



ТОМСКИЙ
ПОЛИТЕХ


«ХИМИЯ ОКСО- И ВОДОРОДСОДЕРЖАЩИХ СОЕДИНЕНИЙ P-ЭЛЕМЕНТОВ (ГАЛОГЕНЫ, ХАЛЬКОГЕНЫ)»

ЛЕКЦИЯ № 6

Дисциплина «Химия 2.6»
для студентов очного отделения

Лектор: К.Т.Н., Мачехина Ксения Игоревна

ПЛАН ЛЕКЦИИ

- 
1. Водородсодержащие соединения галогенов.
 2. Кислородсодержащие соединения галогенов.
 3. Водородсодержащие соединения халькогенов.
 4. Кислородсодержащие соединения халькогенов.

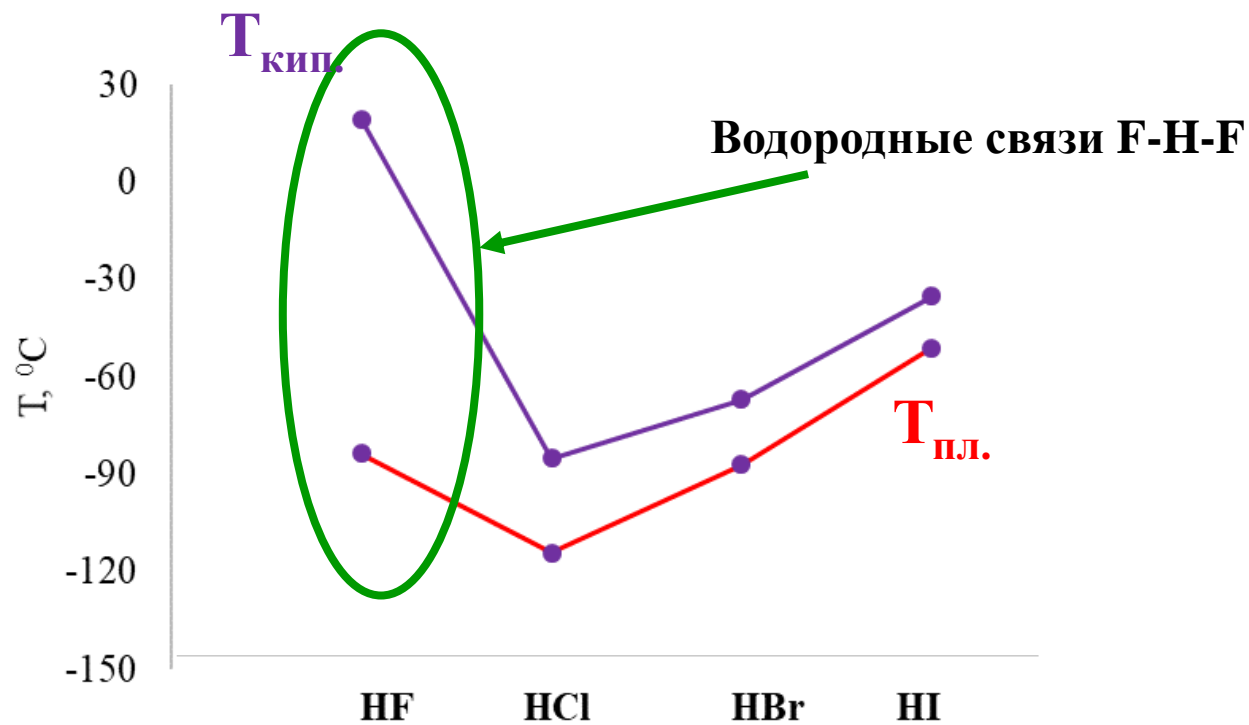
1. ГАЛОГЕНЫ F, Cl, Br, I

1.1 Галогенводороды

	HF	HCl	HBr	HI
Т.пл., °С	-83.5	-114.2	-86.9	-51.0
Т.кип., °С	19.5	-85.1	-67.1	-35.1
$d(\text{H-X}), \text{Å}$	0.92	1.275	1.415	1.61
$E_{\text{св}}, \text{кДж/моль}$	570	432	366	298
μ, D	1.83	1.11	0.83	0.45
Раств. в воде л HX в 1л H ₂ O	∞	450	600	425
pKa	2.95	-9	-11.2	-12.4

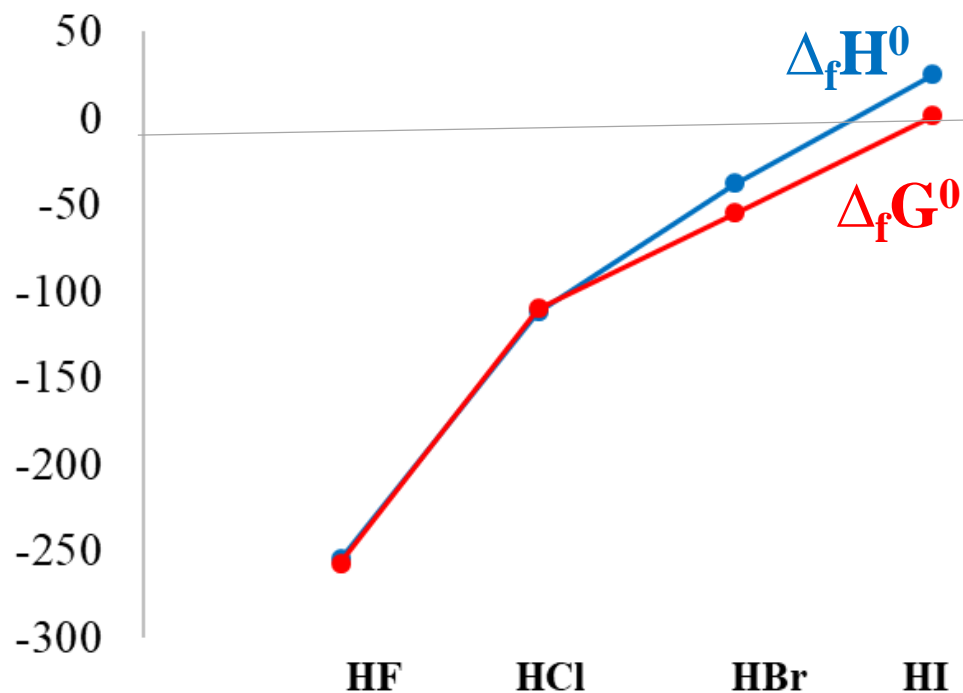
1. ГАЛОГЕНЫ F, Cl, Br, I

1.1 Галогенводороды



1. ГАЛОГЕНЫ F, Cl, Br, I

1.1 Галогенводороды



1. ГАЛОГЕНЫ F, Cl, Br, I



1.1 Получение галогенводородов

Реакция $H_2 + X_2 = 2HX$ не используется в лаборатории

1. $CaF_2 + H_2SO_4(к) = CaSO_4 + 2HF$ (t°)
2. $KCl(тв) + H_2SO_4(к) = KHSO_4 + HCl$ (t°)
3. $KBr(тв) + H_2SO_4(к) \not\rightarrow KHSO_4 + HBr$
 $2KBr(тв) + 3H_2SO_4(к) = 2KHSO_4 + Br_2 + SO_2 + 2H_2O$
 $KBr(тв) + H_3PO_4(85\%) = KH_2PO_4 + HBr$ (t°)
 $PBr_3 + 3H_2O = H_3PO_3 + 3HBr$
4. $KI(тв) + H_3PO_4(85\%) = KH_2PO_4 + HI$ (t°)
 $I_2 + H_2S = S + 2HI$

1. ГАЛОГЕНЫ F, Cl, Br, I

1.1 Свойства галогенводородов

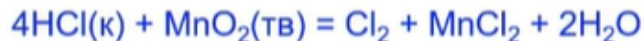
1. Сильные кислоты



Причина: уменьшение $E_{\text{св}}$ в ряду $\text{HF} \rightarrow \text{HI} \Rightarrow$

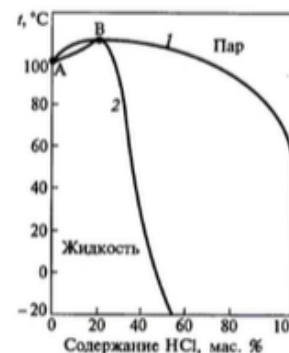
уменьшение электростатического взаимодействия H_3O^+ и $\text{X}^- \Rightarrow$
увеличение способности к диссоциации

2. Восстановители (кроме HF)



3. Образование азеотропных смесей с водой

	HF	HCl	HBr	HI
Т.кип, °C ($p = 1$ атм)	112	108.6	124.3	126.7
C_{HX} , мас. %	38	20.2	47.6	56.7



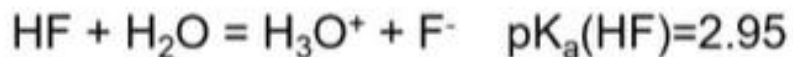
1. ГАЛОГЕНЫ F, Cl, Br, I

1.1 Свойства галогенводородов

4. Особые свойства HF

а) водородная связь – высокие Т. пл., Т. Кип.

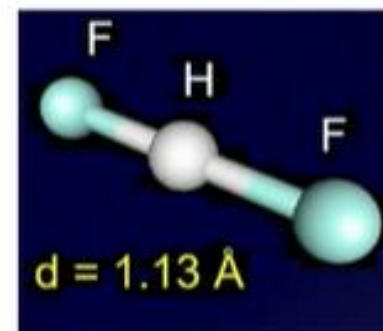
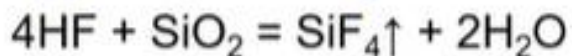
б) образование гидрофторидов



линейный анион бифторид-ион $[\text{F}-\text{H}-\text{F}]^-$

(NH_4HF_2 , KHF_2)

в) реакция с SiO_2



Строение HF_2^-

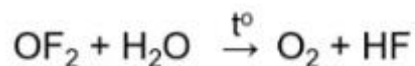
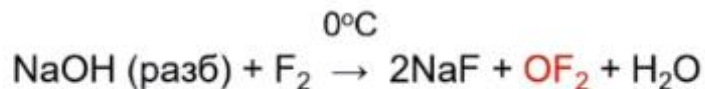
1. ГАЛОГЕНЫ F, Cl, Br, I

1.2 Кислородные соединения галогенов

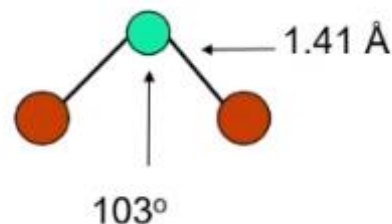
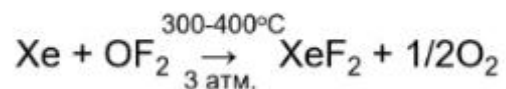
Оксиды фтора → фториды кислорода

OF_2
Т.пл. $-223.8\text{ }^\circ\text{C}$
Т.кип. $-145.3\text{ }^\circ\text{C}$
Т.разл. $+201\text{ }^\circ\text{C}$

$\text{O}_2\text{F}_2, \text{O}_3\text{F}_2, \text{O}_4\text{F}_2$
Разлагаются ниже $0\text{ }^\circ\text{C}$



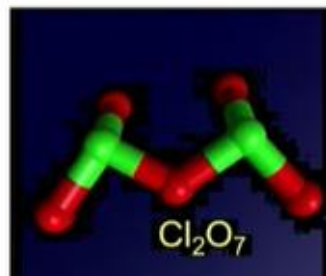
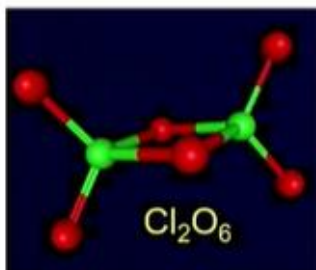
Сильнейший фторокислитель !



1. ГАЛОГЕНЫ F, Cl, Br, I

1.2 Кислородные соединения галогенов

с.о.	Cl	Br	I
+1	Cl_2O	Br_2O	
+2			
+3	Cl_2O_3	Br_2O_3	
+4	ClO_2	BrO_2	I_2O_4
+5		Br_2O_5	I_2O_5
+6	Cl_2O_6		I_2O_6
+7	Cl_2O_7		



1. ГАЛОГЕНЫ F, Cl, Br, I



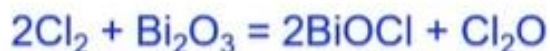
ТОМСКИЙ
ПОЛИТЕХ

1.2 Кислородные соединения галогенов

	Cl ₂ O	ClO ₂	Cl ₂ O ₆	Cl ₂ O ₇
С.О.	+1	+4	+6	+7
Т.пл., °С	-120.6	-59	3.5	-91.5
Т.кип., °С	2	11	203	81
Внешний вид	желто-коричн. газ	желто-зеленый газ	красная жидкость	бесцв. жидкость



получение

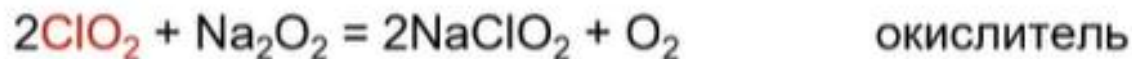
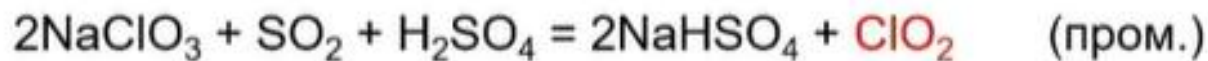
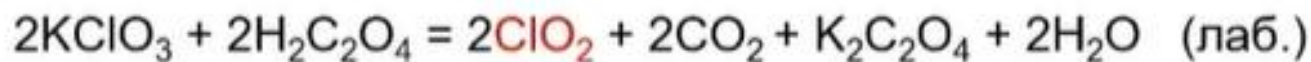


ангидрид HOCl

1. ГАЛОГЕНЫ F, Cl, Br, I

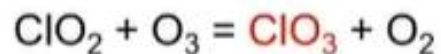
1.2 Кислородные соединения галогенов

ClO_2



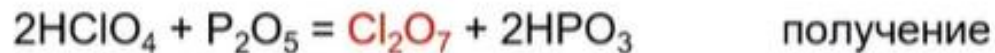
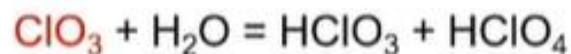
1. ГАЛОГЕНЫ F, Cl, Br, I

1.2 Кислородные соединения галогенов



Димерен в жидкой фазе

Очень сильный окислитель, но легко диспропорционирует



Очень взрывоопасен !

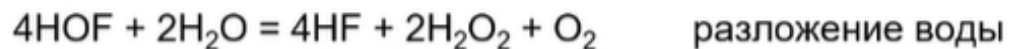
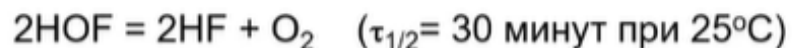
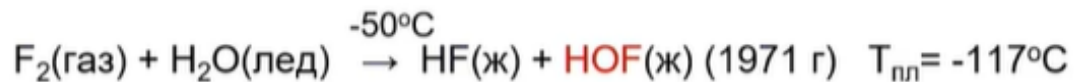
1. ГАЛОГЕНЫ F, Cl, Br, I

1.2 Кислородные соединения галогенов

1. Общие сведения (обзор кислот)

с.о.	F	Cl	Br	I
-1	HO ⁺ F			
+1		HOCl	HOBr	HOI
+3		HOClO ₂		
+5		HOClO ₃	HOBrO ₃	HOIO ₃
+7		HOClO ₄	(HOBrO ₄)	HO ₅ IO ₆

2. Фторноватистая кислота H⁺¹O⁰F⁻¹



1. ГАЛОГЕНЫ **F, Cl, Br, I**

Сила кислоты
увеличивается

1.2 Кислородные соединения галогенов

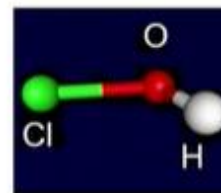
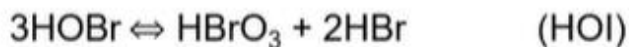
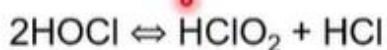
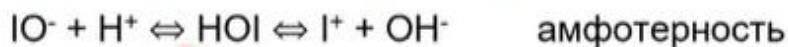
Сила кислоты
уменьшается

	Cl	Br	I
+1	HOCl $\text{pKa} = 4.53$ Хлорноватистая гипохлориты	HOBr $\text{pKa} = 8.69$	HOI $\text{pKa} = 10.64$ $\text{pKb} = 10.1$
+3	HClO_2 $\text{pKa} = 2$ Хлористая хлориты		
+5	HClO_3 $\text{pKa} = -1.2$ Хлорноватая хлораты	HBrO_3 $\text{pKa} = 0.7$	HIO_3 $\text{pKa} = 0.8$
+7	HClO_4 $\text{pKa} = -10$ Хлорная перхлораты	HBrO_4 $\text{pKa} = ?$	H_5IO_6 $\text{pKa}_1 = 3.3$ ортоиодная

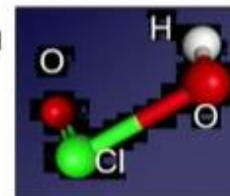
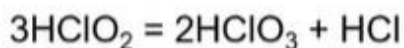
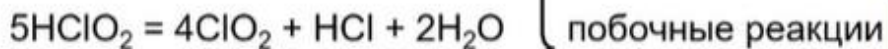
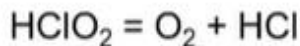
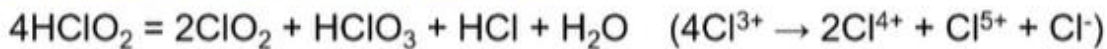
1. ГАЛОГЕНЫ F, Cl, Br, I

1.2 Кислородные соединения галогенов

1. HOX существуют только в растворах



2. HClO₂ существует только в растворе

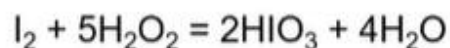
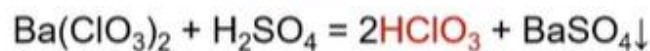
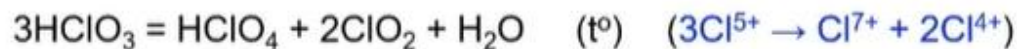


1. ГАЛОГЕНЫ F, Cl, Br, I

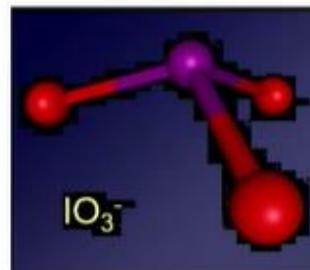
1.2 Кислородные соединения галогенов

3. HClO_3 (max 30%), HBrO_3 (max 50%) существуют только в растворе

HIO_3 – бесцветные кристаллы



} получение

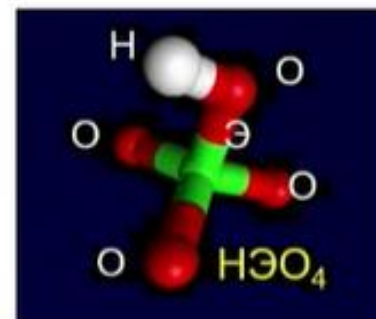


1. ГАЛОГЕНЫ F, Cl, Br, I

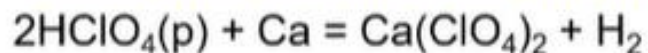
1.2 Кислородные соединения галогенов

4. HClO_4 – бесцветная жидкость

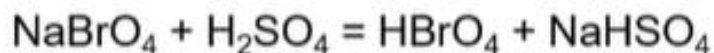
HBrO_4 – только разбавленные растворы



HClO_4 – окислитель только в концентрированных растворах

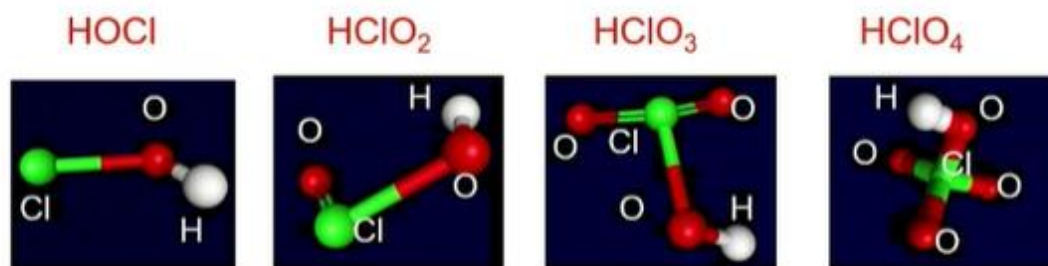


Получение: $\text{HCl}(\text{к}) + \text{NaClO}_4 = \text{HClO}_4 + \text{NaCl} \downarrow$



1. ГАЛОГЕНЫ **F, Cl, Br, I**

1.2 Кислородные соединения галогенов

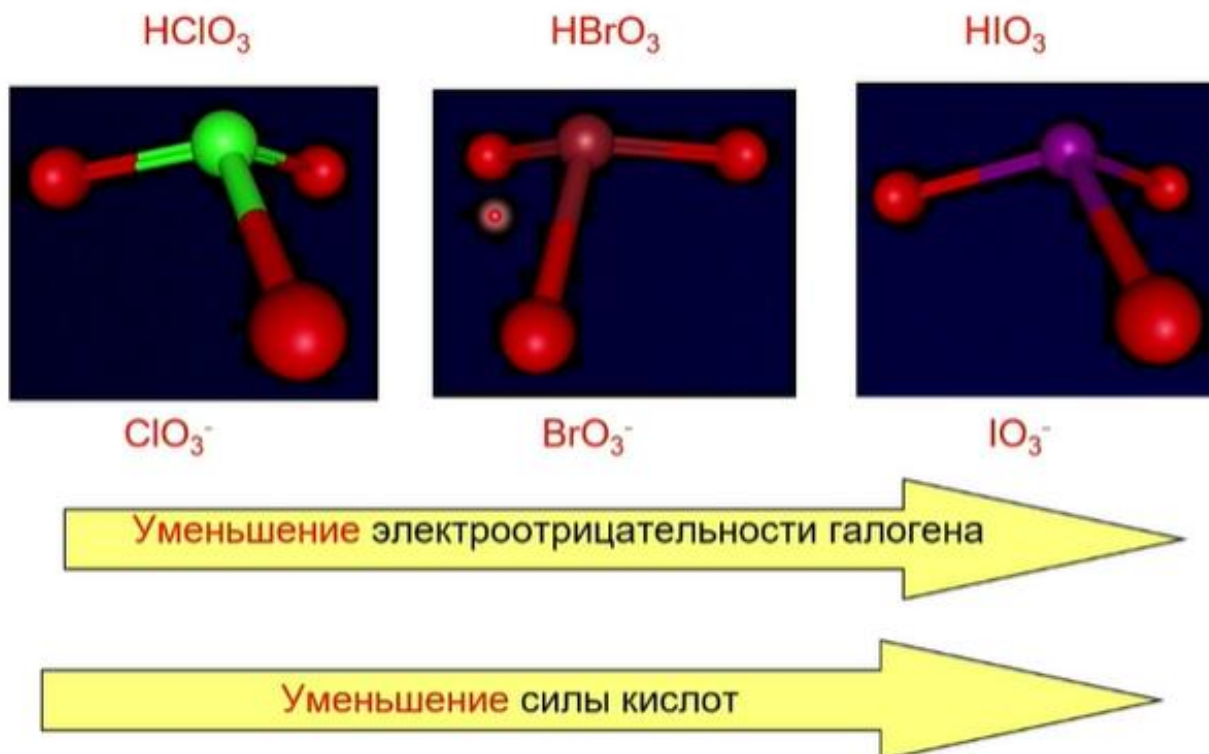


Индукционный эффект – смещение электронной плотности по кратной связи Cl-O \Rightarrow ослабление связи O-H \Rightarrow легкое отщепление протона: диссоциация



1. ГАЛОГЕНЫ **F, Cl, Br, I**

1.2 Кислородные соединения галогенов

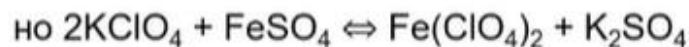
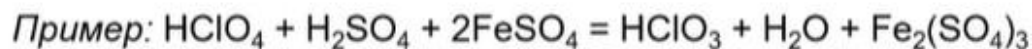
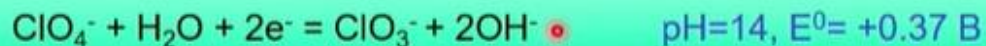
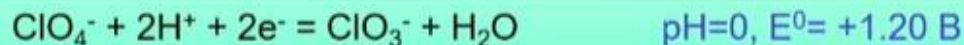


1. ГАЛОГЕНЫ F, Cl, Br, I

1.2 Кислородные соединения галогенов

Red/Ox способность кислот и оснований

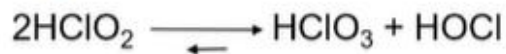
1. Все кислоты более сильные окислители, чем их соли



2. При pH=0 OX^- и ClO_2^- склонны к диспропорционированию

при pH=14 диспропорционируют X_2

самая устойчивая с.о. +5



1. ГАЛОГЕНЫ F, Cl, Br, I

1.2 Кислородные соединения галогенов

3.



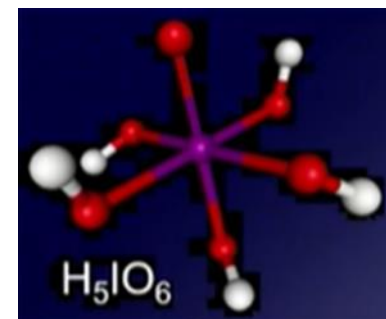
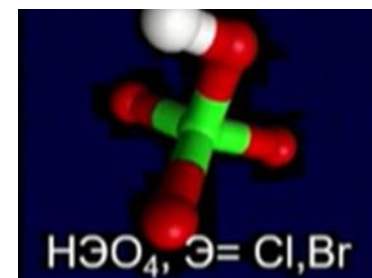
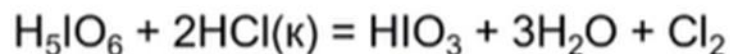
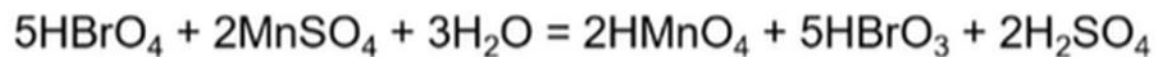
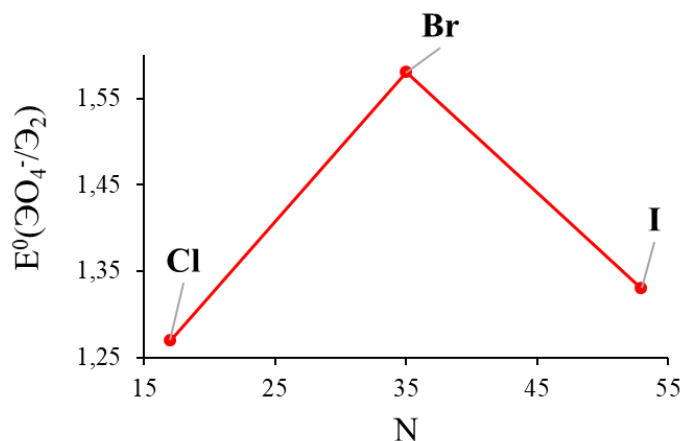
Только HClO_4 существует в чистом виде и не является окислителем в водном растворе

1. ГАЛОГЕНЫ F, Cl, Br, I

1.2 Кислородные соединения галогенов

4. В с.о. +7 производные брома самые сильные окислители и при pH=0, и при pH=14

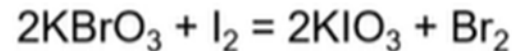
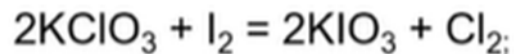
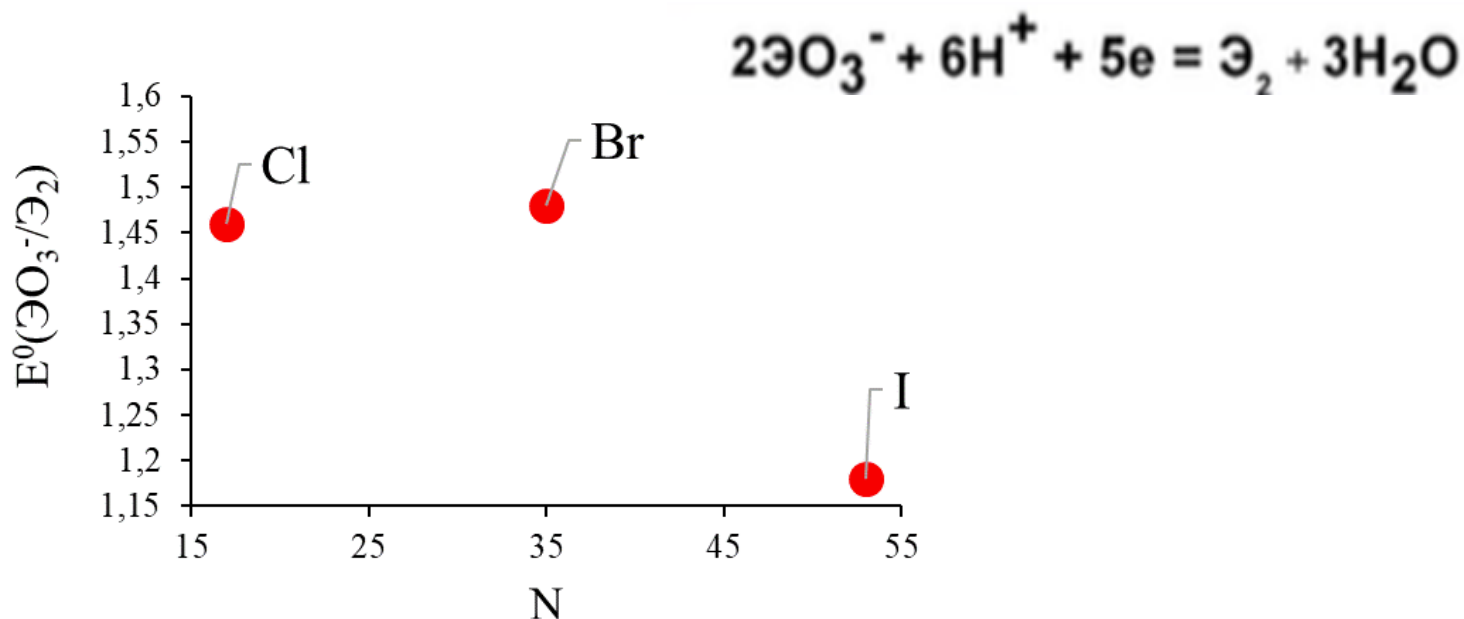
Причина: $r(\text{Br}) > r(\text{Cl}) \Rightarrow$ уменьшается экранирование для к.ч.=4, но для **I** к.ч.=6



1. ГАЛОГЕНЫ F, Cl, Br, I

1.2 Кислородные соединения галогенов

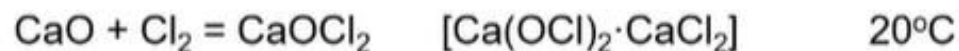
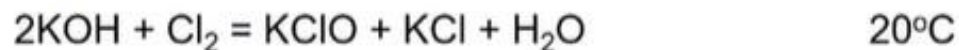
5. В с.о. +5 окислительная способность меняется по ряду



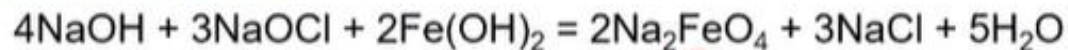
1. ГАЛОГЕНЫ F, Cl, Br, I

1.2 Соли

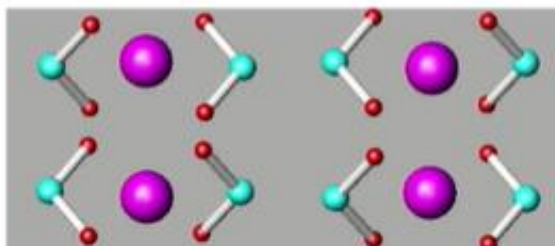
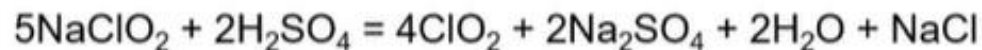
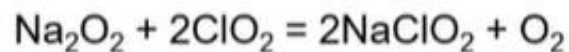
1. Гипохлориты:



сильные окислители



2. Хлориты



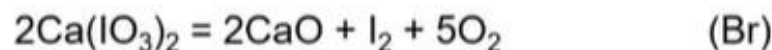
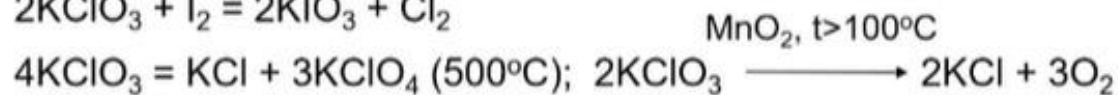
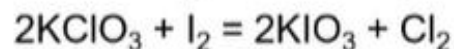
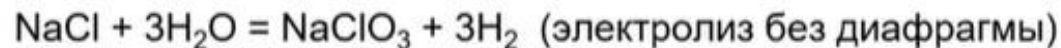
Структура $\text{Ca}(\text{ClO}_2)_2$
в кристаллическом состоянии

1. ГАЛОГЕНЫ F, Cl, Br, I

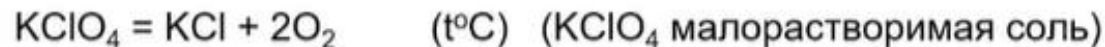
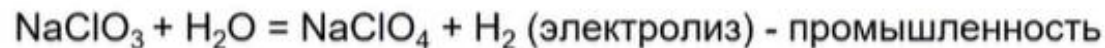
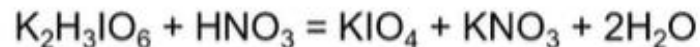
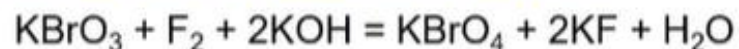


1.2 Соли

3. Хлораты, броматы, иодаты



4. Перхлораты, перброматы, периодаты



1. ГАЛОГЕНЫ F, Cl, Br, I

- ✓ Стабильность HX падает вниз по группе. Для HF характерны наиболее прочные водородные связи.
- ✓ Кислородные соединения характерны для Cl, Br, I. Максимальная с.о. равна +7. Окислительная способность XE изменяется по ряду $\text{Br} > \text{Cl} > \text{I}$.
- ✓ Наиболее стабильны с.о. -1 и +5. Особенность хлора - образование диоксида ClO_2
- ✓ Сила кислородных кислот уменьшается вниз по группе

2. ХАЛЬКОГЕНЫ O, S, Se, Te



2.1 Гидриды

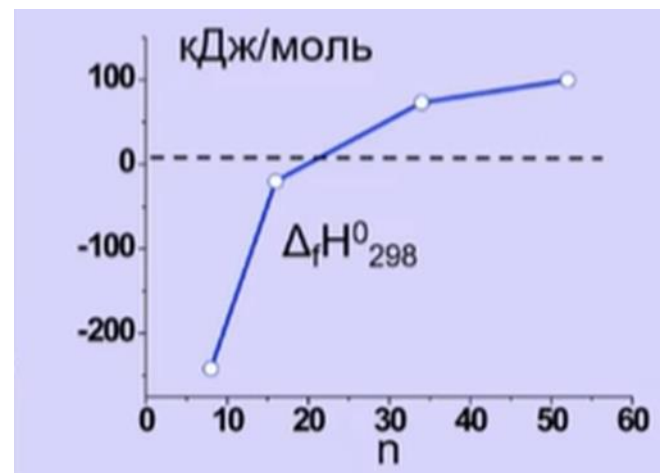
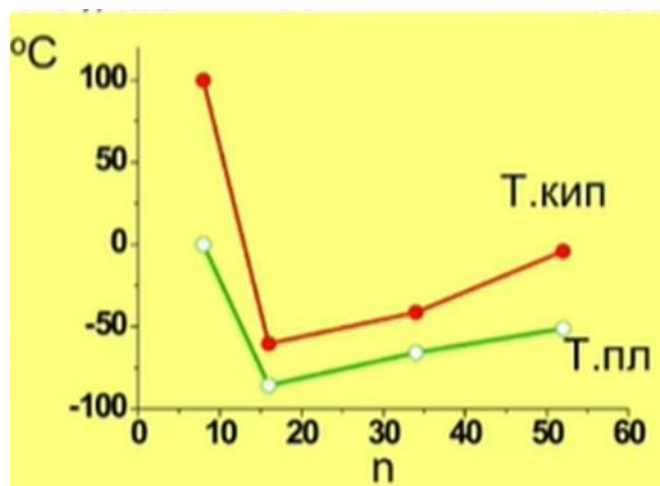
	H ₂ O	H ₂ S	H ₂ Se	H ₂ Te
Т.пл., °С	0	-85.5	-65.7	-51.0
Т.кип., °С	100	-60.3	-41.3	-4.0
$\Delta_f H_{298}^0$, кДж/моль	-241.8	-20.2	73.0	99.6
d(Н-Э), Å	0.96	1.34	1.46	1.69
∠(Н-Э-Н), °	104.5	92	91	90
pK _{a1}	14	7.05	4.0	3.0
pK _{a2}	—	14.2	11.0	10.7
Особые свойства	p-ритель	легко окисляется	горит на воздухе	разл. при 0°С

2. ХАЛЬКОГЕНЫ O, S, Se, Te



2.1 Гидриды

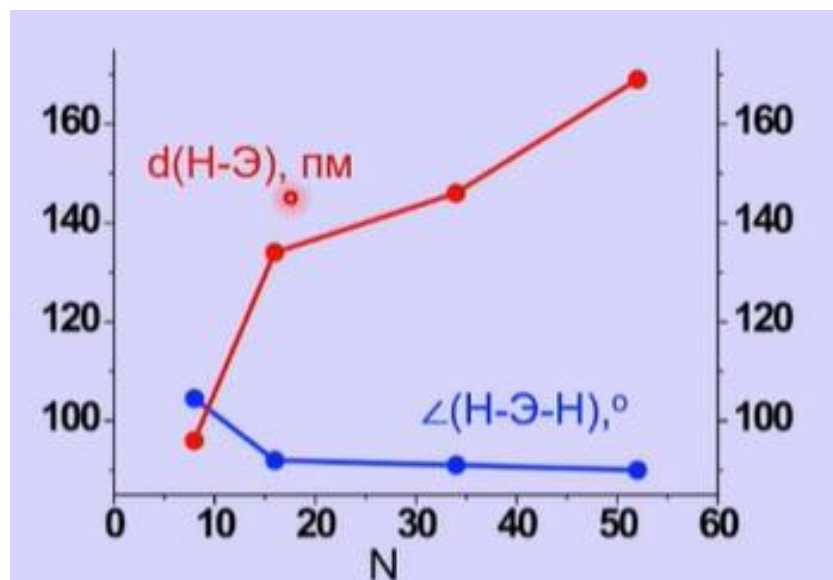
	H_2O	H_2S	H_2Se	H_2Te
Т.пл., °C	0	-85.5	-65.7	-51.0
Т.кип., °C	100	-60.3	-41.3	-4.0



2. ХАЛЬКОГЕНЫ O, S, Se, Te

2.1 Гидриды

	H ₂ O	H ₂ S	H ₂ Se	H ₂ Te
d(H-Э), Å	0.96	1.34	1.46	1.69
∠(H-Э-H), °	104.5	92	91	90

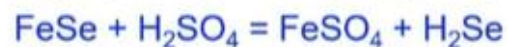
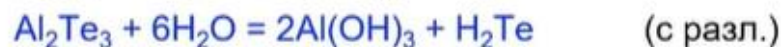
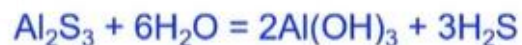


2. ХАЛЬКОГЕНЫ O, S, Se, Te



2.1 Гидриды

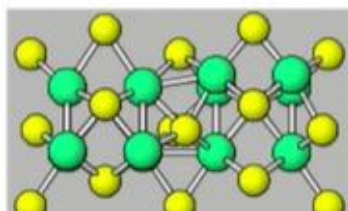
1. Получение



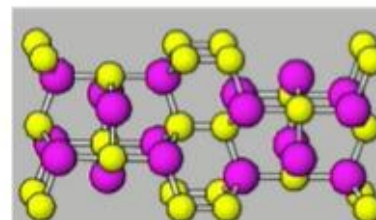
2. Образование солей



FeS



CuS

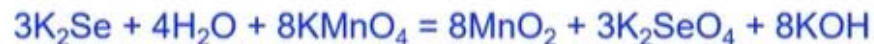
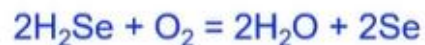


2. ХАЛЬКОГЕНЫ O, S, Se, Te

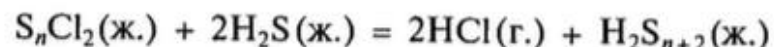
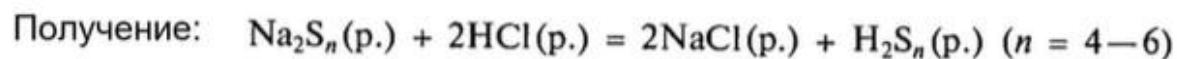
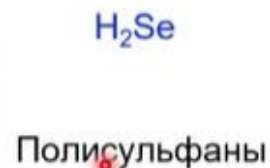
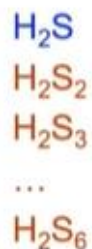


2.1 Гидриды

3. Окисление



4. Другие гидриды



2. ХАЛЬКОГЕНЫ O, S, Se, Te



2.2 Кислородсодержащие соединения халькогенов

Типы бинарных кислородных соединений:

Оксиды	O^{2-}	все элементы, кроме F и инертных газов
Пероксиды	O_2^{2-}	} только самые активные металлы
Супероксиды	O_2^-	
Озониды	O_3^-	

Все металлы образуют оксиды

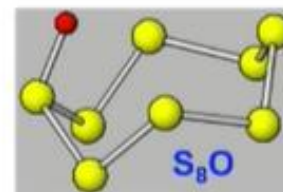
Типы оксидов:

- Оксиды активных металлов M_2O (ЩМ), MO (ЩЗМ), M_2O_3 (РЗМ) высокие к.ч., ионная связь, реагируют с водой (Li_2O , CaO , La_2O_3)
- 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 (Sb_2O_3 , TiO_2)
- Оксиды p- и d-элементов в высоких с.о. молекулярные структуры, часто повышенная кратность связи, растворимы в воде с образованием кислот (CO_2 , Mn_2O_7)

2. ХАЛЬКОГЕНЫ O, S, Se, Te

2.2 Кислородсодержащие соединения халькогенов

S, Se, Te образуют оксиды ЭO_2 и ЭO_3
Также известны S_8O , S_2O , SO , S_2O_3 , Se_2O_5



+4



т.пл. = $-75.5\text{ }^\circ\text{C}$
т.кип. = $-10.0\text{ }^\circ\text{C}$
растворим в воде
 \Leftrightarrow « H_2SO_3 »



т.субл. = $315\text{ }^\circ\text{C}$
хорошо растворим
 $\rightarrow \text{H}_2\text{SeO}_3$



т.субл. = $450\text{ }^\circ\text{C}$
плохо растворим
 $\rightarrow \text{TeO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$

+6



т.пл. = $16.9\text{ }^\circ\text{C}$
т.кип. = $44.8\text{ }^\circ\text{C}$
реагирует с водой
 $\rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$



т.пл. = $118.5\text{ }^\circ\text{C}$
реагирует с водой
 $\rightarrow \text{H}_2\text{SeO}_4$

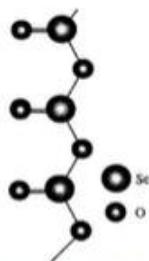


разлагается в
твердой фазе
не растворим

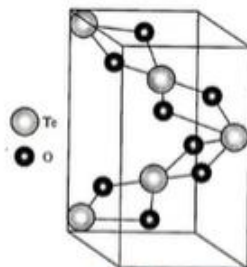
2. ХАЛЬКОГЕНЫ O, S, Se, Te

2.2 Кислородсодержащие соединения халькогенов

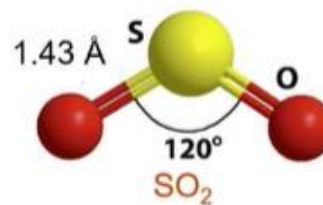
SO₂, SeO₂, TeO₂ имеют различное строение



SeO₂, к.ч.=3

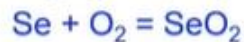
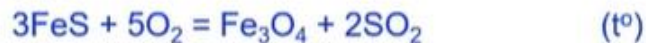


TeO₂, к.ч.=4



sp²-гибридизация
или
AB₂E (Гиллеспи)

Получение:



Растворимость в щелочах

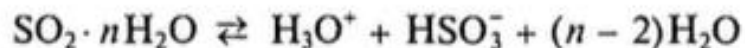


2. ХАЛЬКОГЕНЫ O, S, Se, Te

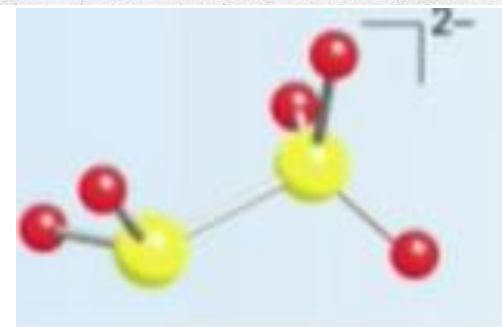


2.2 Кислородсодержащие соединения халькогенов

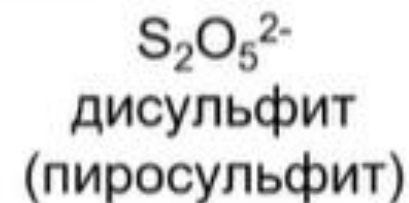
1. С водой: растворимость при 20°C 40 объемов SO₂ в 1 H₂O



$$K_1 = \frac{[\text{HSO}_3^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{весь растворенный SO}_2] - [\text{HSO}_3^-]} = 1,3 \cdot 10^{-2}$$



2. $\text{SO}_2 (r) + 2\text{NaOH} (p-p) = \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{SO}_2 (r) + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaHSO}_3$
 $2\text{NaHSO}_3 = \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}$

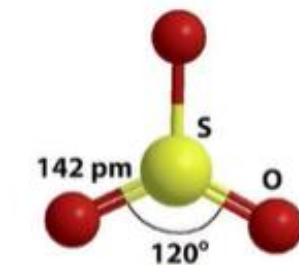
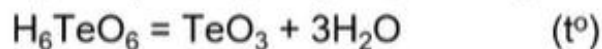
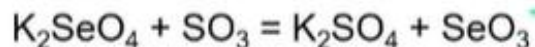
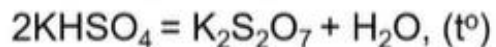
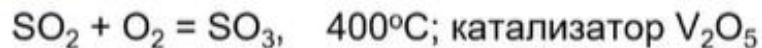


3. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 3\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$ – **восстановители**
 $2\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Zn} = \text{ZnS}_2\text{O}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ – **окислитель**
 $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \frac{1}{2} \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{SO}_4$ - медленно на воздухе
 $4\text{Na}_2\text{SO}_3 = 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{S} - (t^\circ > 900^\circ\text{C}) \quad (\text{S}^{+4} = \text{S}^{+6} + \text{S}^{2-})$

2. ХАЛЬКОГЕНЫ O, S, Se, Te

2.2 Кислородсодержащие соединения халькогенов

Получение

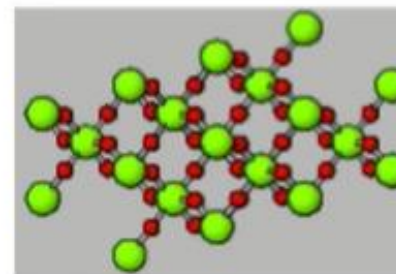
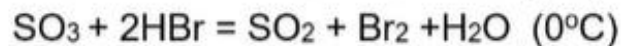
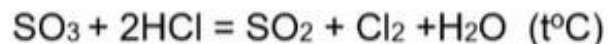
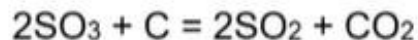


SO_3
 sp^2 -гибридизация
или
 AB_3 (Гиллеспи)

SeO_3 , TeO_3 неустойчивы при нагревании



Сильные окислительные свойства:



TeO_3 , $\text{к.ч.} = 6$

2. ХАЛЬКОГЕНЫ O, S, Se, Te



ТОМСКИЙ
ПОЛИТЕХ

2.2 Кислородсодержащие соединения халькогенов

+4



сернистая

pK_{a1} = 1.82

pK_{a2} = 6.92

устойчива

только в р-ре



селенистая

pK_{a1} = 2.45

pK_{a2} = 7.3

гигроскопичные

белые крист.



теллуристая

pK_{a1} = 2.51

pK_{a2} = 7.7

белые кристаллы

Плохо растворимы

+6



серная

pK_{a1} = -3.1

pK_{a2} = 1.92

вязкая жидкость

растворяет SO₃



селеновая

pK_{a1} = -2

pK_{a2} = 2.01

белые кристаллы

т.пл. = 62°C

(разлагается)



ортотеллуровая

pK_{a1} = 7.68

pK_{a2} = 11.3

белые кристаллы

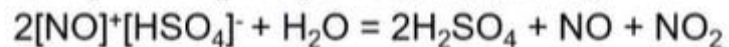
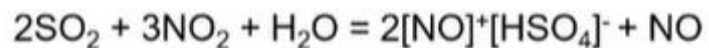
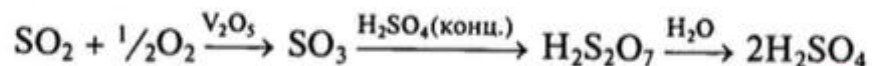
растворяется

только при t°

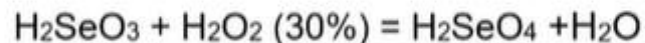
2. ХАЛЬКОГЕНЫ O, S, Se, Te

2.2 Кислородсодержащие соединения халькогенов

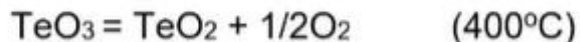
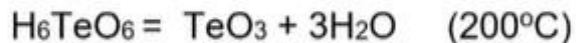
1. Получение



нитрозный
способ

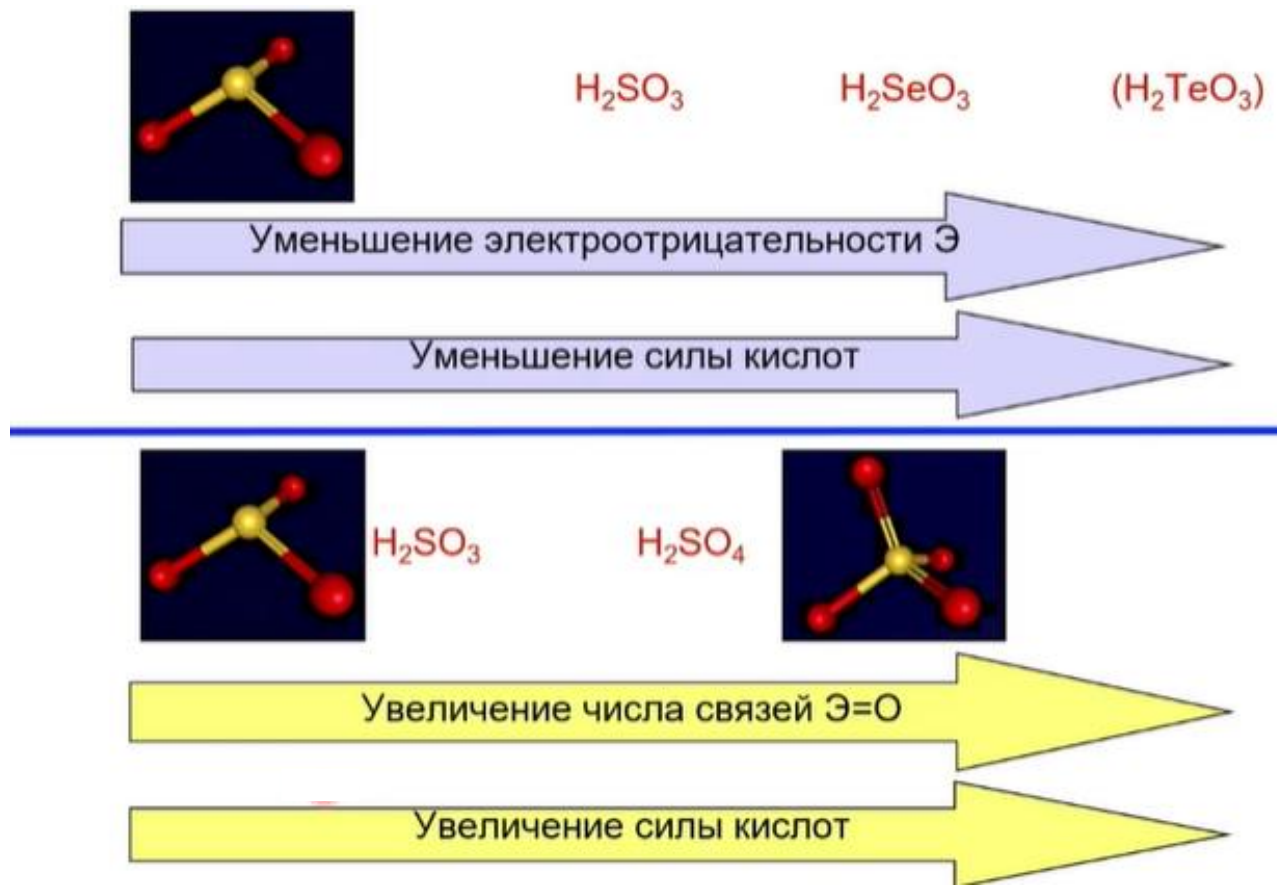


2. Устойчивость



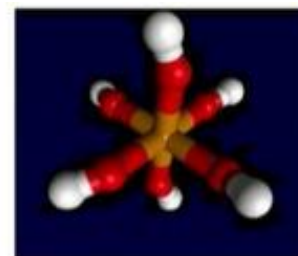
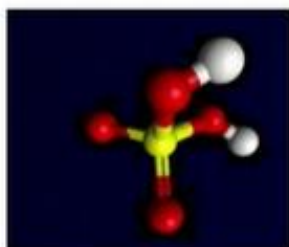
2. ХАЛЬКОГЕНЫ O, S, Se, Te

2.2 Кислородсодержащие соединения халькогенов



2. ХАЛЬКОГЕНЫ O, S, Se, Te

2.2 Кислородсодержащие соединения халькогенов



Уменьшение электроотрицательности

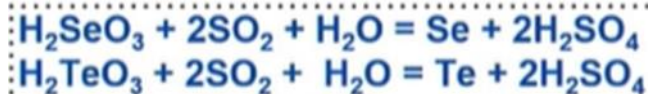
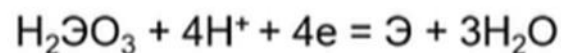
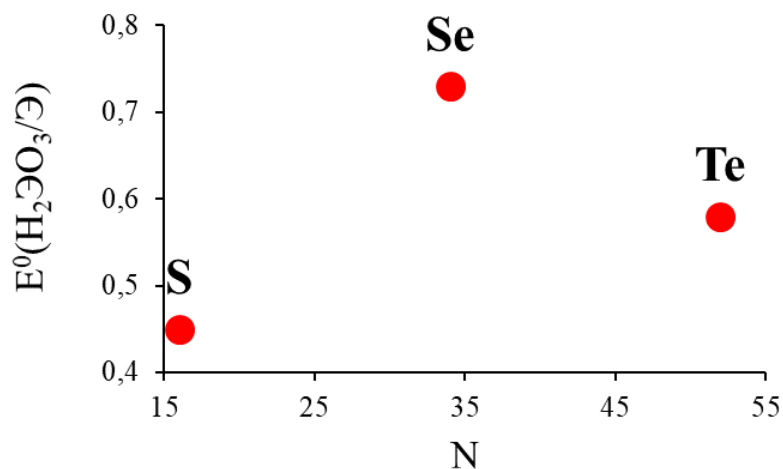
Уменьшение числа связей Э=O

Уменьшение силы кислот

2. ХАЛЬКОГЕНЫ O, S, Se, Te

2.2 Кислородсодержащие соединения халькогенов

Окислительные свойства кислот



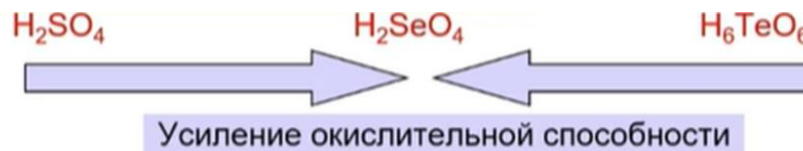
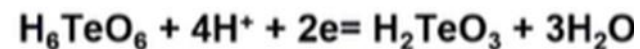
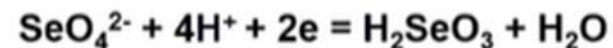
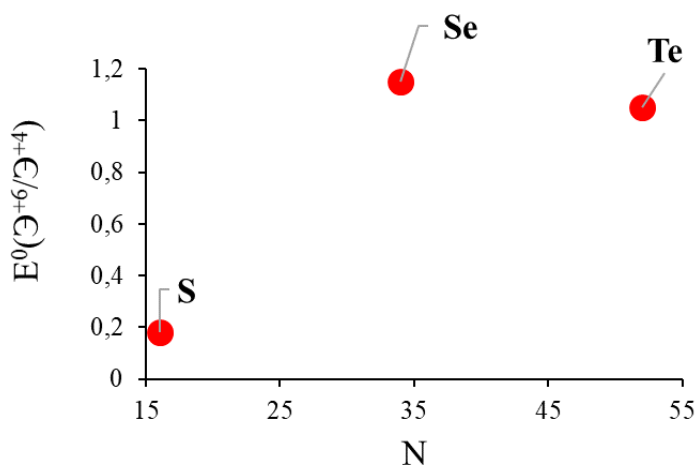
H_2SO_3 не может быть самым сильным окислителем, поскольку существует только в разбавленном растворе

2. ХАЛЬКОГЕНЫ O, S, Se, Te

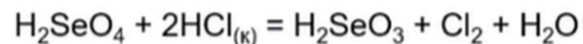


ТОМСКИЙ
ПОЛИТЕХ

2.2 Кислородсодержащие соединения халькогенов



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



2. ХАЛЬКОГЕНЫ O, S, Se, Te

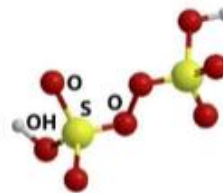
2.2 Кислородсодержащие соединения халькогенов

Пероксокислоты серы

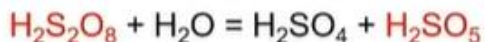
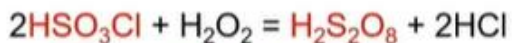
1. H_2SO_5 кислота Каро (пероксомonosерная) окислитель
2. $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ пероксодисерная сильный окислитель



Пероксомonosерная
 H_2SO_5



Пероксодисерная
 $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$



синтез

Сильные окислители:

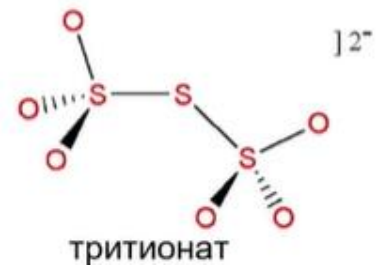
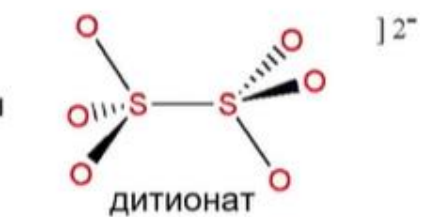
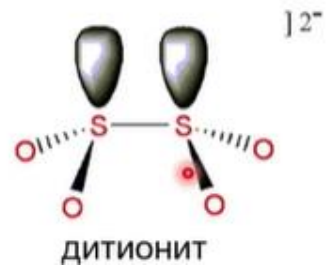
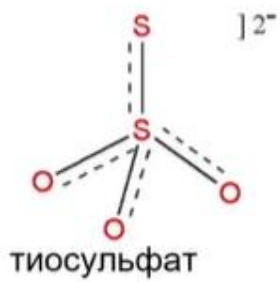


2. ХАЛЬКОГЕНЫ O, S, Se, Te

2.2 Кислородсодержащие соединения халькогенов

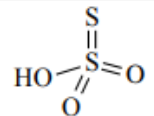
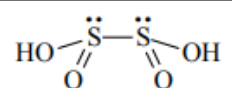
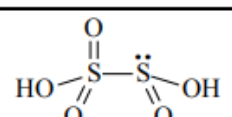
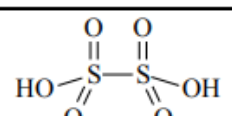
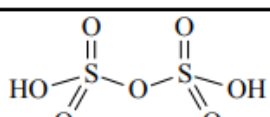
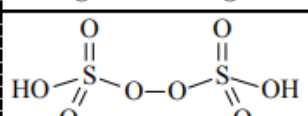
Кислородные кислоты со связью S-S

1. $H_2S_2O_3$	тиосерная	тиосульфат	$pK_{a1}=0.6; pK_{a2}=1.74$
2. $H_2S_2O_4$	дитионистая	дитионит	$pK_{a1}=0.35; pK_{a2}=2.45$
3. $H_2S_2O_6$	дитионовая	дитионат	$pK_{a1}=0.12$
4. $H_2S_3O_6$	трितिоновая	тритионат	
5. $H_2S_4O_6$	тетратионовая	тетратионат	
6. $H_2S_xO_6$ ($x = 5...20$)	политионовые	политионаты	



2. ХАЛЬКОГЕНЫ O, S, Se, Te

2.2 Кислородсодержащие соединения халькогенов

<i>Кислота</i>			<i>Соль</i>	
$H_2S_2O_3^*$		тиосерная	$Na_2S_2O_3$	тиосульфат
$H_2S_2O_4^{**}$		дитионистая	$Na_2S_2O_4$	дитионит
$H_2S_2O_5^{**}$		дисернистая	$Na_2S_2O_5$	дисульфит
$H_2S_2O_6^{**}$		дитионовая	$Na_2S_2O_6$	дитионат
$H_2S_2O_7$		дисерная	$Na_2S_2O_7$	дисульфат
$H_2S_2O_8$		пероксодисерная	$Na_2S_2O_8$	пероксодисульфат

2. ХАЛЬКОГЕНЫ O, S, Se, Te



2.2 Кислородсодержащие соединения халькогенов

- ✓ Термическая стабильность H_2E падает вниз по группе, сила соответствующих кислот увеличивается. Особые свойства H_2O определяются наличием прочных водородных связей.
- ✓ Сила кислородных кислот уменьшается вниз по группе и увеличивается с увеличением числа связей $E = O$.
- ✓ Окислительная способность кислот в с.о. +4 и +6 изменяется по ряду.



ТОМСКИЙ
ПОЛИТЕХ

**«ХИМИЯ ОКСО- И
ВОДОРОДСОДЕРЖАЩИХ
СОЕДИНЕНИЙ
P-ЭЛЕМЕНТОВ
(ГАЛОГЕНЫ, ХАЛЬКОГЕНЫ)»**

Лектор: К.Т.Н., Мачехина Ксения Игоревна

<http://portal.tpu.ru/SHARED/m/MACHEKHINAKSU>

Email: machekhinaKsu@tpu.ru

2 корпус ТПУ 212 аудитория

ВОПРОСЫ

