] СИБОРГИЙ	107 <b>Bh</b> [262] БОРИЙ	108 <b>Hn</b> [265] ГАННИЙ	109 <b>Mt</b> [266] МЕЙТНЕРИЙ				



## Характеристика подгруппы серы.

Определите в каком приведенном ниже примере изображено заполнение электронов для атома серы

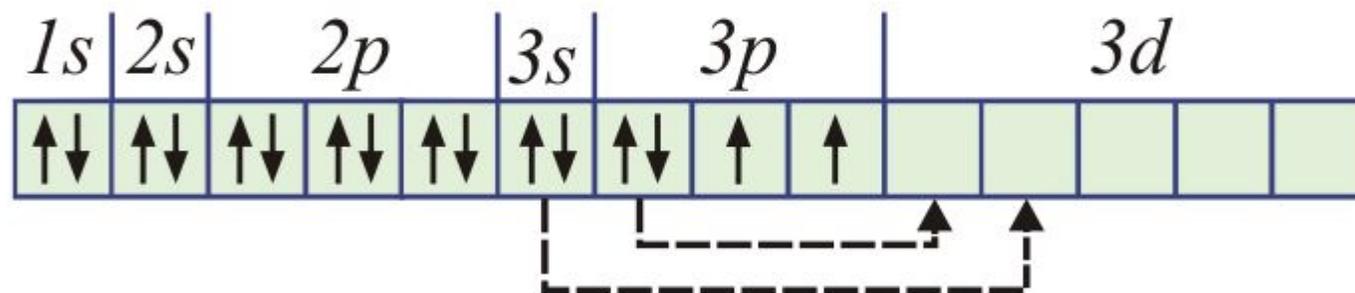




# Характеристика подгруппы серы

Сера может иметь валентность: II, IV, VI.

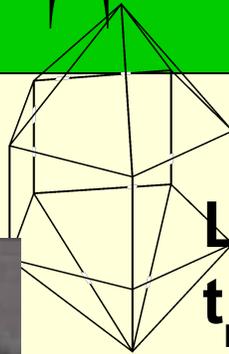
**Объясните в каких случаях и за счет чего?**





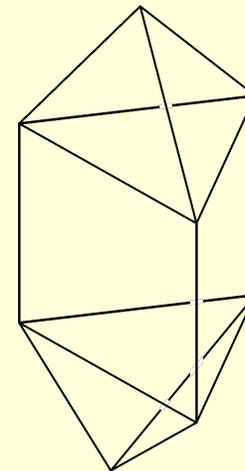
# АЛЛОТРОПНЫЕ МОДИФИКАЦИИ СЕРЫ

**Сера  
ромбическая**



**Цвет – лимонно-желтый;**  
 **$t_{пл.} = 112,8^{\circ}\text{C};$**        **$\rho = 2,07$**   
 **$\text{г/см}^3$**

**Сера  
моноклинная**

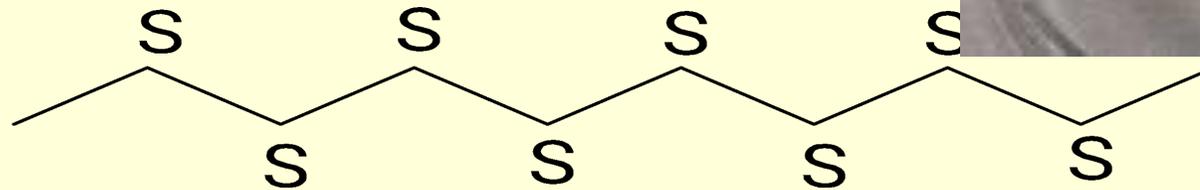


**Цвет – медово-желтый;  $t_{пл.} =$**   
 **$119,3^{\circ}\text{C}; \rho = 1,96\text{г/см}^3$**



# АЛЛОТРОПНЫЕ МОДИФИКАЦИИ СЕРЫ

## Сера пластическая



Цвет – темно-коричневый;  $t_{\text{пл.}} = 444,6^{\circ}\text{C}$ ;  $\rho = 1,96\text{г/см}^3$

При нормальных условиях все модификации серы с течением времени превращаются в ромбическую



# Физические свойства серы

На столах выдан кусочек серы опишите его физические свойства по плану:

1. Цвет
2. Агрегатное состояние вещества
3. Запах
4. Растворимость (флотация)
5. Ядовито или не ядовито вещество.
6. Металл или неметалл



# Химические свойства серы

Предположите в какие реакции может вступать сера.

## Алгоритм к действию:

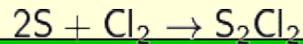
1. Помните что сера может проявлять валентность II, IV, VI
2. Так как сера не металл, то в какие реакции будет вступать, с какими соединениями?
3. С металлами будет проявлять валентность равную ?
4. С неметаллами валентность равную?  
Напишите соответствующие уравнения реакций, назовите вещества, укажите класс соединений ( где это возможно), тип химической связи.



# Химические свойства серы

Проверьте свои предположения:

1.  $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$  (оксид серы IV)
2.  $\text{S} + 2\text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{S}$  сульфид натрия
3.  $\text{S} + \text{Fe} \rightarrow \text{FeS}$  сульфид железа
4.  $3\text{S} + 2\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3$  сульфид алюминия
5.  $\text{S} + \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{S}$  сероводород
6.  $2\text{S} + \text{C} \rightarrow \text{CS}_2$  сероуглерод
7.  $\text{Hg} + \text{S} = \text{HgS}$  сульфид ртути (демеркуризация)
8.  $\text{S} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{SCl}_2$  ( $\text{S}_2\text{Cl}_2$ )

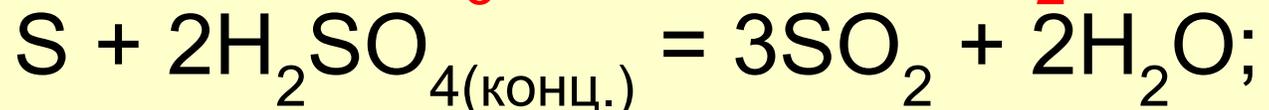
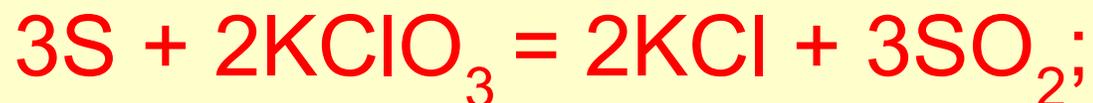


# ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СЕРЫ

Восстановительные свойства серы проявляются в реакциях серы и с другими неметаллами, однако при комнатной температуре сера реагирует только со фтором:



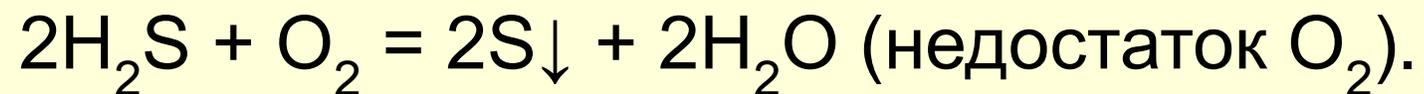
Реагирует со сложными веществами:



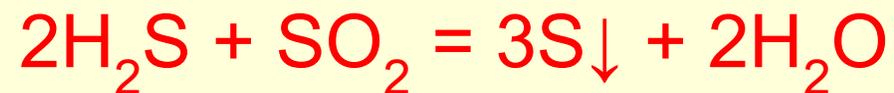


# ПОЛУЧЕНИЕ СЕРЫ

**1. Неполное окисление сероводорода:**



**2. Реакция Валленродера:**



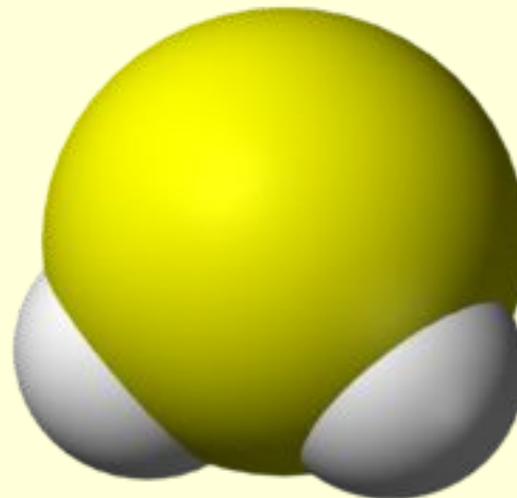
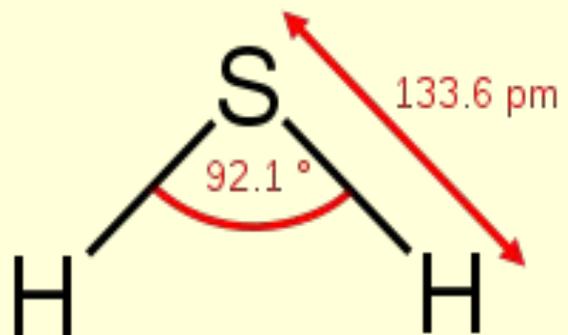


# Применение серы





# Сероводорóд, сернистый водород $\text{H}_2\text{S}$





# Сероводоро́д, сернистый водород H<sub>2</sub>S

**Общие** Систематическое наименование  
сероводород / hydrogen sulphide

Химическая формула **H<sub>2</sub>S**

Отн. молек. Масса 34.082 а. е. м.

Молярная масса 34.082 г/моль

**Физические свойства**

Состояние (ст. усл.) бесцветный газ

Плотность 1.5392 г/л г/см<sup>3</sup>



# Сероводорóд, сернистый водород $H_2S$

## Термические свойства

Температура плавления -82.30 °C

Температура кипения -60.28 °C

Химические свойства pKa 6.89, 19±2

Растворимость в воде 0.25 (40 °C) г/100 мл

Классификация Рег. номер CAS 7782-79-8



## Сероводоро́д, сернистый водород $H_2S$

Бесцветный газ с неприятным запахом (тухлого яйца) и сладковатым вкусом. Плохо растворим в воде, хорошо — в этаноле. При больших концентрациях разъедает металл. Взрывчатая смесь с воздухом 4,5 - 45%.

В природе встречается очень редко в виде смешанных веществ нефти и газа. Имеет очень неприятный запах, вреден для лёгких и всего организма. Сейчас сероводород используют в лечебных целях, например, в сероводородных ваннах



# Сероводоро́д $\text{H}_2\text{S}$

## Физические свойства

Термически неустойчив (при температурах больше  $400^\circ$  С разлагается на простые вещества — S и  $\text{H}_2$ ), ядовитый (вдыхание воздуха с его примесью вызывает головокружение, головную боль, тошноту, а со значительным содержанием приводит к коме, судорогам, отёку лёгких и даже к летальному исходу), газ, тяжелее воздуха с неприятным запахом тухлых яиц.

Молекула сероводорода имеет угловую форму, поэтому она полярна ( $\mu = 0,34 \cdot 10^{-29}$  Кл·м). В отличие от молекул воды, молекулы сероводорода не образуют прочных водородных связей, поэтому  $\text{H}_2\text{S}$  — газ. Насыщенный водный раствор (сероводородная вода)  $\text{H}_2\text{S}$  является очень слабой сероводородной кислотой.



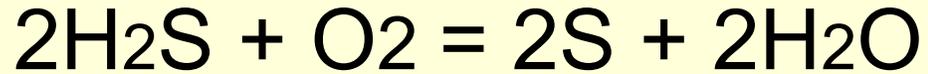
# Сероводород $\text{H}_2\text{S}$ Химические свойства

- В воде сероводород мало растворим, водный раствор  $\text{H}_2\text{S}$  является очень слабой кислотой:
- $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{HS}^- + \text{H}^+$
- $K_a = 6.9 \times 10^{-7}$  моль/л;  $pK_a = 6.89$ .
- С основаниями реагирует:
- $\text{H}_2\text{S} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$  (обычная соль, при избытке  $\text{NaOH}$ )
- $\text{H}_2\text{S} + \text{NaOH} = \text{NaHS} + \text{H}_2\text{O}$  (кислая соль, при отношении 1:1)
- Сероводород — сильный восстановитель. На воздухе он горит синим пламенем:
- $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2$



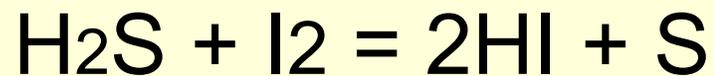
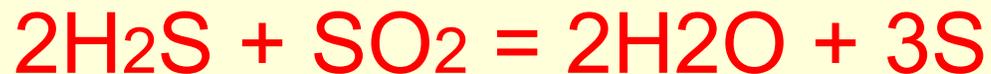
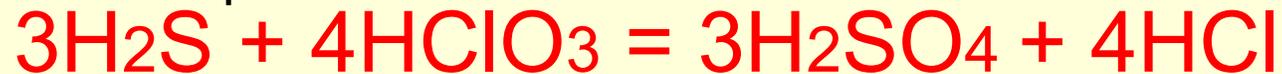
# Сероводоро́д $\text{H}_2\text{S}$ Химические свойства

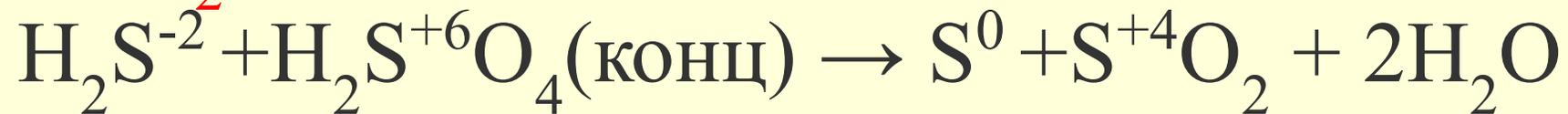
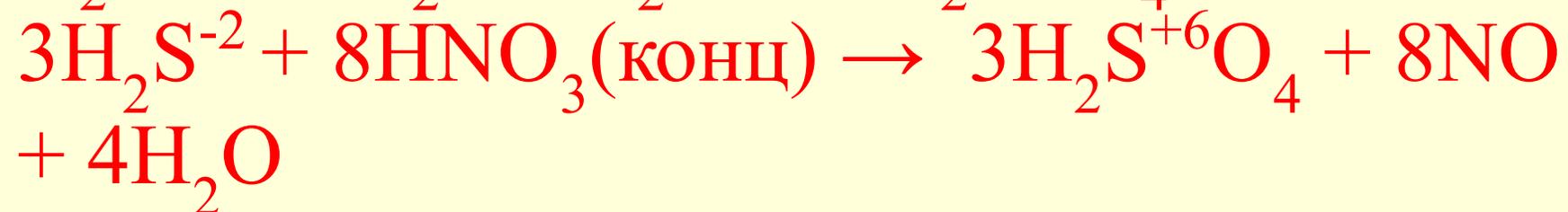
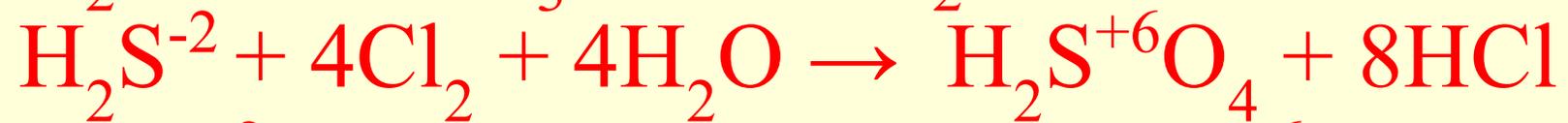
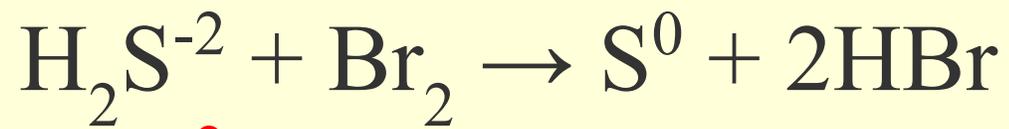
- при недостатке кислорода:



(на этой реакции основан промышленный способ получения серы).

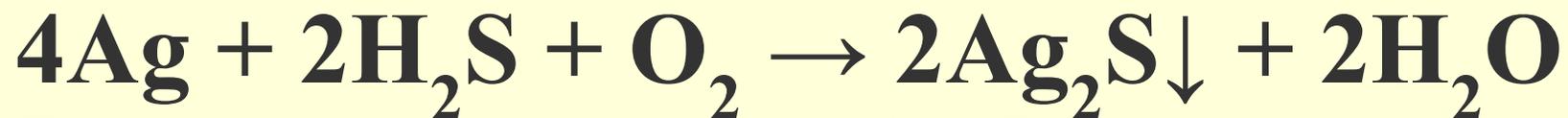
Сероводород реагирует также со многими другими окислителями, при его окислении в растворах образуется свободная сера или  $\text{SO}_4^{2-}$ , например:







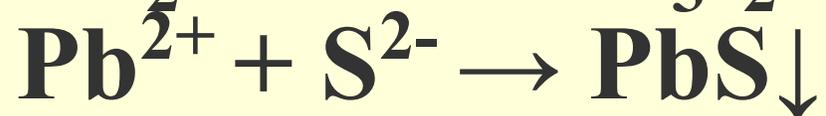
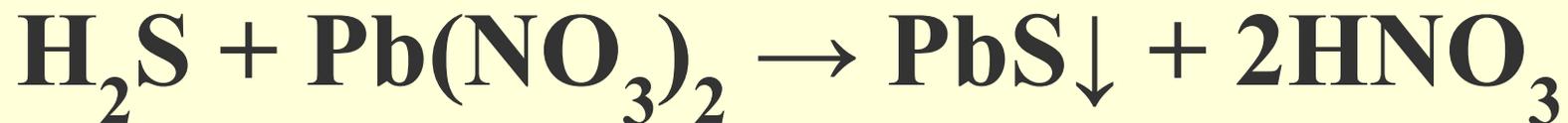
5) *Серебро при контакте с сероводородом чернеет:*



*Потемневшим предметам можно вернуть блеск. Для этого в эмалированной посуде их кипятят с раствором соды и алюминиевой фольгой. Алюминий восстанавливает серебро до металла, а раствор соды удерживает ионы серы.*

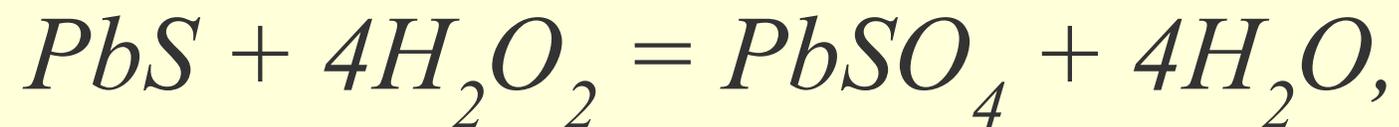
6) *Качественная реакция на сероводород и растворимые сульфиды*

*- образование темно-коричневого (почти черного) осадка PbS:*





*При обработке сульфида свинца (II) пероксидом водорода происходит реакция:*





## Применение сероводорода H<sub>2</sub>S

- Сероводород из-за своей токсичности находит ограниченное применение.
- В аналитической химии сероводород и сероводородная вода используются как реагенты для осаждения тяжёлых металлов, сульфиды которых очень слабо растворимы
- В медицине — в составе природных и искусственных сероводородных ванн, а также в составе некоторых минеральных вод

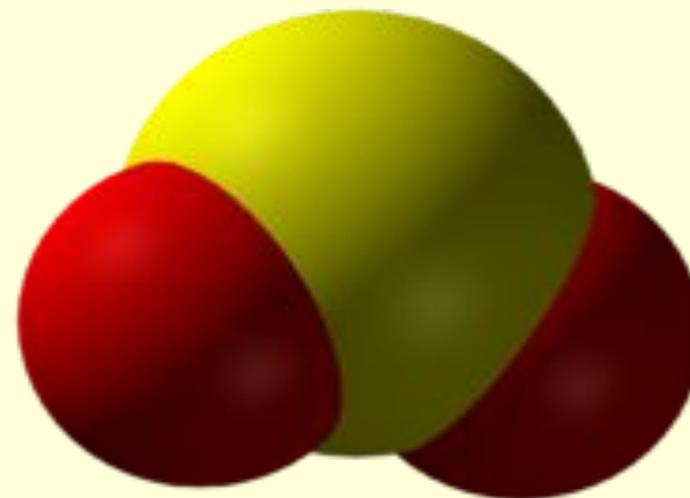


# Применение сероводорода H<sub>2</sub>S

- Сероводород применяют для получения серной кислоты, элементарной серы, сульфидов
- Используют в органическом синтезе для получения тиофена и меркаптанов
- В последние годы рассматривается возможность использования сероводорода, накопленного в глубинах Чёрного моря, в качестве энергетического (сероводородная энергетика) и химического сырья.



# Оксид серы (IV)





# Оксид серы (IV)

## Общие свойства

Систематическое наименование Оксид серы (IV)

Химическая формула SO<sub>2</sub>

Относительная молекулярная масса  
64.054 а. е. м.

Молярная масса 64.054 г/моль

## Физические свойства

Состояние (норм. условия )бесцветный газ,

Плотность 2,927 г/л (г/см<sup>3</sup>)



## Оксид серы (IV)

### **Термические свойства**

Температура плавления  $-75,5\text{ }^{\circ}\text{C}$

Температура кипения  $-10,01\text{ }^{\circ}\text{C}$

### **Химические свойства**

Растворимость в воде  $11,5\text{ г/100 мл}$

**Классификация** Рег. номер CAS [7446-09-5]

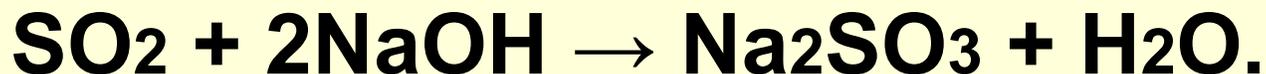


# Химические свойства оксида серы (IV)

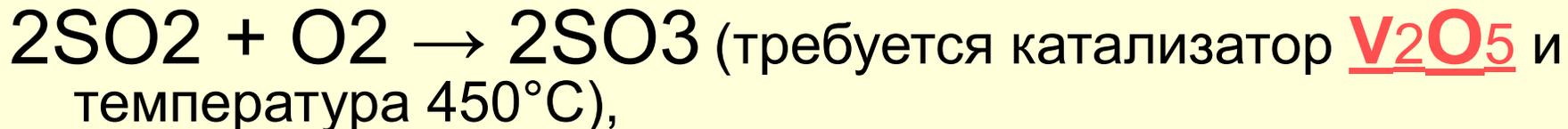
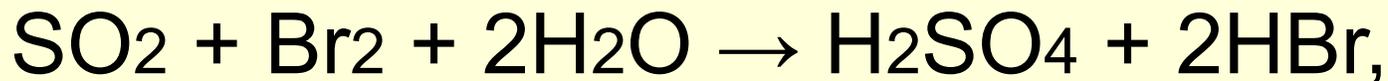
- Относится к кислотным оксидам. Растворяется в воде с образованием сернистой кислоты (при обычных условиях реакция обратима):



- Со щелочами образует сульфиты:



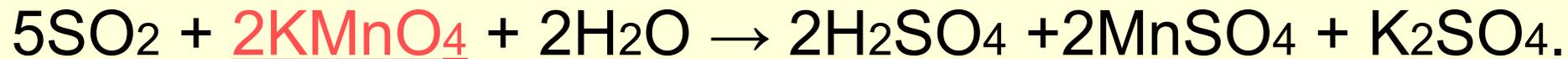
- Химическая активность  $\text{SO}_2$  весьма велика. Наиболее ярко выражены восстановительные свойства  $\text{SO}_2$ , степень окисления серы в таких реакциях повышается:





## Химические свойства оксида серы (IV)

- Данная реакция является качественной реакцией на сульфит-ион  $\text{SO}_3^{2-}$  и на  $\text{SO}_2$  (обесцвечивание фиолетового раствора).



- В присутствии сильных восстановителей  $\text{SO}_2$  способен проявлять окислительные свойства. Например, для извлечения серы из отходящих газов металлургической промышленности используют восстановление  $\text{SO}_2$  оксидом углерода (II):  $\text{SO}_2 + 2\text{CO} \rightarrow 2\text{CO}_2 + \text{S}\downarrow$ .

Или для получения фосфорноватистой кислоты:

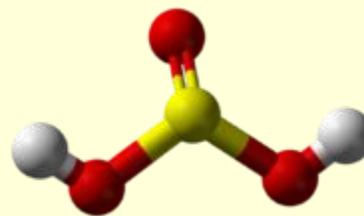
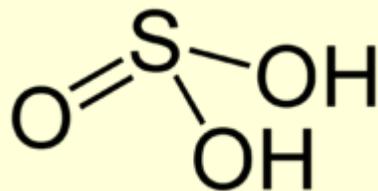




# Сернистая кислота



Неустойчивая двухосновная кислота средней силы,  
существует лишь в разбавленных водных растворах (в  
свободном состоянии не выделена):

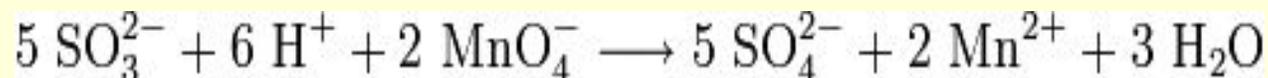




# Химические свойства

## Сернистой кислоты $\text{H}_2\text{SO}_3$

- Кислота средней силы:
- Растворы  **$\text{H}_2\text{SO}_3$**  всегда имеют резкий специфический запах (похожий на запах зажигающейся спички), обусловленный наличием химически не связанного водой  $\text{SO}_2$ .
- Двухосновная кислота, образует два ряда солей: кислые — гидросульфиты (в недостатке щёлочи):  
и средние — сульфиты (в избытке щёлочи):
- Как и сернистый газ, сернистая кислота и её соли являются сильными восстановителями:
- При взаимодействии с ещё более сильными восстановителями может играть роль окислителя:
- Качественная реакция на сульфит-ионы — обесцвечивание раствора перманганата калия:





# Применение

## Сернистой кислоты $\text{H}_2\text{SO}_3$

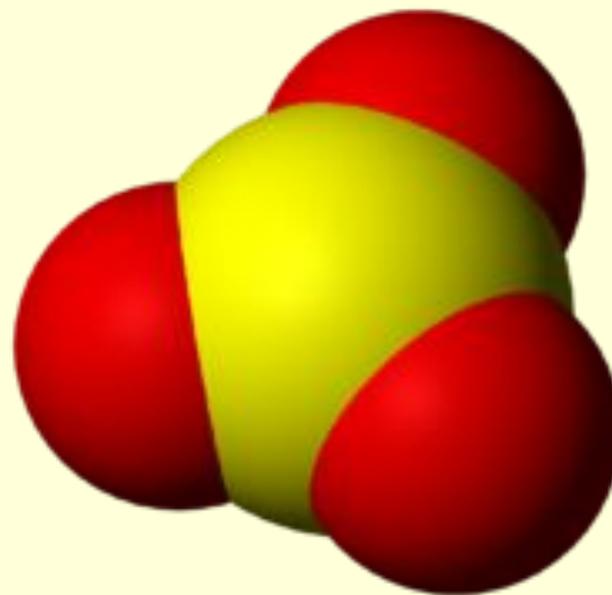
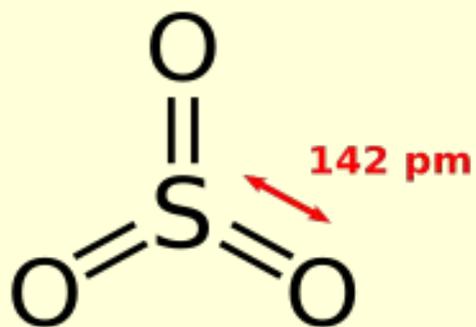
Сернистая кислота и её соли применяют как восстановители, для беления шерсти, шелка и других материалов, которые не выдерживают отбеливания с помощью сильных окислителей (хлора).

Сернистую кислоту применяют при консервировании плодов и овощей.

Гидросульфит кальция  $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$  (сульфитный щелок) используют для переработки древесины в так называемую сульфитную целлюлозу (раствор гидросульфита кальция растворяет лигнин — вещество, связывающее волокна целлюлозы, в результате чего волокна отделяются друг от друга; обработанную таким образом древесину используют для получения бумаги).



# Оксид серы (VI)





# Оксид серы (VI)

## Общие свойства

Систематическое наименование Оксид серы(VI)

Химическая формула  $\text{SO}_3$

Отн. молек. Масса 80.06 а. е. м.

Молярная масса 80.06 г/моль

## Физические свойства

Состояние (ст. усл.) бесцветный газ

Плотность 1.92 г/см<sup>3</sup>

## Термические свойства

Температура плавления 16,9 °C

Температура кипения 45 °C

Энтальпия образования (ст. усл.) -397.77 кДж/моль

**Классификация** Рег. номер CAS [7446-11-9]



# Оксид серы (VI)

## Физические свойства

**Оксид серы(VI)** (*серный ангидрид, трёокись серы, серный газ*)

$\text{SO}_3$  — высший оксид серы,

**ТИП ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ:** ковалентная полярная

В обычных условиях легколетучая бесцветная жидкость с удушающим запахом.

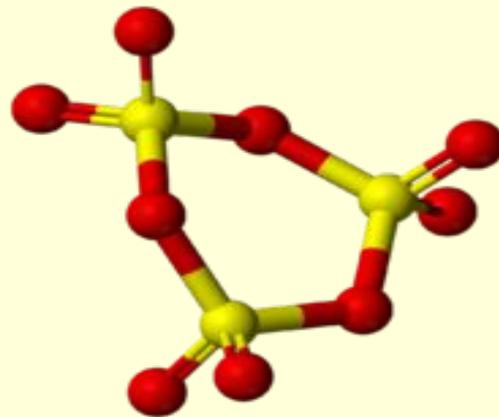
При температурах ниже  $16,9\text{ }^\circ\text{C}$  застывает с образованием смеси различных кристаллических модификаций твёрдого  $\text{SO}_3$ .



## Оксид серы (VI)

При переходе в жидкое и кристаллическое состояния образуются циклический тример и зигзагообразные цепи.

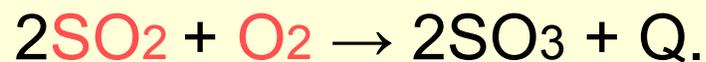
Пространственная модель молекулы **SO<sub>3</sub>**





## Получение оксида серы (VI)

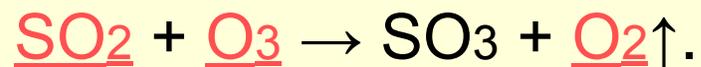
- Получают, окисляя оксид серы(IV) кислородом воздуха при нагревании, в присутствии катализатора (V<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, Pt или Na<sub>2</sub>VO<sub>3</sub>):



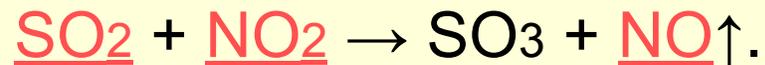
- Можно получить термическим разложением сульфатов:



- или взаимодействием SO<sub>2</sub> с озоном:



- Для окисления SO<sub>2</sub> используют также NO<sub>2</sub>:



Эта реакция лежит в основе исторически первого, нитрозного способа получения серной кислоты.



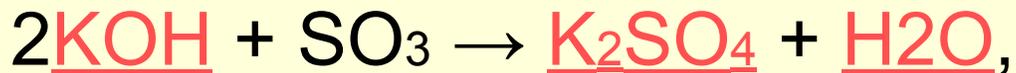
# Оксид серы (VI)

## Химические свойства

**1. Кислотно-основные:**  $\text{SO}_3$  — типичный кислотный оксид, ангидрид серной кислоты. Его химическая активность достаточно велика.

При взаимодействии с водой образует серную кислоту:  $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ .

Взаимодействует с основаниями:



- $\text{SO}_3$  растворяется в 100%-й серной кислоте, образуя олеум:

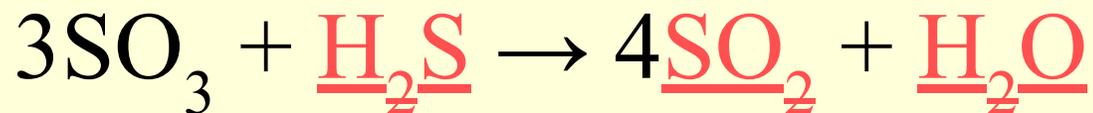
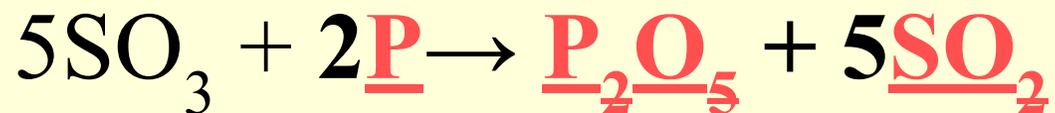




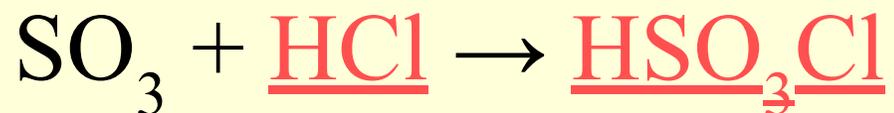
# Оксид серы (VI)

## Химические свойства

**2. Окислительно-восстановительные:**  $\text{SO}_3$  характеризуется сильными окислительными свойствами, восстанавливается, обычно, до сернистого ангидрида:



**3.** При взаимодействии с хлороводородом образуется хлорсульфоновая кислота:



Также присоединяет хлор, образуя тионилхлорид:



# Серная кислота и её соли

**Цель урока:** углубить понятие о кислотах на примере серной кислоты, продолжать учить составлять уравнения химических реакций, определять их тип, называть полученные соединения.

Учить умению работать самостоятельно и в коллективе, выделять главное, сравнивать, делать выводы.

**Знать** : состав и свойства серной кислоты :

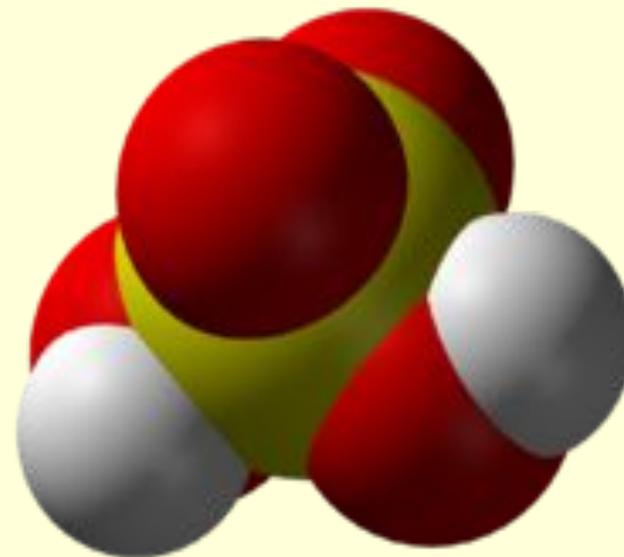
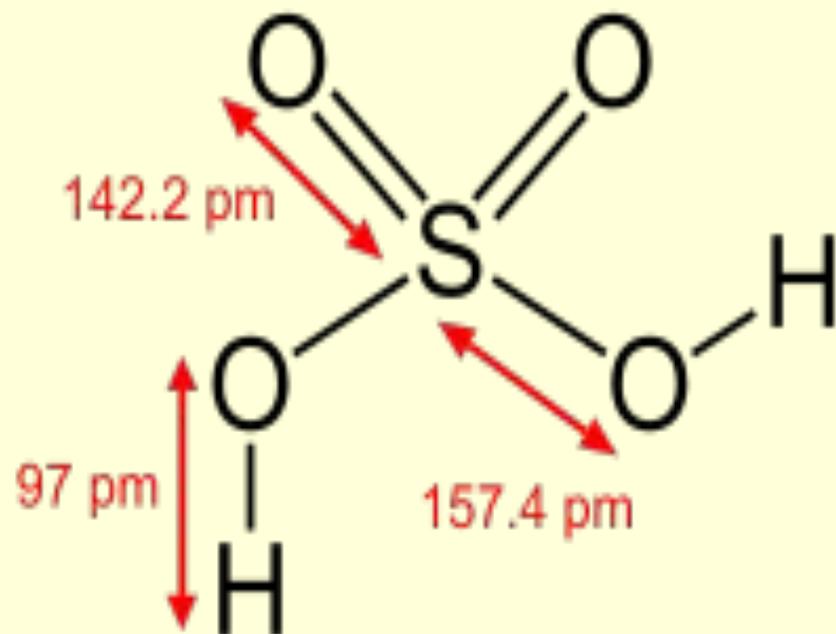
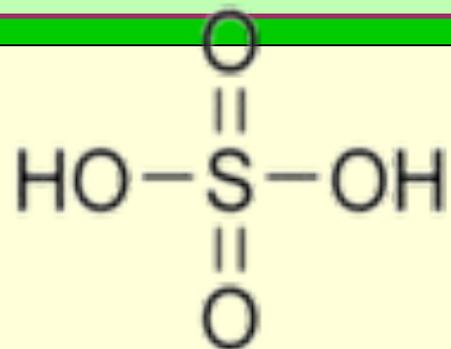
а) физические б) химические в) состава высших оксидов и соответствующих кислородсодержащих кислот,

**УМЕТЬ:** Составлять уравнения реакций:

1. характеризующих химические свойства кислородсодержащих кислот, называть полученные вещества, определять классы соединений, тип связи.



# Серная кислота $\text{H}_2\text{SO}_4$





# План урока

Физические свойства серной кислоты

Структурная формула серной кислоты

Химические свойства серной кислоты

Получение серной кислоты

Применение серной кислоты

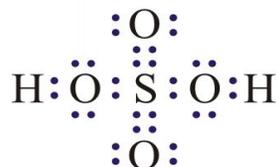
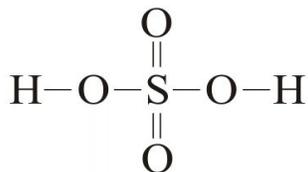


## Физические свойства серной кислоты Структурная формула серной кислоты

- Серная кислота – бесцветная , маслянистая, тяжелая жидкость. Обладает сильным водоотнимающим свойством (гигроскопичностью)

**Давайте вспомним технику безопасности при работе с кислотами при попадании кислоты на кожу промыть под большим потоком воды, нейтрализовать раствором**

**СОДЫ**





# Серная кислота $\text{H}_2\text{SO}_4$

## Общие свойства

Систематическое наименование серная кислота

Химическая формула  $\text{H}_2\text{SO}_4$

Отн. молек. Масса 62.03 а. е. м.

Молярная масса 98.078 г/моль

## Физические свойства

Состояние (ст. усл) бесцветная маслянистая жидкость без запаха

Плотность 1,8356 г/см<sup>3</sup>

## Термические свойства

Температура плавления 10,38 °C

Температура кипения 279,6 °C

## Химические свойства

Растворимость в водесмешивается во всех соотношениях г/100 мл



## Физические свойства серной кислоты $\text{H}_2\text{SO}_4$

**Сёрная кислота́**  $\text{H}_2\text{SO}_4$  — сильная двухосновная кислота, отвечающая высшей степени окисления серы (+6).

При обычных условиях концентрированная серная кислота — тяжёлая маслянистая жидкость без цвета и запаха.

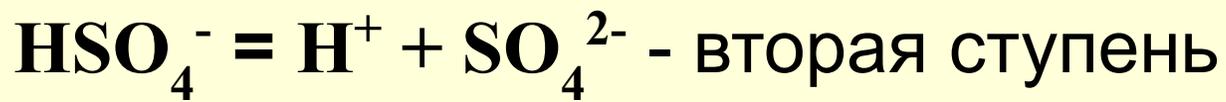
В технике серной кислотой называют её смеси как с водой, так и с серным ангидридом  $\text{SO}_3$ .

Если молярное отношение  $\text{SO}_3:\text{H}_2\text{O} < 1$ , то это водный раствор серной кислоты, если  $> 1$ , — раствор  $\text{SO}_3$  в серной кислоте (олеум).



## Химические свойства серной кислоты **H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>**

Серная кислота - сильная двухосновная кислота, диссоциация ее протекает по двум ступеням:



В концентрированных растворах диссоциация серной кислоты по второй ступени незначительна.



## Химические свойства серной кислоты

1. Перечислите с какими классами соединений реагируют все кислоты:
2. Составьте уравнения реакций по предложенной схеме:

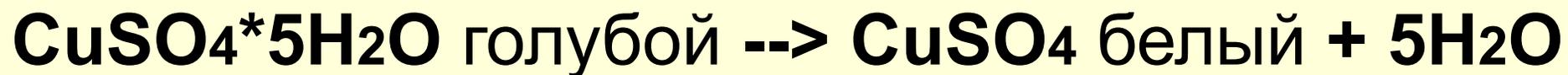




## Химические свойства серной кислоты $\text{H}_2\text{SO}_4$

Серная кислота - сильнейшее дегидратирующее  
(водоотнимающее) вещество. Она поглощает влагу из  
воздуха (гигроскопична), отнимает воду

1. от кристаллогидратов:



2. углеводов (обугливает дерево и бумагу):



3. спиртов:





## Качественная реакция на сульфат ионы





## Химические свойства серной кислоты $\text{H}_2\text{SO}_4$

В окислительно-восстановительных реакциях разбавленная серная кислота проявляет свойства обычной кислоты (неокислитель) - при этом восстанавливаются ионы  $\text{H}^+$ , например:



Разбавленная  $\text{H}_2\text{SO}_4$  не взаимодействует с металлами, стоящими в ряду напряжений правее водорода.

Концентрированная серная кислота - кислота-окислитель, при этом восстанавливается сера (+6).

Она окисляет металлы, стоящие в ряду напряжений правее водорода:

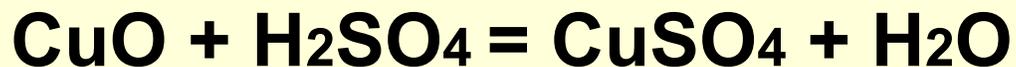




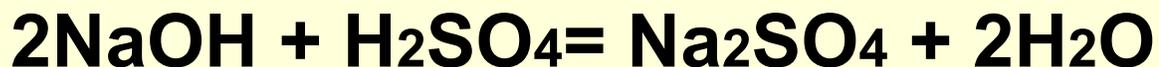
## Химические свойства серной кислоты **H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>**

Серная кислота проявляет все свойства сильных кислот:

а) взаимодействует с основными оксидами:



б) с основаниями:



в) вытесняет другие кислоты из их солей, например те, которые слабее нее:



или более летучие (обладающие температурами кипения ниже, чем у серной кислоты):



## Химические свойства серной кислоты $\text{H}_2\text{SO}_4$

или более летучие (обладающие температурами кипения ниже, чем у серной кислоты):



при нагревании

и металлы, стоящие левее водорода, при этом сера восстанавливается до степени окисления +4, 0 и -2:



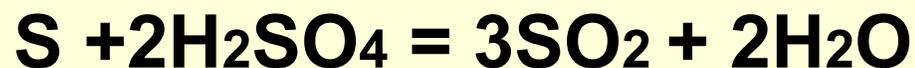


## Химические свойства серной кислоты $\text{H}_2\text{SO}_4$

Железо, алюминий, хром концентрированной серной кислотой пассивируются, однако при сильном нагревании реакция начинается, например:



Концентрированная серная кислота окисляет неметаллы, например:



Концентрированная серная кислота окисляет также сложные вещества, например  $\text{HI}$  и  $\text{HBr}$ :



соли железа (2):





## Задания для самостоятельной работы:

Напишите уравнения взаимодействия разбавленной серной кислоты с

- металлами;
- основными оксидами;
- амфотерными оксидами;
- основаниями;
- амфотерными гидроксидами.



# Соли серной кислоты

Серная кислота как двухосновная кислота образует два ряда солей - кислые - гидросульфаты и средние - сульфаты. В безводном состоянии выделены только гидросульфаты щелочных металлов. Средние сульфаты (безводные) - как правило, бесцветные кристаллические вещества, склонные к образованию кристаллогидратов (часто окрашенных), например:

**$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$**  - глауберова соль (мирабилит) - бесцветная

**$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$**  - горькая (английская) соль - бесцветная

**$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$**  - медный купорос - голубой

**$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$**  - железный купорос - голубовато-зеленый

**$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$**  - гипс - белый



## Соли серной кислоты

Сульфаты при нагревании разлагаются (кроме сульфатов щелочных металлов, которые термически устойчивы), например  $\text{CaSO}_4$  - при  $1400^\circ\text{C}$ :



Сульфаты переходных металлов разлагаются при более низких температурах, например  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  - при  $700\text{-}800^\circ\text{C}$ :





## Производство серной кислоты

Сырьём для получения серной кислоты служат сера, сульфиды металлов, сероводород, отходящие газы теплоэлектростанций, сульфаты железа, кальция и др.

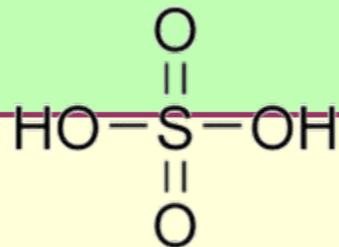
**Основные этапы** получения серной кислоты:

- Обжиг сырья с получением SO<sub>2</sub>
- Окисление SO<sub>2</sub> в SO<sub>3</sub>
- Абсорбция SO<sub>3</sub>

В промышленности применяют два метода окисления SO<sub>2</sub> в производстве серной кислоты: контактный — с использованием твердых катализаторов (контактов), и нитрозный — с оксидами азота.



## Производство серной кислоты



Реакции по производству серной кислоты из минерала пирита на катализаторе — оксиде ванадия (V).





## Применение серной кислоты

- В производстве минеральных удобрений;
- как электролит в свинцовых аккумуляторах;
  - для получения различных минеральных кислот и солей;
  - в производстве химических волокон, красителей, дымообразующих веществ и взрывчатых веществ;
  - в нефтяной, металлообрабатывающей, текстильной, кожевенной и др. отраслях промышленности;
  - в пищевой промышленности — зарегистрирована в качестве пищевой добавки E513(эмульгатор);
  - потребитель серной кислоты — производство минеральных удобрений.



## Применение серной кислоты

- дегидратации (получение диэтилового эфира, сложных эфиров);
- гидратации (этанол из этилена);
- сульфирования (синтетические моющие средства и промежуточные продукты в производстве красителей);
- алкилирования (получение изооктана, полиэтиленгликоля, капролактама) и др.

Самый крупный потребитель серной кислоты — производство минеральных удобрений.



## Исторические сведения о серной кислоте

Серная кислота известна с древности. Первое упоминание о кислых газах, получаемых при прокаливании квасцов или железного купороса «зеленого камня», встречается в сочинениях, приписываемых арабскому алхимику Джабир ибн Хайяну.

Позже, в IX веке персидский алхимик Ар-Рази, прокаливая смесь железного и медного купороса ( $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ), также получил раствор серной кислоты. Этот способ усовершенствовал европейский алхимик Альберт Магнус, живший в XIII веке.



## Исторические сведения о серной кислоте

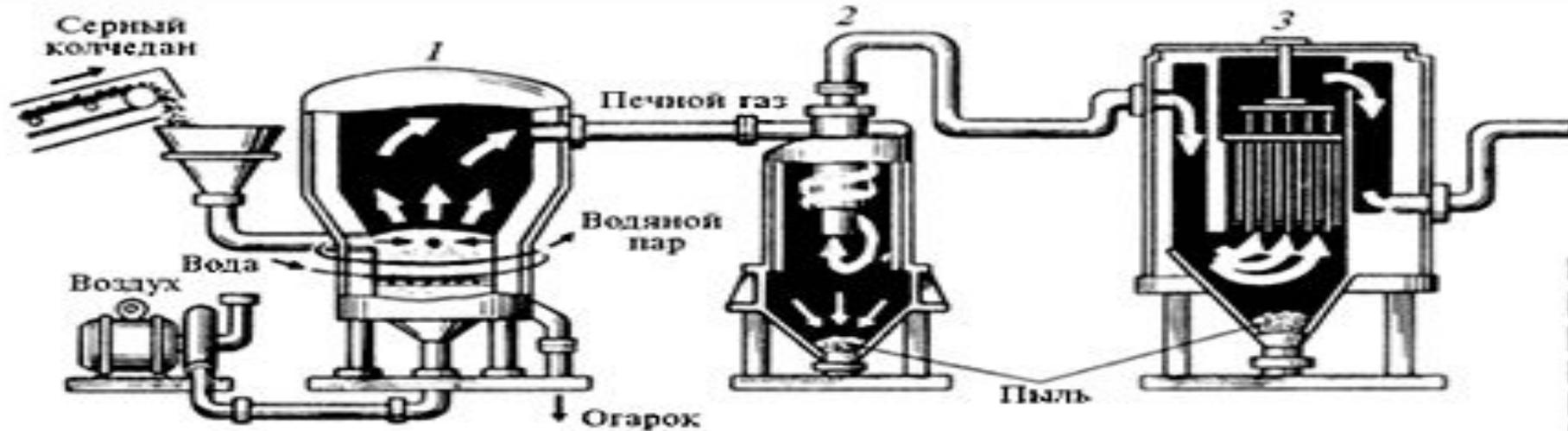
В XV веке алхимики обнаружили, что серную кислоту можно получить, сжигая смесь серы и селитры, или из пирита — серного колчедана, более дешевого и распространенного сырья, чем сера. Таким способом получали серную кислоту на протяжении 300 лет, небольшими количествами в стеклянных ретортах. И только в середине 18 столетия, когда было установлено, что свинец не растворяется в серной кислоте, от стеклянной лабораторной посуды перешли к большим промышленным свинцовым камерам.



## Дополнительные сведения о серной кислоте

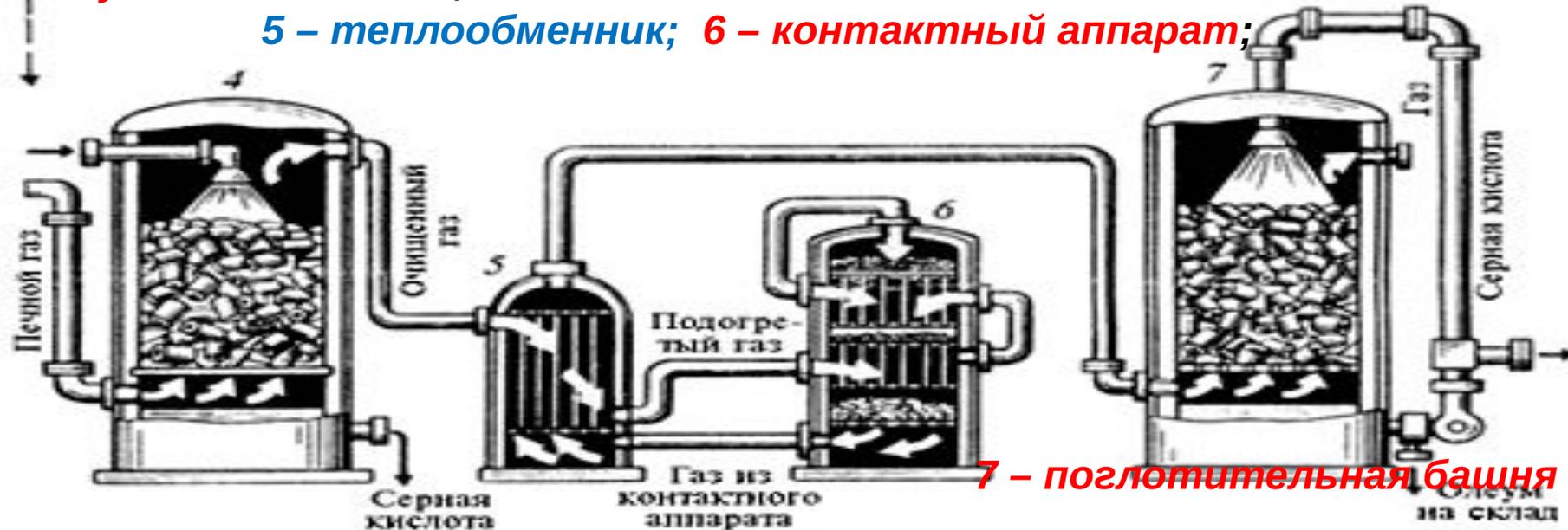
Мельчайшие капельки серной кислоты могут образовываться в средних и верхних слоях атмосферы в результате реакции водяного пара и вулканического пепла, содержащего большие количества серы. Получившаяся взвесь, из-за высокого альбедо облаков серной кислоты, затрудняет доступ солнечных лучей к поверхности планеты. Поэтому (а также в результате большого количества мельчайших частиц вулканического пепла в верхних слоях атмосферы, также затрудняющих доступ солнечному свету к планете) после особо сильных вулканических извержений могут произойти значительные изменения климата. Например, в результате извержения вулкана Ксудач (п-ов Камчатка, 1907 г.) повышенная концентрация пыли в атмосфере держалась около 2 лет, а характерные серебристые облака серной кислоты наблюдались даже в Париже[1]. Взрыв вулкана Пинатубо в 1991 году, отправивший в атмосферу  $3 \cdot 10^7$  тонн серы, привёл к тому, что 1992 и 1993 года были значительно холоднее, чем 1991 и 1994 [2].

# контактным способом»:



1 – печь для обжига в кипящем слое; 2 – **циклон**; 3 – электрофильтр,  
4 – **сушильная башня**;

5 – **теплообменник**; 6 – **контактный аппарат**;



7 – **поглотительная башня**



# Полный процесс производства H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

