



Сера и ее соединения

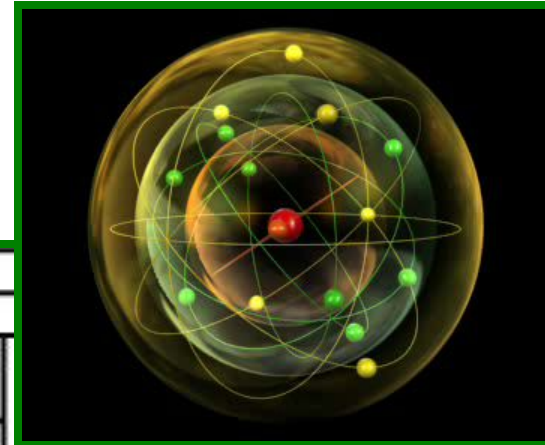
Куприянова И.В.,

учитель химии

школы КГУ «НИСЦ РО

«Восток» для одаренных
детей» УО ВКО

Положение серы в ПСХЭ

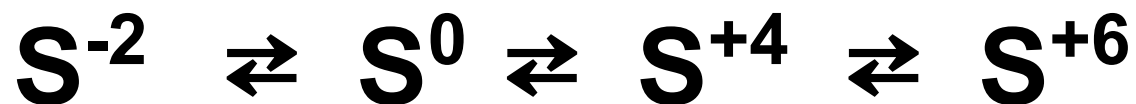


ПЕРИ-ОДЫ	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ									
	А I В	А II В	А III В	А IV В	А V В	А VI В	А VII В	А		
1							H 1 1,00794 ВОДОРОД		He 2 4,002602 ГЕЛИЙ	
2	Li 3 6,941 ЛИТИЙ	Be 4 9,01218 БЕРИЛЛИЙ	B 5 10,811 БОР	C 6 12,011 УГЛЕРОД	N 7 14,0067 АЗОТ	O 8 15,9994 КИСЛОРОД	F 9 18,998403 ФТОР		Ne 10 20,179 НЕОН	
3	Na 11 22,98977 НАТРИЙ	Mg 12 24,305 МАГНИЙ	Al 13 26,98154 АЛЮМИНИЙ	Si 14 28,0855 КРЕМНИЙ	P 15 30,97376 ФОСФОР	S 16 32,066 СЕРА	Cl 17 35,453 ХЛОР		Ar 18 39,948 АРГОН	
4	K 19 39,0983 КАЛИЙ	Ca 20 40,078 КАЛЬЦИЙ	21 Sc 44,95591 СКАНДИЙ	22 Ti 47,88 ТИТАН	23 V 50,9415 ВАНАДИЙ	24 Cr 51,9961 ХРОМ	25 Mn 54,9380 МАРГАНЕЦ	26 Fe 55,847 ЖЕЛЕЗО	27 Co 58,9332 КОБАЛЬТ	28 Ni 58,69 НИКЕЛЬ
	29 Cu 63,546 МЕДЬ	30 Zn 65,39 ЦИНК	31 Ga 69,723 ГАЛЛИЙ	32 Ge 72,59 ГЕРМАНИЙ	33 As 74,9216 МЫШЬЯК	34 Se 78,96 СЕЛЕН	35 Br 79,904 БРОМ	36 Kr 83,80 КРИПТОН		
5	Rb 37 85,4678 РУБИДИЙ	Sr 38 87,62 СТРОНЦИЙ	39 Y 88,9059 ИТТРИЙ	40 Zr 91,224 ЦИРКОНИЙ	41 Nb 92,9064 НИОБИЙ	42 Mo 95,94 МОЛИБДЕН	43 Tc 97,9072 ТЕХНЕЦИЙ	44 Ru 101,07 РУТЕНИЙ	45 Rh 102,9055 РОДИЙ	46 Pd 106,42 ПАЛЛАДИЙ
	47 Ag 107,8682 СЕРЕБРО	48 Cd 112,41 КАДМИЙ	49 In 114,82 ИНДИЙ	50 Sn 118,710 ОЛОВО	51 Sb 121,75 СУРЬМА	52 Te 127,60 ТЕЛЛУР	53 I 126,9045 ИОД	54 Xe 131,29 КСЕНОН		
6	Cs 55 132,9054 ЦЕЗИЙ	Ba 56 137,33 БАРИЙ	57 La* 138,9055 ЛАНТАН	72 Hf 178,49 ГАФНИЙ	73 Ta 180,9479 ТАНТАЛ	74 W 183,85 ВОЛЬФРАМ	75 Re 186,207 РЕНИЙ	76 Os 190,2 ОСМИЙ	77 Ir 192,22 ИРИДИЙ	78 Pt 195,08 ПЛАТИНА
	79 Au 196,9665 ЗОЛОТО	80 Hg 200,59 РУТУТЬ	81 Tl 204,383 ТАЛЛИЙ	82 Pb 207,2 СВИНЕЦ	83 Bi 208,9804 ВИСМУТ	84 Po 208,9824 ПОЛОНИЙ	85 At 209,9871 АСТАТ	86 Rn 222,0176 РАДОН		
7	Fr 87 223,0197 ФРАНЦИЙ	Ra 88 226,0254 РАДИЙ	89 Ac** 227,0278 АКТИНИЙ	104 Rf [261] РЕЗЕРФОРДИЙ	105 Db [262] ДУБНИЙ	106 Sg [263] СИБОРГИЙ	107 Bh [262] БОРИЙ	108 Hn [265] ГАННИЙ	109 Mt [266] МЕЙТНЕРИЙ	

Строение атома серы

 <p style="text-align: center;">2ē 8ē 6ē</p>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 3d^0$
<p>Размещение электронов по орбиталям (последний слой)</p>	<p>Степень окисления</p>
	<p>+2, -2</p>
	<p>+4</p>
	<p>+6</p>

Окислительно-восстановительные свойства



S^{-2} → только восстановители

S^0 → окислители, восстановители

S^{+4} → окислители, восстановители

S^{+6} → только окислители

Сера в природе



*В свободном виде (самородная сера).

*В виде соединений:
органических и неорганических (сульфиды и сульфаты).

*В составе каменного угля, нефти и газа.

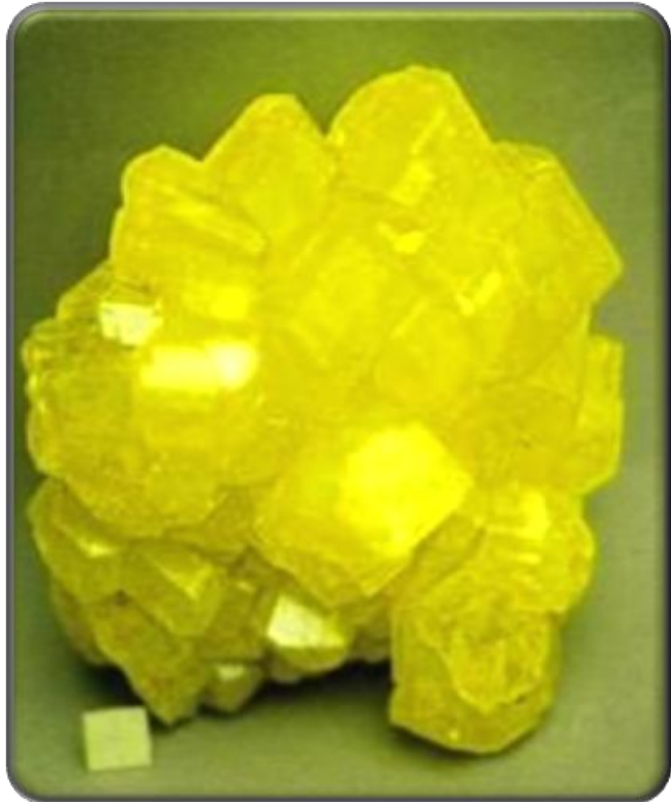


Самородная сера,
серный колчедан FeS_2 ,
медный колчедан
 CuFeS_2 ,
свинцовый блеск PbS с
цинковой обманкой ZnS
(Балхаш и Восточный
Казахстан)



Ангидрит CaSO_4 ,
гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ и
гипс пластинчатый

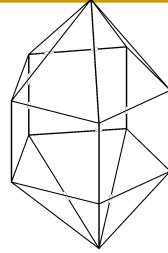
Физические свойства серы



- Агрегатное состояние
ТВЕРДОЕ КРИСТАЛЛИЧЕСКОЕ
- Цвет **ЖЕЛТЫЙ**
- Запах **БЕЗ ЗАПАХА**
- Растворимость в воде
НЕ РАСТВОРЯЕТСЯ
- Растворимость в сероуглероде
ХОРОШО РАСТВОРЯЕТСЯ
- Теплопроводность **НЕТ**
- Электропроводность **НЕТ**

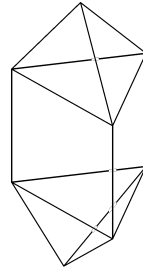
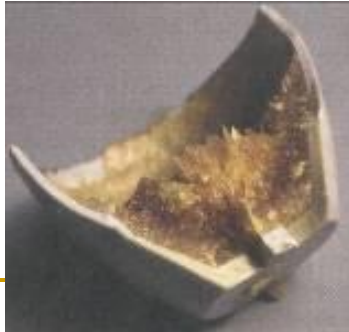
Аллотропия серы

Сер
ромбическая



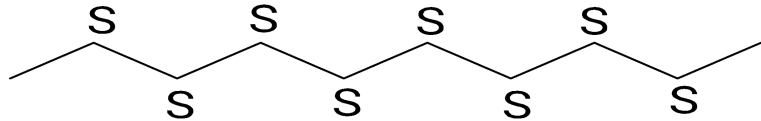
Цвет – лимонно-желтый;
 $t_{\text{пл.}} = 112,8^{\circ}\text{C}$; $\rho = 2,07\text{г/см}^3$

Сер
моноклинная



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

Сер
пластическая

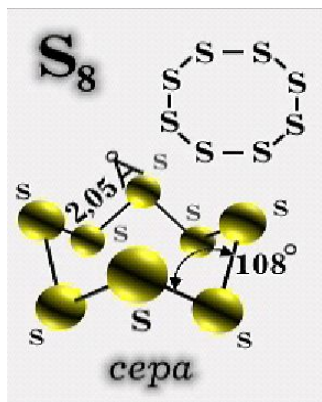


Цвет – темно-коричневый;
 $t_{\text{пл.}} = 444,6^{\circ}\text{C}$; $\rho = 1,96\text{г/см}^3$

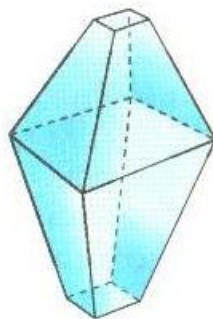
Аллотропия серы

Модификации серы

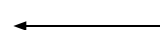
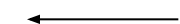
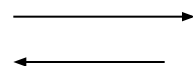
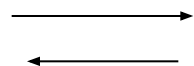
Ромбическая



Моноклинная



Пластическая



При нагревании ромбическая сера превращается в пластическую.

При н.у. все модификации серы с течением времени превращаются в ромбическую.



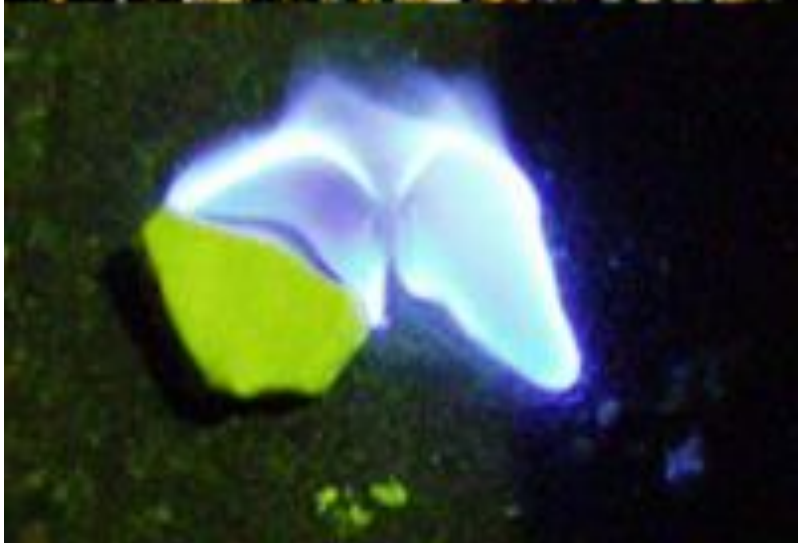
Химические свойства серы



Реагирует с неметаллами
(искл. азот N₂ и иод I₂):



оксид серы (IV)



сероводород

Химические свойства серы

Реагирует с металлами

(искл. золото Au, платина Pt):

$2\text{Na} + \text{S} = \text{Na}_2\text{S}$ – сульфид натрия

$\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$

$2\text{Al} + 3\text{S} = \text{Al}_2\text{S}_3$

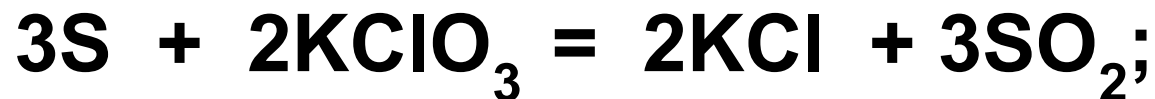
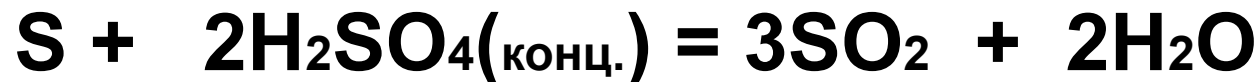
$\text{Hg} + \text{S} = \text{HgS}$

(демеркуризация)



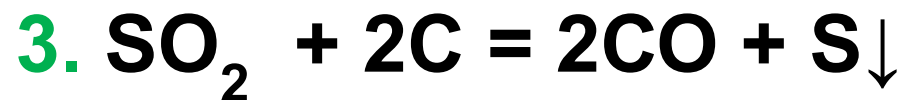
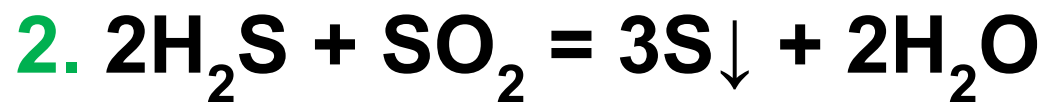
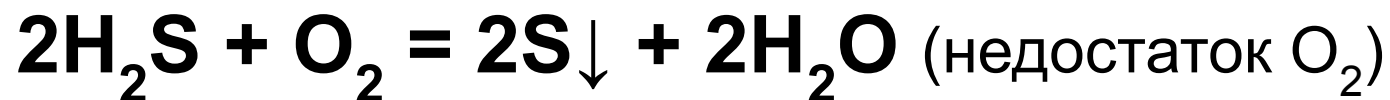
Химические свойства серы

- Реагирует со сложными веществами:



Получение серы

1. Неполное окисление сероводорода:



Применение серы



красители

в с/х

черный
порох

резина

лекарства

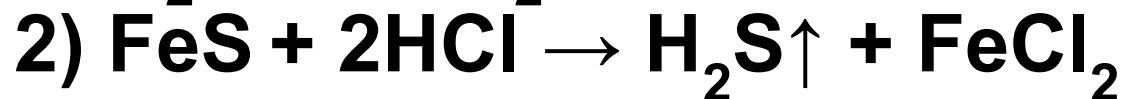
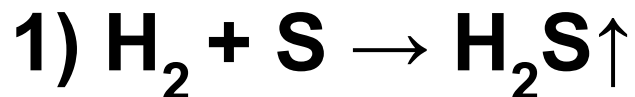
серная
кислота

СПИЧКИ

Сероводород

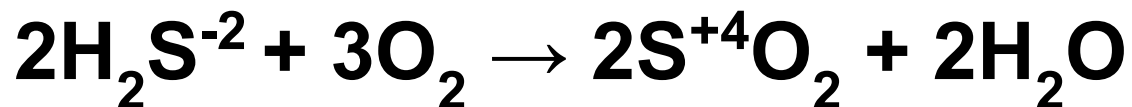
Бесцветный газ с запахом тухлых яиц,
тяжелее воздуха, яд

Получение

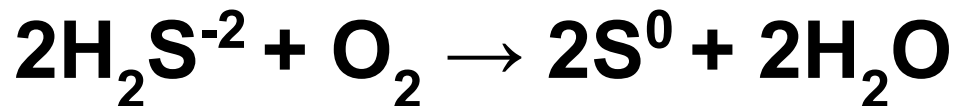


Горение

Полное сгорание (при избытке O_2)



Неполное сгорание (недостаток O_2)



Взаимодействие H_2S с водой

Раствор H_2S в воде – слабая двухосновная кислота (сероводородная кислота)

Диссоциация происходит в две ступени:

I ст. $\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HS}^-$ (гидросульфид -ион)

II ст. $\text{HS}^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{S}^{2-}$ (сульфид-ион)

Средние соли (сульфиды):

Na_2S – сульфид натрия

CaS – сульфид кальция

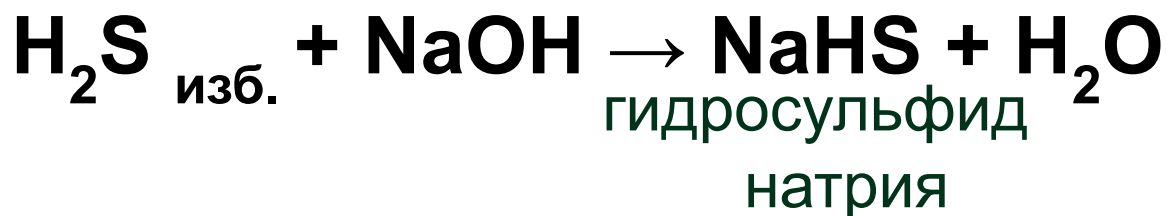
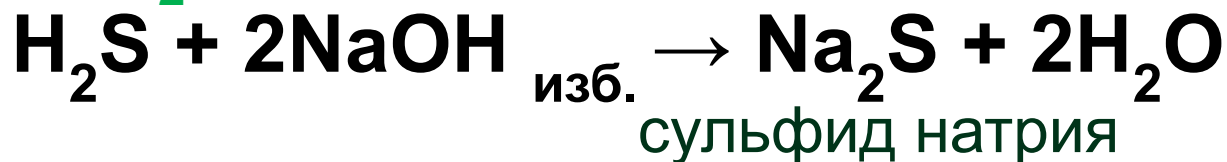
Кислые соли (гидросульфиды):

NaHS – гидросульфид натрия

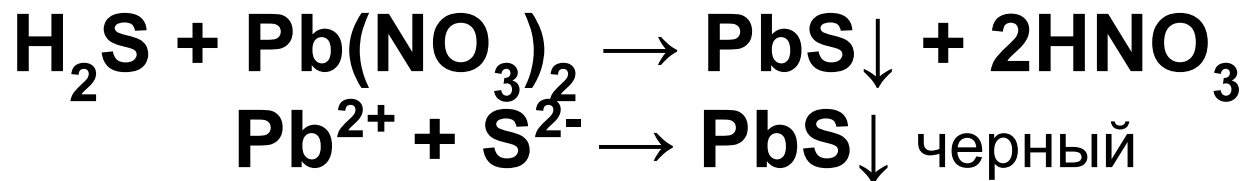
$\text{Ca}(\text{HS})_2$ – гидросульфид кальция

Кислотные свойства сероводородной кислоты

H_2S + Me, основные оксиды, основания:

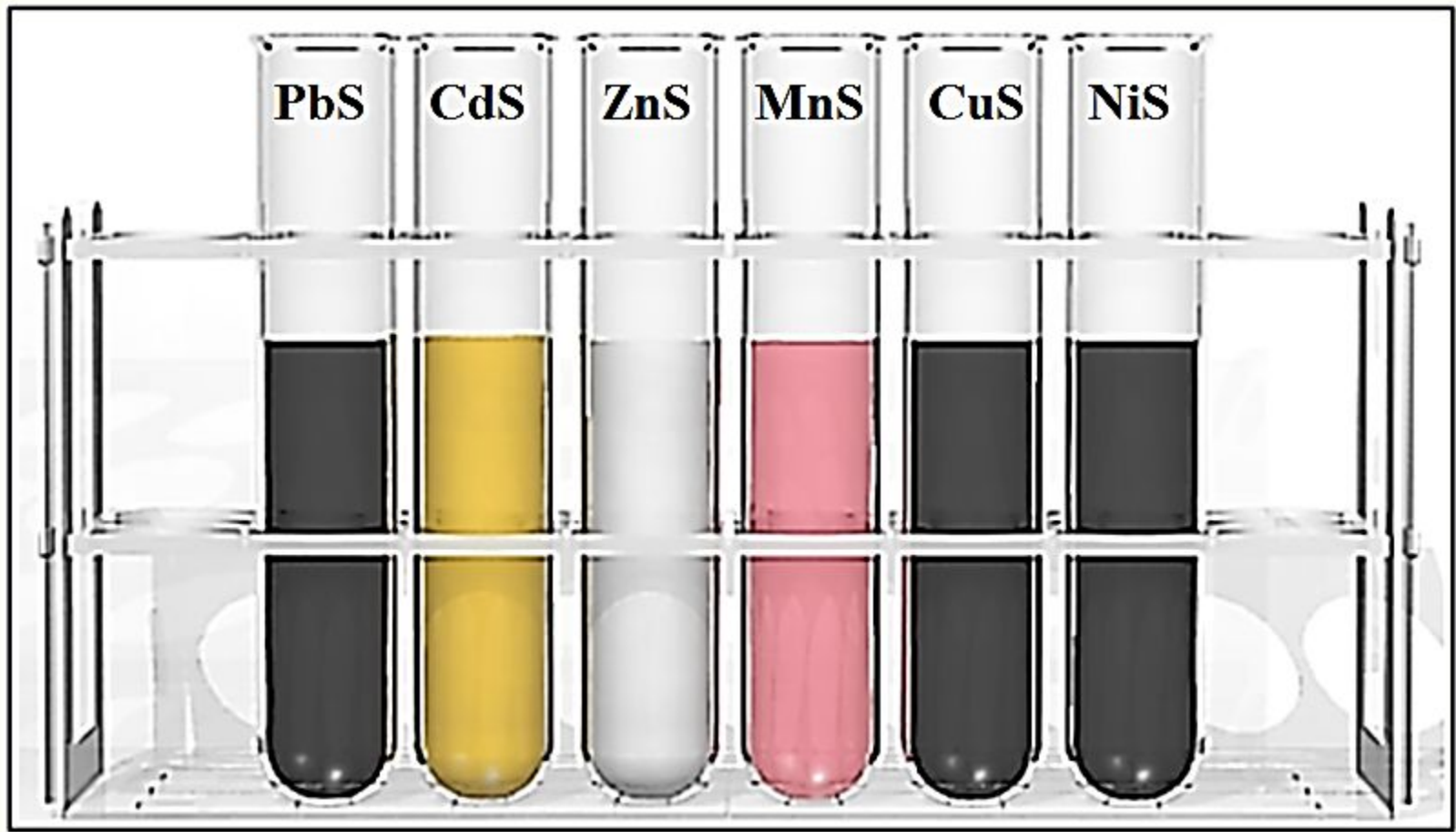


Качественная реакция на сульфид-ион



Многие сульфиды окрашены

(используется в аналитической химии)



Оксиды серы

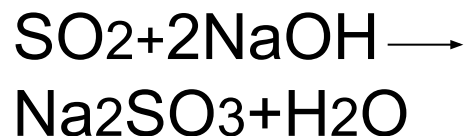
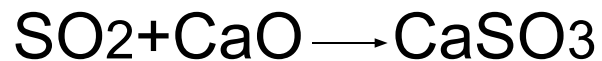
Критерии	SO ₂	SO ₃
Название	Оксид серы(IV), сернистый газ, диоксид серы	Оксид серы (VI), серный ангидрид, триоксид серы
Физические свойства	Бесцветный газ с резким удушливым запахом, хорошо растворим в воде, t _{кип.} = -10 ⁰ С, t _{пл.} = -75,5 ⁰ С	При 0 ⁰ С белое твердое вещество, при t = 16,8 ⁰ С переходит в жидкое состояние, а при t = 44,7 ⁰ С - в газообразное, хорошо растворяется

SO₂

SO₃

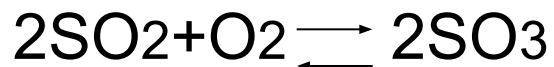
Химические
свойства

Кислотный оксид



Обладает ОВ

двойственностью:



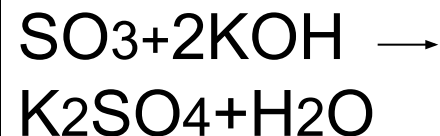
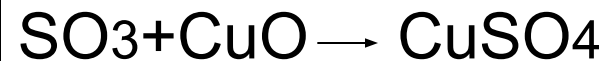
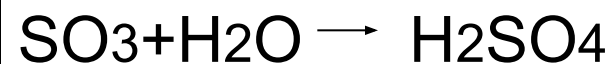
восстановитель



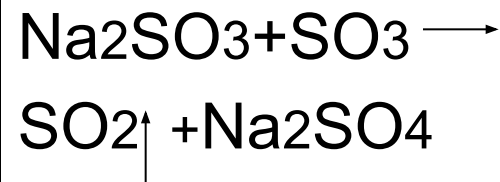
окислитель

Обесцвечивает раствор
KMnO₄ и некоторые
красители.

Кислотный оксид



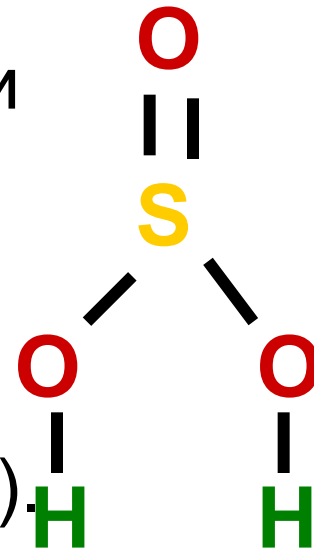
Кислотные свойства
сильнее, чем у SO₂:



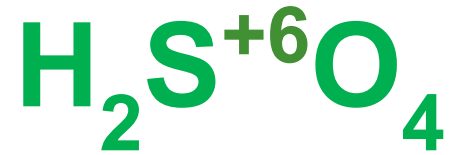
В ОВР только
окислитель

Сернистая кислота $\text{H}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$

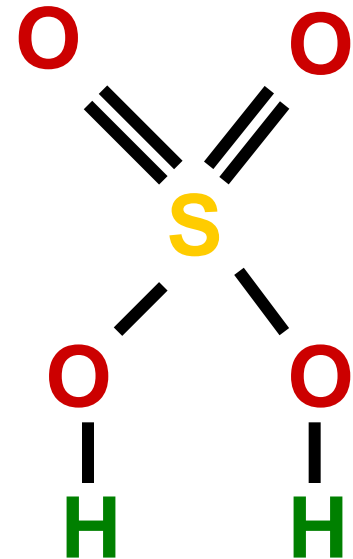
- существует только в растворе,
- летучая: $\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- кислородсодержащая, двухосновная, средней силы,
- в ОВР проявляет и окислительные, и восстановительные свойства,
- образует соли:
 - средние - сульфиты (Na_2SO_3) и
 - кислые – гидросульфиты (NaHSO_3)



Серная кислота



- бесцветная, маслянистая, тяжелая жидкость,
- без запаха,
- обладает гигроскопическим свойством,
- хорошо растворяется в воде,
- кислородсодержащая, двухосновная, сильная, окислитель



Получение серной кислоты



- 1-я стадия. Печь для обжига колчедана.

Получение оксида серы (IV) :

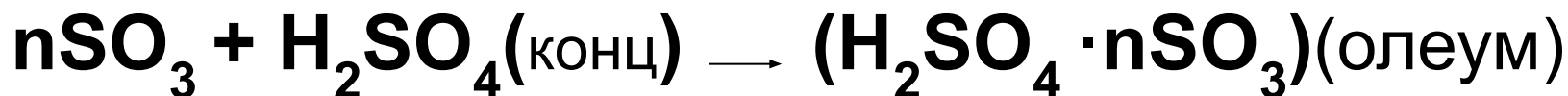


- 2-я стадия. Получение серного ангидрида (450°C - 500°C; кат. V_2O_5):

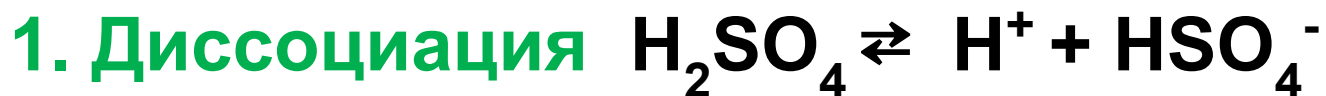


- 3-я стадия. Поглощительная башня:

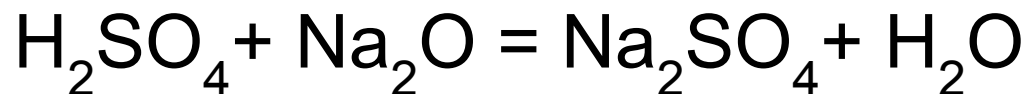
Получение олеума



Химические свойства серной кислоты

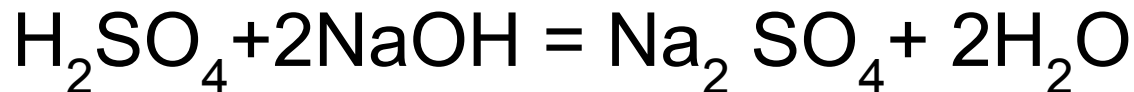


Лакмус красный.

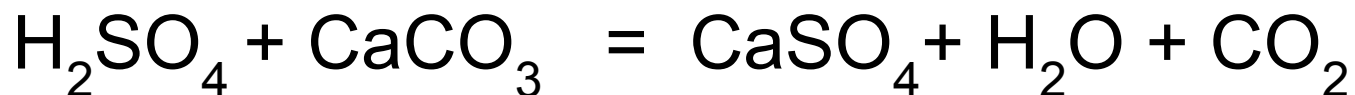


Химические свойства серной кислоты

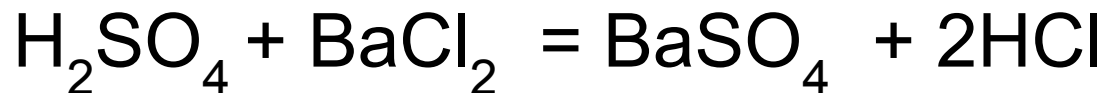
4. H_2SO_4 с основаниями



5. H_2SO_4 с солями



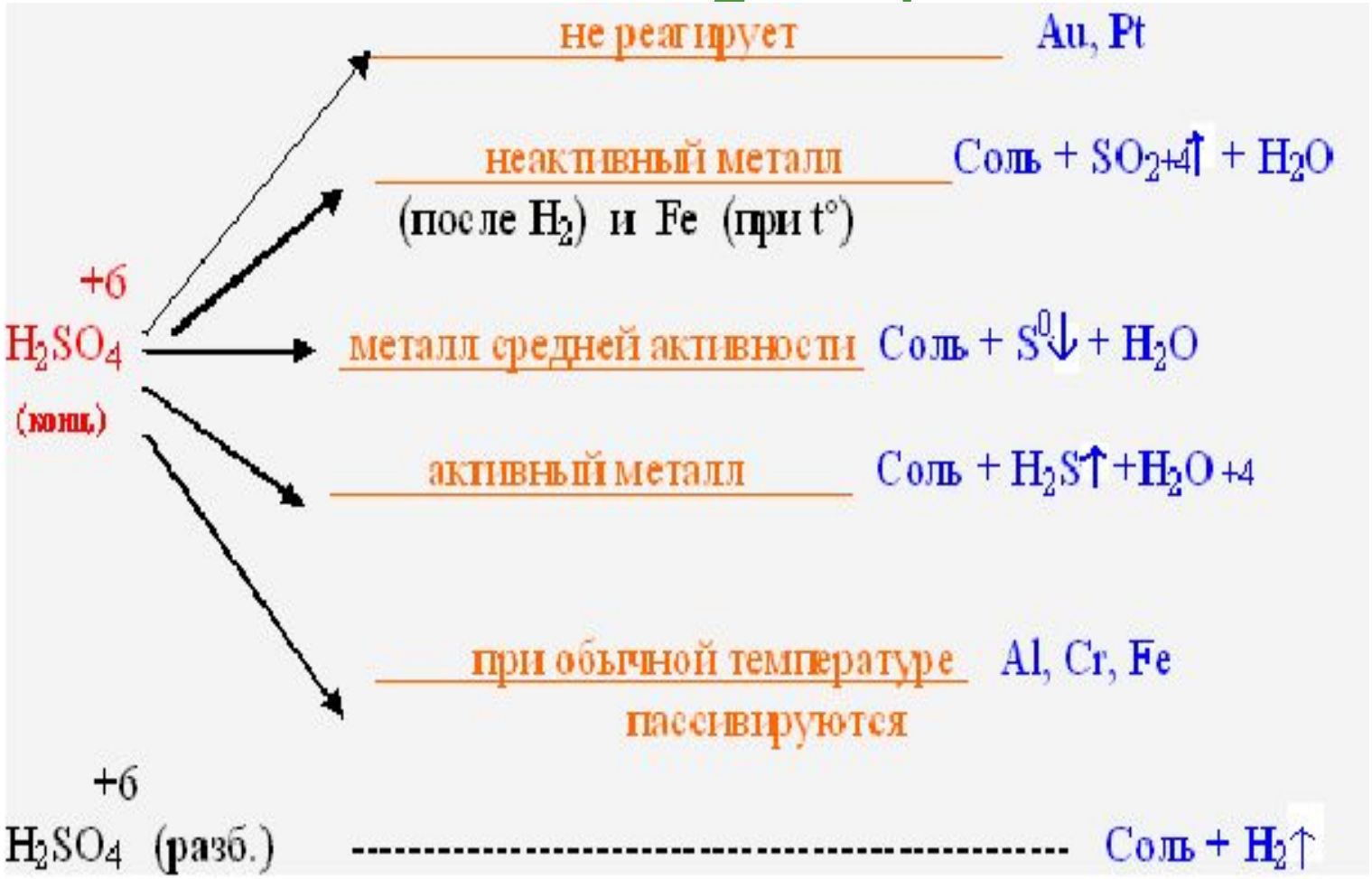
Качественная реакция на сульфат-ион



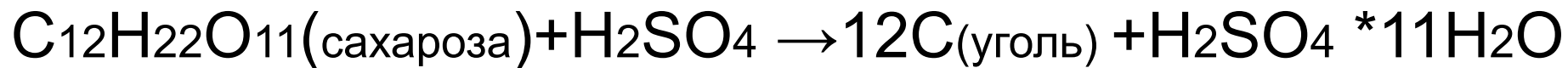
белый молочный

осадок

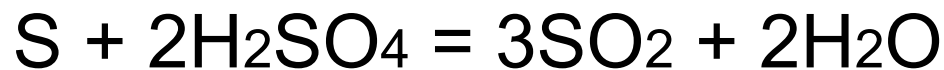
Взаимодействие H_2SO_4 с металлами



Свойства конц. H_2SO_4



Органические вещества обугливаются !!!



Применение серной кислоты

- в производстве минеральных удобрений;
- как электролит в свинцовых аккумуляторах;
- в металлургии при прокате стали;
- для получения различных минеральных кислот и солей;
- в производстве химических волокон, красителей, дымообразующих веществ и взрывчатых веществ;
- в текстильной, кожевенной отраслях промышленности;
- в металлообрабатывающей промышленности;
- используется как осушитель воздуха;
- в нефтяной промышленности;
- в пищевой промышленности;
- в промышленном органическом синтезе в реакциях.