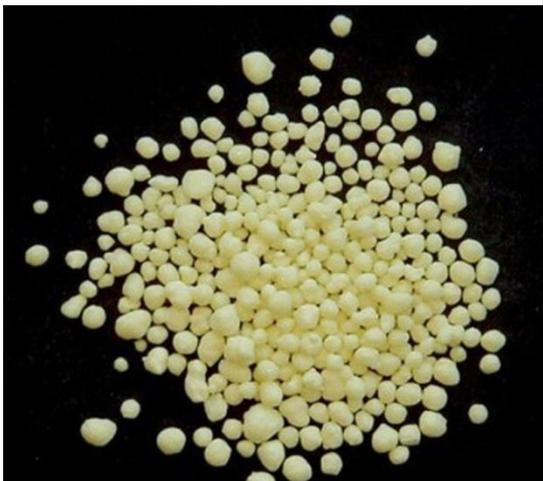
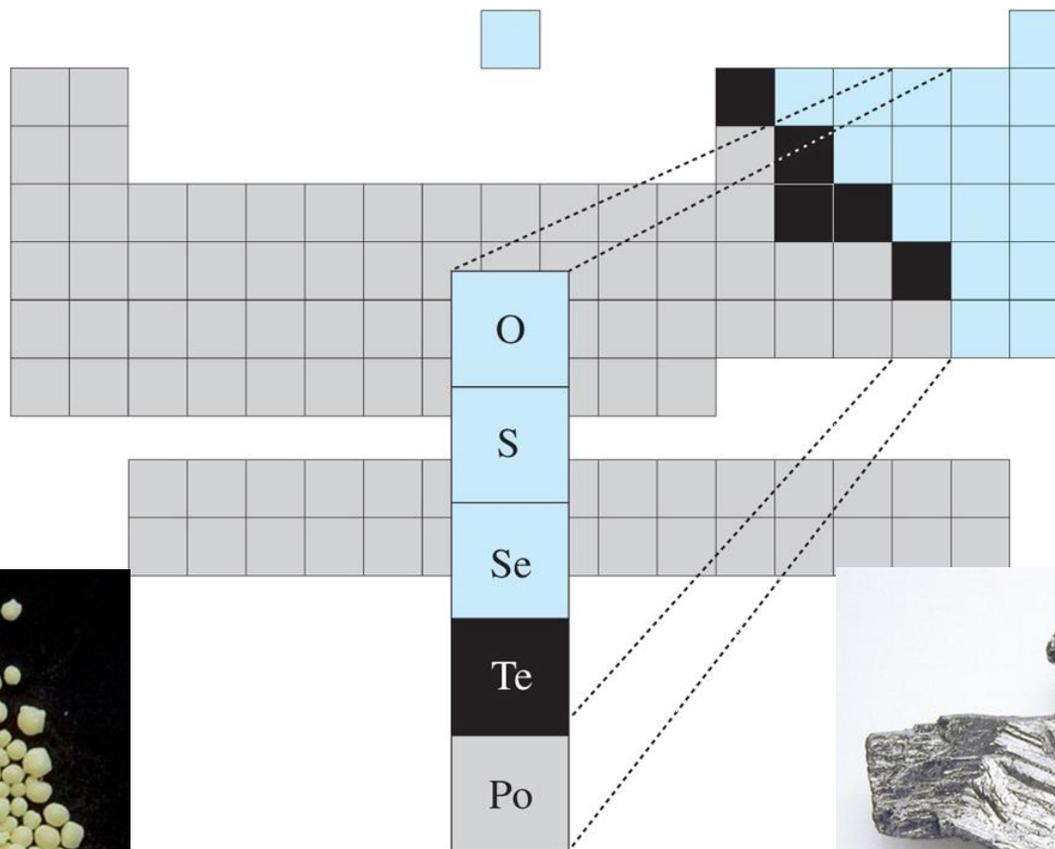


Глава V

Элементы 16 группы



Свойства элементов

Ат. Номер

Эл. Конф.

Радиус (пм)

I_1 (эВ)

8

$2s^2$

7

13.

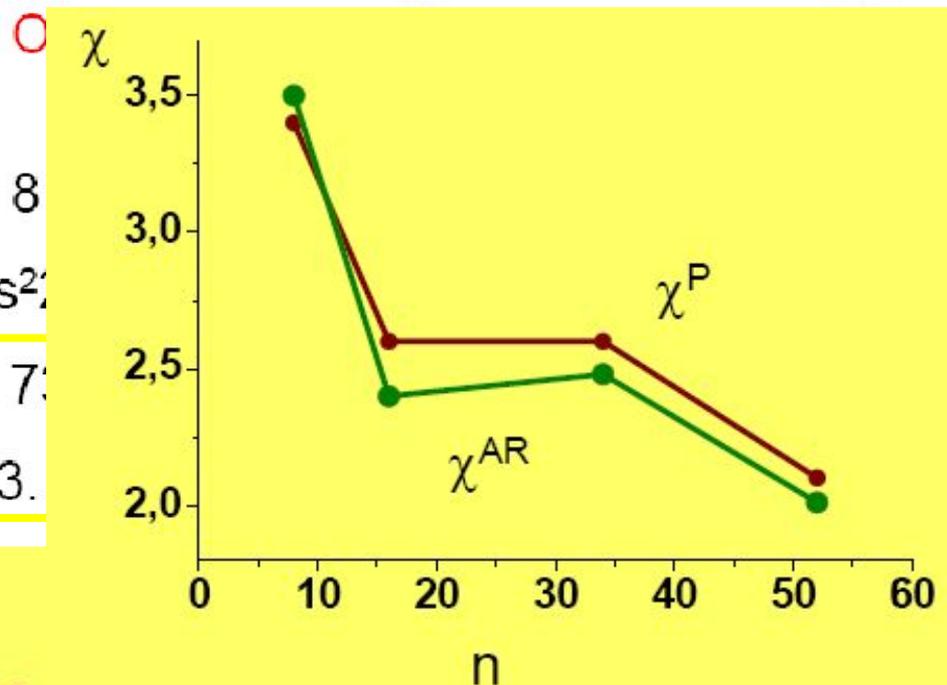
Te

52

$4d^{10}5s^25p^4$

135

9.01



r , пм

Гр 16

Гр 17

80

0 10 20 30 40 50 60

n

30

I_2

10

0 10 20 30 40 50 60

n

H

O, S, Se, Te, Po

Э	$r, \text{Э}^0$ Å	$r, \text{Э}^{2-}$ Å	$\chi_{\text{п}}$	Основные степени окисления
O	0,73	1,24	3,44	-2, -1, 0
S	1,02	1,70	2,44	-2, 0, +4, +6
Se	1,17	1,84	2,55	-2, 0, +4, +6
Te	1,35	2,07	2,10	-2, 0, +4, +6
Po	1,64	-	1,8	Плохо изучены

Свойства простых веществ

O

S

Se

Te

При н.у.

бесцв.
газ

желтое
ТВ. В-ВО

серое
ТВ. В-ВО

серое
ТВ. В-ВО

Т.пл., °C

-219

120

220

450

Т.кип., °C

-183

446

685

990

Аллотропия

O₂, O₃

ромбическая
моноклин.

кристалл.
аморфн.

—

Строение

молекулы

молекулы,
полимеры

полимер,
молекулы

полимер

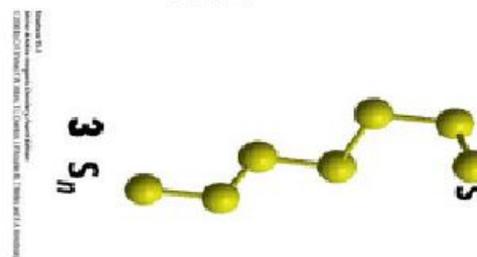
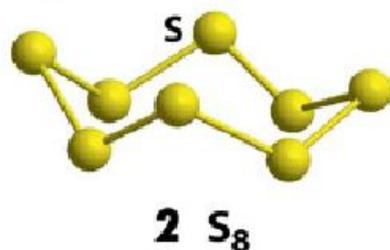
$\Delta H^\circ_{\text{дисс}}(298)$,
кДж/моль

498

266

192

~120



Содержание в земной коре и минералы

O – 1 место

S – 14 место; самородная сера, FeS_2 (пирит) –
рисунок, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (гипс) и др.

Se – 62 место, рассеянный; сопутствует
сульфидам

Te – 79 место, рассеянный; сопутствует
сульфидам

Po – радиоактивен,

^{210}Po ($t_{1/2} = 138$ дней)

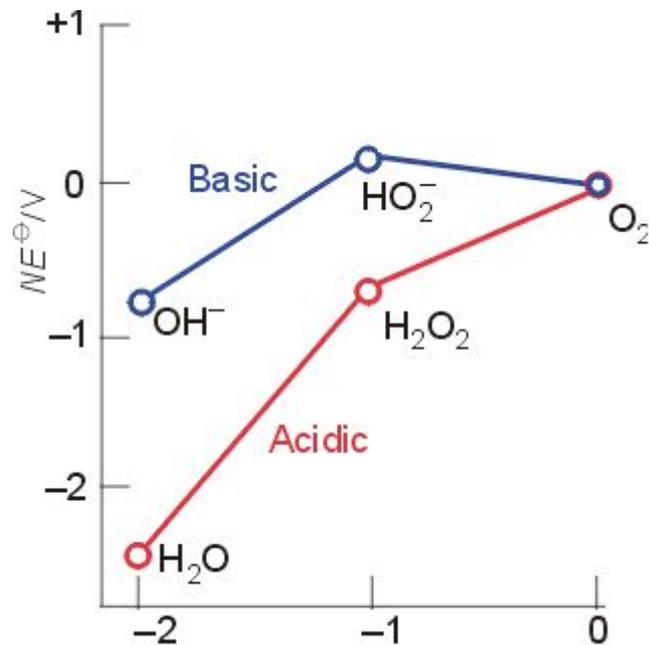
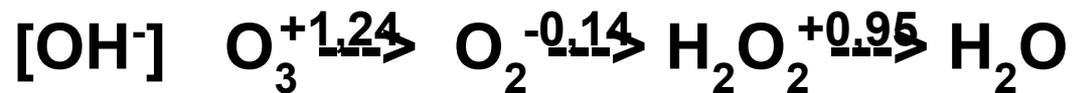


Открытие элементов

- **O** – 1774 г., англ. Пристли, 1772 г., швед Шееле, 1775 г., француз Лавуазье; от греч. *«рождающий кислоты»*.
- **S** – известна очень давно.
- **Se** – 1817 г., швед Берцелиус, от греч. *«Селена»* – Луна.
- **Te** – 1798 г., немец Клапрот, от греч. *«Теллус»* – Земля.
- **Po** – 1898 г., Склодовская-Кюри и Кюри, *«Полония»* – Польша

Кислород

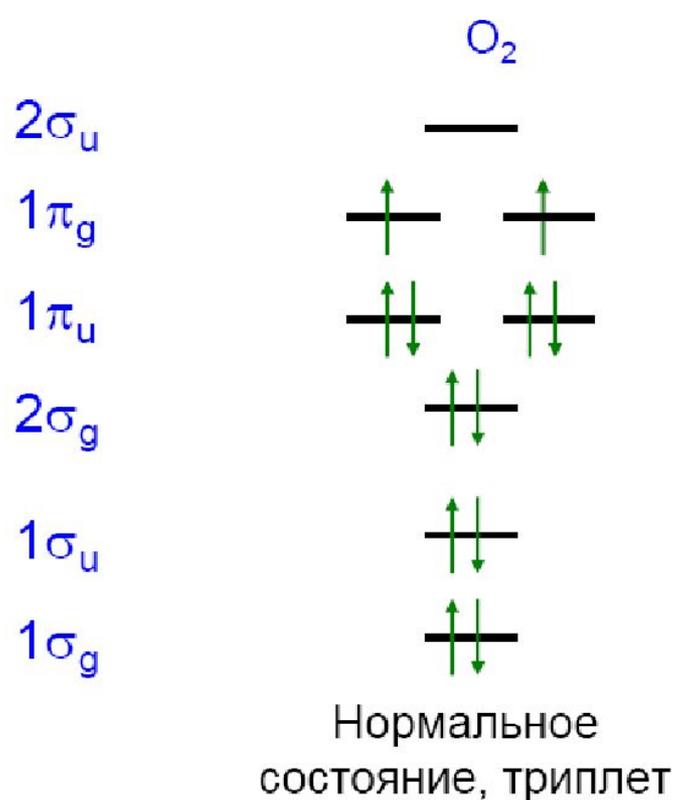
Степень окис.	0	-1	-2	+2
Примеры	O_2 , O_3	H_2O_2 и произв.	H_2O , оксиды и произв.	OF_2



Аллотропные модификации O

O₂ – б/ц газ, T_{кип} = -183°C, слабо-голубая жидкость

Молекулярный кислород



E

Триплетный и два синглетных диоксида отличаются по реакционной способности. Синглетный O₂ – опасная примесь в фотохимическом смоге.

Возбужденные состояния, синглеты

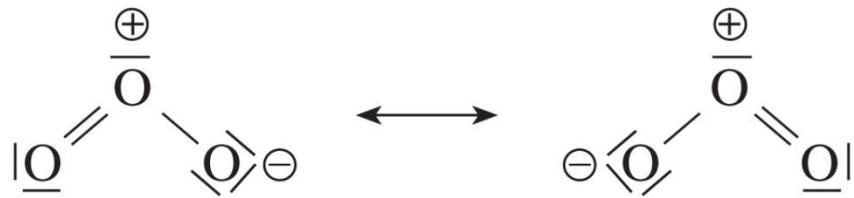
ΔE =

92 кДж/моль



короткоживущее состояние

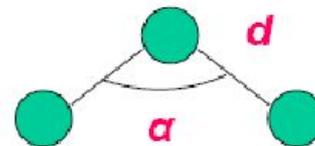
Озон



1. Озон (O_3) – газ голубого цвета при н.у., с сильным запахом
диамагнитен

т.пл. = $-192.7\text{ }^\circ\text{C}$, т.кип. = $-119\text{ }^\circ\text{C}$

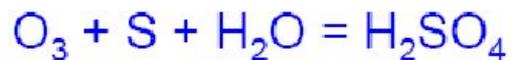
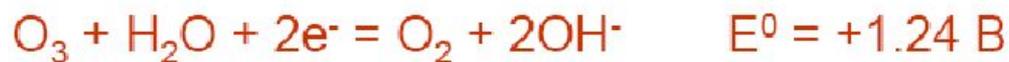
$d = 128\text{ пм}$, $\alpha = 116.5^\circ$



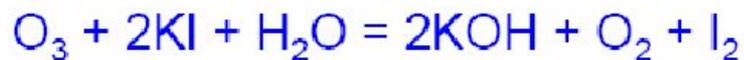
$\text{Ag} + \text{O}_2 = \text{нет реакции}$

$2\text{Ag} + 2\text{O}_3 = \text{Ag}_2\text{O}_2 + 2\text{O}_2$ (смешанный оксид)

3. Сильнейший окислитель



в кислой среде



в щелочной среде



озониды !

Получение O₂

- В промышленности:

- 1) фракционная перегонка жидкого воздуха;
- 2) электролиз воды.

- В лаборатории:



Оксиды

Типы бинарных кислородных соединений:

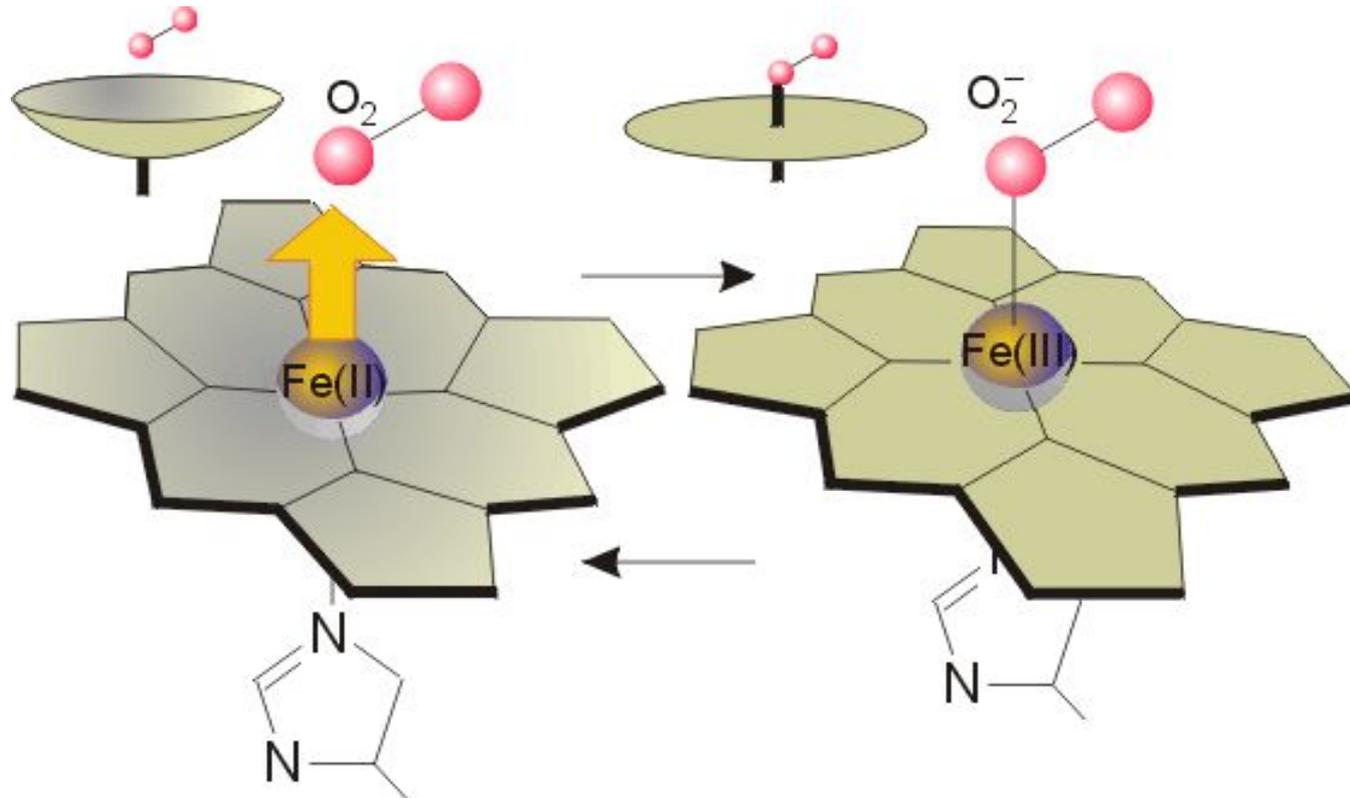
Оксиды	O^{2-}	все элементы, кроме Ng и F
Пероксиды	O_2^{2-}	} только самые активные металлы
Супероксиды	O_2^-	
Озониды	O_3^-	только K, Rb, Cs

Все металлы образуют оксиды

Типы оксидов:

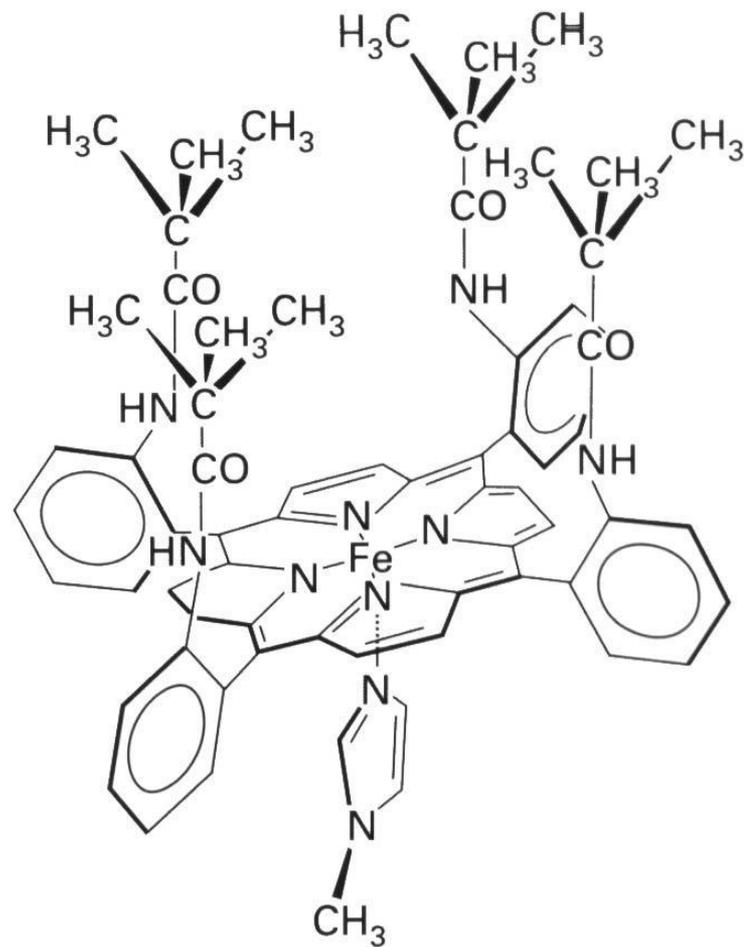
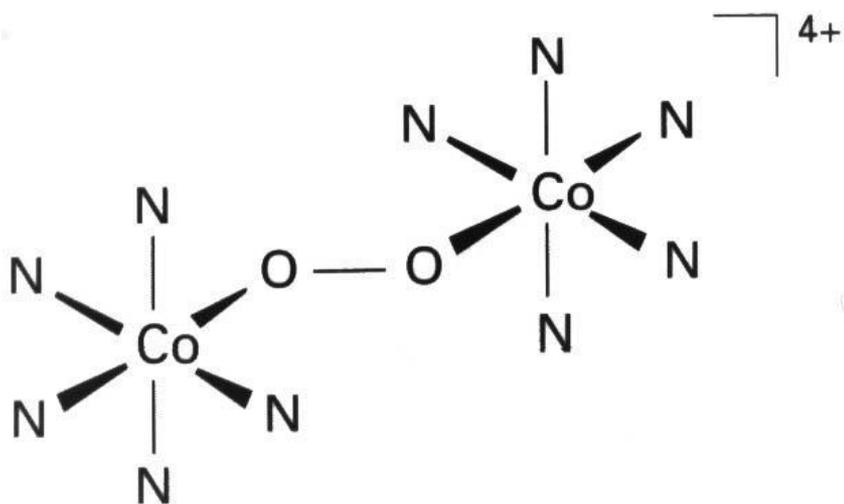
- 1) Оксиды активных металлов M_2O (ЩМ), MO (ЩЗМ), M_2O_3 (РЗМ)
высокие к.ч., ионная связь, реагируют с водой
- 2) Оксиды p- и d-элементов в низких с.о. (от +1 до +3, иногда +4)
ковалентные оксиды с полимерными структурами, не реагируют с водой, не растворяются в воде
- 3) Оксиды p- и d-элементов в высоких с.о.
молекулярные структуры, часто повышенная кратность связи, растворимы в воде с образованием кислот

Транспорт и хранение O_2

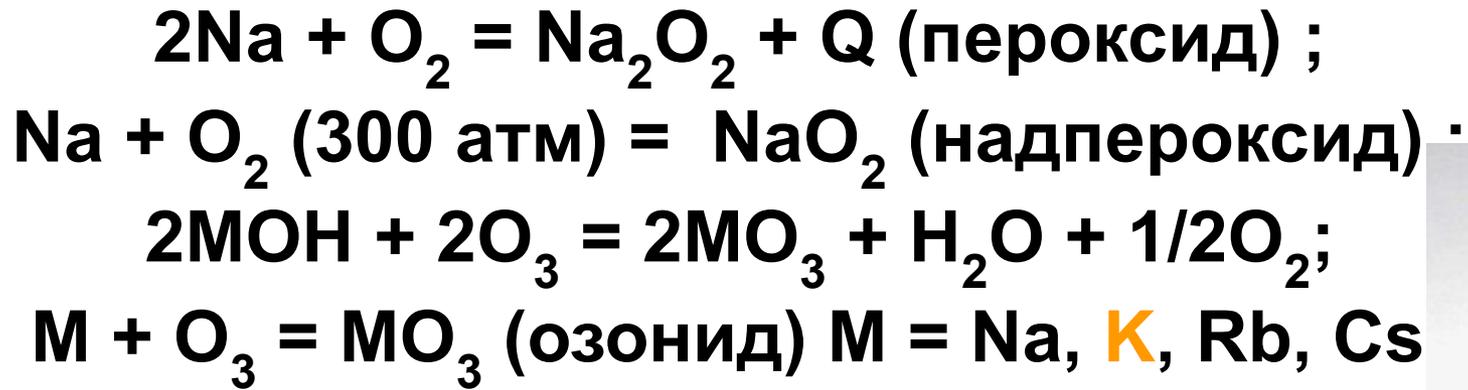


гемоглобин и миоглобин

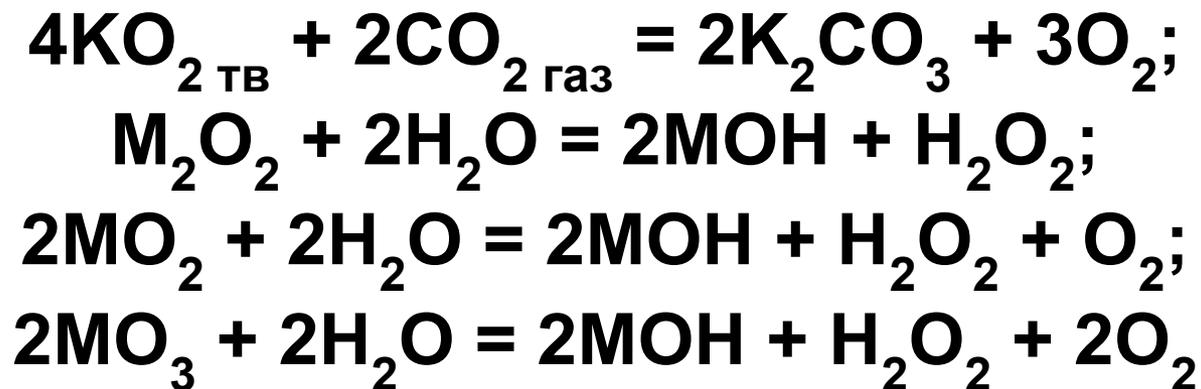
Комплексы с O₂



Пероксиды, надпероксиды, ОЗОНИДЫ



O_2^- – парамагнитен, O_2^{2-} – диамагнитен;

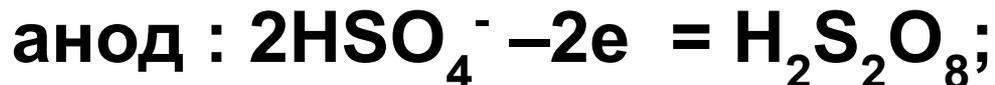


Пероксид водорода H_2O_2

Б/ц вязкая жидкость, взрывает, продажный препарат – 30 % раствор.



2) электролиз 50 % H_2SO_4 :

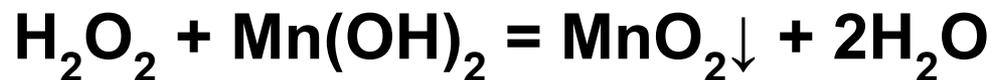


H_2O_2 - очень слабая кислота (но более сильная, чем вода): $K_{a1} = 1,5 \cdot 10^{-12}$:

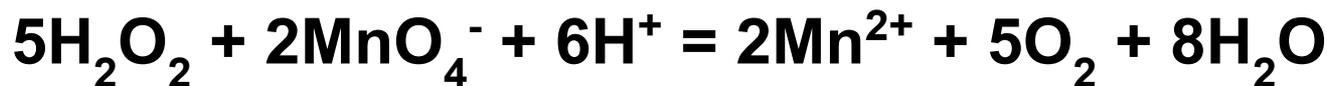


Пероксид водорода H_2O_2

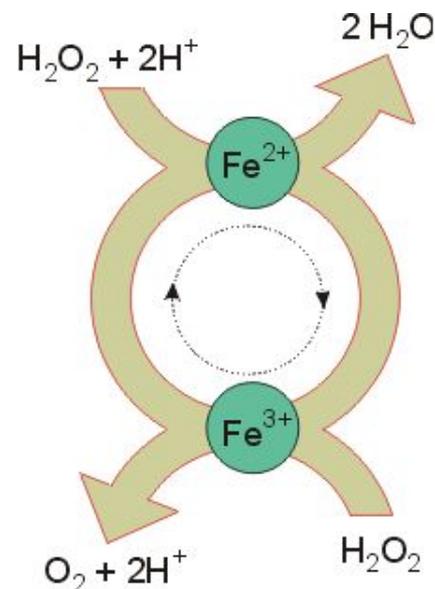
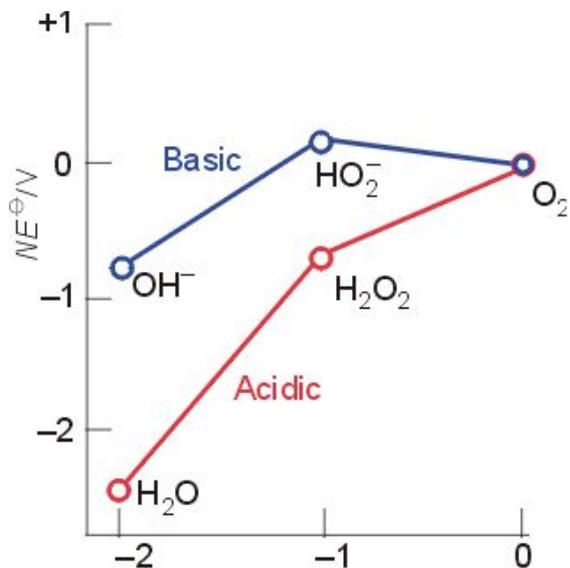
- Окислительные свойства:



- Восстановительные свойства:



- Диспропорционирование:

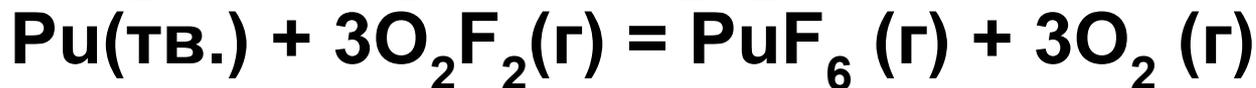


Положительные степени окисления O

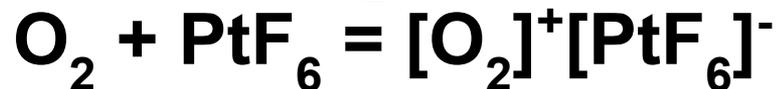
OF_2 , O_2F_2 , соли диоксигенила $[\text{O}_2]^+$



OF_2 – б/ц газ, устойчив, сильный фторокислитель, но более слабый, чем F_2 .



Соли диоксигенила $[\text{O}_2]^+$:



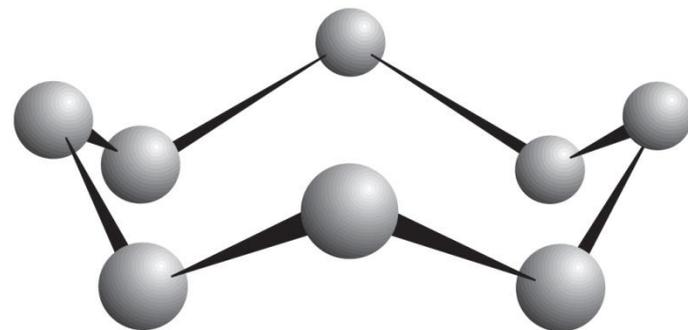
Аллотропия серы, селена и теллура

Сера

циклические структуры от S_6 до S_{12} , а также S_{18} , S_{20}

цепи ${}^1S_\infty$

$d(S-S) = 205-207$ пм



Селен

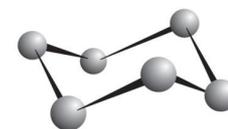
6 полиморфных модификаций:

3 красные – разные упаковки S_8

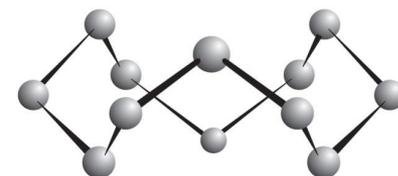
аморфная – разупорядоченная форма S_8 (неустойчив)

черная (циклы большого размера)

серая (стабильная) – цепи ${}^1Se_\infty$



a



b

Теллур

только серая (${}^1Te_\infty$)

катенация вместо π связи !

Свойства серы, селена и теллура

S

Se

Te

Отношение к O₂

горит
→ SO₂

горит
→ SeO₂

горит
→ TeO₂

Отношение к H₂O

не растворяются и не реагируют при н.у.

Растворимость в

в C₆H₆
CS₂

не растворимы

Взаимодействие с
неметаллами

кроме Ng
I₂, N₂, Se

кроме Ng
I₂, N₂, S, C

только O₂
и галогены

Взаимодействие с
металлами

реагируют с большинством металлов

E⁰(Э⁰/Э²⁻), В

-0.48

-0.92

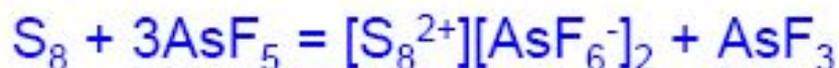
-1.14

Свойства серы, селена и теллура

1. Реакции с галогенами



2. Образование поликатионов и полианионов



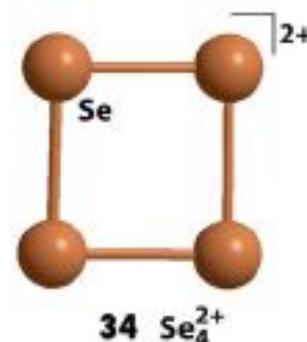
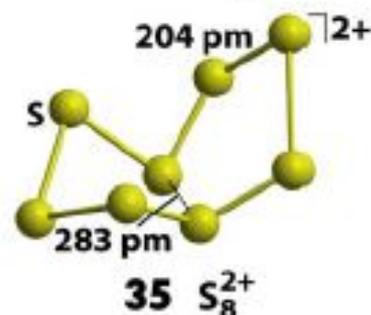
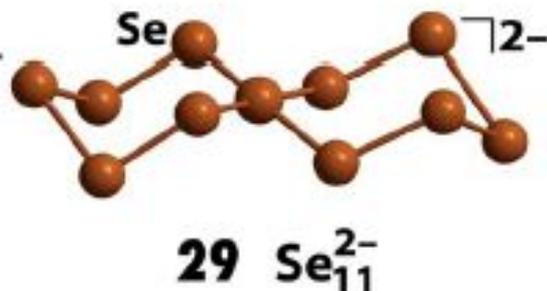
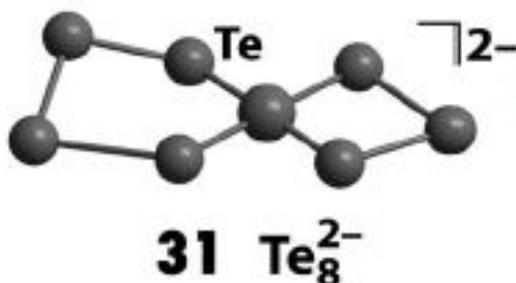
в жидком SO₂



в ДМФ



в ДМФ

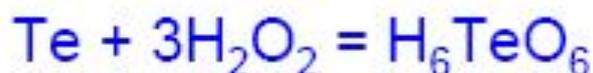
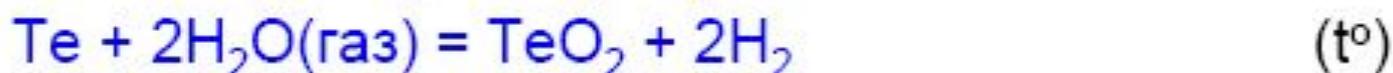


Свойства серы, селена и теллура

3. Горение



4. Окисление



5. Диспропорционирование



6. Восстановление



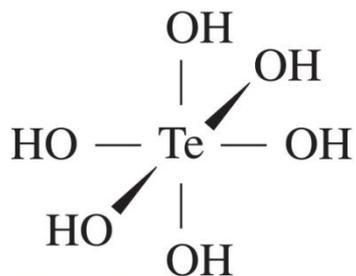
Реакции с кислотами

- Кислоты не окислители:

$\text{Э} + \text{HCl} = \text{нет реакции}$ ($\text{Э} = \text{S}, \text{Se}, \text{Te}$).

- Кислоты – окислители:





Кисотно-основные свойства

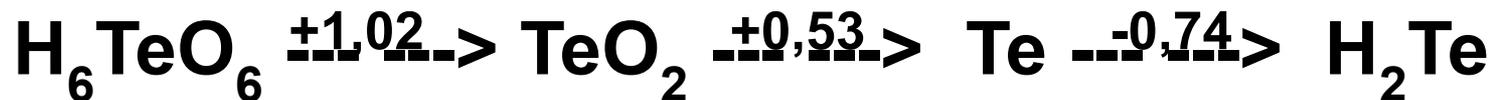
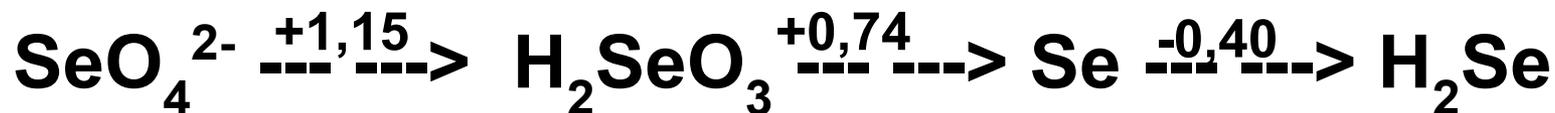
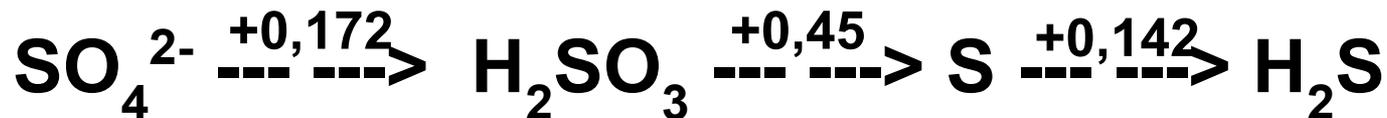
$\text{H}_2\text{Э}$	H_2O	H_2S	H_2Se	H_2Te
pK_{a1}	16	7	4	3

К-та	H_2SO_4	H_2SeO_4	H_6TeO_6 – орто
Св-ва	сильная	сильная	$\text{pK}_{a1} = 8, \text{pK}_{a2} = 11,$ $\text{pK}_{a3} = 15$

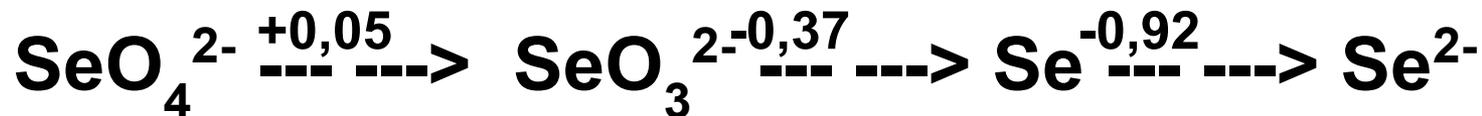
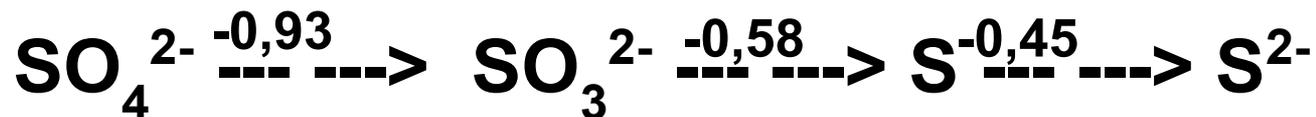
Кислота	H_2SO_3	H_2SeO_3	H_2TeO_3
Свойства	$\text{pK}_{a1} = 2$	$\text{pK}_{a1} = 3$	$\text{pK}_{a1} = 6$ $\text{pK}_b = 11$

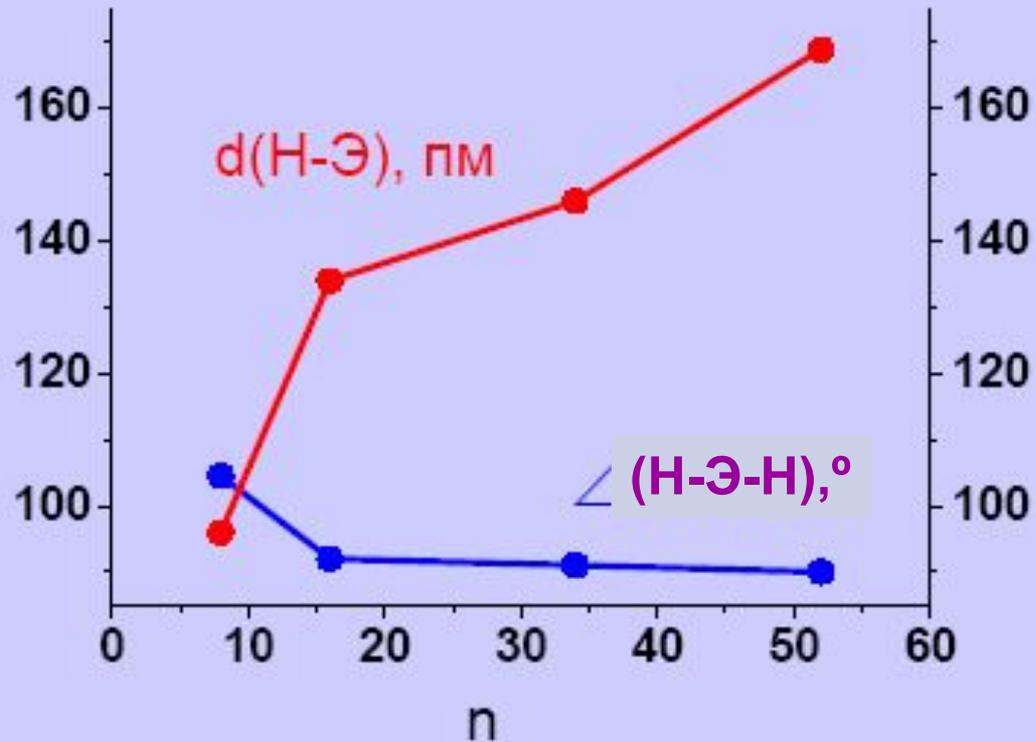
Ох/red свойства

pH = 0



pH = 14





Т.пл., °С

Т.кип., °С

$\Delta_f H^0_{298}$,
кДж/моль

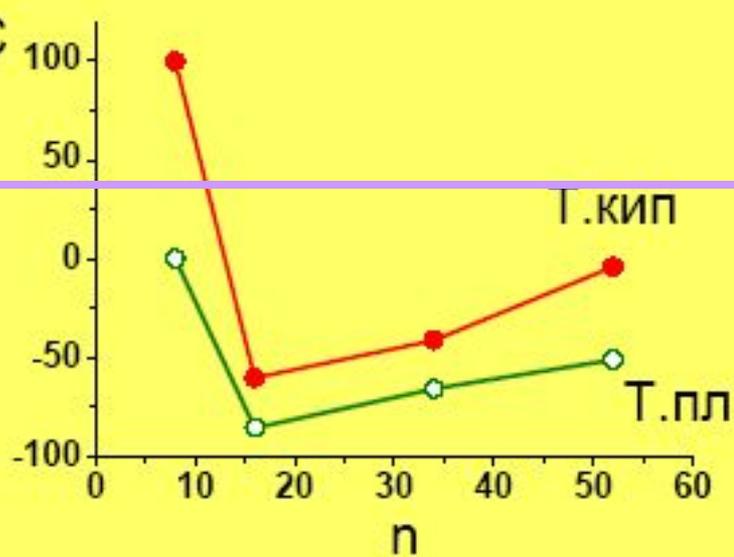
H_2Te

-51.0

-4.0

99.6

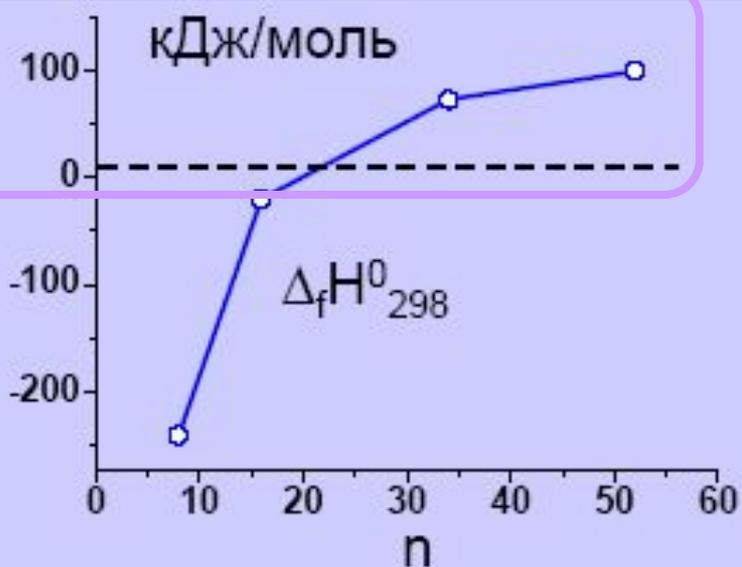
d(H-E), pm
∠(H-E-H), °



pKa₁

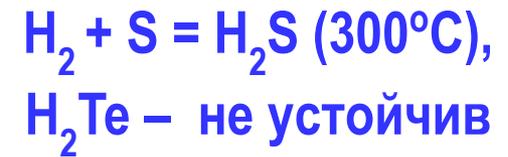
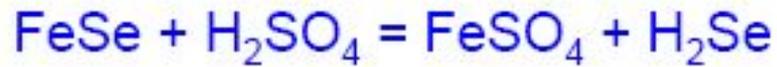
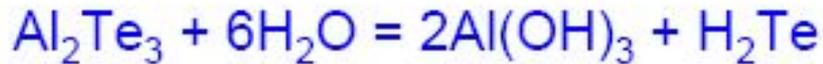
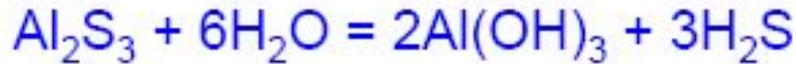
pKa₂

Особые
свойства



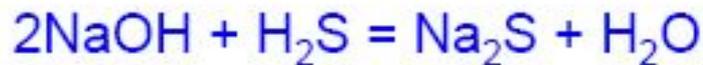
Гидриды

1. Получение

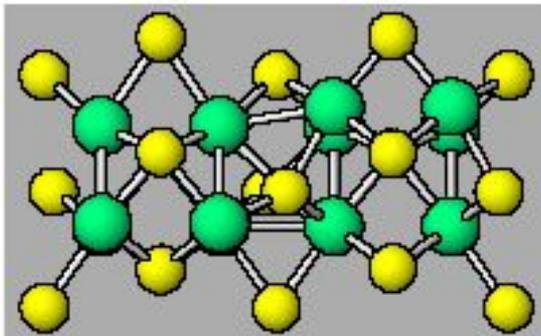


(с разл.)

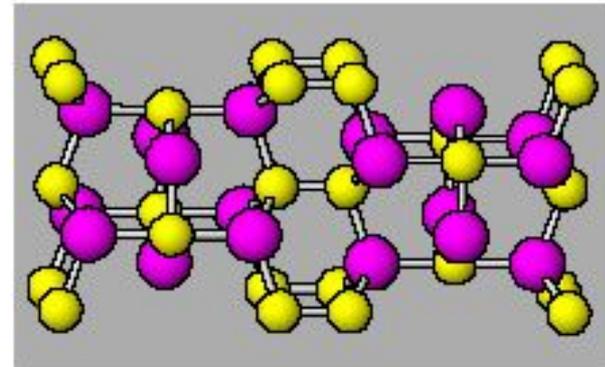
2. Образование солей



FeS

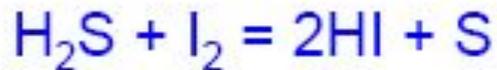
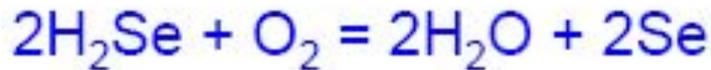


CuS

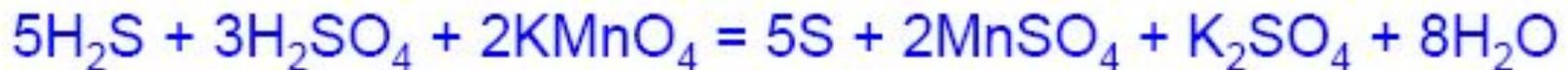
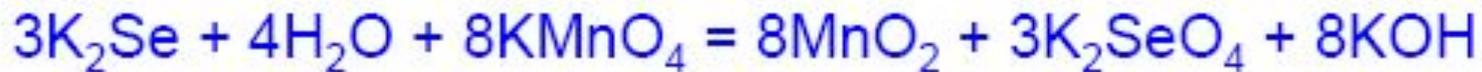


Гидриды

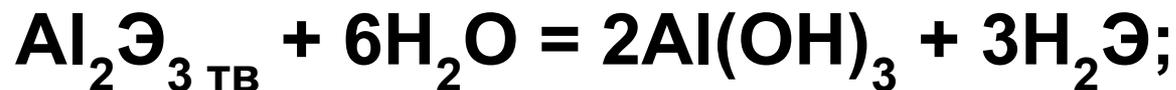
3. Окисление



(в растворе)



Соли гидролизуют, полностью - $\text{Al}_2\text{Э}_3$, $\text{Cr}_2\text{Э}_3$:



Нерастворимые сульфиды часто окрашены:

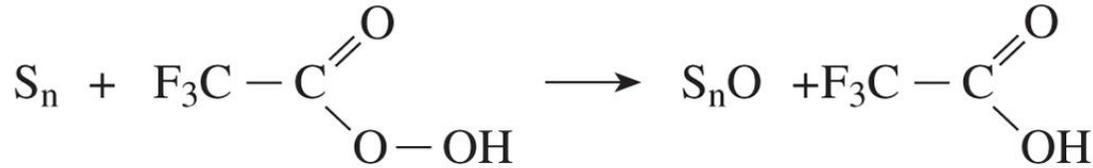
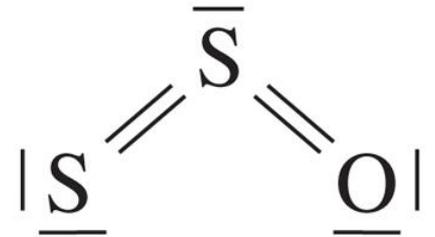
CdS – желтый, Sb_2S_3 – оранжевый,

PbS – черный

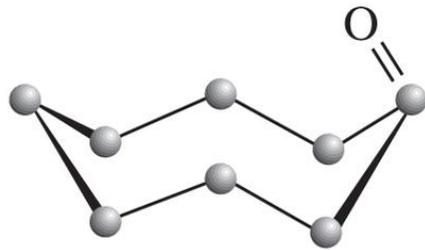
Полисульфиды, полисульфаны



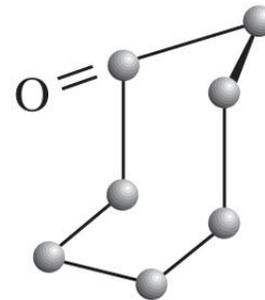
Оксиды S

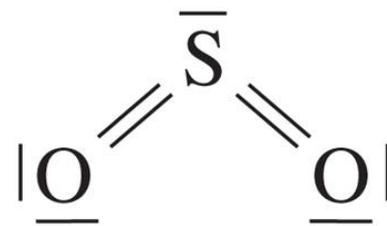


a



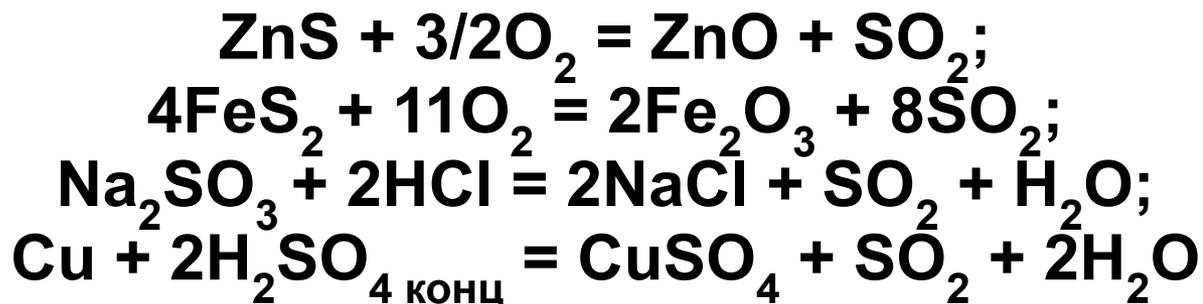
b



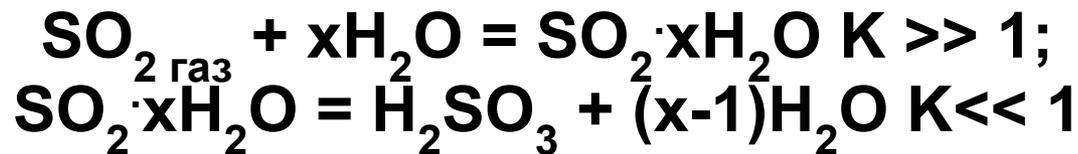


$T_{\text{кип}} = -10 \text{ }^\circ\text{C}$, хорошо растворим в воде.

Получение:



Равновесия в воде:



$\text{p}K_{\text{a}1} = 2$; $\text{p}K_{\text{a}2} = 6$.

Две таутомерные формы в разбавленных растворах.

$\text{SO}_2 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (клатрат)

Кислородные соединения S(IV)



(неустойчив к нагреву, разлагаясь в растворе до сульфита, К-соль более устойчива);

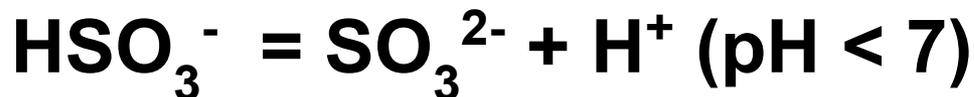


H_2SO_3 и $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_5$ не получены в индивид. виде.

Гидролиз сульфитов:



Диссоциация гидросульфитов:



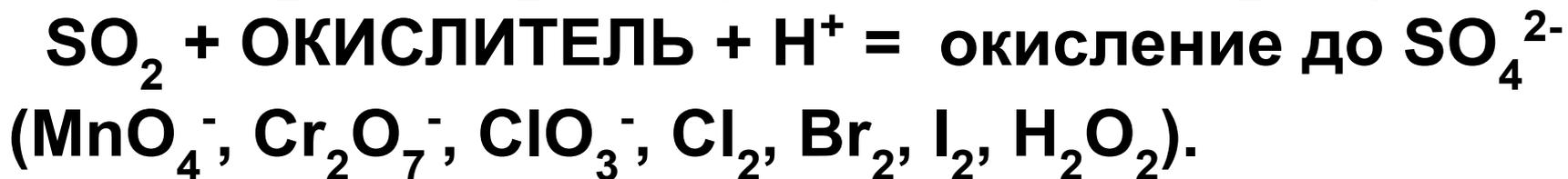
(pH в растворах гидросульфитов - Тема «Гидролиз»: сравниваем K_a и K_b !)

Кислородные соединения S(IV)

- Диспропорционирование:



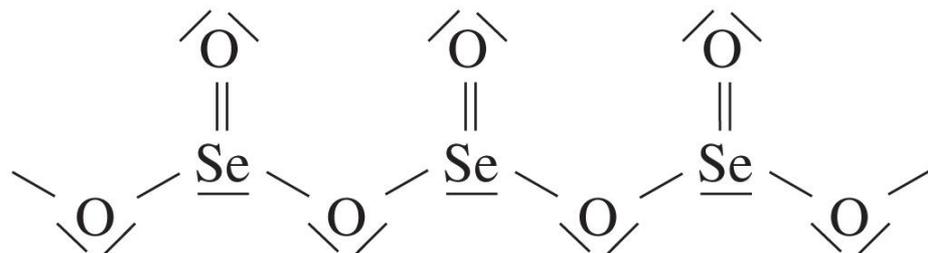
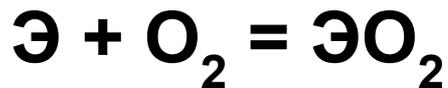
- Окисление:



- Восстановление:



Кислородные соедин. Se(IV), Te(IV)



TeO₂ плохо растворяется в воде.



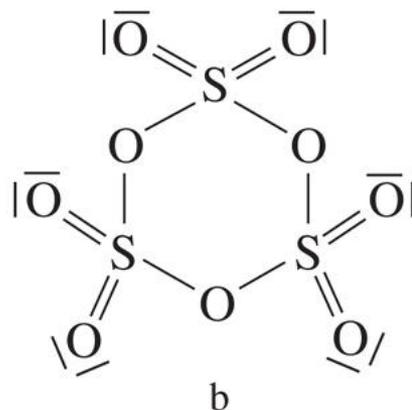
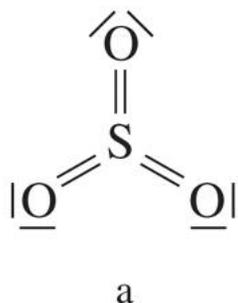
Кислородные соединения Se(IV) - более сильные окислители, чем Te(IV) или S(IV):



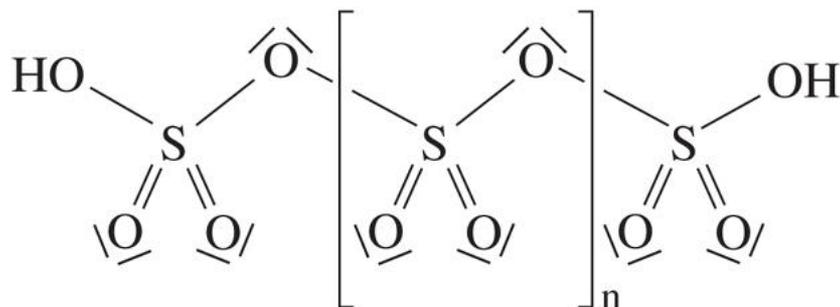
Кислородные соединения S(VI)



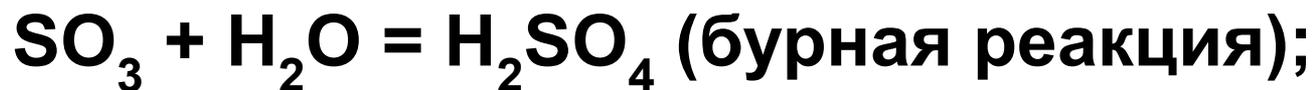
газ



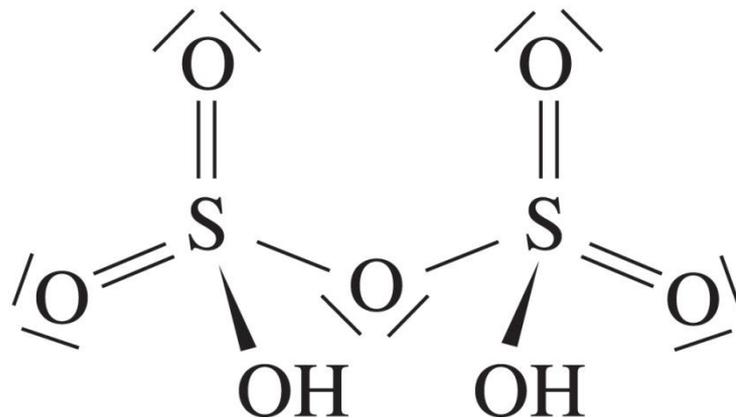
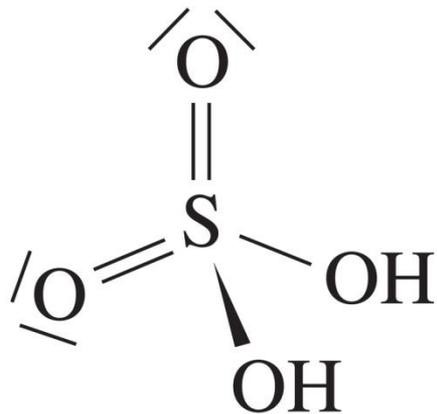
в жидкости или
твердый (γ)



Кислородные соединения S(VI)



$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ дисерная (пиросерная) кислота;



H_2SO_4 – $T_{\text{пл}} = 10 \text{ }^\circ\text{C}$; сильная кислота в воде;
дегидратирующие свойства, соли – сульфаты



Конц. кислота – ОКИСЛИТЕЛЬ, обычно
восстанавливается до SO_2 :



Окисляет H_2S , HBr , HI , но не HCl :



$E^0(\text{M}^{n+}/\text{M}^0)$	Разбавленная	Концентрированная
$E^0 < 0$	H_2	$\text{S}, \text{H}_2\text{S}$
$E^0 > 0$	нет	SO_2
Au, Pt	нет	нет

Кислородные соединения Se(VI), Te(VI)

SeO_3 – $(\text{SeO}_3)_4$, хорошо растворим в воде;

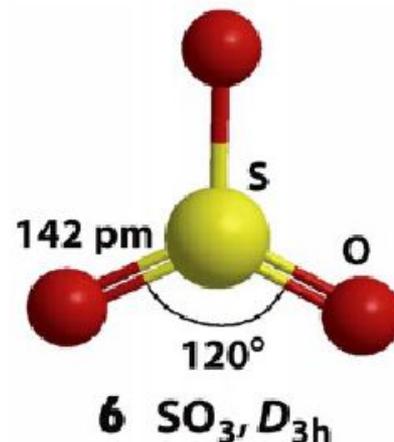
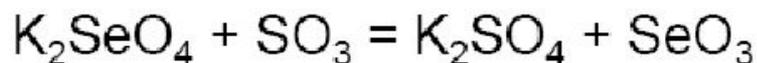
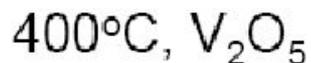
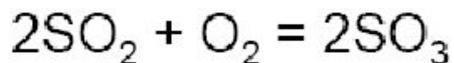
H_2SeO_4 – более сильный окислитель, чем
 H_2SO_4 ;

TeO_3 – разлагается при нагревании,
не растворим в воде;

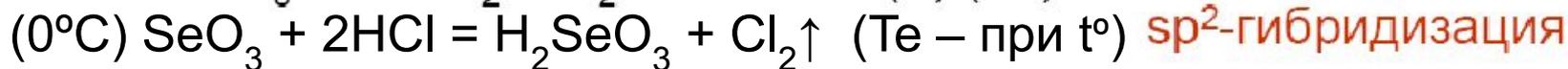
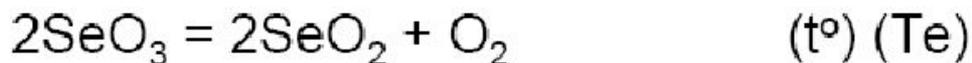
H_6TeO_6 – слабая кислота

Триоксиды серы, селена и теллура

Получение

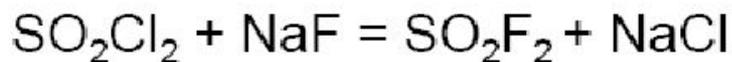
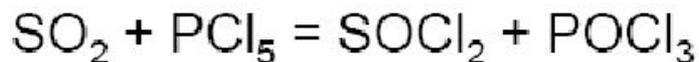
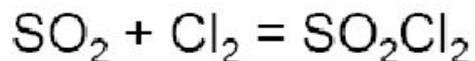
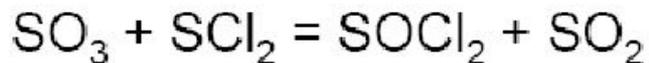


SeO₃, TeO₃ неустойчивы при нагревании

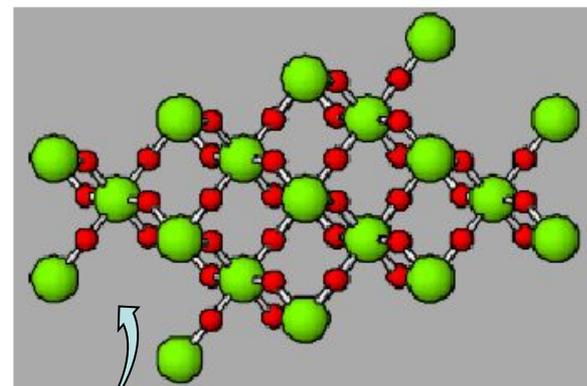


SO₃
sp²-гибридизация

Оксогалогениды:



кат. С



в воде плохо растворим (?)

TeO₃, к.ч.=6

Кислородные кислоты S, Se, Te



сернистая

$$\text{pK}_{a_1} = 1.82$$

$$\text{pK}_{a_2} = 6.92$$

устойчива

только в р-ре



селенистая

$$\text{pK}_{a_1} = 2.45$$

$$\text{pK}_{a_2} = 7.3$$

гигроскопичные

белые крист.



теллуристая

$$\text{pK}_{a_1} = 2.51$$

$$\text{pK}_{a_2} = 7.7$$

белые кристаллы

Плохо растворимы



серная

$$\text{pK}_{a_1} = -3.1$$

$$\text{pK}_{a_2} = 1.92$$

вязкая жидкость

растворяет SO_3



селеновая

$$\text{pK}_{a_1} = -2$$

$$\text{pK}_{a_2} = 2.01$$

жидкость

т.пл. = -57°C



ортотеллуровая

$$\text{pK}_{a_1} = 7.68$$

$$\text{pK}_{a_2} = 11.3$$

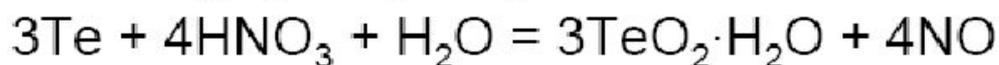
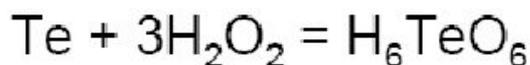
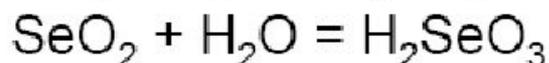
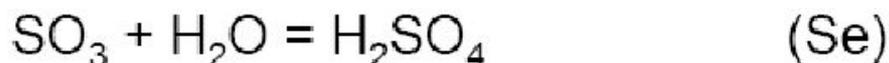
белые кристаллы

растворяется

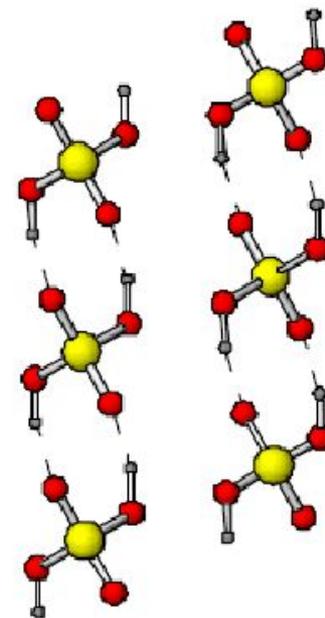
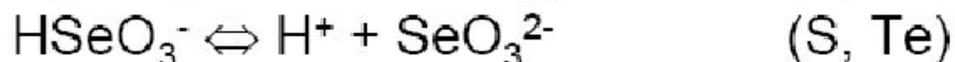
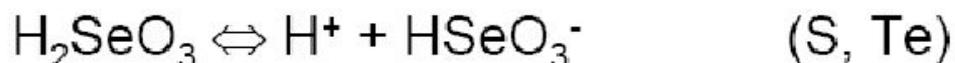
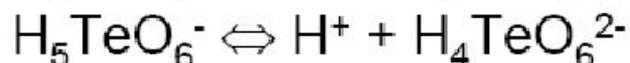
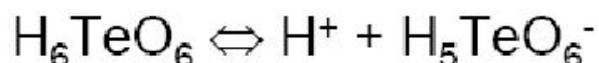
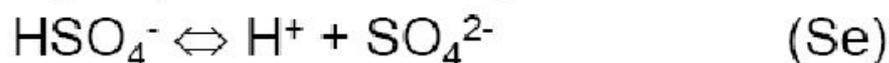
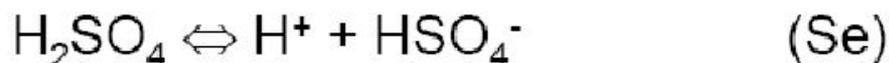
только при t°

Кислородные кислоты S, Se, Te

1. Получение

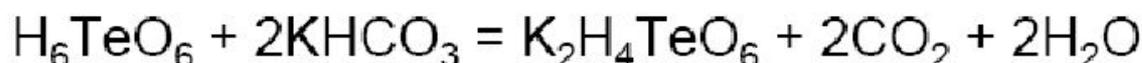
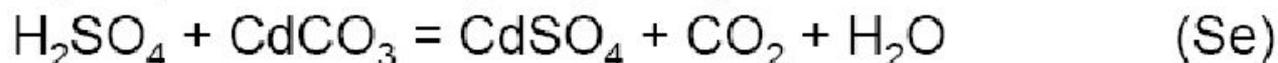
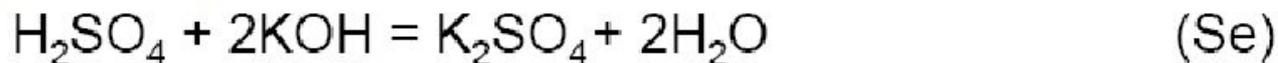


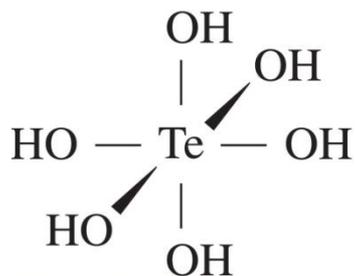
2. Диссоциация



H_2SO_4

3. Нейтрализация





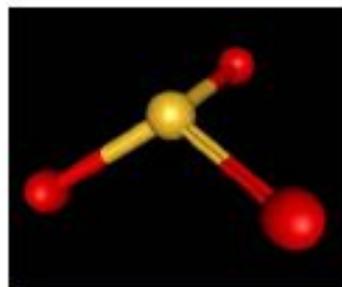
Кислотно-основные свойства

$\text{H}_2\text{Э}$	H_2O	H_2S	H_2Se	H_2Te
pK_{a1}	16	7	4	3

К-та	H_2SO_4	H_2SeO_4	H_6TeO_6 – орто
Св-ва	сильная	сильная	$\text{pK}_{a1} = 8, \text{pK}_{a2} = 11,$ $\text{pK}_{a3} = 15$

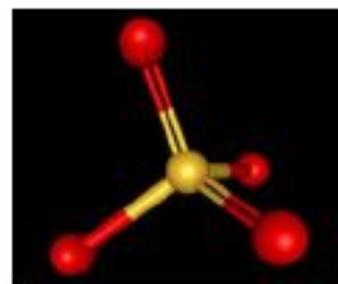
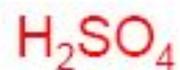
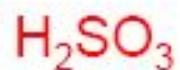
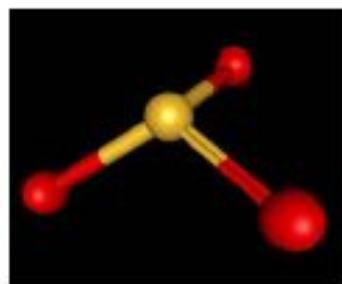
Кислота	H_2SO_3	H_2SeO_3	H_2TeO_3
Свойства	$\text{pK}_{a1} = 2$	$\text{pK}_{a1} = 3$	$\text{pK}_{a1} = 6$ $\text{pK}_b = 11$

Сравнение силы кислот



Ослабление π -связи Э-О

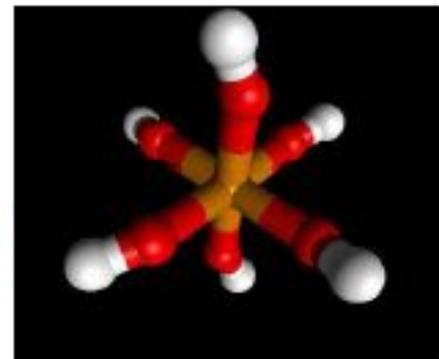
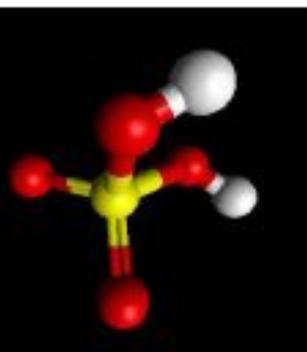
Уменьшение силы кислот



Увеличение числа связей Э=О

Увеличение силы кислот

Сравнение силы кислот

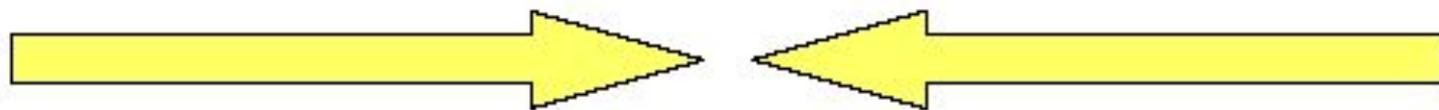


Ослабление π-связи Э-О

Уменьшение числа связей Э=О

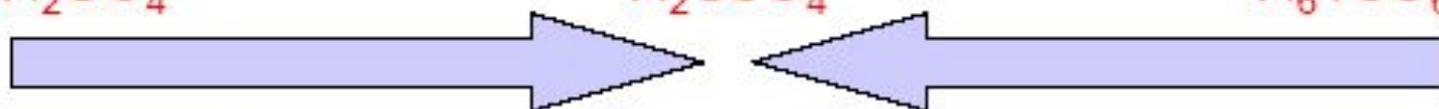
Уменьшение силы кислот

Окислительные свойства кислот



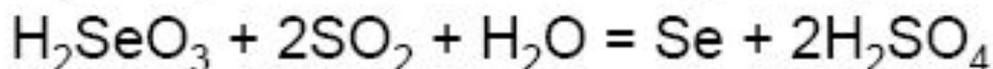
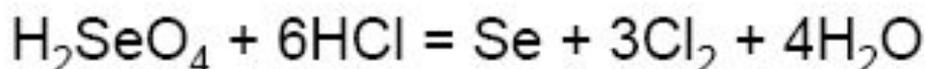
Усиление окислительной способности

H_2SO_3 не может быть самым сильным окислителем, поскольку существует только в разбавленном растворе



Усиление окислительной способности

Проблема экранирования – аналогично ряду $\text{HClO}_4 - \text{HBrO}_4 - \text{H}_5\text{IO}_6$



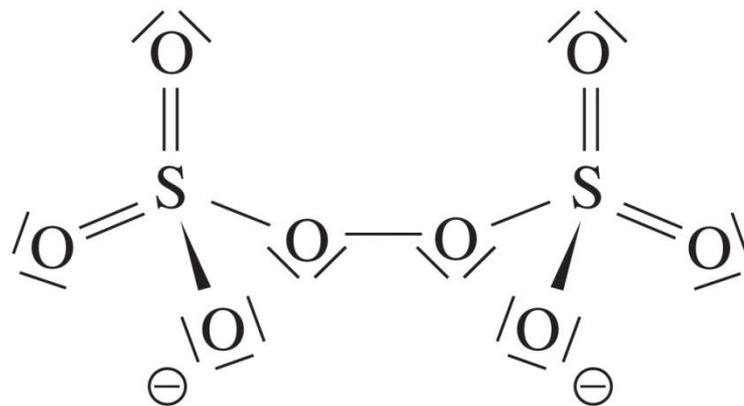
Пероксокислоты

$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ – пероксодисерная кислота (надсерная кислота)

H_2SO_5 – пероксосерная кислота (кислота Каро).

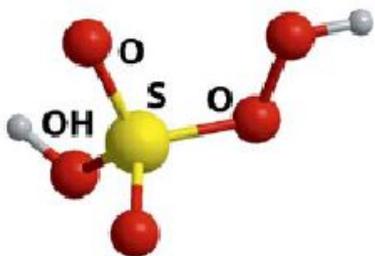
$E^0(\text{S}_2\text{O}_8^{2-}/2\text{SO}_4^{2-}) = +2,01\text{В}$ (сильный окислитель);

$5\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O} = 10\text{SO}_4^{2-} + 2\text{MnO}_4^- + 16\text{H}^+$
(медленно, ускоряется Ag^+)

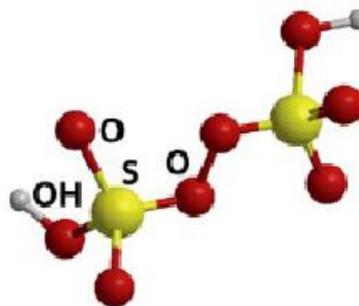


Пероксо- и галогенокислоты серы

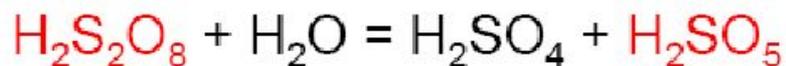
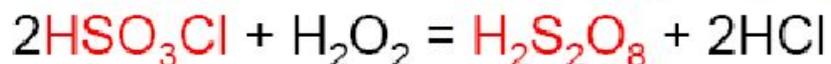
- | | | |
|-------------------------------------|----------------------------------|--------------------|
| 1. H_2SO_5 | кислота Каро (пероксомonosерная) | окислитель |
| 2. $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ | пероксодисерная | сильный окислитель |
| 3. HSO_3F | фторсульфоная | очень сильная к-та |
| 4. HSO_3Cl | хлорсульфоная | очень сильная к-та |



19 Peroxomonosulfuric acid, H_2SO_5

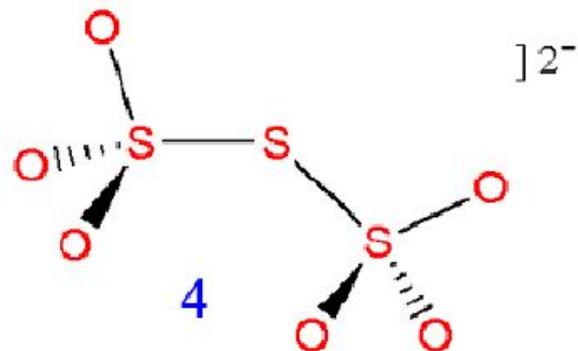
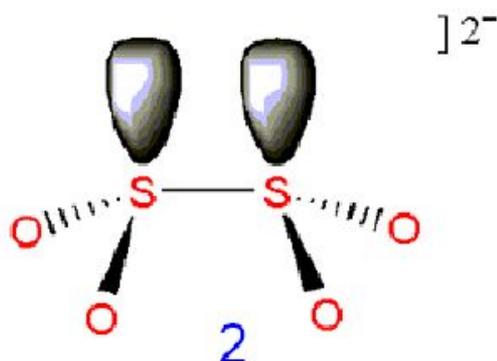
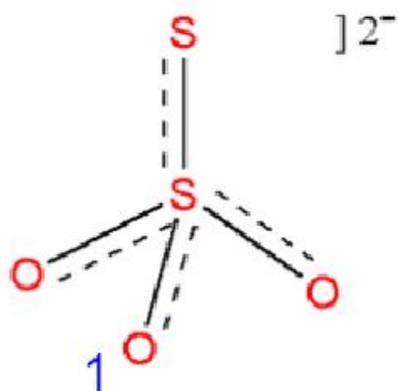
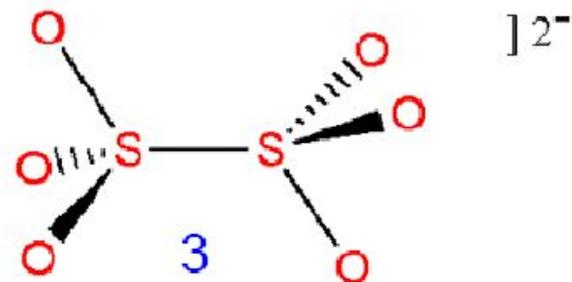


20 Peroxodisulfuric acid, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$



Кислородные кислоты со связью S-S

1. $H_2S_2O_3$	тиосерная	тиосульфат	$pK_{a1}=0.6$; $pK_{a2}=1.74$
2. $H_2S_2O_4$	дителионистая	дителионит	$pK_{a1}=0.35$; $pK_{a2}=2.45$
3. $H_2S_2O_6$	дителионовая	дителионат	$pK_{a1}=0.12$
4. $H_2S_3O_6$	трителионовая	трителионат	
5. $H_2S_4O_6$	тетрайтионовая	тетрайтионат	
6. $H_2S_xO_6$ ($x = 5 \dots 20$)	полителионовые	полителионаты	



Получение и свойства тиоокислот

- $$\text{HSO}_3\text{Cl} + \text{H}_2\text{S} = \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \quad 0^\circ\text{C}$$
$$4\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} = 6\text{NaOH} = 3\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$$
$$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{NaHSO}_4 + \text{S} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
$$2\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 = \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6 + 2\text{NaI}$$
$$3\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{AgBr}\downarrow = \text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_3] + \text{NaBr} \quad \text{комплексобразование}$$
- $$\text{Zn} + 2\text{SO}_2 = \text{ZnS}_2\text{O}_4 \quad (\text{в водной среде})$$
$$\text{ZnS}_2\text{O}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4 + \text{ZnCO}_3\downarrow$$

3.

Тиосерная кислота

$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ – достаточно сильная
($K_{a1} = 2,5 \cdot 10^{-1}$, $K_{a2} = 1,9 \cdot 10^{-2}$).

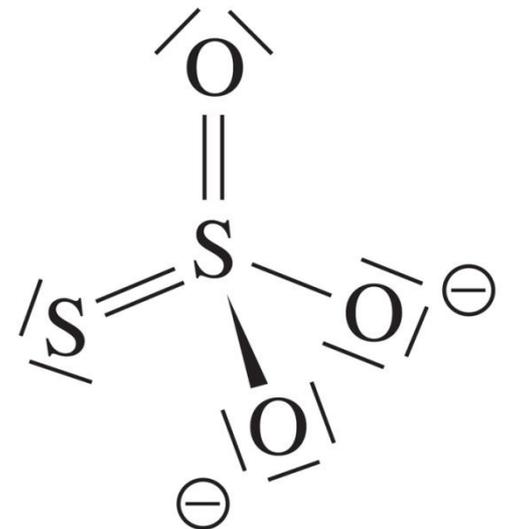
$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – тиосульфат, не гидролизуется;



Получение:

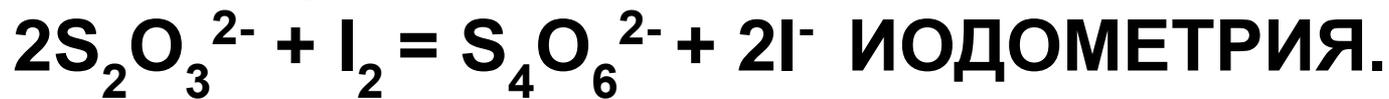


длительное кипячение в воде



Тиосульфаты

Мягкий и удобный восстановитель:



Комплексообразователь:



Донорный атом S в комплексах

Полиотионовые кислоты

$\text{H}_2\text{S}_x\text{O}_6$ – только в растворах:

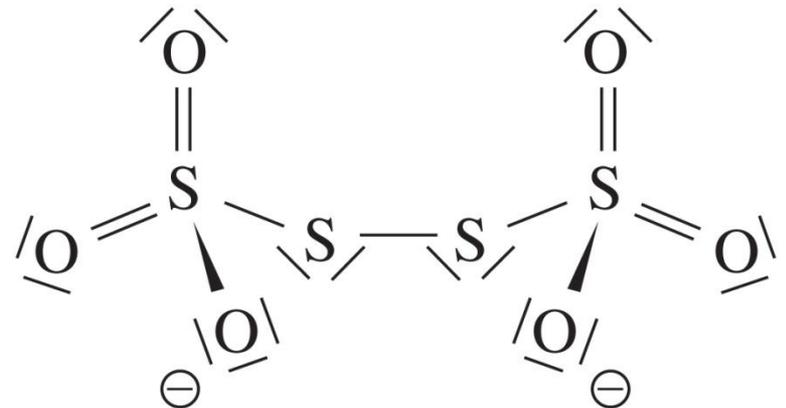


$\text{Na}_2\text{S}_x\text{O}_6$ – полиотионаты ($x = 3, 4, 5, 6$);

Получение:



Жидкость Вакенродера:

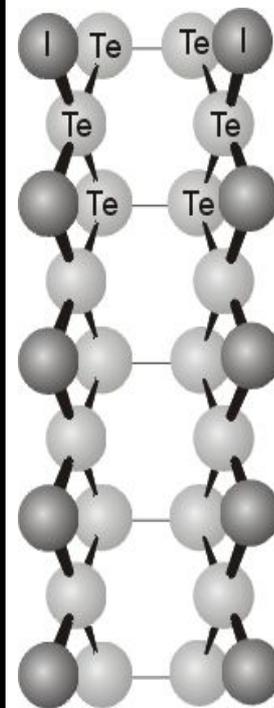


Обзор свойств кислот и солей

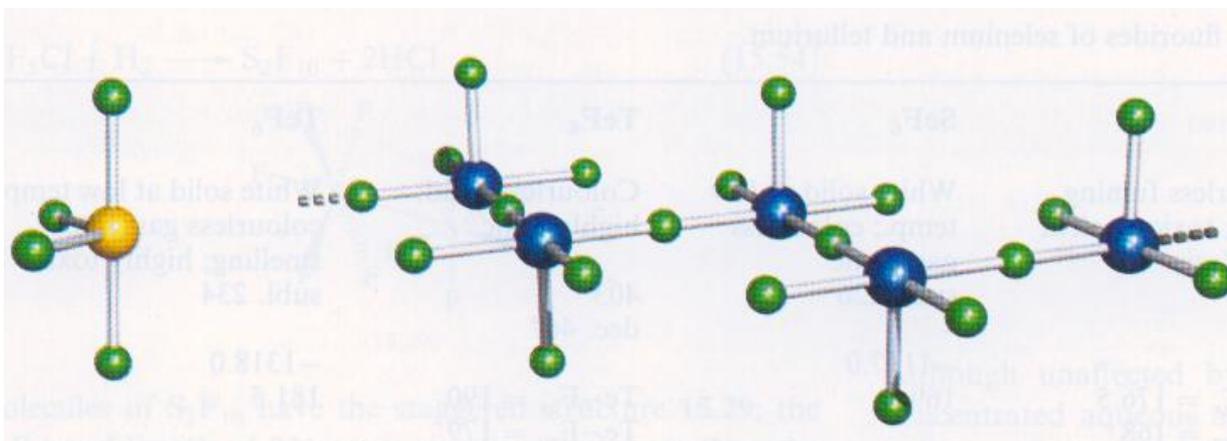
Степень окисления	Формула	Название	Строение	Свойства
<i>Один атом S</i>				
+4	SO_3^{2-}	Сульфит		Может быть и окислен и восстановлен. Кислота средней силы. Комплексы. $\text{pK}_{a1} = 1,82$; $\text{pK}_{a2} = 6,92$
+6	SO_4^{2-}	Сульфат		Окислитель только конц. кислота. Анион редко координируется. $\text{pK}_{a2} = 1,92$
<i>Два атома S</i>				
+2	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	Тиосульфат		Мягкий восстановитель. Соли не гидролизуют. Комплексы. $\text{pK}_{a1} = 0,6$; $\text{pK}_{a2} = 1,74$
+3	$\text{S}_2\text{O}_4^{2-}$	Дитионит		Сильный и удобный восстановитель. $\text{pK}_{a1} = 0,35$; $\text{pK}_{a2} = 2,45$
+5	$\text{S}_2\text{O}_6^{2-}$	Дитионат		Устойчив к окислению и восстановлению.
<i>Полисульфоксоанионы</i>				
Разные	$\text{S}_n\text{O}_6^{2-}$ $3 \leq n \leq 20$ ($n = 3$)	Тритионат		

Галогениды S, Se, Te

	F	Cl	Br	I
S	$FSSF$, $S=SF_2$, SF_4 , S_2F_{10} , SF_6	S_2Cl_2 , S_nCl_2 n = 3-8 SCl_2 , SCl_4	S_2Br_2 , S_nBr_2 n = 2-8	S_2I_2
Se	Se_2F_2 , SeF_2 , SeF_4 , SeF_6	Se_2Cl_2 , $SeCl_2$, $SeCl_4$	Se_2Br_2 , $SeBr_2$, $SeBr_4$	
Te	TeF_4 , TeF_6	Te_2Cl , $TeCl_2$, $TeCl_4$	Te_2Br , $TeBr_2$, $TeBr_4$	Te_2I , TeI , TeI_4

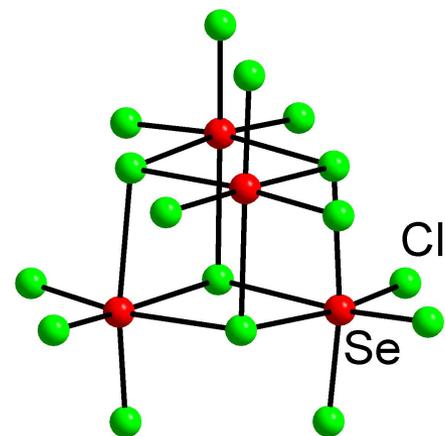


Галогениды S, Se, Te



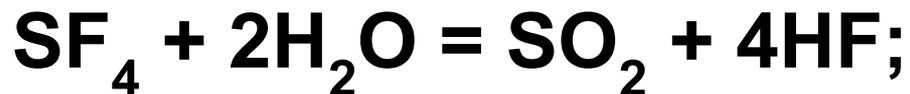
SeF_4
(газ или
жидкий)

TeF_4 (твердый)

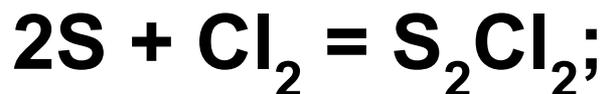


$\text{Se}_4\text{Cl}_{16}$
(твердый)

Галогениды S, Se, Te



SF_6 очень инертен.

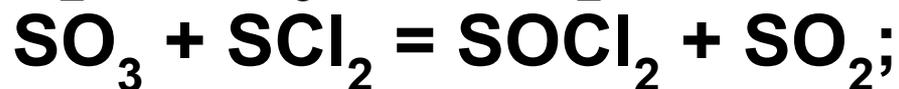


Гидролиз протекает очень сложно:



Оксогоалогениды

Хлорид тионила:



Хлорид сульфурила:



S–N соединения

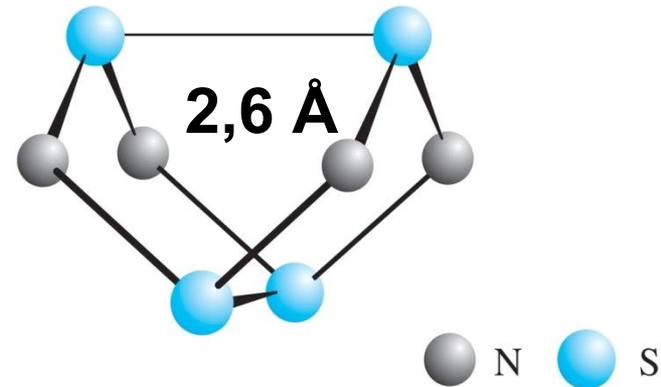
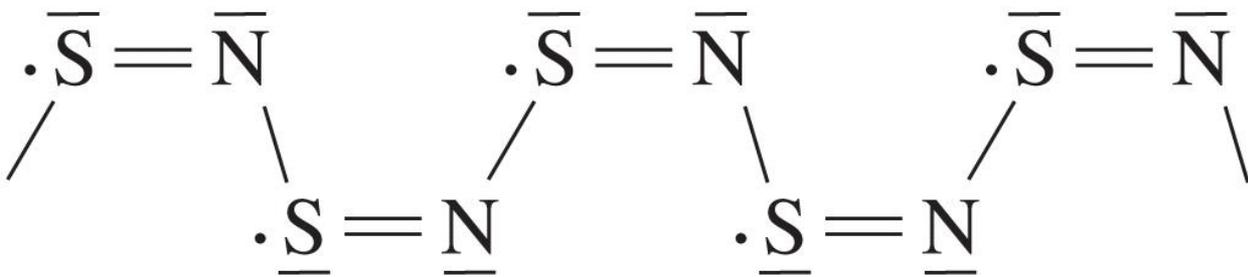
ВЗРЫВООПАСНЫЕ!



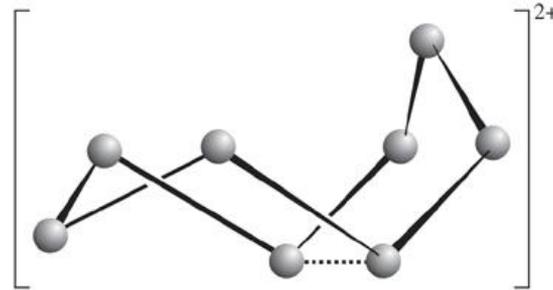
$\text{S}_4\text{N}_4 \Rightarrow \text{S}_2\text{N}_2$ (нагревание над Ag ватой);

$\text{S}_2\text{N}_2 \Rightarrow (\text{SN})_x$ – металлическая проводимость;

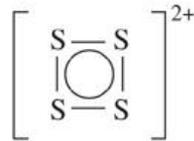
сверхпроводник $T_c = 0,3\text{K}$



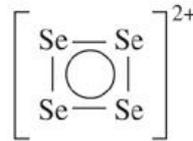
Поликатионы



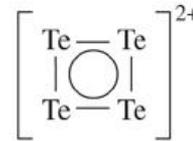
S_8^{2+} (blau)



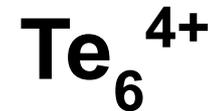
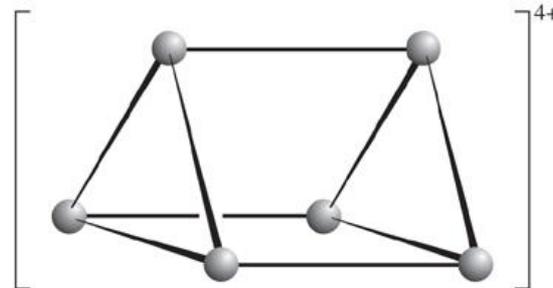
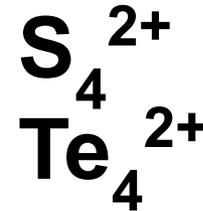
S_4^{2+} (gelb)



Se_4^{2+} (gelb)

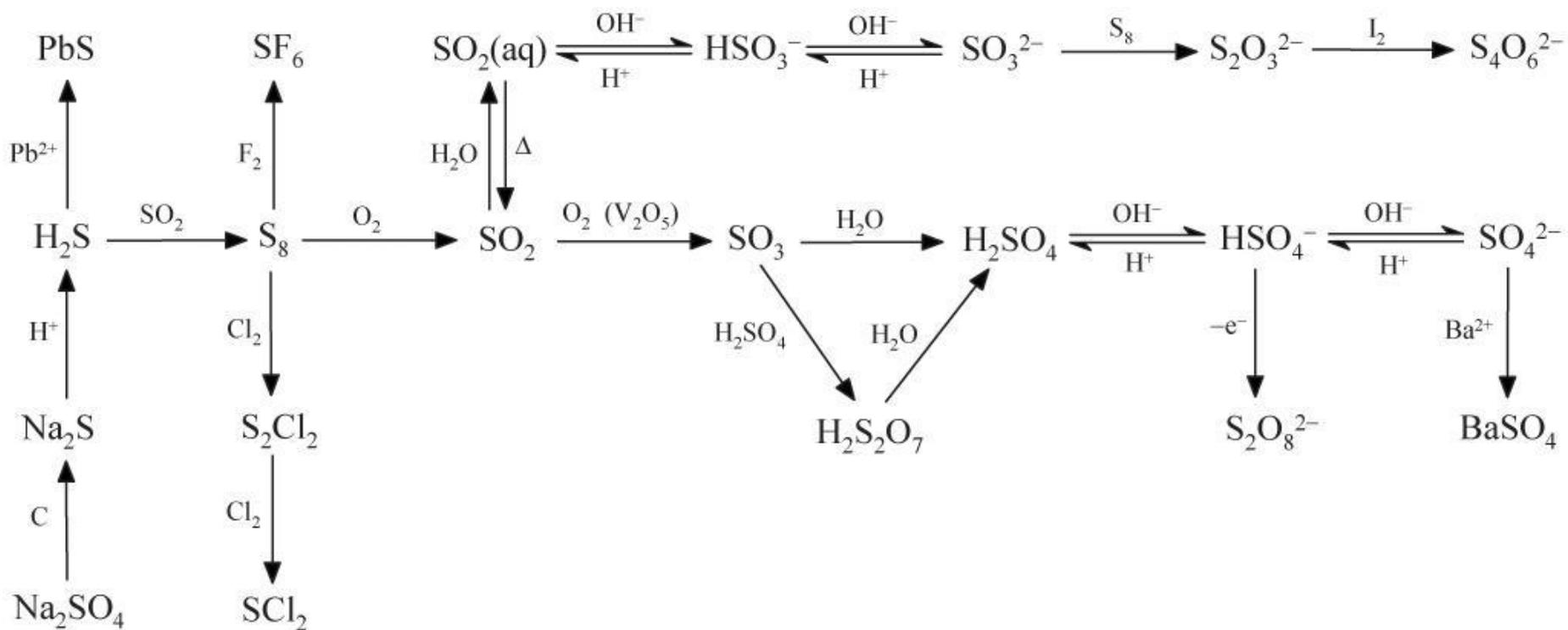


Te_4^{2+} (rot)



Te_6^{4+} (braun)

Основные превращения в химии S



Общие закономерности

1. Усиливаются «металлические» свойства элементов, уменьшается кислотность оксидов, увеличивается ионность галогенидов; полоний – радиоактивный металл.
2. Все элементы, кроме теллура, полиморфны. Кислород образует молекулы с кратными связями, для других элементов характерна катенация, максимально проявляемая серой.
3. Кислород – окислитель; для других элементов более типичны восстановительные свойства.
4. Для кислорода наиболее характерна с.о. -2, другие элементы стабильны в положительных с.о.
5. Термическая стабильность H_2E падает вниз по группе, сила соответствующих кислот увеличивается. Особые свойства H_2O определяются наличием прочных водородных связей.
6. Сила кислородных кислот уменьшается вниз по группе и увеличивается с увеличением числа связей $E=O$.
7. Окислительная способность кислот в с.о. +4 и +6 изменяется по ряду $Se > Te \approx S$.