

Сульфур

Знаходження в природі

$3 \cdot 10^{-2}$ ат. %

самородна сірка



Сульфіди

FeS_2 – залізний колчедан

PbS – свинцевий блиск (галеніт)

ZnS – цинкова обманка
(сфалерит)

HgS – кіновар

Сульфати

$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – гіпс

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – глауберова сіль
(мірабіліт)

$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – гірка сіль

CaSO_4 – ангідрит

BaSO_4 – барит

S входить до складу білків у вигляді
амінокислот:

$\text{HSCH}_2\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COOH}$ – цистеїн

$(\text{SCH}_2\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COOH})_2$ – цистин

$\text{CH}_3\text{SCH}_2\text{CH}_2\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COOH}$ – метіонін

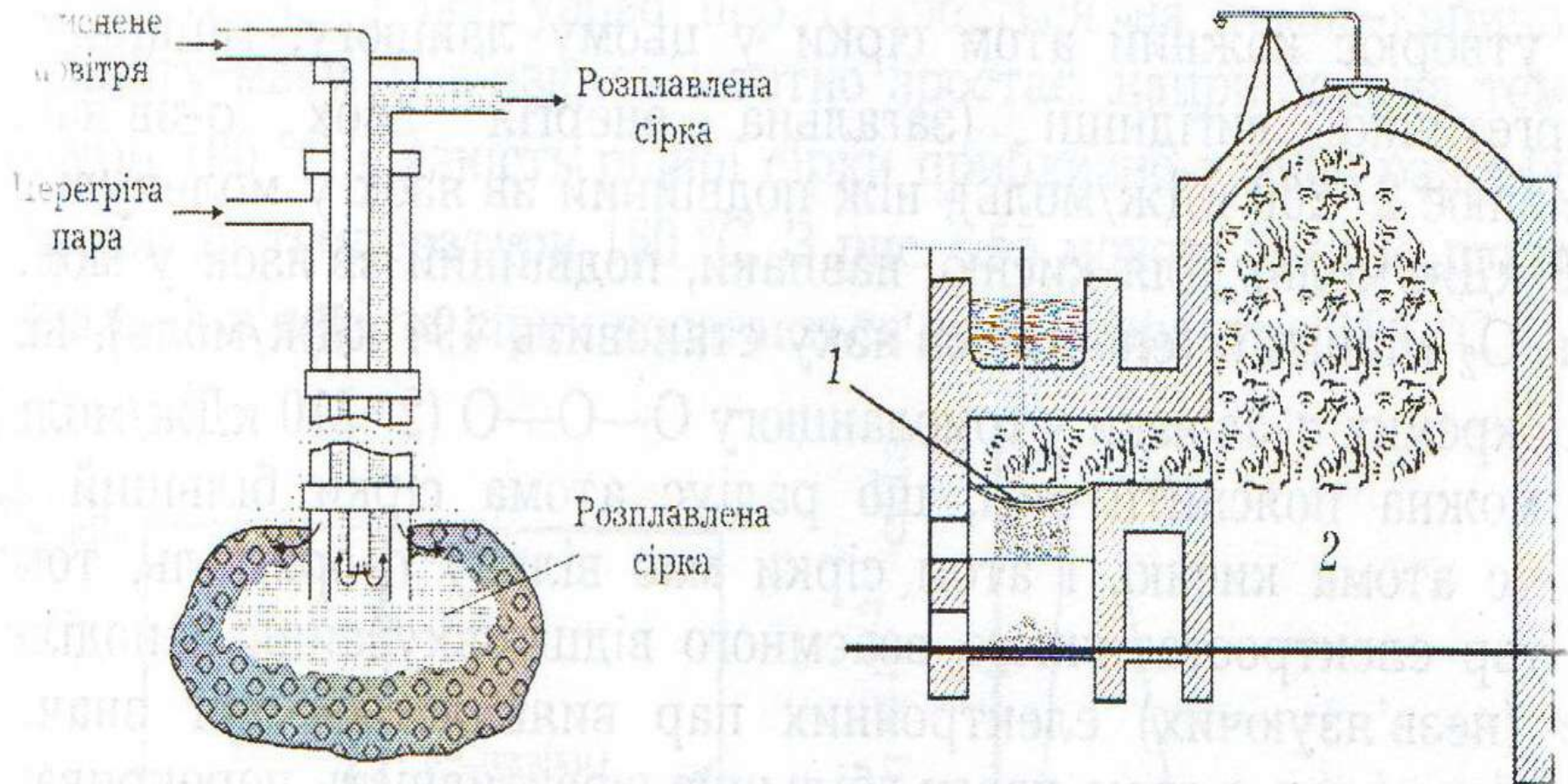
У тварин S накопичується в шерсті, кігтях,
рогах, ратицях

У рослинах S міститься у насінні та
листяках

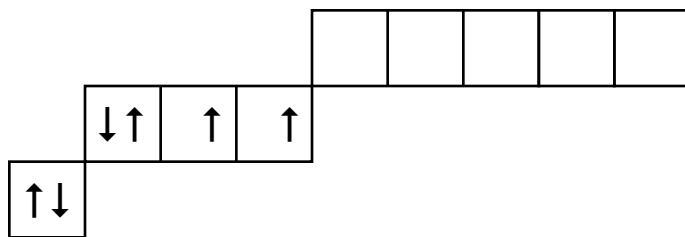
(в капусті в перерахунку на суху
речовину – 0,8% S)

Специфічні запахи часнику, цибулі,
гірчиці, капусти обумовлені
наявністю сполук сульфуру

Добування S



Сульфур – S



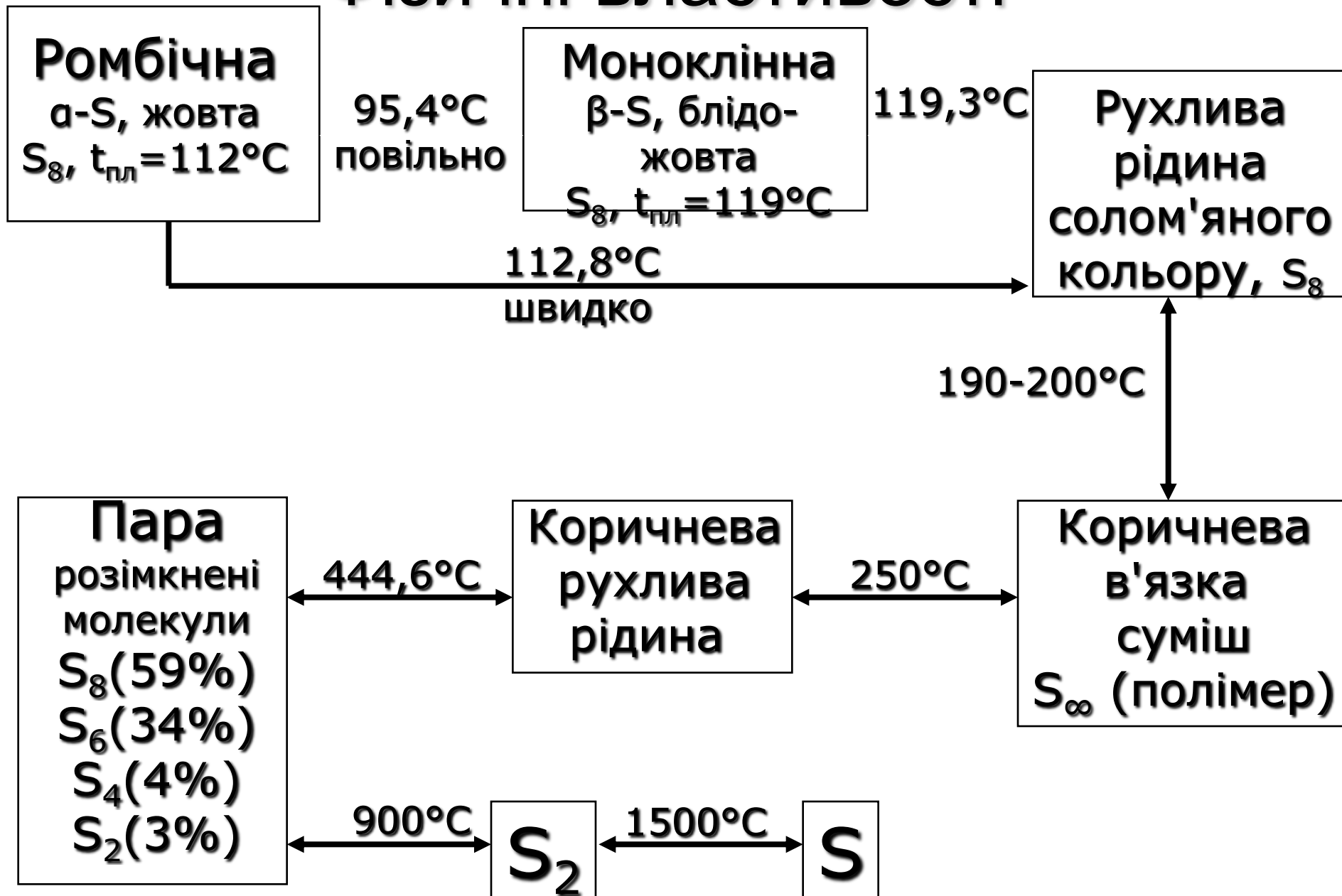
Валентність: 2, 4, 6

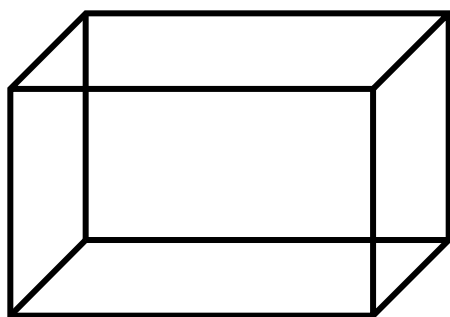
Ступені окиснення:

Стійкі: -2, 0, +4, +6

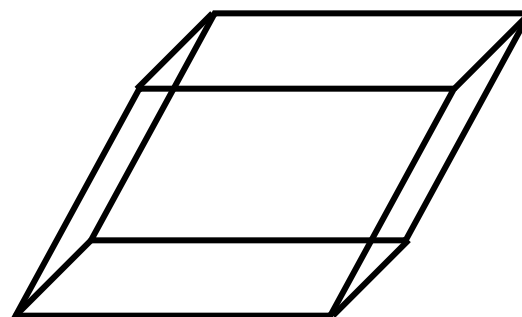
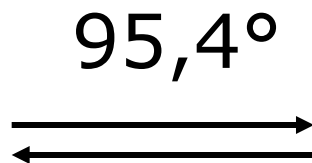
Інші: -1, +1, +2, +3, +5

Фізичні властивості

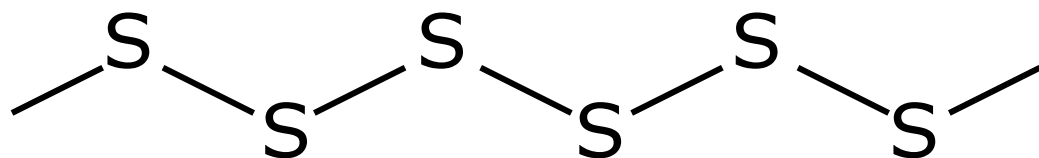




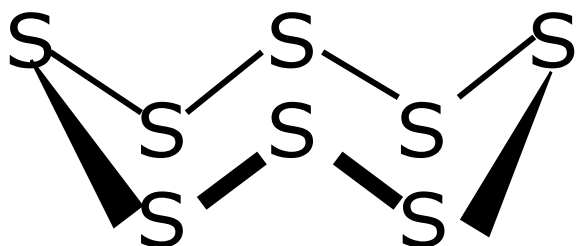
Ромбічна
структура



Моноклінна
структура



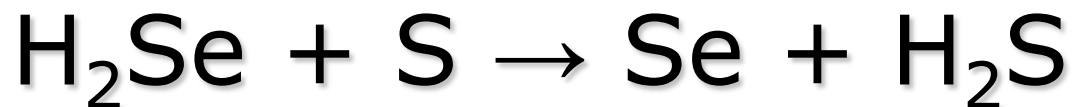
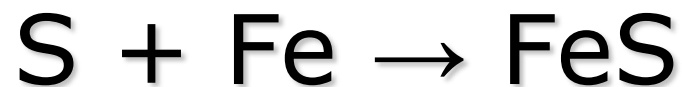
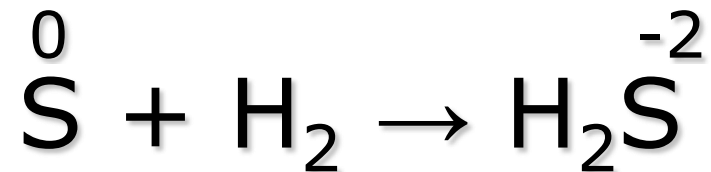
Пластична сірка



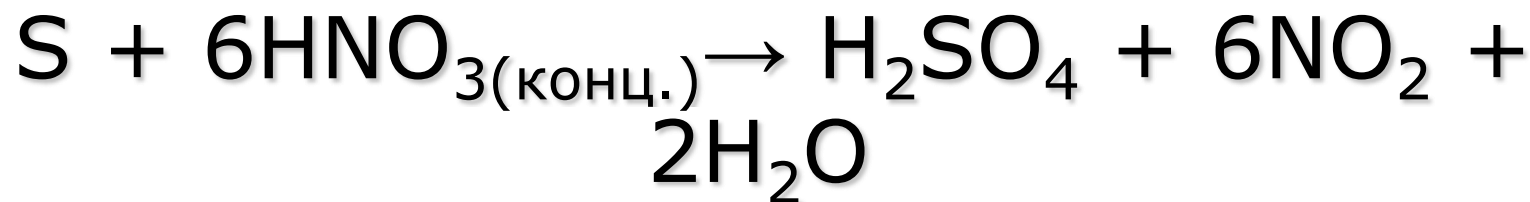
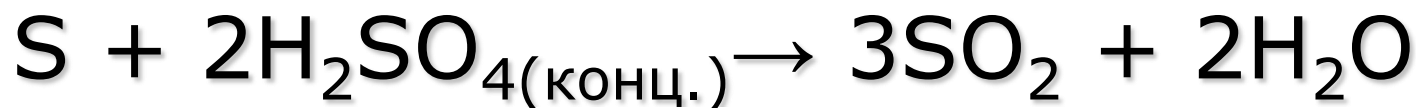
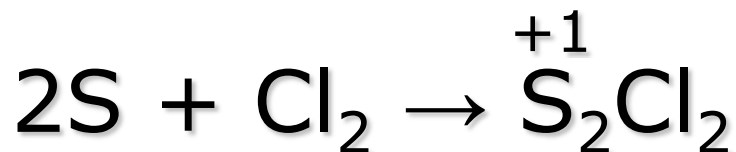
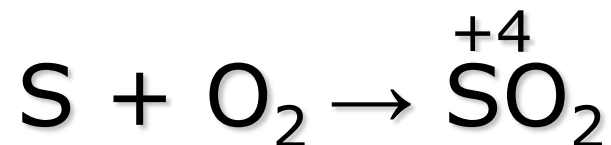
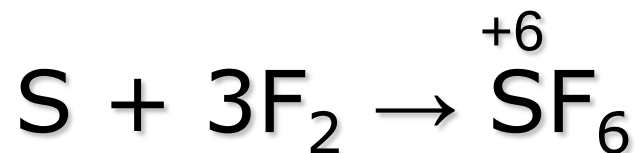
Молекула сірки S₈

Хімічні властивості

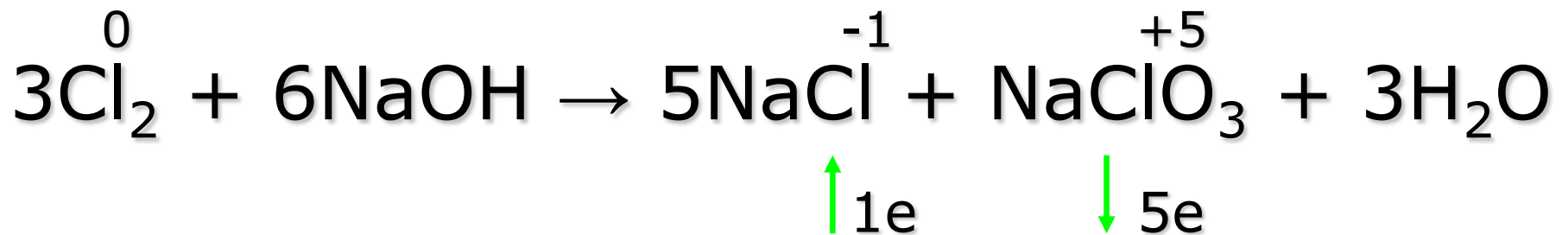
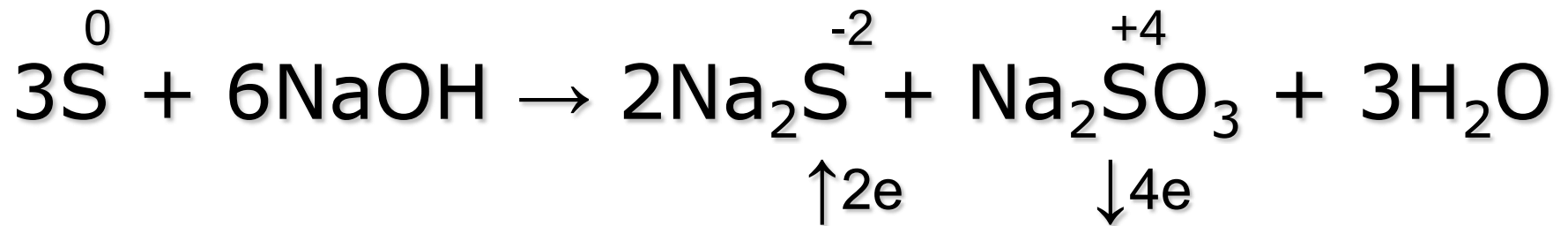
S^0 – окисник



S^0 – ВІДНОВНИК



Диспропорціонування



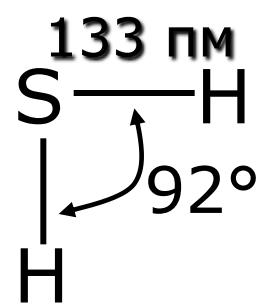
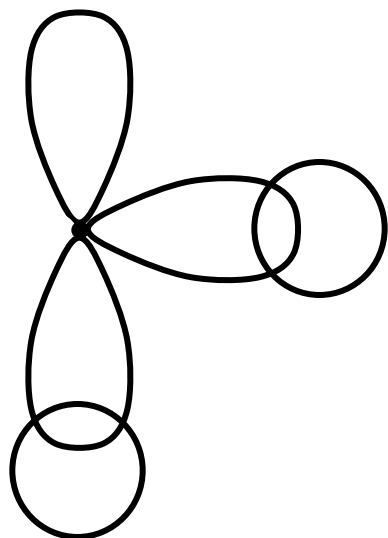
Ступінь окиснення -2

H_2S – сірководень
безбарвний газ з характерним
неприємним запахом тухлих яєць,
отруйний

Людина відчуває 1 частину в
100000 частин повітря.

$$t_{\text{пл}} = -85,6^{\circ}\text{C}$$

$$t_{\text{кип}} = -60,75^{\circ}\text{C}$$



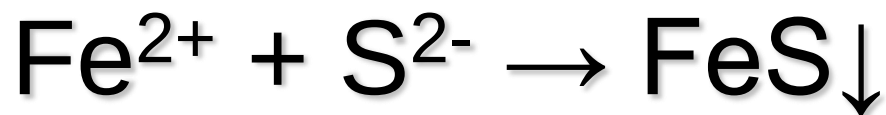
Розчинність у воді

3V в 1V води

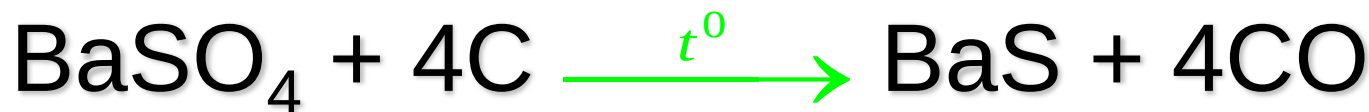
(0,1 моль/л, $\omega(\text{H}_2\text{S}) = 0,45\%$)



Солі сірководневої (сульфідної)
кислоти отримують або
безпосередньою взаємодією елементів,
або обмінними реакціями

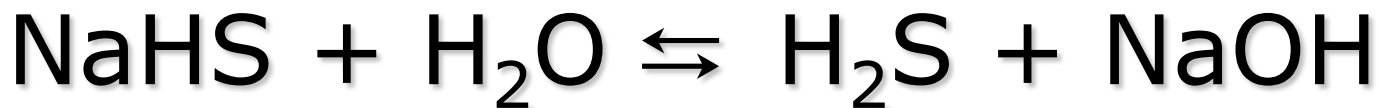
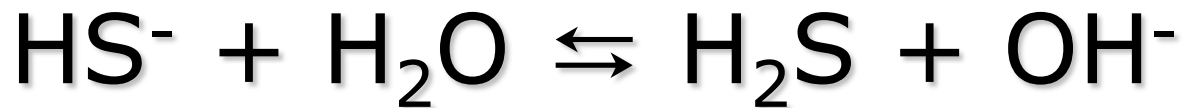
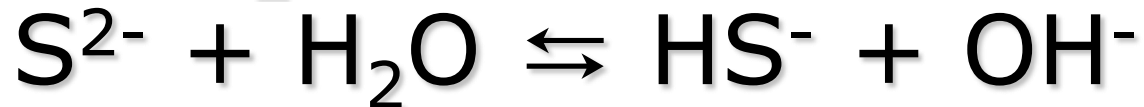


Сульфіди активних металів отримують
відновленням сульфатів вугіллям



Розчинні у воді Na_2S , $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, K_2S

Гідроліз



Кислі солі відомі тільки для лужних
і лужноземельних металів

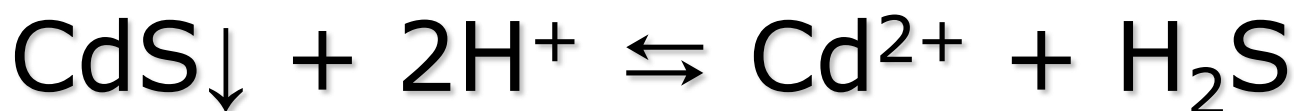
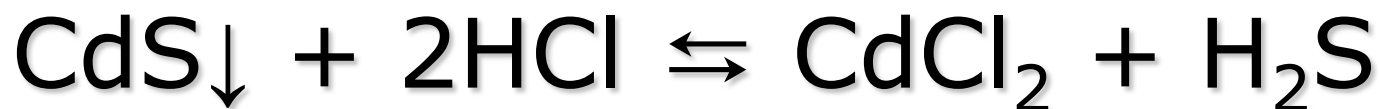
Нерозчинні у воді, але розчинні у
кислотах:

FeS , MnS , ZnS

Нерозчинні ні у воді, ні в кислотах:

HgS , CdS , PbS , CuS , Sb_2S_3

Чому CdS не розчиняється у
кислотах,
а FeS – розчиняється?

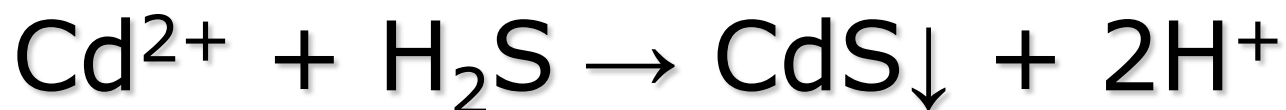


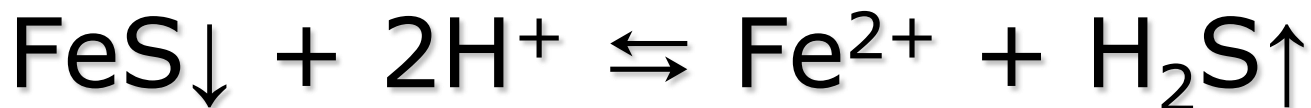
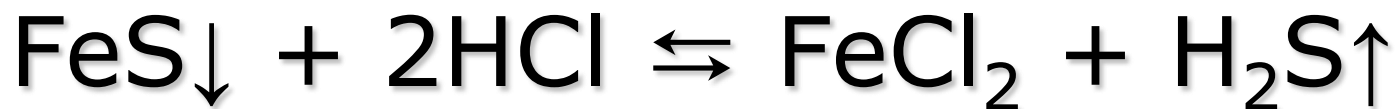
$$D_P = 10^{-36}$$

$$K_D = K_{D1} \cdot K_{D2} = 10^{-21}$$



рівновага зміщена в напрямку
утворення CdS



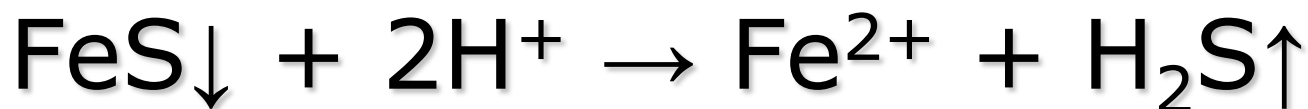


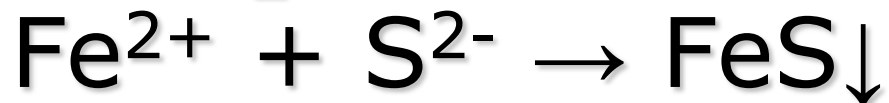
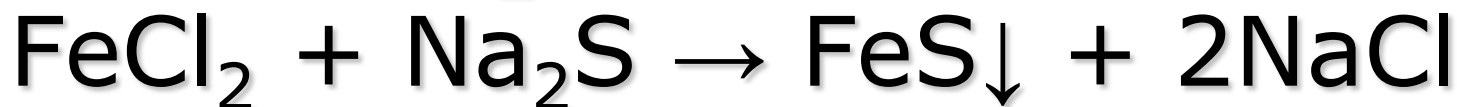
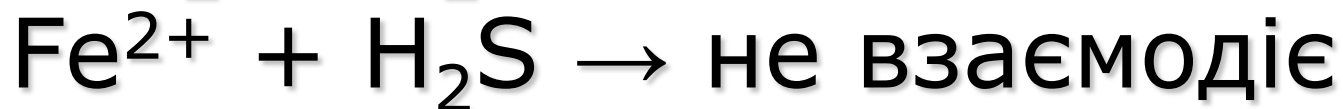
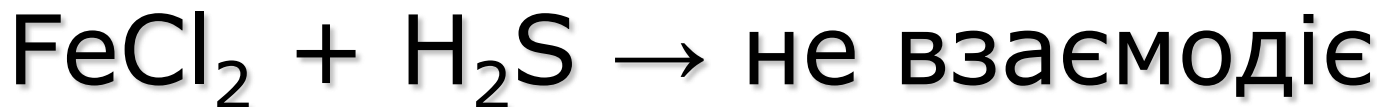
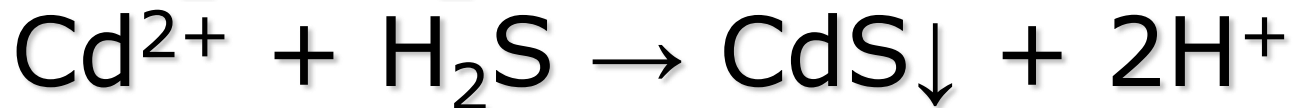
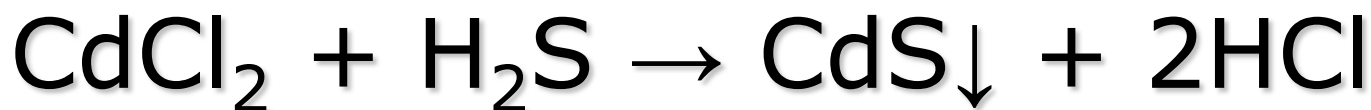
$$D_P = 10^{-19}$$

$$K_D = K_{D1} \cdot K_{D2} = 10^{-21}$$



рівновага зміщена в напрямку
розчинення FeS та утворення H₂S





Сульфіди мають різне забарвлення і розчинність.

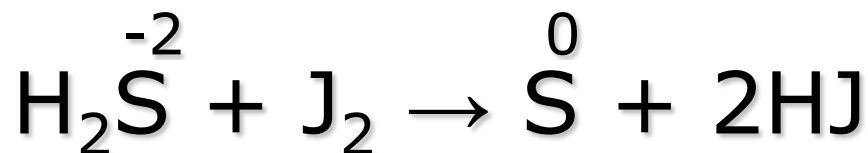
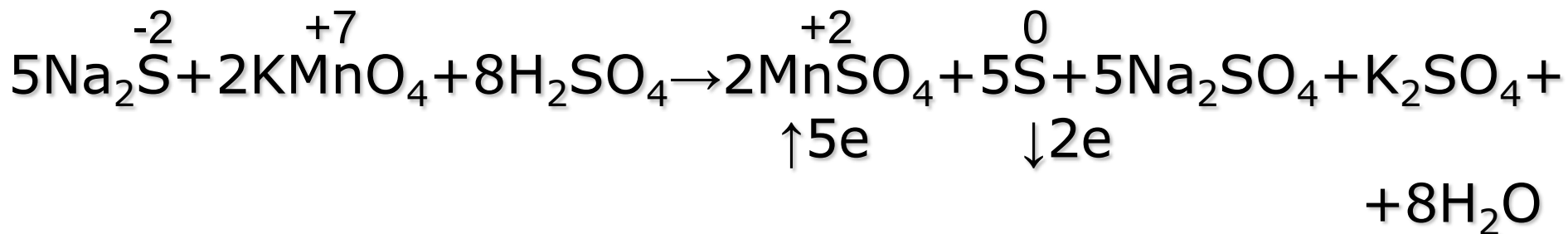
Це використовується в аналітичній хімії.

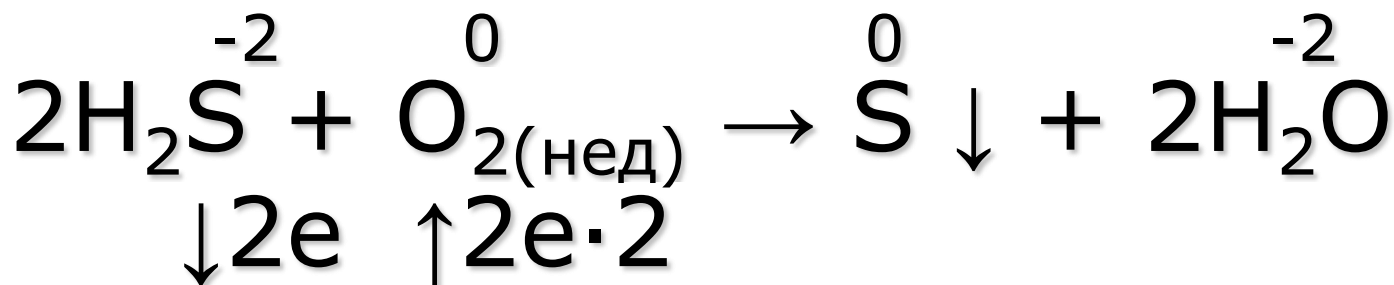
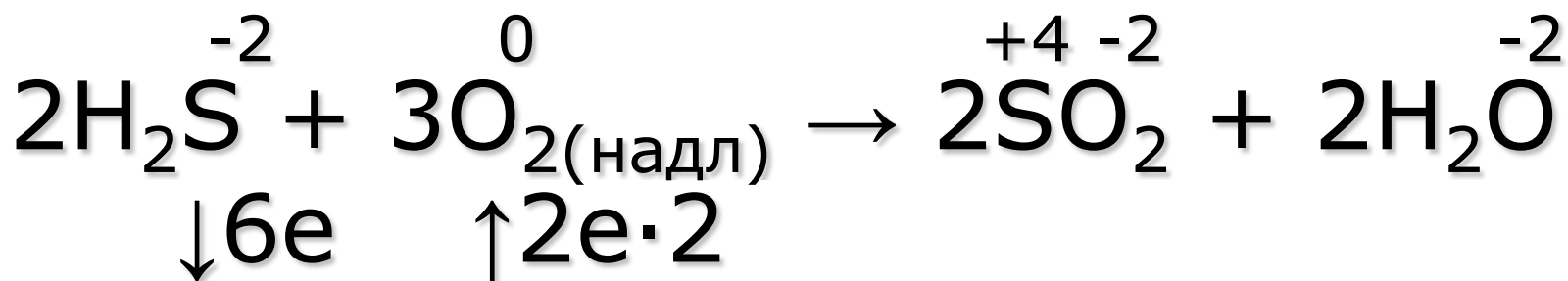
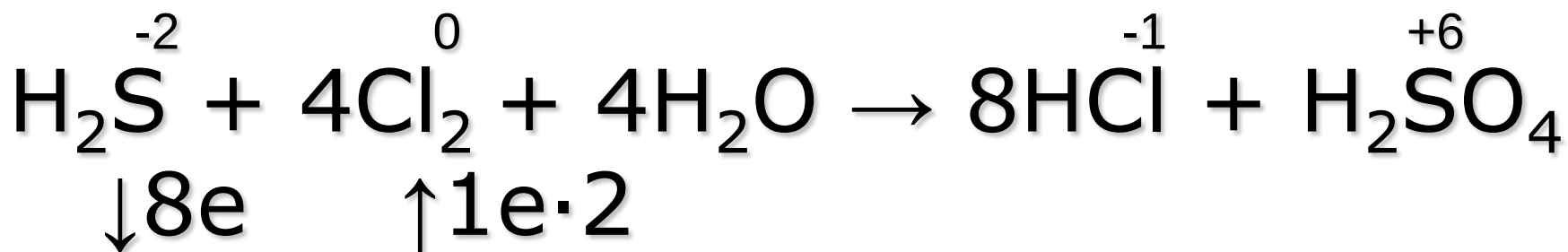
Al_2S_3 Cr_2S_3 – трохи розчинні у воді,
тому не існують у водних розчинах,
бо повністю гідролізують



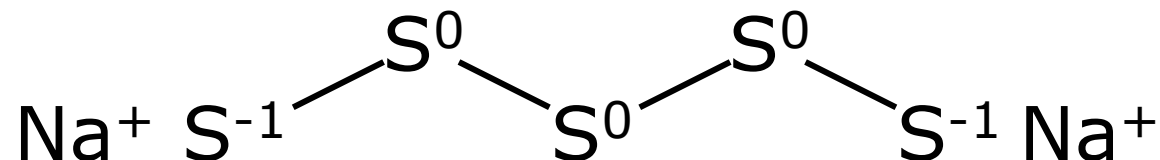
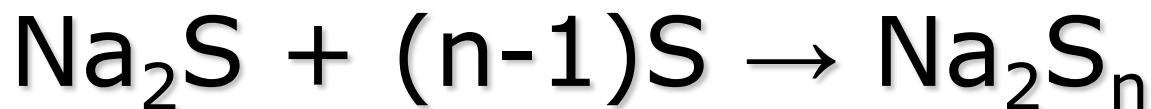
$\text{H}_2\text{S}, \text{Na}_2\text{S}$
мають відновні властивості

Продукти окислення S^{-2} залежать
від окисника



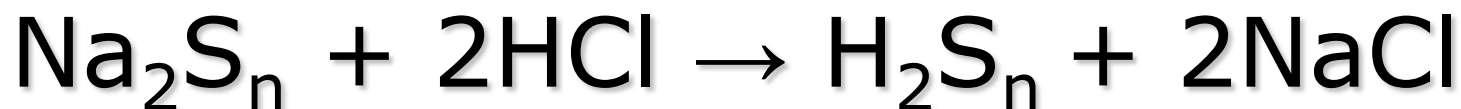


Полісульфіди



$$n \leq 8$$

n=9 тільки для (NH₄)₂S₉





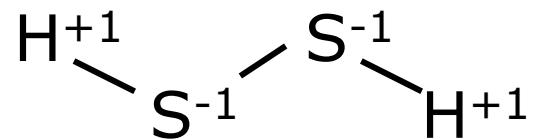
Багатосірчистоводні або
полісульфани

більш сильні кислоти, ніж H_2S , але
менш стійкі, існують лише за
низьких температур.

	H_2S	H_2S_4	H_2S_5
K_1	$8,7 \cdot 10^{-8}$	$2 \cdot 10^{-4}$	$3 \cdot 10^{-4}$
K_2	$1 \cdot 10^{-14}$	$5 \cdot 10^{-7}$	$2 \cdot 10^{-6}$

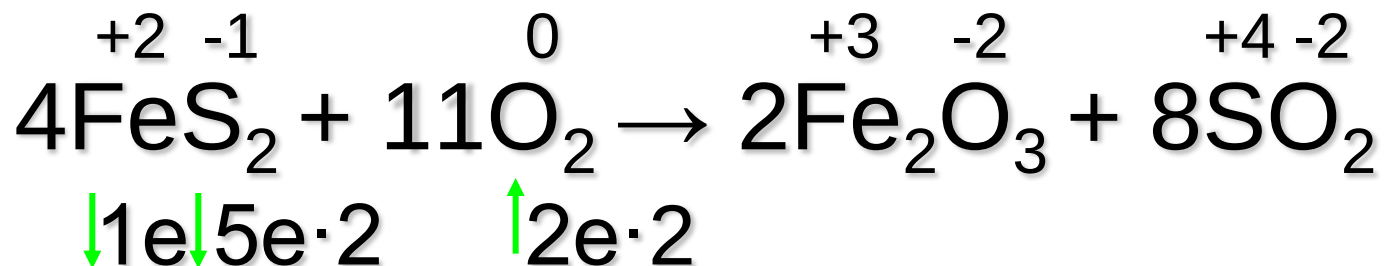


H_2S_2 – кислота нестійка



а її солі стійкі

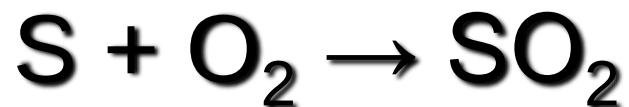
FeS_2 – залізний колчедан (пірит)



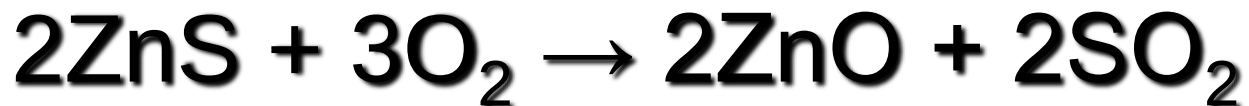
Обпалювання піриту – промисловий
спосіб добування SO_2

SO₂ отримують також

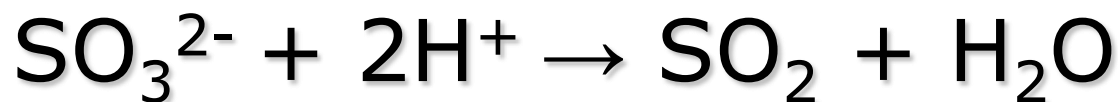
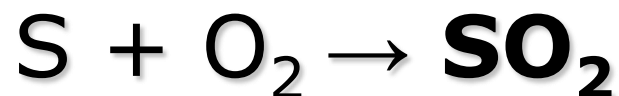
**за безпосередньої взаємодії сірки з
киснем**

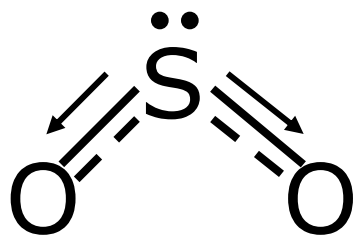
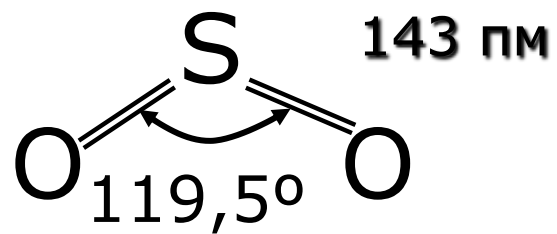


**або під час обпалювання сульфідів
кольорових металів**

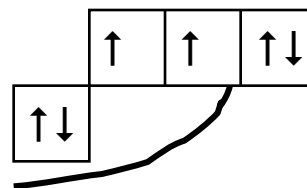


В лабораторії SO_2 отримують:





$$\mu \neq 0$$



π -зв'язок

sp^2 -гібр.

SO₂ – безбарвний газ з
задушливим запахом, отруйний
Добре розчинний у воді
40 об'ємів в 1 об'ємі води
 $\omega(\text{SO}_2)$ -?

$$t_{\text{кип}} = -10^{\circ}\text{C}$$
$$t_{\text{пл}} = -75^{\circ}\text{C}$$



H_2SO_3 – сірчиста (сульфітна) кислота

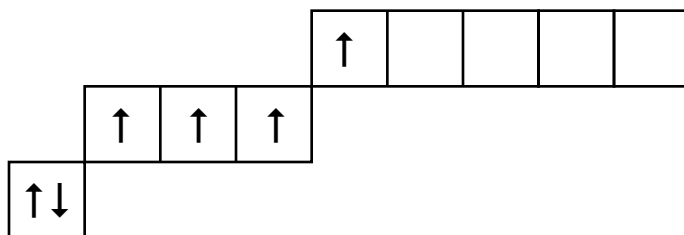


Утворює солі двох типів – середні і кислі

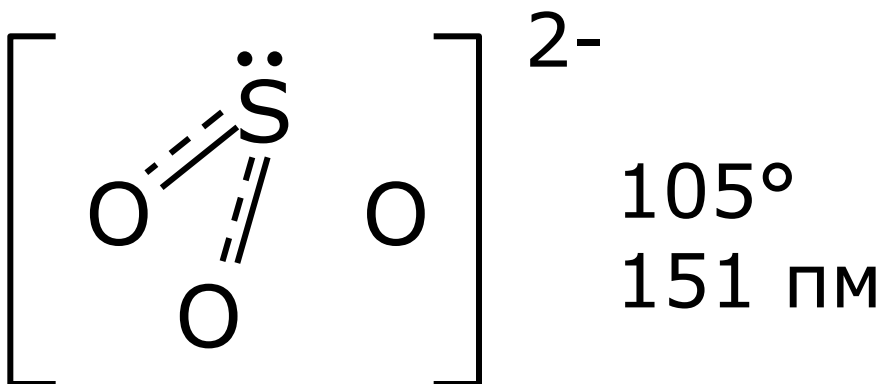
CaSO_3 , Na_2SO_3 – сульфіти

NaHSO_3 , $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$ – гідросульфіти

Будова іона SO_3^{2-}



sp^3 -гібридизація п-зв'язок



Більшість гідросульфідів не отримують в кристалічному стані, а отримують у вигляді дисульфідів (піросульфідів)

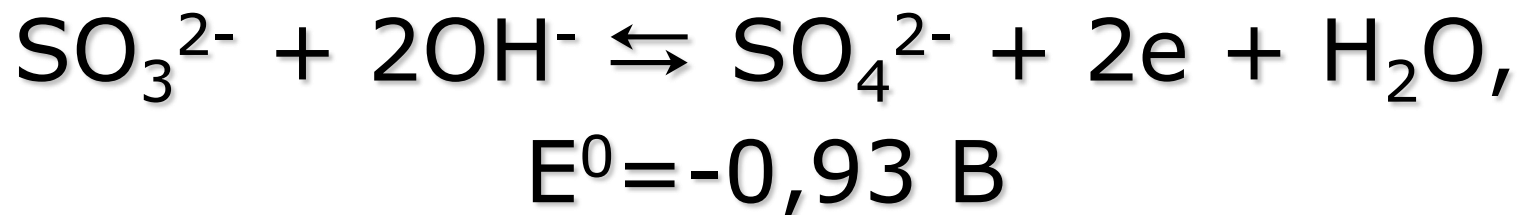


$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_5$ – не існує

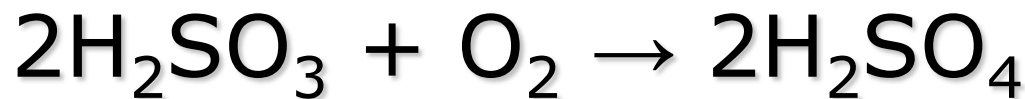
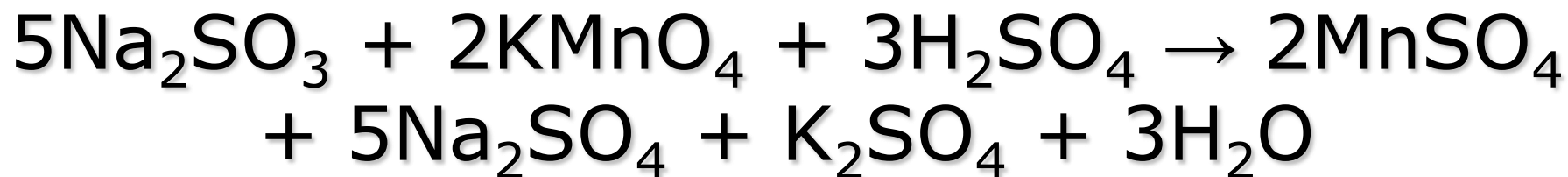
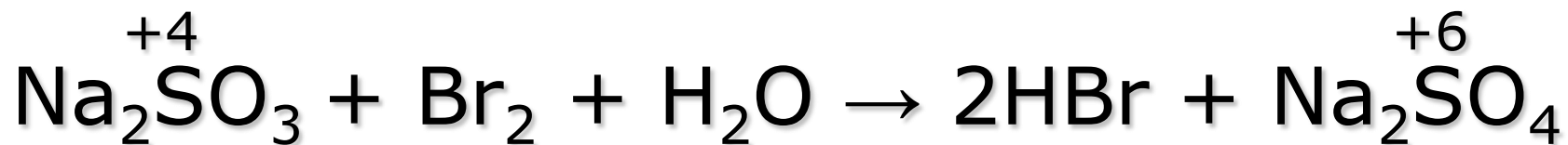


Окисні та відновні властивості S^{+4}

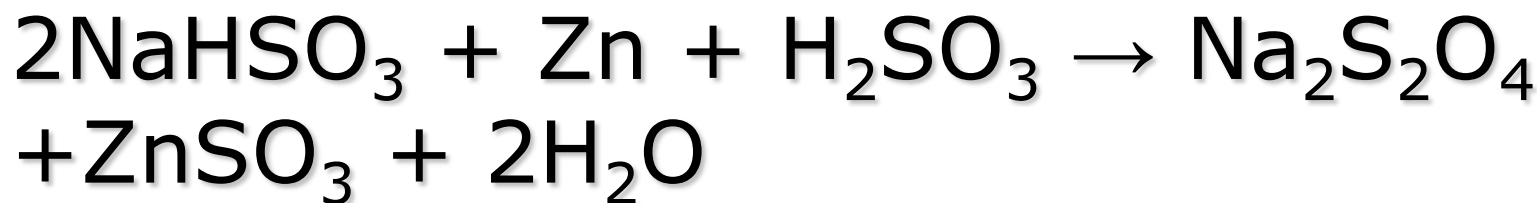
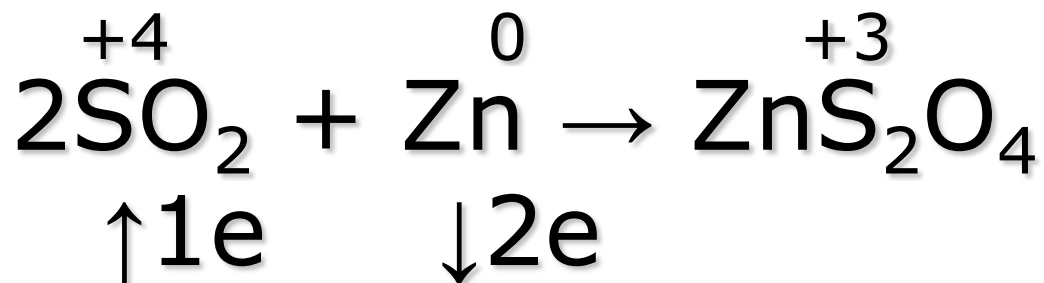
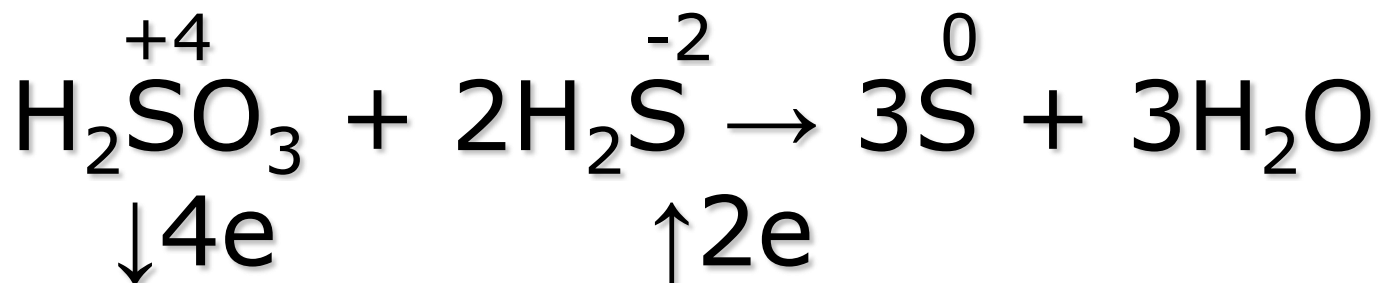
+6 – самий стійкий ступінь окиснення сульфуру, тому для S^{+4} переважають відновні властивості, а окисні виражені слабше



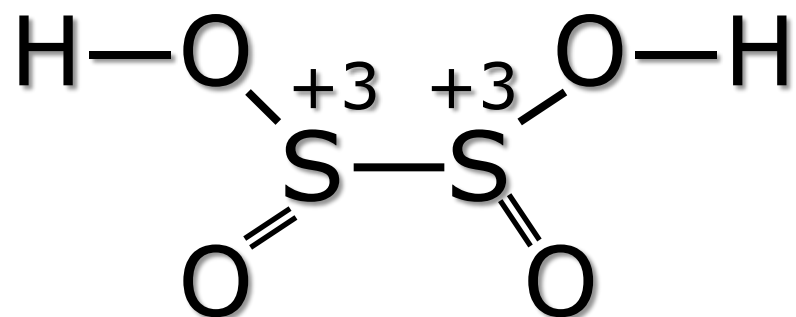
S^{+4} - ВІДНОВНИК



S^{+4} - ОКИСНИК



**$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4$ – дитіоніт натрію, сіль
дитіоністої кислоти,**



**один з найбільш сильних
відновників**