



Лекция 2

1. Водород

2. p-Элементы VII группы

Водород

План

- **Атомные характеристики**
- **Распространенность в природе**
- **Получение**
- **Физические свойства**
- **Химические свойства**
- **Гидриды: состав, строение свойства**
- **Применение водорода и гидридов**

- **Водород – Н: $1s^1$**
- **Валентный e не экранирован от ядра другими электронами.**
- **$I = 13,6$ эВ; ЭО = 2,1**
- **Место в ПС:**
- **По количеству валент. электронов - I группа, образует H^+ ($\omega = +1$)**
- **По возможности присоединить $1e$ – 7 гр. (галогены), образует H^- ($\omega = -1$)**

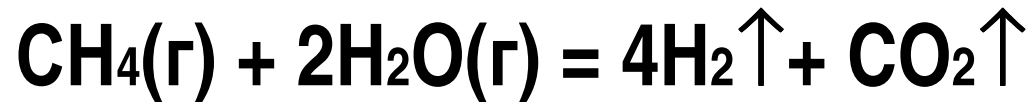
Природные ресурсы

- **Кларк** - 1% масс.
- **Изотопы:**
- ${}^1_1\text{H}$ - протий (99,984%)
- ${}^2_1\text{H}$ (D) – дейтерий (0,016%)
- ${}^3_1\text{H}$ (T) – тритий: ${}^6_3\text{Li} + {}^1_0\text{n} = {}^3_1\text{H} + {}^4_2\text{He}$
 ${}^3_1\text{H} = {}^3_2\text{He} + \text{e}^-$
- **Простое в-во** образуется в верхних слоях атмосферы:
 $\text{H} + \text{H} = \text{H}_2$
- **Соединения** в природе - вода, углеводороды (нефть, газ), минералы, живые организмы

Получение

Промышленные методы

1. Конверсия метана:



2. Электролиз водных растворов щелочей:



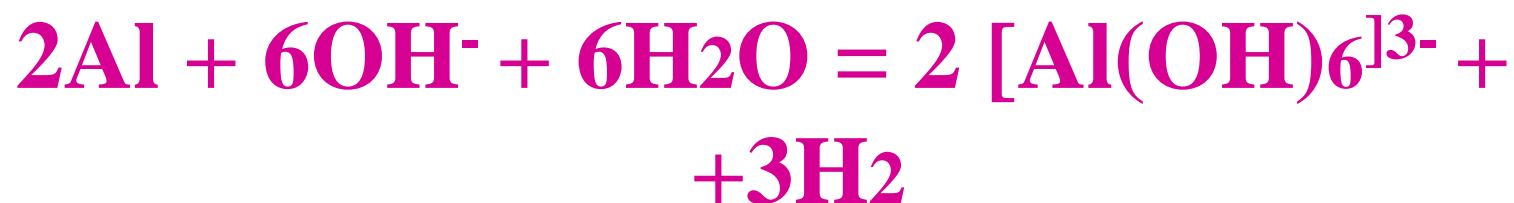
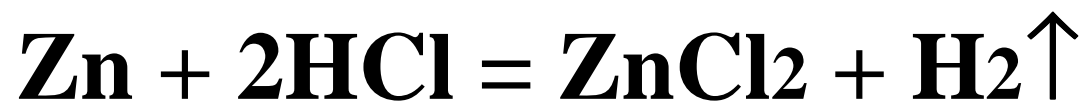
3. Взаимодействие водяного пара с раскаленным углем:



4. Взаимодействие водяного пара с железными стружками: $\text{H}_2\text{O} + \text{Fe} = \text{H}_2\uparrow + \text{FeO}\downarrow (\Delta H < 0)$

Лабораторные методы

В растворах:



Физические свойства

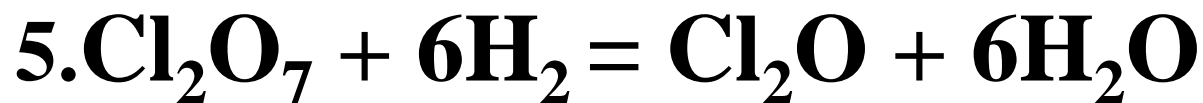
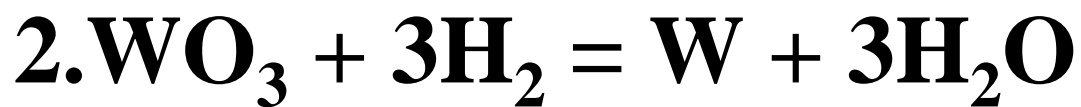
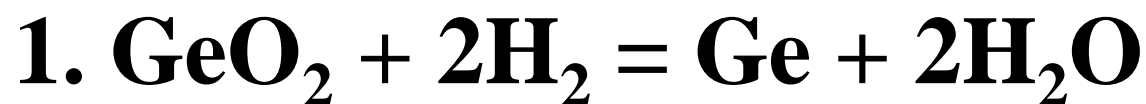
- **Бесцветный газ H_2 , без вкуса и запаха**
- **$T_{\text{кип.}} = -252,8^\circ\text{C}$**
- **$T_{\text{крист}} = 14\text{K}$**
- **Молекулы H_2 неполярны, связаны дисперсионными силами – плохо растворяются в воде
(в 1л воды растворяется 17.5 мл H_2)**

Химические свойства

- с.о. **0, -1, +1**
- В ковалентно-полярных соедин-х с.о. **+1**
(HCl, HBr)
- В ионно-ковалентных соедин-х с.о. **-1** (NaH, CaH₂)
- $E_{\text{связи}} \sim 400$ кДж/моль – при обыч. условиях **малоактивен** (E_a велики)
- **Восстановитель:**
- $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$ (взрывается от искры)
- $\text{H}_2 + \text{F}_2 = 2\text{HF}$ ($\text{H}_2 + \text{F}_2$ взрывается в темноте)₉
- $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$ (хлор горит в атм. водорода)

- $2\text{H}_2 + \text{Br}_2 \rightleftharpoons 2\text{HBr}$
- $\text{H}_2 + \text{S}(\text{или Se}) (\text{нагревание}) = \text{H}_2\text{S} (\text{H}_2\text{Se})$
- **В обычных условиях** молекулярный H_2 восстанавливает только металлы с $\varphi^0 > 0,7 \text{ В}$ (Hg, Ag, Pd, Au)
- $2\text{AgNO}_3(\text{p}) + \text{H}_2(\text{г}) = 2\text{Ag}(\text{кр}) + 2\text{HNO}_3(\text{p})$
- $\text{PdO}(\text{кр}) + \text{H}_2(\text{г}) = \text{Pd}(\text{кр}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж})$

- При высоких температурах восстановительная активность H_2 возрастает (преодоление E_a):

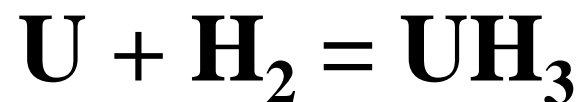
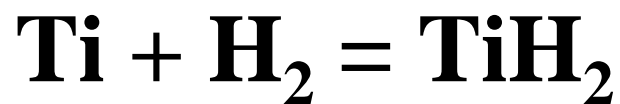
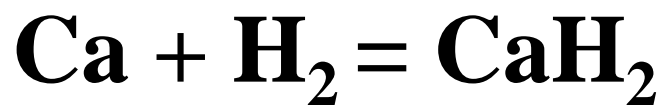


- Энтропия в р.1-2 возрастает с T

- **В момент выделения** в атомарном виде водород особенно активен :




H₂ - окислитель:



- **Ni, Pd, Pt** хорошо растворяют водород

Свойства гидридов

+1	-1	+2	-1	+3	-1	+4	-1		-3	+1		+1	-2	+1	-1
NaH	MgH ₂	AlH ₃	SiH ₄						PH ₃			H ₂ S	HCl		
Гидриды								Промеж. соед-е		Кислоты					
0,9	1,2	1,5	1,8					2,1				2,5	3,0		



Электроотрицательности элементов

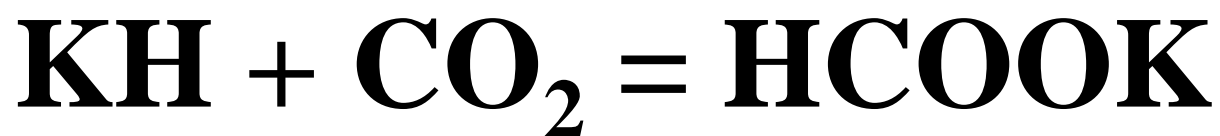
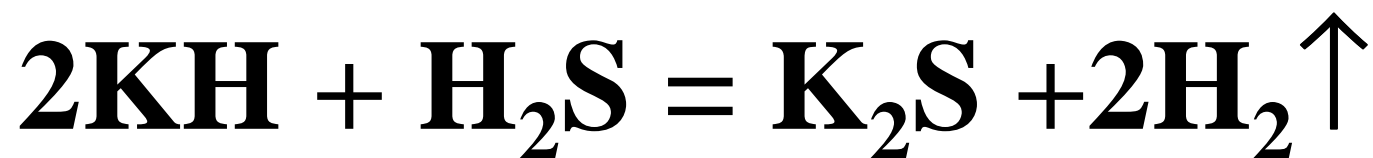
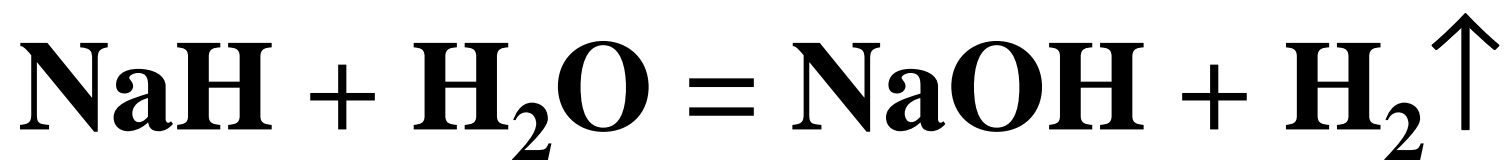
Классификация:

ионные, ковалентные, металлоподобные

Ионные гидриды

- Соед-я с s – элементами:
- NaH , CaH_2 ... крист., $T_{\text{пл}} = 400 - 600^\circ\text{C}$
- Диссоциация в расплаве:
- $\text{NaH} = \text{Na}^+ + \text{H}^-$ (при $> 600^\circ\text{C}$)
- Электролиз:
- К(-) $\text{Me}^{+n} + ne = \text{Me}$
- А(+) $\text{H}^- - e = \text{H}$ (подтверждает наличие H^-)

Ионные гидриды – сильные восстановители:



- С.О. -1 +4 +1 +2

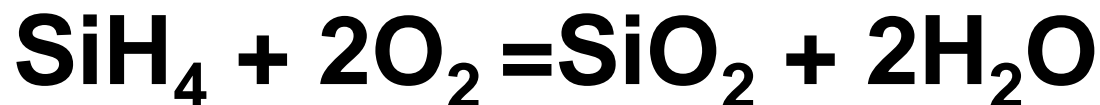
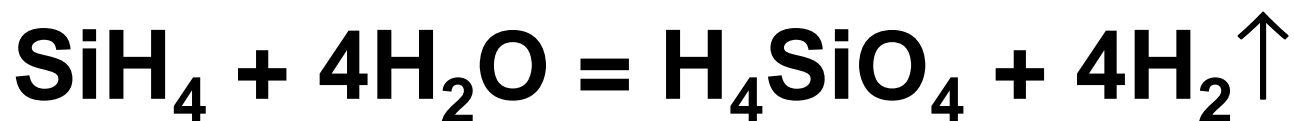
Ковалентные гидриды

соединения ($\omega = +1$) с *p*-эл-ми:



(хим. связь - ковалентно-полярная,
молекулярные газообразные)

• Восстановители (за счёт *p*-эл-та):



• Непрочные: $\text{SiH}_4 (t^\circ) = 2\text{H}_2\uparrow + \text{Si}$

Кислотно-основное взаимодействие гидридов

- В противоположность о.в.р. – р-элементу приписывают $\omega = n+$
- $2\text{NaN} + \text{B}_2\text{H}_6 = 2\text{Na}[\text{BH}_4]$
- $\omega = -1 \quad +3, -1 \quad +3, -1$
- $\text{LiH} + \text{AlH}_3 = \text{Li} [\text{AlH}_4]$
- Рассматривают как льюисовские кислоту и основание:
- L-осн + L-кис. = аддиционное соедин. (комплекс) - образование донорно-акцепторной связи

Металлоподобные гидриды-бертоллиды

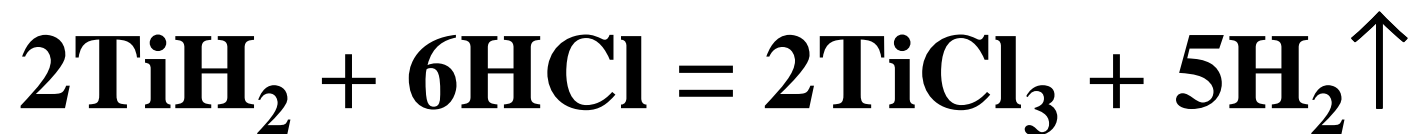
Соед. с *d*-элементами NiH_{2-x} , $\text{TiH}_{1,5}\dots$ (

Хим. связь – металлическая

- Тёмные порошки с высокой электро- и теплопроводностью

- **Непрочные:** $\text{TiH}_2 (t) = \text{Ti} + \text{H}_2 \uparrow$;

- **Восстановители:**



Применение H

- **H₂** - В качестве топлива (самая высокая теплотворная способность - 33 кВт-ч/кг, для угля (углерода) - 9,2)
- **Гидриды** - компоненты ракетных топлив, водородная энергетика (аккумуляторы водорода)
- **Дейтерий и тритий** - термоядерное горючее
- **H₂**- Восстановитель – в металлургической промышленности
- **H₂**- Синтез NH₃, HCl, CH₃OH и др.



р-Элементы VII группы

F, Cl, Br, I, At



галогены
(образующие соли)

Элемент	F	Cl	Br	I	At
Вал. эл-ны	$2s^2 2p^5$	$(ns^2 np^5 nd^0)$			
$R_{ат}$, нм	0.071	0.099	0.114	0.133	0.14
I, эВ	17.4	13.0	11.8	10.4	9.2
ЭО	4.1	2.83	2.74	2.21	1.96
Дл. св., нм	0.142	0.200	0.229	0.267	-
E св., кДж/моль	155	239	190	149	117
φ^0, В:Э₂ /2Э⁻	2.87	1.36	1.09	0.54	-

Степени окисления

F **-1**

Cl **-1, +1, +3, +4, +5, +6, +7**

Br **-1, +1, +3, +4, +5, +6, +7**

I **-1, +1, +3, +4, +5, +7**

At **-1, +1, +3, +5, +7**

В природе

- Из-за большой реакционной способности существуют только в виде соединений
- CaF_2 - флюорит
- Na_3AlF_6 - криолит
- $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$ - фторапатит
- NaCl - галит
- KCl - сильвин
- $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ - карналит
- $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$ - сильвинит

- **Br₂, I₂, At** - рассеянные элементы
- **Br₂, I₂** - в буровых водах нефтяных месторождений, водах соленых озер, морей и в некоторых морских водорослях
- **At** - в виде радиоактивного изотопа ^{211}At

Простые вещества

Простые вещества

Физические свойства

Элемент	F	Cl	Br	I	At
t° пл, $^{\circ}\text{C}$	-220	-101	-7	113	-
t° кип, $^{\circ}\text{C}$	-188	-34	59	183	-

- F - бледно-желтый газ, с резк. запах.
- Cl - зеленовато-желтый газ, с резк. запах.
- Br - красно-бурая тяжелая жидкость
- I - темно-фиолетовые блестящие кристаллы

Пары галогенов ядовиты

Химические свойства

Фтор

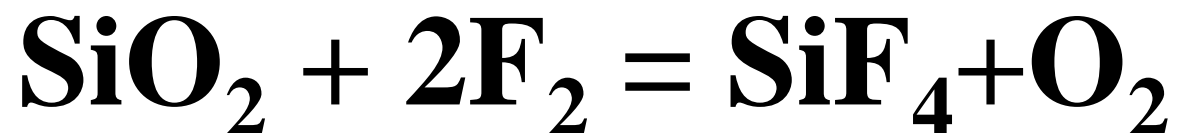
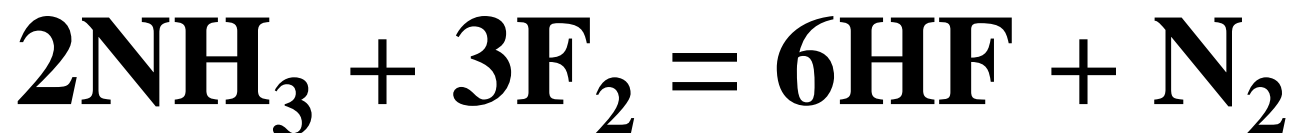
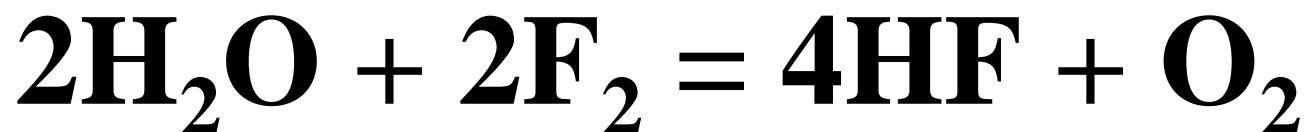
Отличительные особенности

- отсутствие *d*-орбитали у атома
- малый размер атома и иона F^-
- низкая поляризуемость иона
- низкая энергия дис-ции молекулы F_2
- малая эн-я активации в хим-х реакциях F_2 (< 4 кДж/моль)
- высокое к.ч. F^- в ионных соединениях

- **Фтор ок-т все элементы до макс. с.о.**



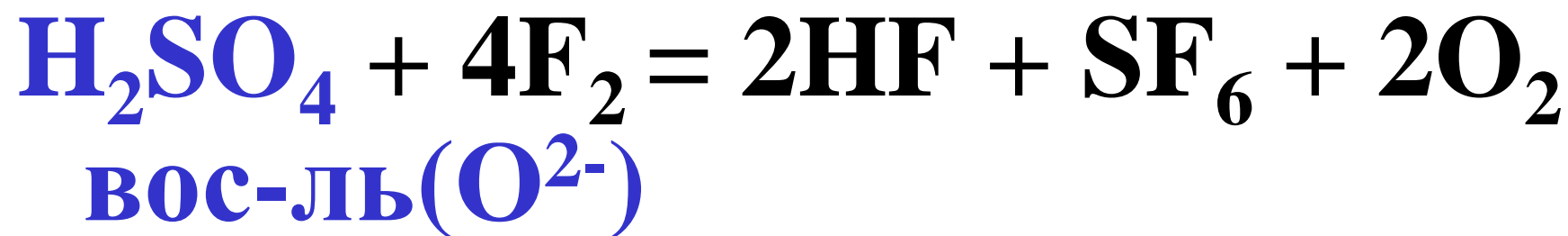
- **Аммиак, вода, стекловата горят в атмосфере фтора:**



Ф всегда окислитель:



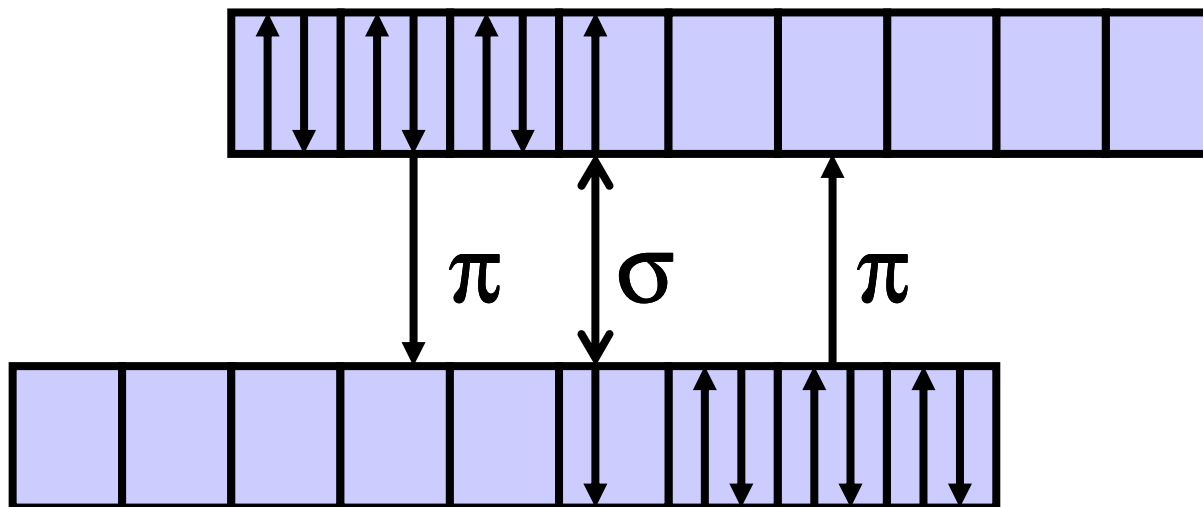
Здесь – сложная реакция, т.к. HNO_3 – сложное соединение: F и N – окислители, а O – восстановитель



Хлор

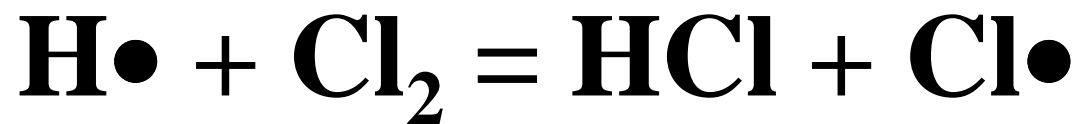
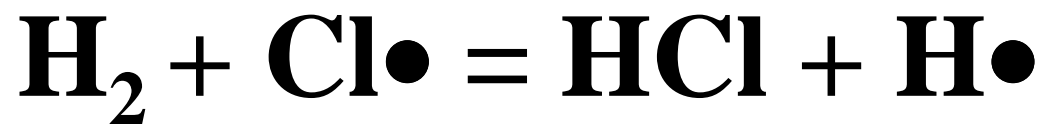
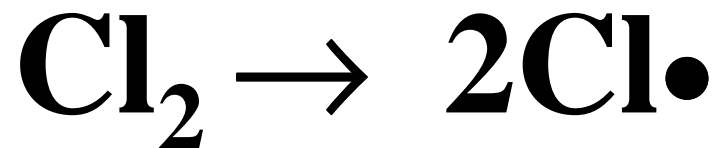
- кратность связи в молекуле

$\text{Cl}_2 > 1$, т.е. Cl_2 прочнее F_2 ; образуются донорно-акцепторная и **дативная π -связи**



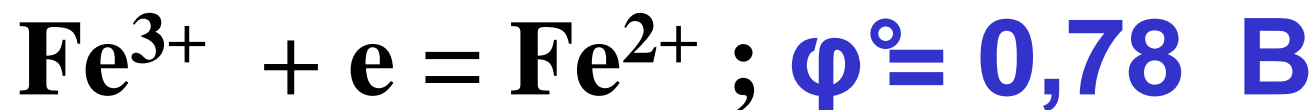
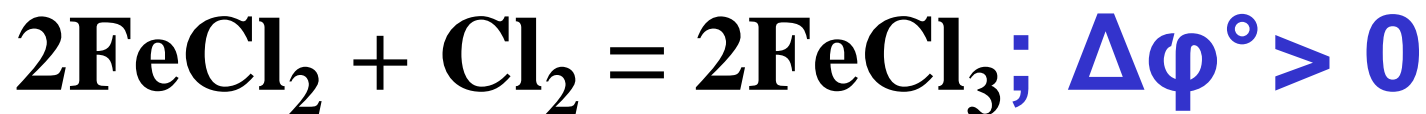
- При станд. условиях Cl_2 не реак-т с C , N_2 , O_2 и благородными газами.
- P , Na , Sb самовозгораются в атм. Cl_2
- Цепная реакция Cl_2 с H_2

$h\nu$

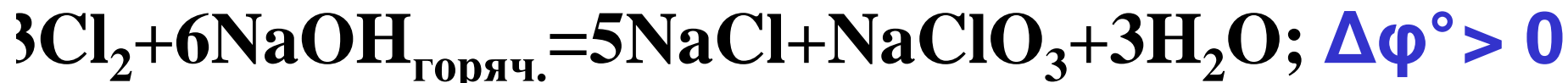
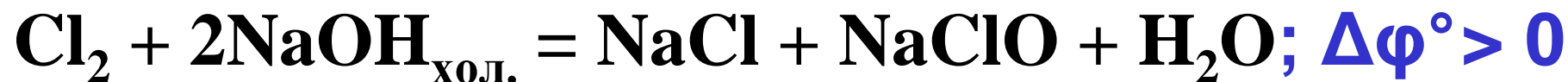
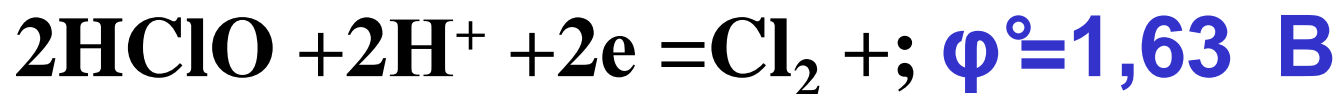
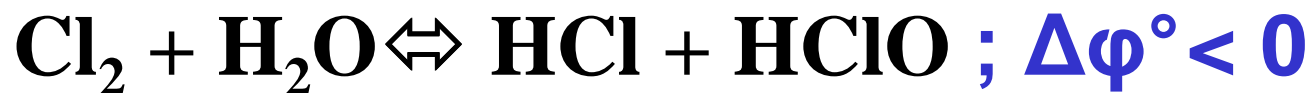


Cl₂ - сильный окислитель:

В водном р-е $\varphi^\circ(\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-)=1,36 \text{ В}$



испропорционирование ($\varphi_{\text{ок}} > \varphi_{\text{в}}$):



Бром

- t° кип $\text{Br}_2 > t^{\circ}$ кип F_2 и Cl_2 , жидк.
- Br_2 растворяется в воде до 4%
- $\text{Br}_{2\text{aq}}$ - бромная вода ($\text{Br}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$)
- При станд. усл-х Br_2 не реагирует с C , N_2 , O_2 , благородными газами

- **Br₂** жидкость - реакции идут более энергично, чем с Cl₂
- (+) с.о. менее характерны - **d-сжатие**(уменьш. r, втор. период.)
- **Br₂** – окислитель и диспропорционирует в воде и щелочах, как и Cl₂ (но – другие значения **Δφ°** и **K_{равн.}**)

Иод

- I_2 - тв. в-во с металл. блеском – усиление **металлических** свойств
- I_2 летуч, хорошо раст-ся в орг. р-лях, спирте (5% р-р - йодная настойка), плохо р-ся в воде; I_{2aq} -йодная вода (ков. связь, **замкнутая эл. оболочка** – вандерваальсовы связи)
- $KI_3 \cdot xH_2O$ – увеличение р-римости в прис. KI (комплекс $[I^- \cdot I_2]^-$! – сложное соедин.)
- I_2 при нагревании реагирует со многими простыми веществами, образуя иодиды (**окислитель**)

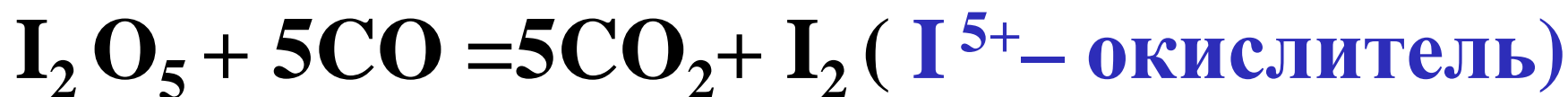
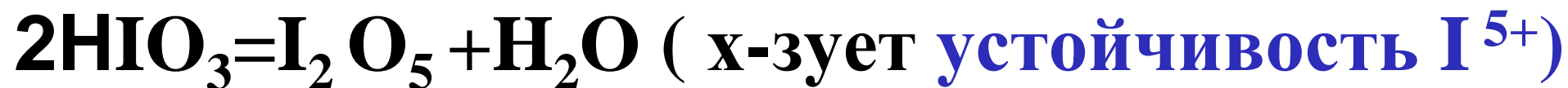
- **I_2 окислитель ~ как HNO_3 : ок-ет многие металлы и соединения, разрушает резину.**

- **Восстановительные свойства I_2 :**

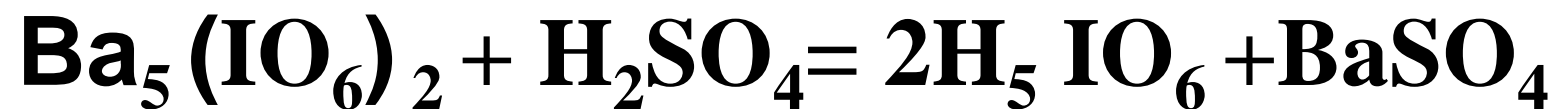


$\Delta\varphi^0 < 0$, равновесие ← но удаление NO – сдвигает равновесие →

Реакции иода и его соединений:



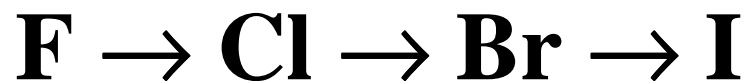
(диспропорционирование +
внутримолекулярное окисление O^{2-})



(вытеснение, обмен)

Сравнение окислительной активности галогенов

Ок. Восст.



Окислительная активность **уменьшается**



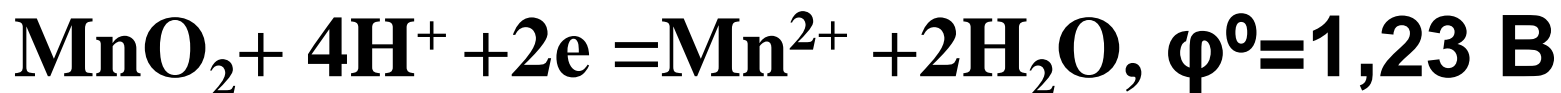
Получение галогенов

- F_2 - электролиз *расплава* HF с KH_2F_3
- $H_2F_3^- - e = 2 HF + \frac{1}{2} F_2$
- Cl_2 - электролиз и различные хим. реакции:

1) электролиз расплава $NaCl + KCl$

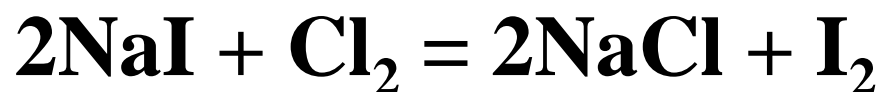


2) $MnO_2 + 4HCl (t^0) = Cl_2 + MnCl_2 + 2H_2O$; $\Delta\varphi^0 < 0$

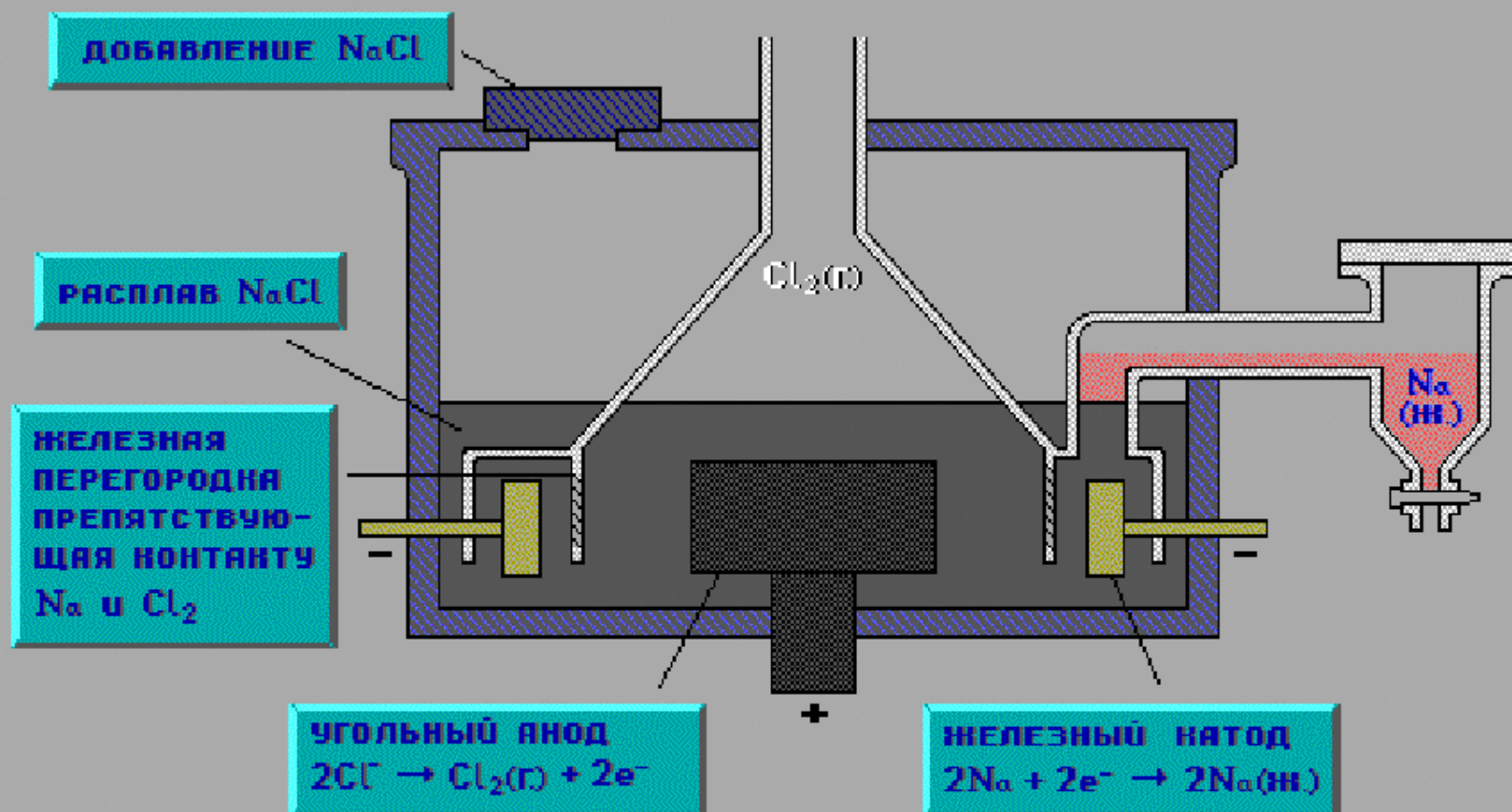


3) $2AuCl_3 (t^0) = Au + 3Cl_2$

- Br_2 и I_2 получают из природной воды, обрабатывая хлором (+ экстракция)



ПРОМЫШЛЕННОЕ ПОЛУЧЕНИЕ Cl_2 ЭЛЕКТРОЛИЗОМ РАСПЛАВА ХЛОРИДА НАТРИЯ



НАЖМИТЕ **ESC** ДЛЯ ОКОНЧАНИЯ

ДЕМОНСТРАЦИОННАЯ МОДЕЛЬ

43
Схема промышленной установки получения хлора.

Применение галогенов

- F_2 - в технологии получения урана, получении фторорганических соединений (тефлон), хладагентов (фреоны), электроизоляционных материалов, инсектицидов
- Cl_2 -стерилизация воды, отбеливание тканей и бумаги, производство хлорорг.продуктов и ядохимикатов.
- Br_2 и I_2 - производство лекарственных препаратов

Галогеноводороды

Свойства	HF	HCl	HBr	HI
$t_{\text{кип}}, ^\circ\text{C}$	+20	-85	-67	-35
$\Delta H_f^0, \text{кДж/моль}$	-269	-92	-36	+26
$\Delta G_f^0, \text{кДж/моль}$	-271	-95	-53	+1
Эн-я связи, кДж/моль	566	431	366	299
Длина связи, нм	0.092	0.128	0.141	0.160
Дипольный момент, D	1.8	0.11	0.08	0.04

- **Хим. связь – ковалентно-полярная,**
обменная, ординарная (к.с. = 1) →
диссоциация в полярных растворителях
- Межмолекулярная **водородная связь** в
жидкой HF :
$$3n \text{ HF} \rightarrow (\cdots\text{F} - \text{H}\cdots\text{F} - \text{H}\cdots\text{F} - \text{H}\cdots)_n \rightarrow$$

высокие T кипения и кристаллизации
- и HF – с H₂O:
$$\text{HF} + \text{HOH} \rightarrow \text{H-F}\cdots\text{H-OH} \rightarrow$$

неограниченная растворимость в воде

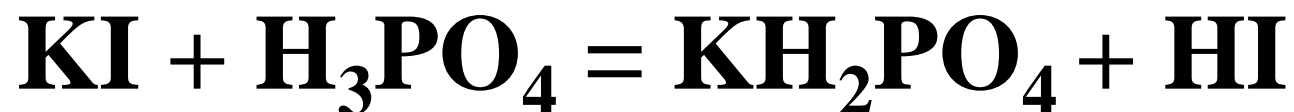
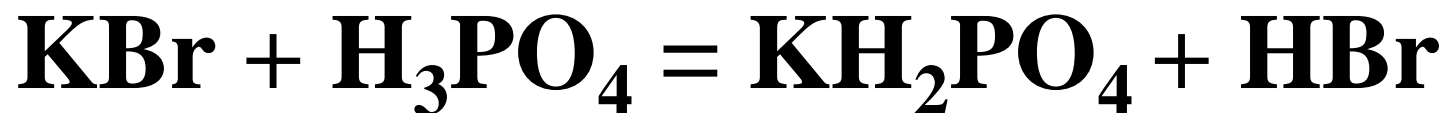
Получение вытеснением:



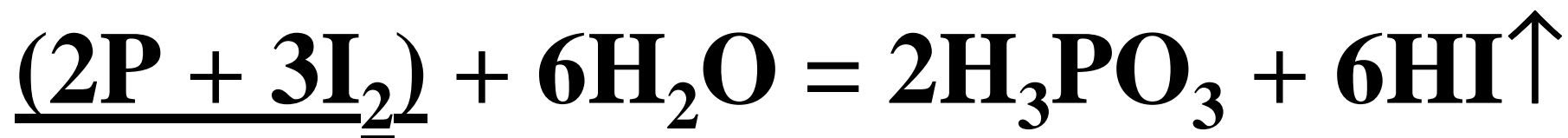
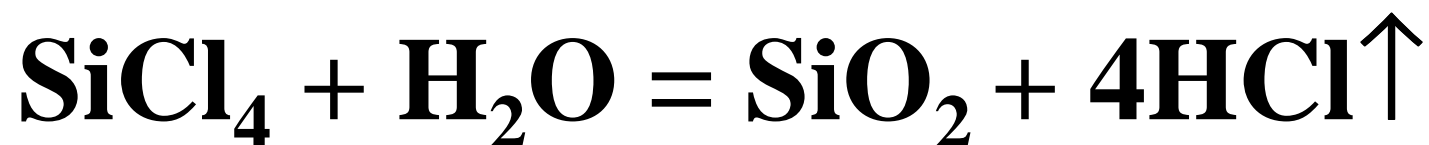
Невозможность получения HBr и HI:



Использование H_3PO_4 ($\Delta\varphi^\circ_{\text{овр}} < 0$):



Получение галогеноводородов гидролизом галогенидов:



$\text{SiCl}_4, \text{PBr}_3, \text{PI}_3$ – галогенангидриды

- Водный р-р HF - кислота **средней силы**



- Поэтому образуются кислые соли – **KHF₂**, **KH₂F₃** и др., хотя кислота **одноосновная**

Характерны реакции **обмена и присоединения:**

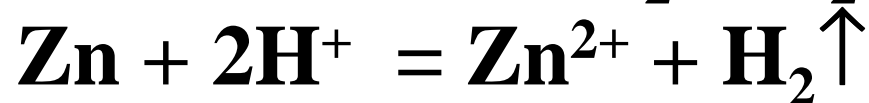
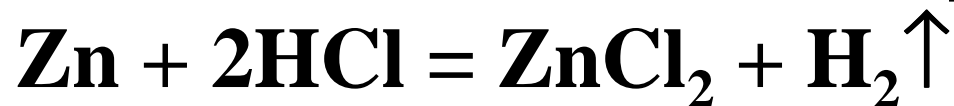


• **Химические свойства** HCl, HBr, HI

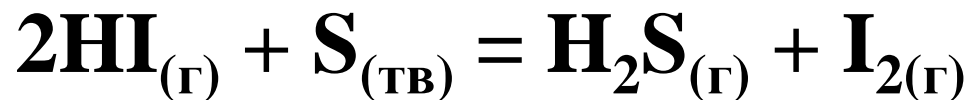
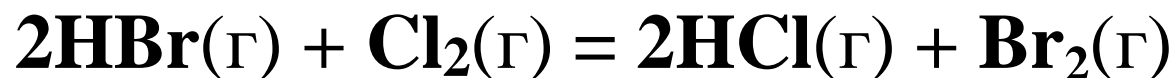
1. Растворение в воде: HCl (36%≈~10 моль/л), HBr (60%~ 7,4), HI (65% - ~ 5), то есть – уменьшается с уменьш. полярности связи

2. Сильные к-ты: $K_d \sim 10^8, 10^9, 10^{10}$ HCl < HBr < HI – корреляция с энергией связи

3. Окислительная активность HГ не велика и одинакова, т.к. окислитель – H⁺ ($\varphi^0=0$)



4. Восстановительная активность Г⁻ ионов



Галиды (галогениды)

- С.о. галогена = -1
- Хим. связь меняется от **ионной** в соединениях с металлами до **ковалентной** – в галогенидах неметаллов.

Соединение	CaF_2	CaCl_2	CaBr_2	CaI_2
ΔG°_f , кДж/моль	-1168.5	-749.4	-666.6	-533.1

- Фториды более устойчивы и хуже растворимы в воде
- Хорошо растворимы: KF , NaF , ... AgF , HgF_2

- **Фториды Sc и лантаноидов** наиболее устойчивы среди *d*-элементов, **нерастворимы**
- Устойчивость фторидов ум-ся вниз по группе и растет с ув-м с.о. у *d*-элементов

Соед-е	TaF ₃	TaF ₅
ΔH°_f , кДж/моль	-786.6	-1903.6
ΔH°_f , кДж/моль связей	-262,2	- 380,7

- **Фториды неметаллов** - газы или жидкости с **молекулярной** структурой. Некоторые инертны (CF₄, NF₃, SF₆) – **замкнутые** электронные оболочки

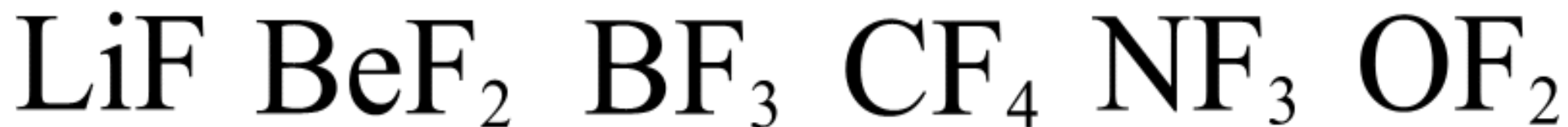
- **Хлориды, бромиды, иодиды**
- **менее прочны, чем фториды**
- **летучи при высоких t (Al₂Cl₆...)**
- **Г⁻ являются основаниями
Льюиса:**



L-осн(Cl) L-к-та(Sn)

Изменение кислотно-основных свойств фторидов

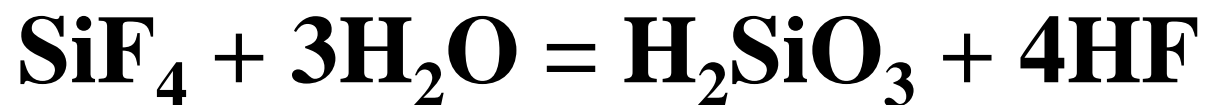
основные свойства



кислотные свойства

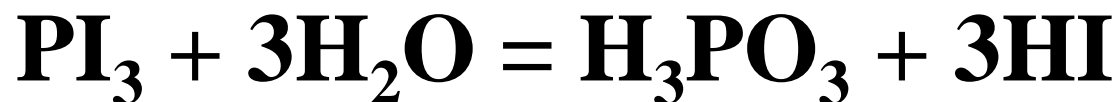
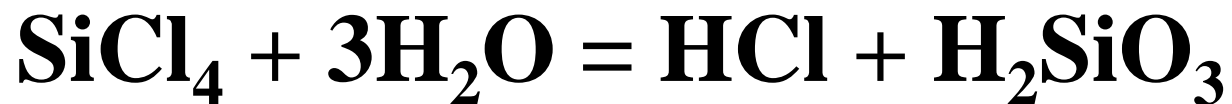
Кислотно-основные реакции

- $\text{NaF} + \text{AlF}_3 = \text{Na}_3[\text{AlF}_6]$
- L-осн. + L-кисл
- Гидролиз ионных фторидов:
- $\text{NaF} + \text{H}_2\text{O} = \text{NaOH} + \text{HF}$ (слабая!)
- $\text{NaF} + \text{HF} = \text{NaHF}_2$
- Гидролиз ковалентных (кислотных) фторидов (фтороангидриды):

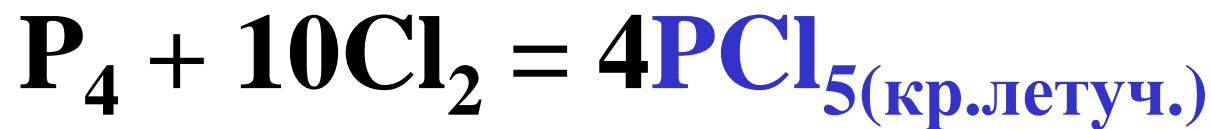
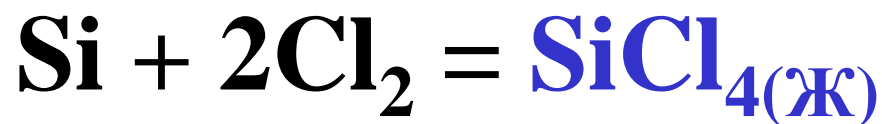
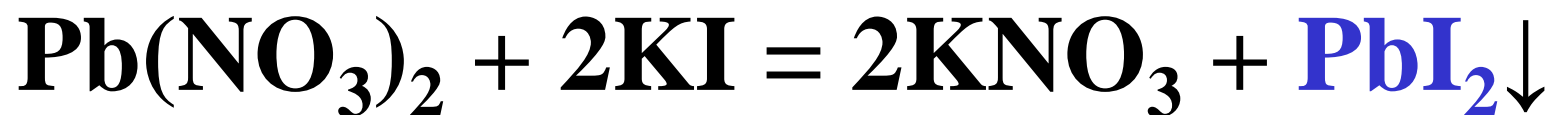
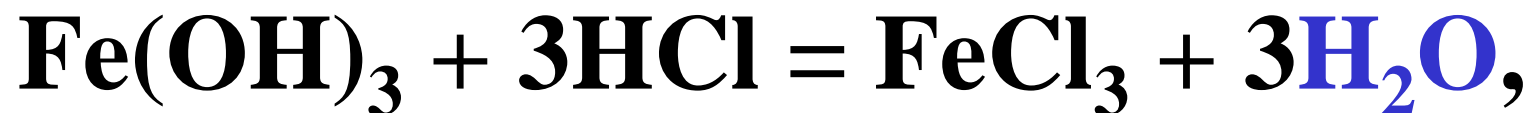
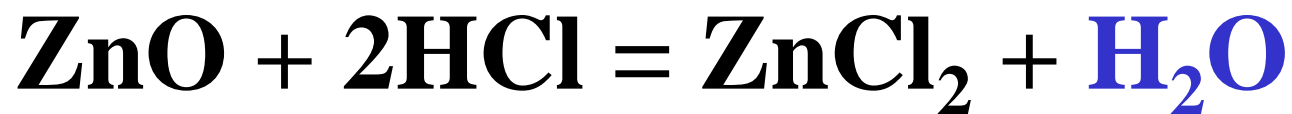


- **Гидролиз:**
- Галогениды (**Cl, Br, I**) почти всех **s-**элементов не гидролизуются
- Растворимые галогениды **менее активных (Be, Mg, p-, d-, f-)** металлов гидролизуются обратимо

$$\text{FeCl}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl} + 2\text{HCl}$$
- Галогениды **неметаллов (галогенангидриды)** разлагаются водой необратимо



Получение галогенидов



Интергалогениды

XX' ClF - газ

BrF - газ

ICl - ТВ.

IBr - ТВ.

XX_3' ClF_3 - газ

BrF_3 - Ж.

IF_3 - ТВ.

ICl_3 - ТВ.

XX_5' ClF_5 - газ

BrF_5 - Ж.

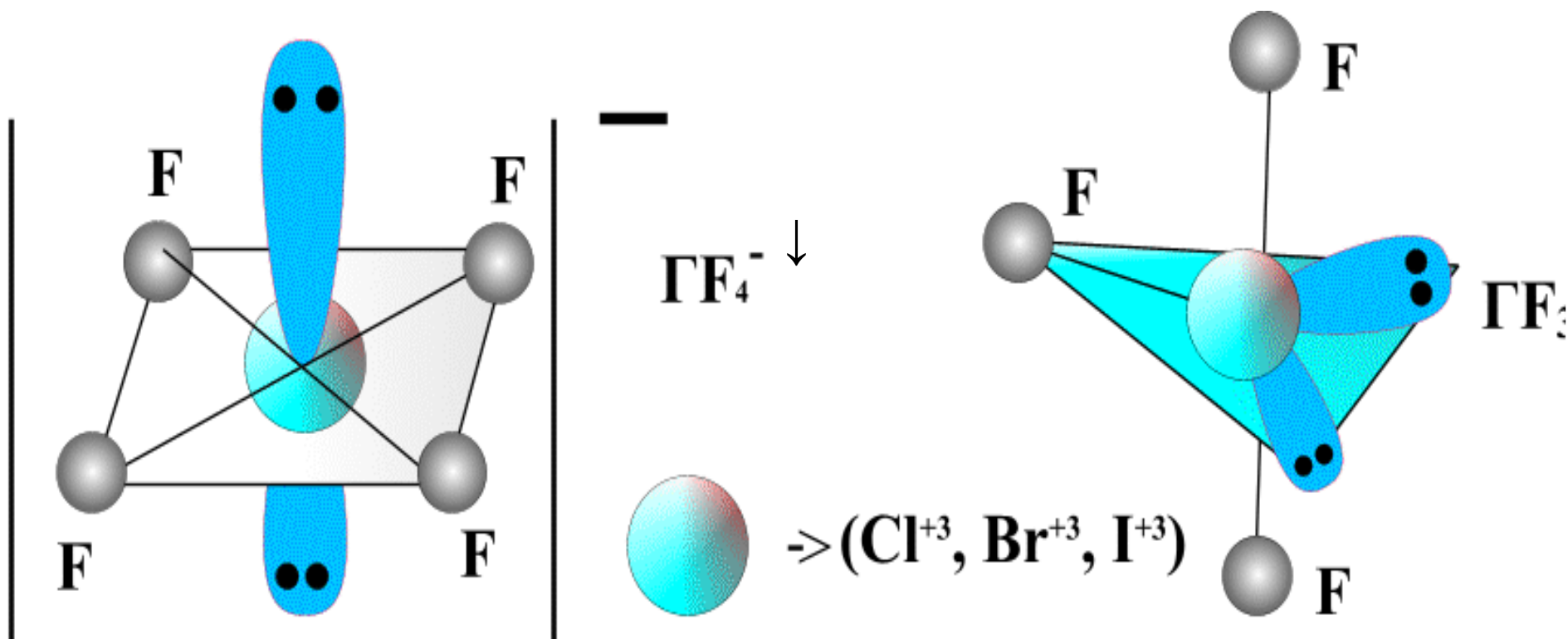
IF_5 - Ж.

XX_7' IF_7 - газ

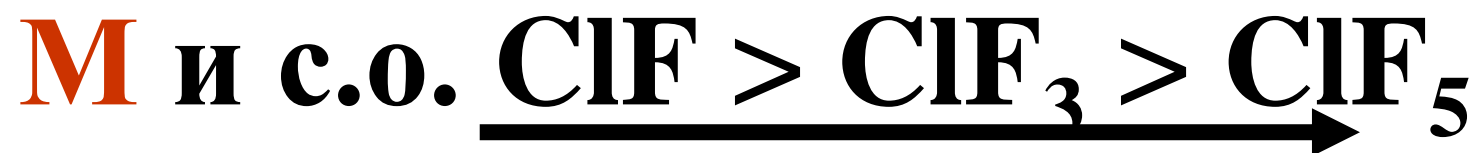
Чем $> \text{M}$, тем $> \text{T}$ плав.

и $<$ устойчивость

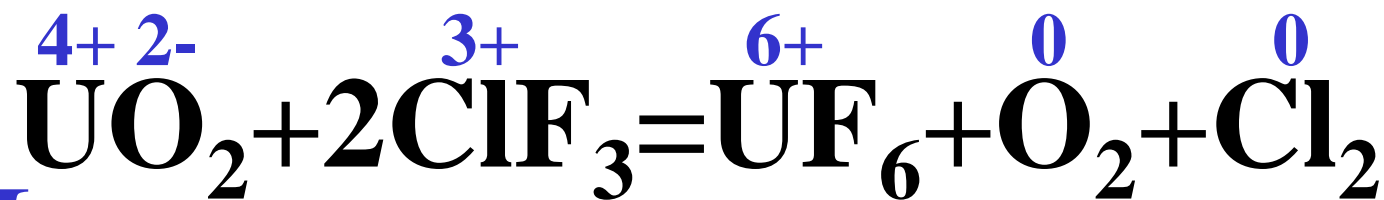
Строение межгалогенного соединения ΓF_3 (L-кислота и L-основание) и аниона ΓF_4^- (где $\Gamma = (\text{Cl}^{+3}, \text{Br}^{+3}, \text{I}^{+3})$)



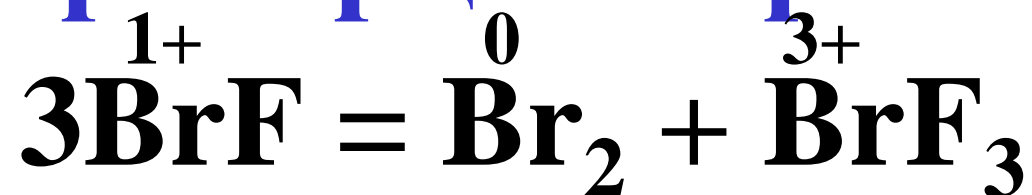
Устойчивость умен-ся с ув-ем



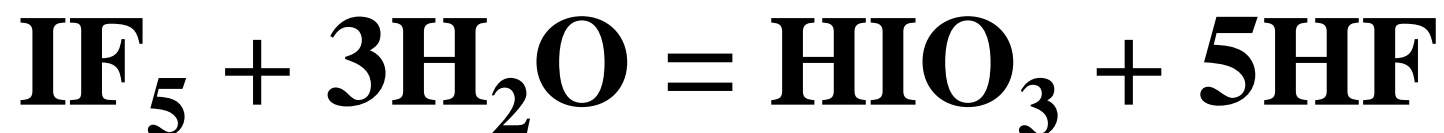
Окислители:



Диспропорционирование:



Гидролиз:



Применение галогенидов

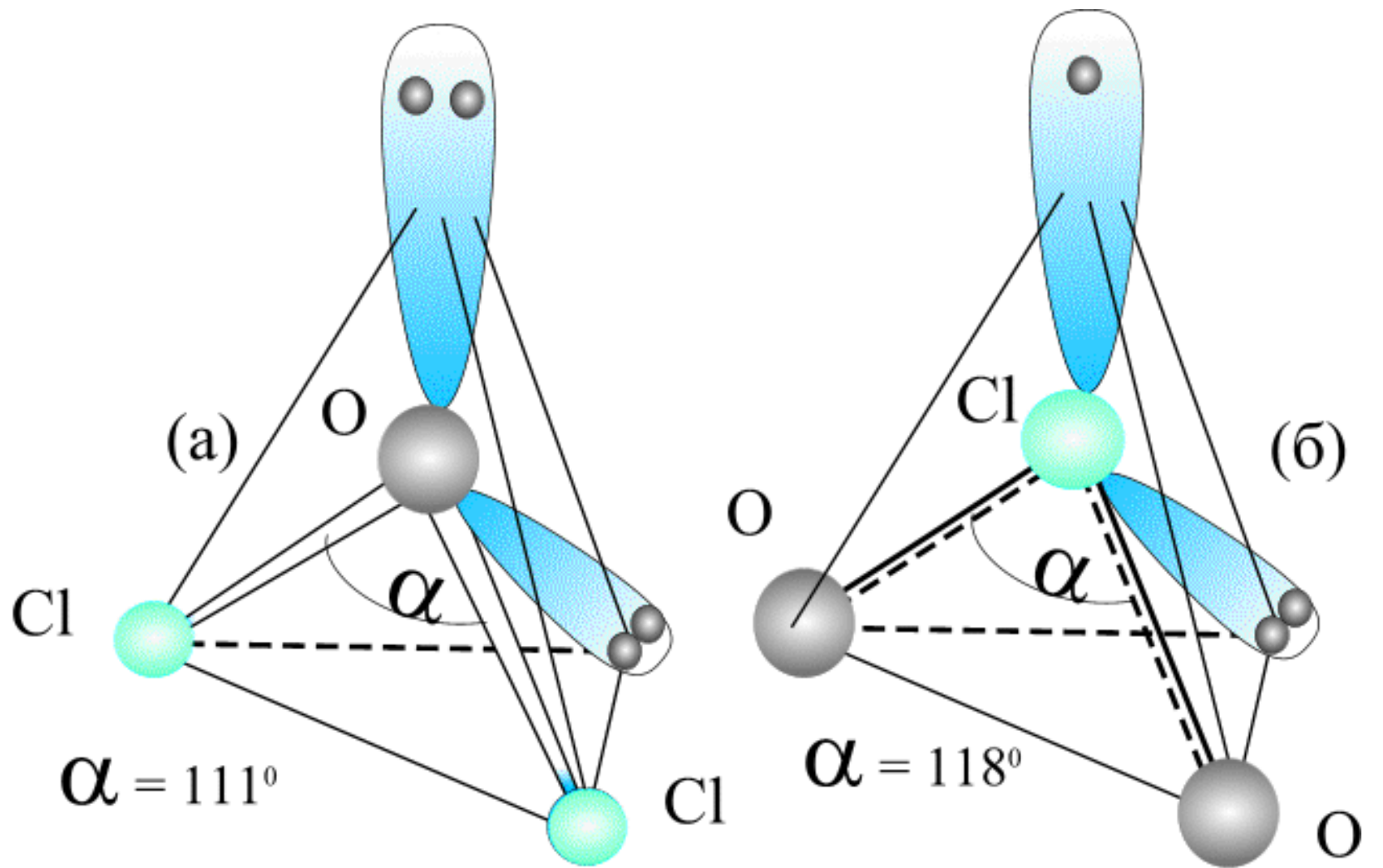
- NaCl - исходное в-во при получении NaOH , Cl_2 , Na_2CO_3 , Na_2SO_4
- KCl - удобрение и сырьё для получения KOH и солей калия
- AlCl_3 – катализатор **орг. реакций**
- CCl_4 - растворитель жиров и масел
- SiCl_4 - исход. в-во для получения п/п Si
- AgBr , AgI - в фотографии
- NaI , KI - в медицине

Оксиды

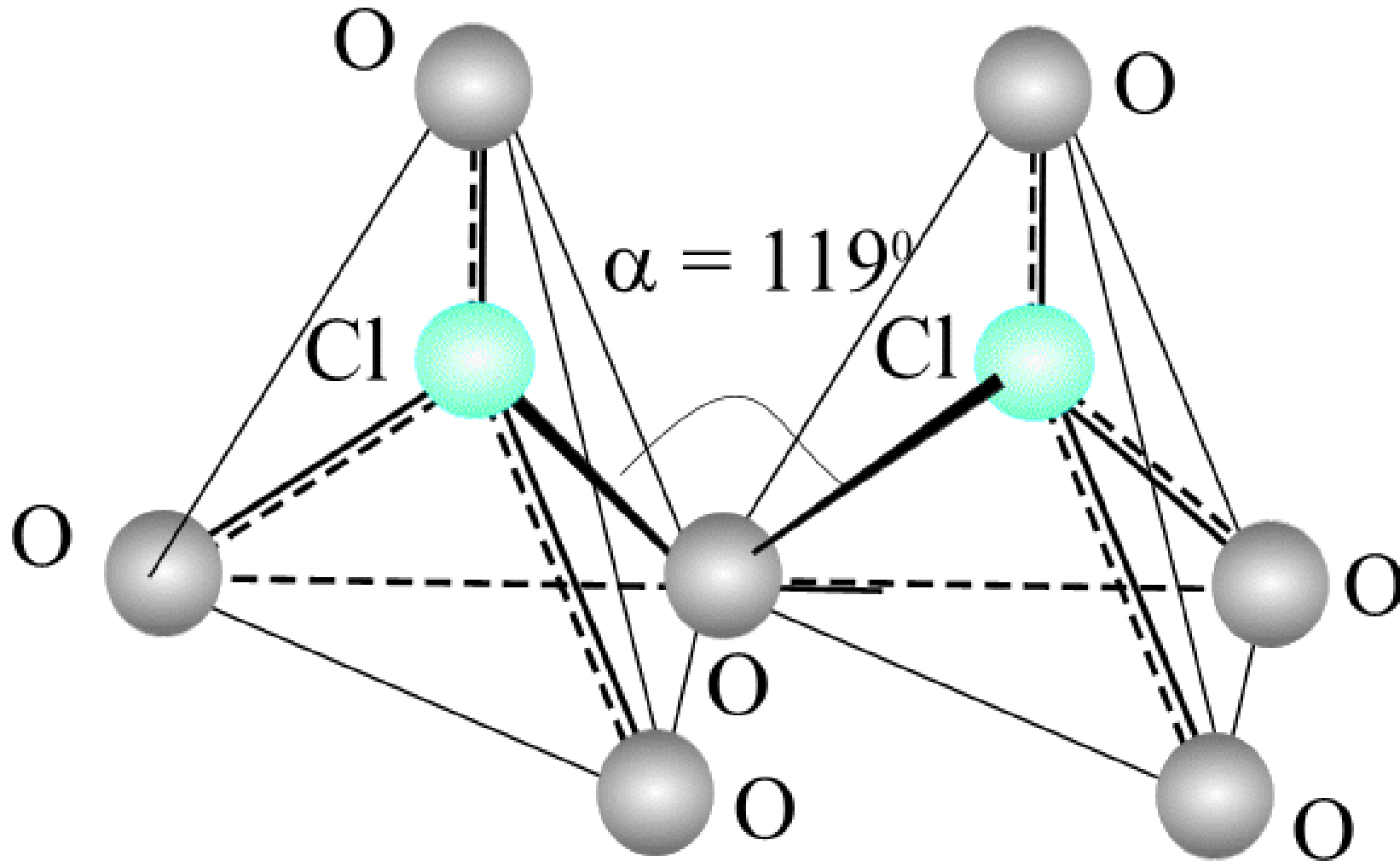
С.О.	Фторид	Хлориды	Бромиды	Йодиды
-1	OF_2	—	—	—
+1	—	Cl_2O	Br_2O	
+2	—	ClO , Cl_2O_2	Br_2O_2	IO
+3	—	—	—	—
+4	—	ClO_2 , Cl_2O_4	BrO_2	I_2O_4
+5	—	—	Br_2O_5	I_2O_5
+6	—	ClO_3 , Cl_2O_6	BrO_3	I_2O_6
+7	—	Cl_2O_7	(Br_2O_7)	(I_2O_7)

Практическое значение имеют ClO_2 и I_2O_5

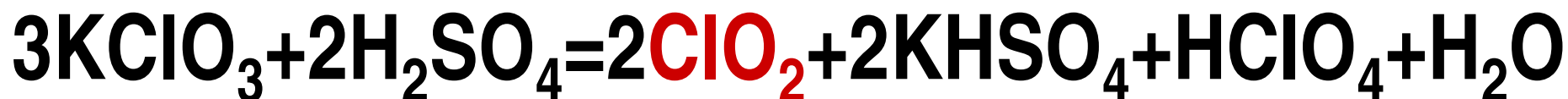
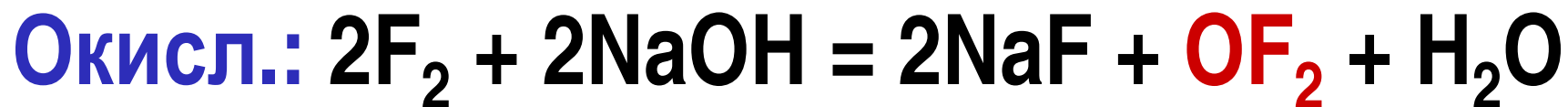
Структура молекул Cl_2O (а) и ClO_2 (б)



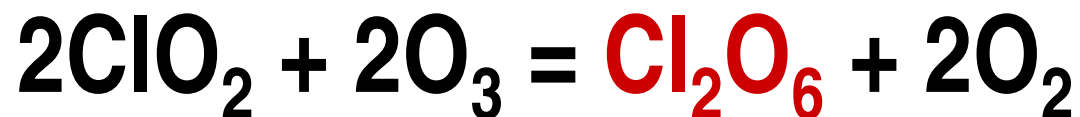
Структура молекулы Cl_2O_7



Получение (косв. методы)

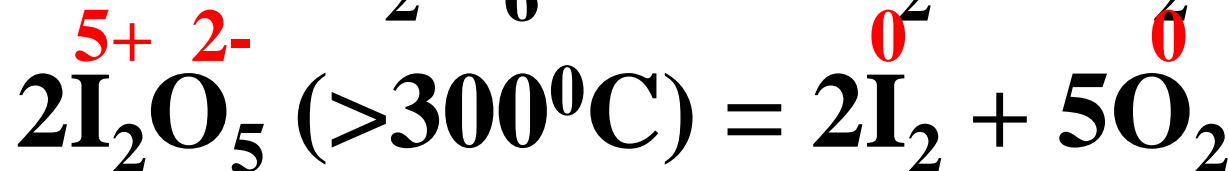
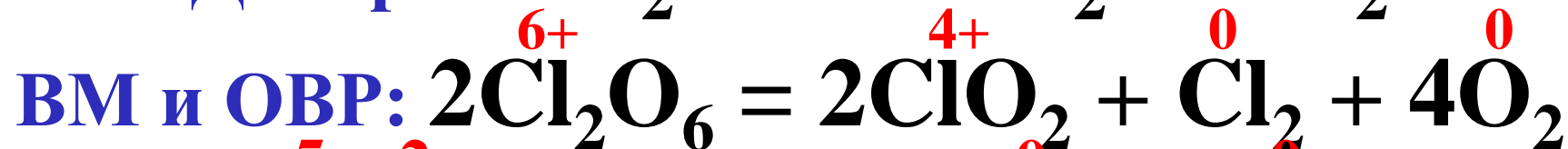
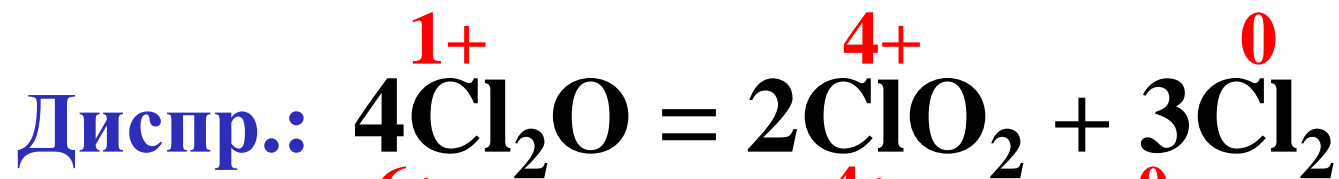


Окисление:



Устойчивость оксидов

- Т/д неустойчивы (кроме I_2O_5).
- Взрываются при нагревании и сотрясении, в присутствии орг. веществ.
- $\text{Cl}_2\text{O}(\text{г})$, $\text{Cl}_2\text{O}_6(\text{ж})$ разлагаются при комн. t°
- $\text{Cl}_2\text{O}_7(\text{ж})$ более устойчив
-



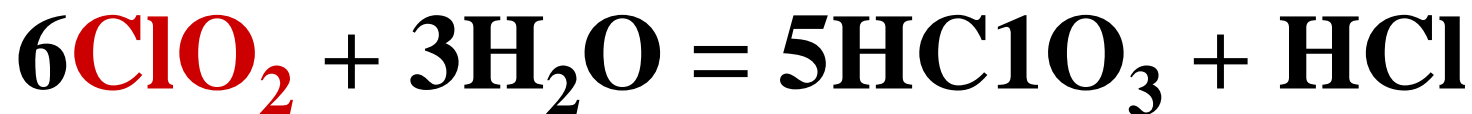
Химические свойства

Все оксиды кислотные (кроме OF_2)

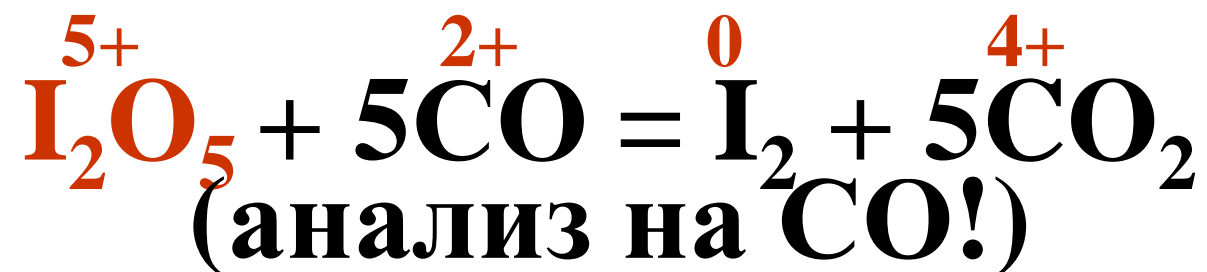
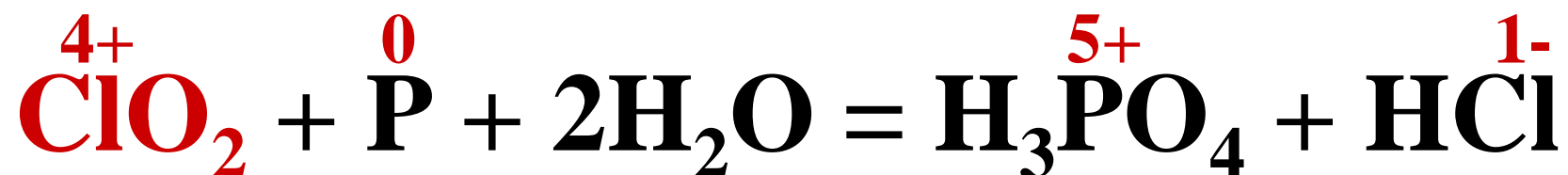
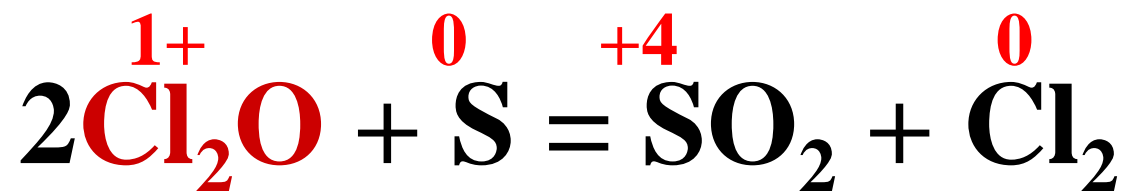
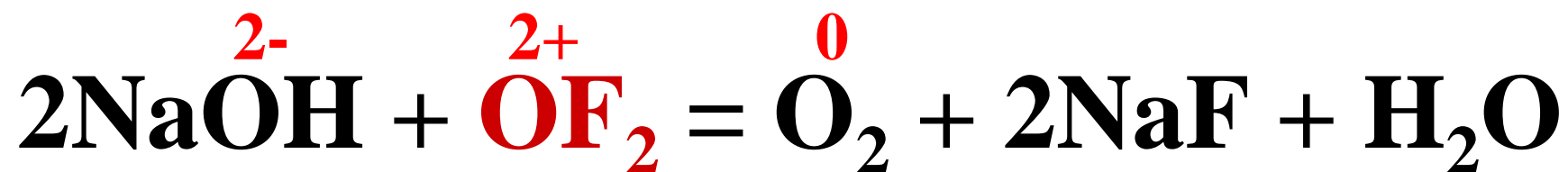
Простые ангидриды:



Ангидриды 2-х к-т (диспроп-ние):

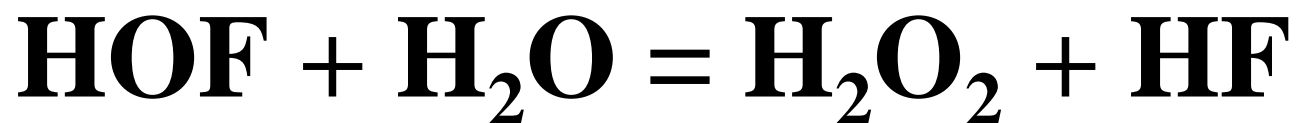


Оксиды галогенов - сильные окислители



Оксо-кислоты и их соли

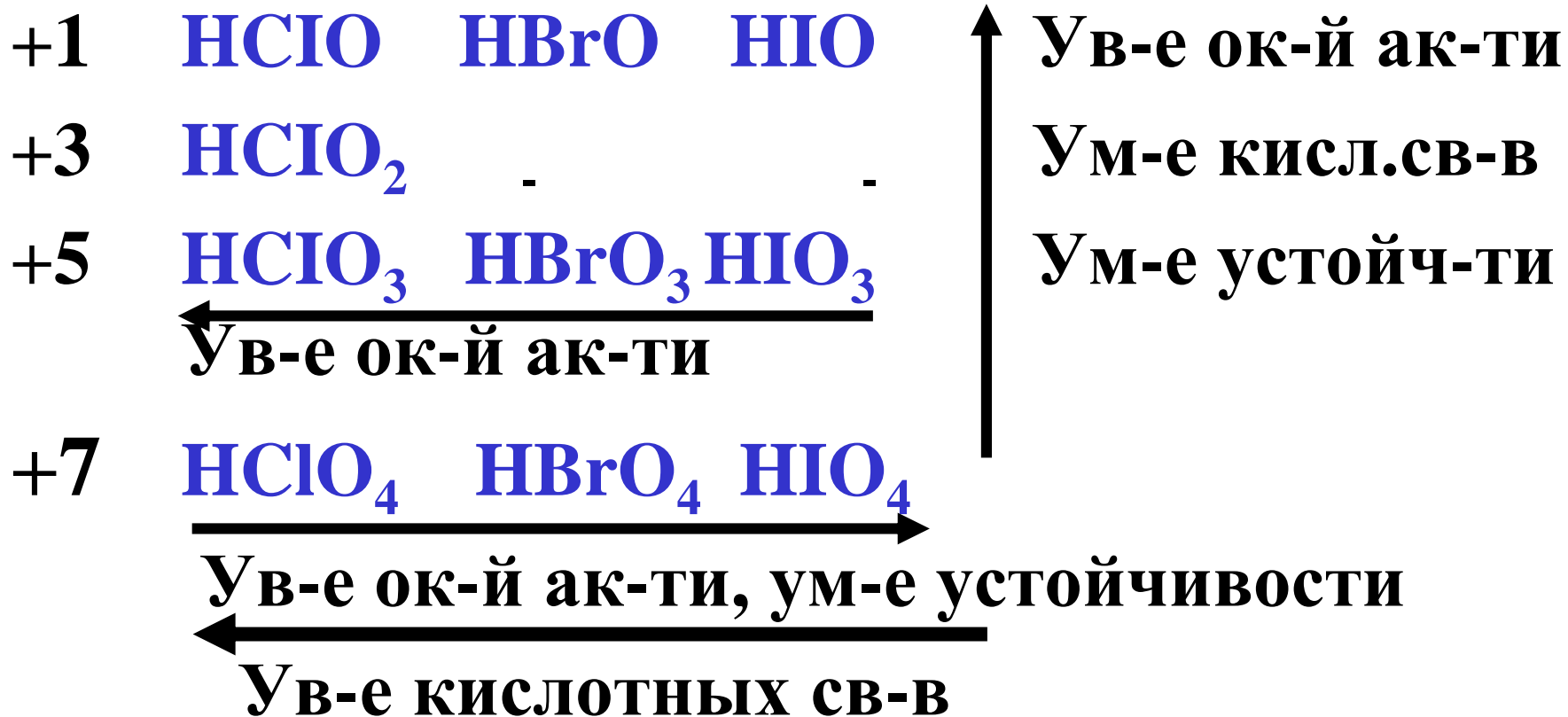
- **HO^oF (O^o!) не ионизируется в воде, солей не образует, разлагается при комн.температуре (контрдиспропорционирование O):**



с.о. 0 -2 -1

- **Cl, Br, I образуют кислоты и соли в с.о. +1, +3, +5, +7**

с.о.



НСlO, НВrO, НlO, НСlO₂ - сильные окислители

НСlO₃, НВrO₃, НlO₃, НСlO₄, НВrO₄ - сильные кислоты; Н₅lO₆ слабая кислота, слабый ок-ль

Структура молекулы HClO_4

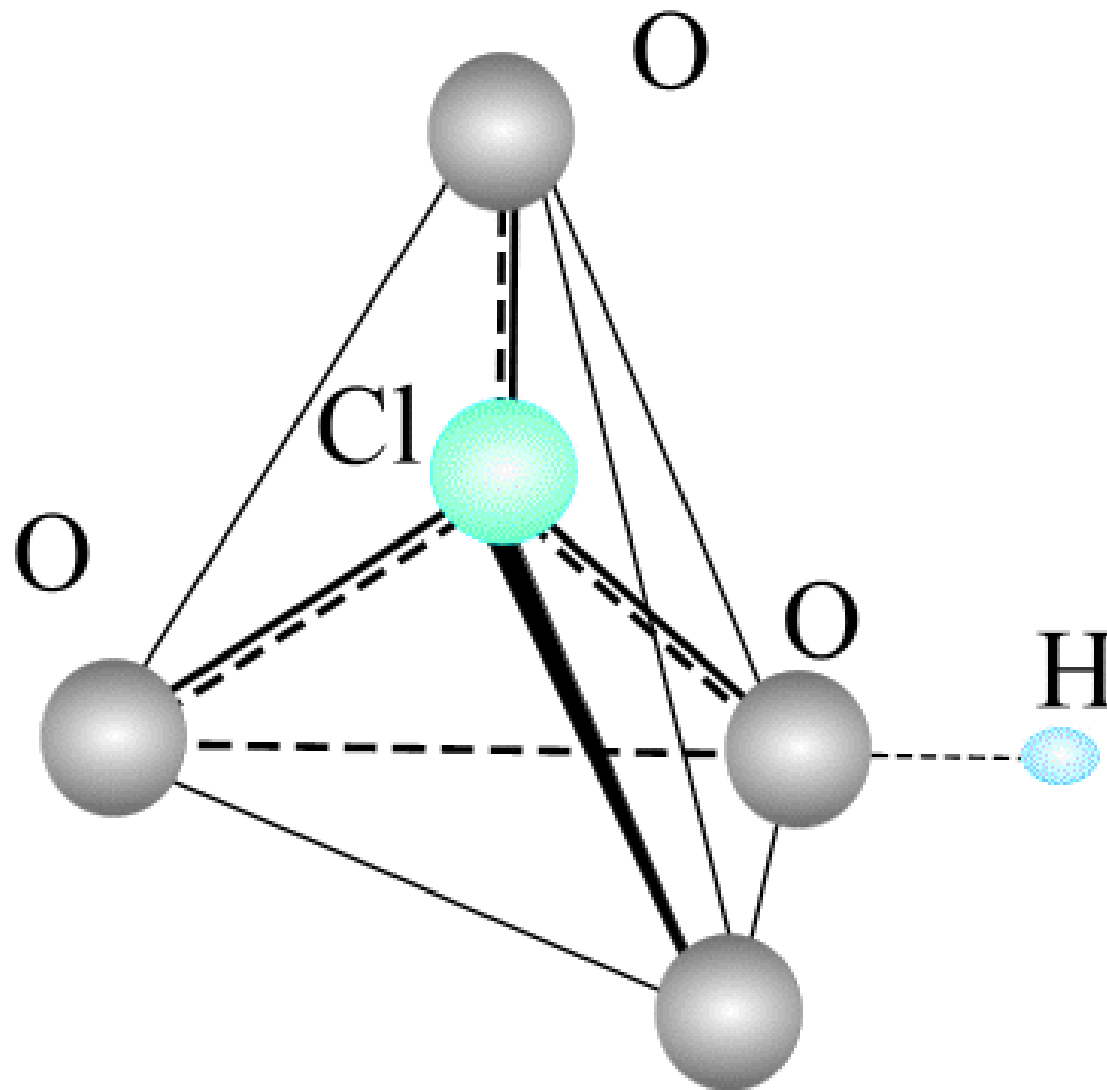


Схема ок-вос. потенциалов (диаграмма Латимера)

Кислая среда ($\text{pH} = 0$, $\Delta\varphi^\circ$, В)

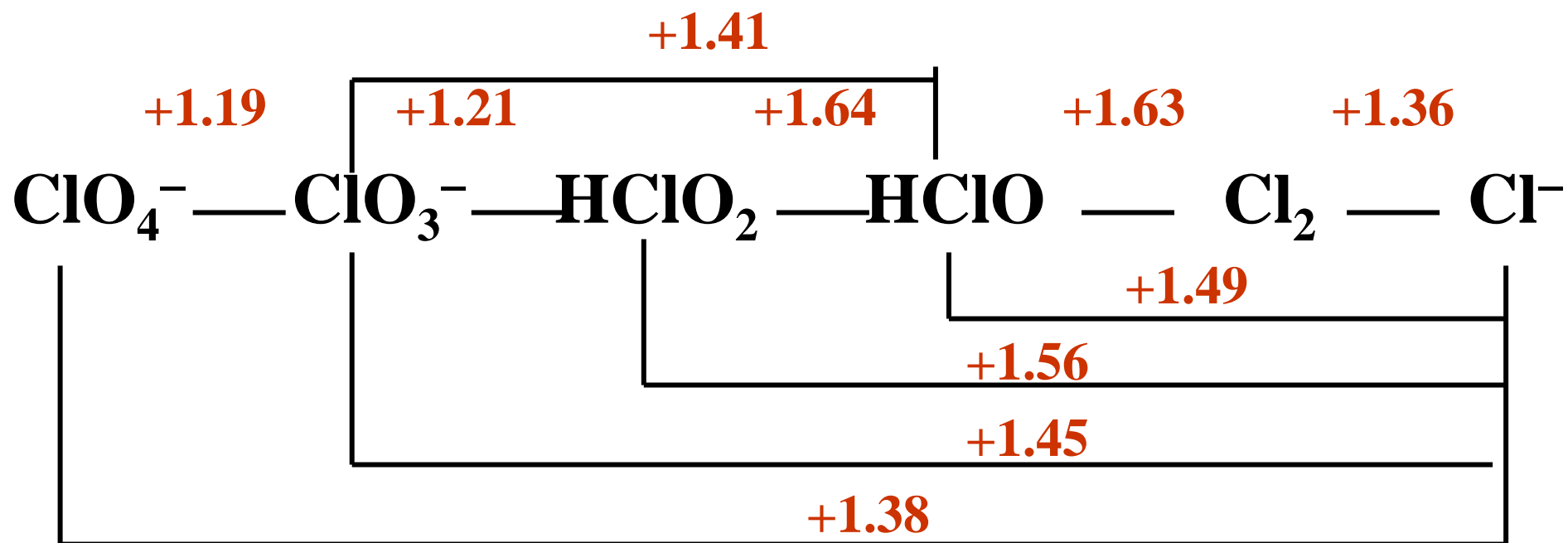
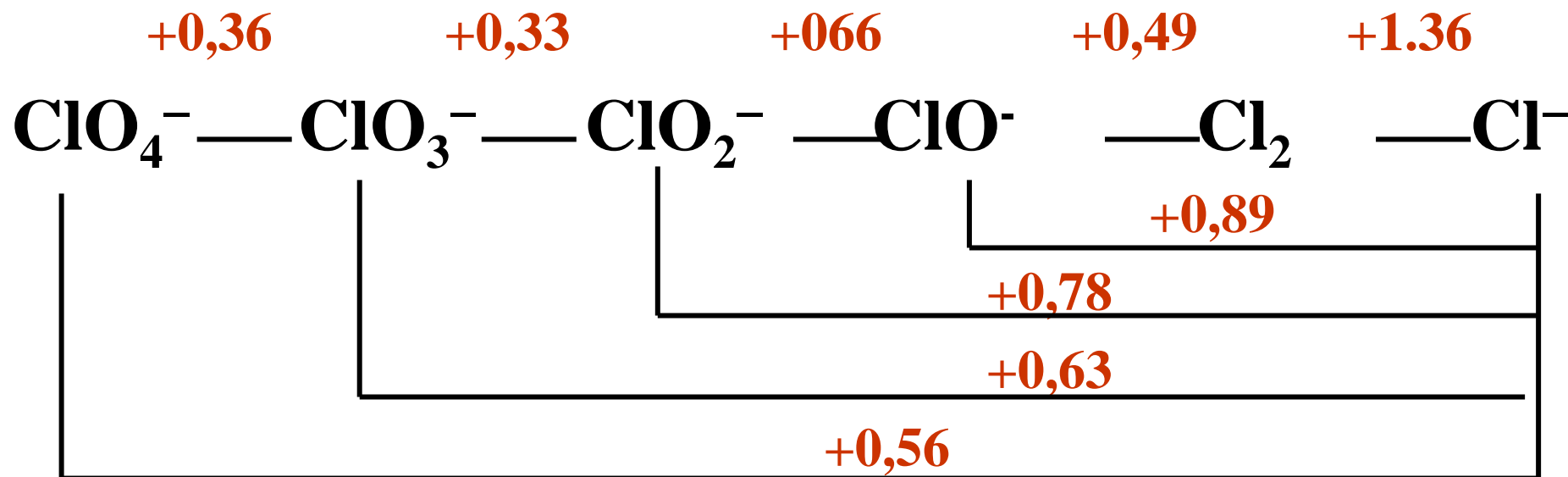


Схема ок-вос. потенциалов

Щелочная среда (pH = 14, $\Delta\phi^\circ, \text{В}$)



• **С позиций термодинамики
возможны реакции в растворе:**



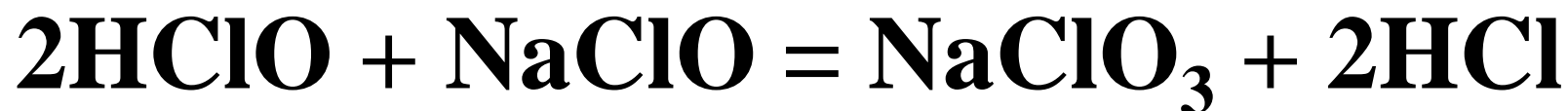
белильная известь ⁷⁴

- **Конц.** HClO_4 HBrO_4 - сильные ок-ли



- **Разб.** р-ры теряют окислит-е св-ва

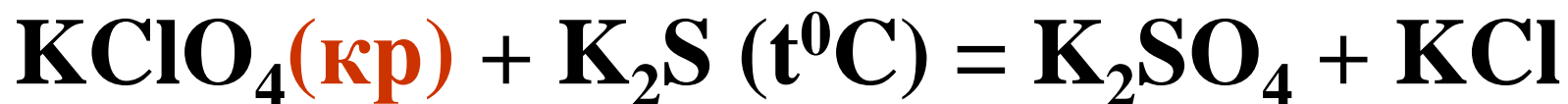
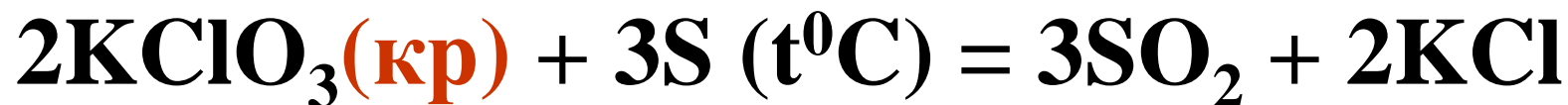
- **К-ты** более сильные ок-ли, чем соли:



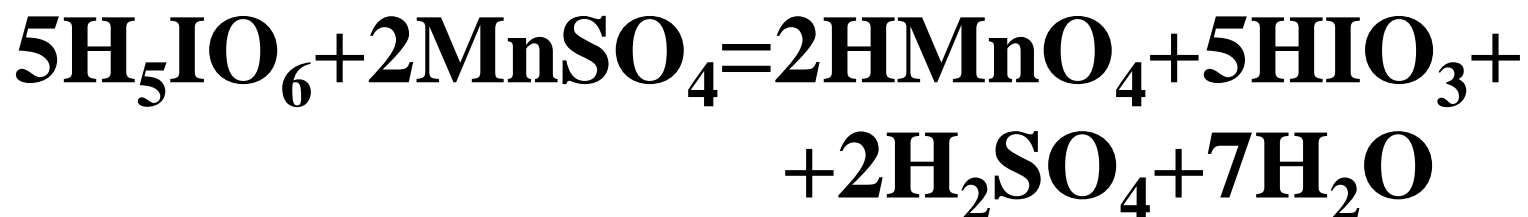
См. также выше диаграммы Латимера



- В нейтрал. водных растворах HIO_3^- и HIO_4^- окислителями не являются. Ок-е свойства – при **нагревании** тв. солей:



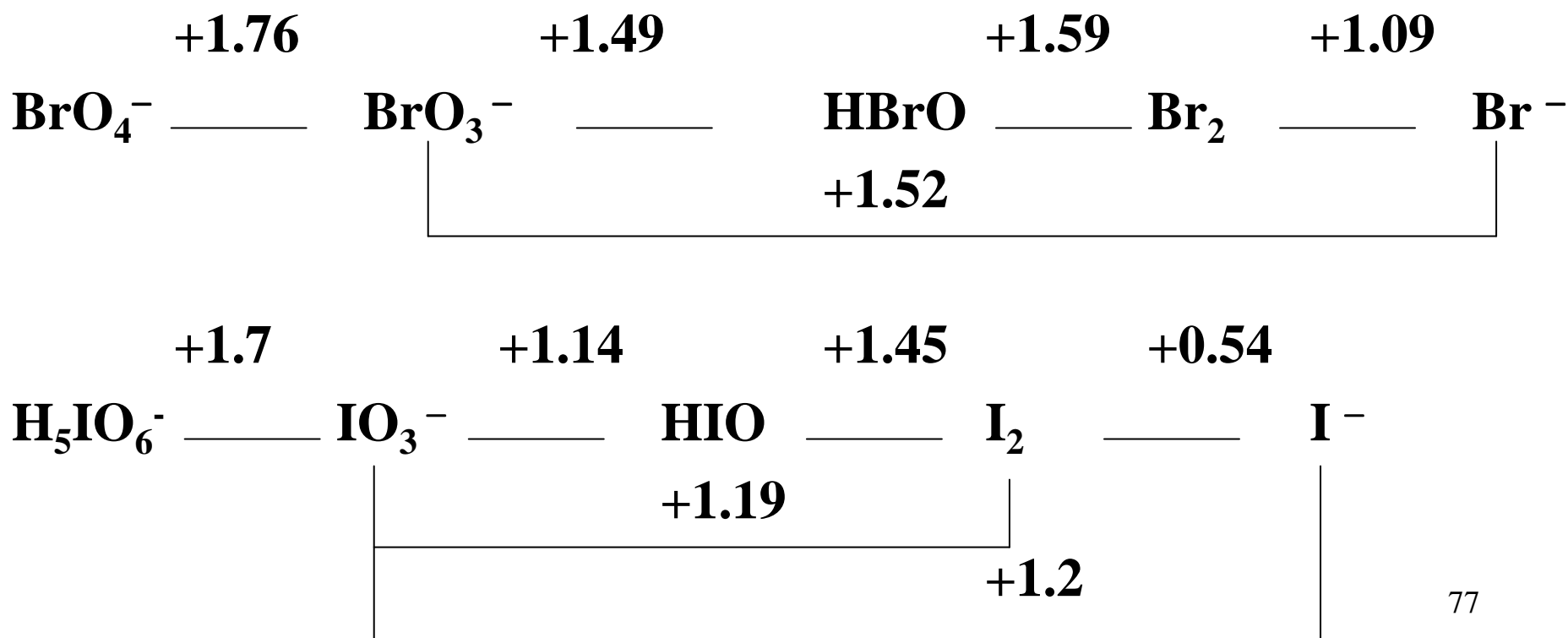
- H_5IO_6 слаб. к-та, но довольно сильный окислитель:

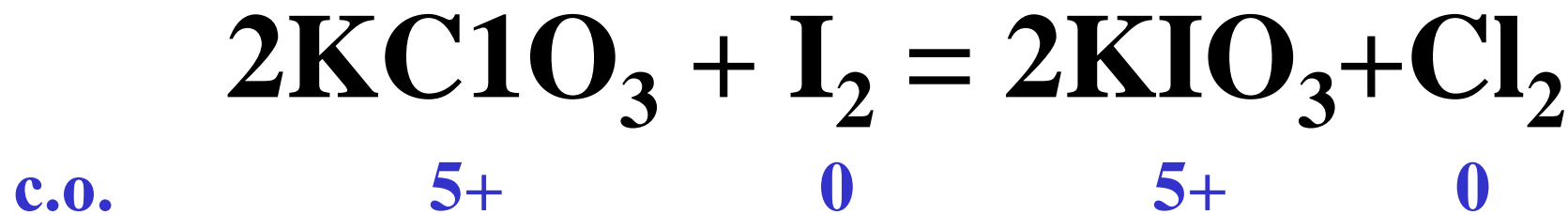
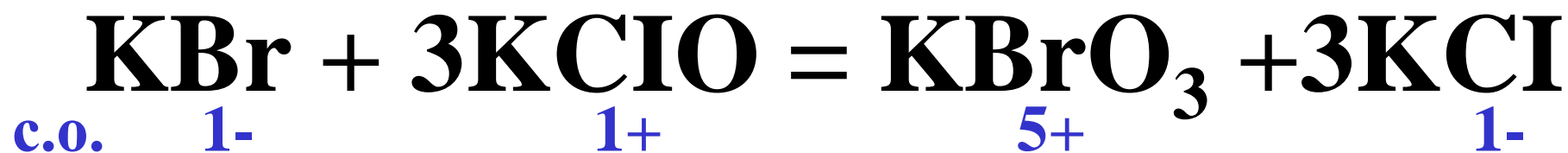
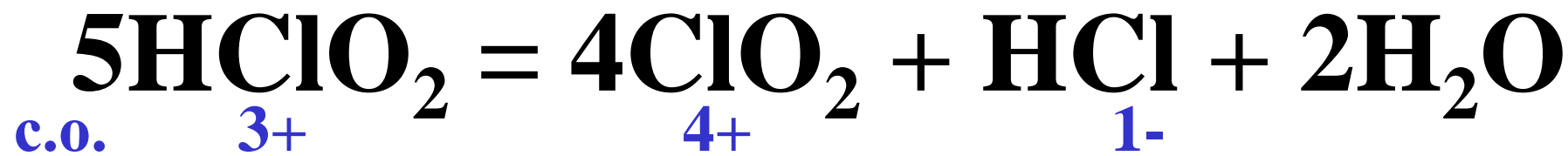
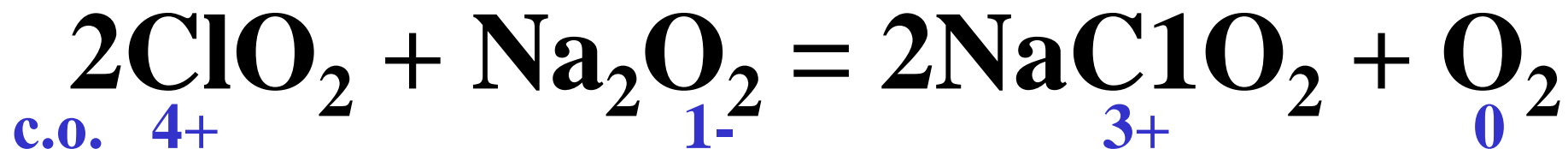


- Ок.-вос. р-ции для систем $\text{Br}_2 - \text{H}_2\text{O}$ и $\text{I}_2 - \text{H}_2\text{O}$ похожи на $\text{Cl}_2 - \text{H}_2\text{O}$, но есть и отличия

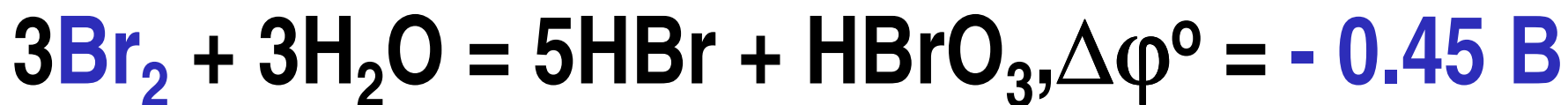
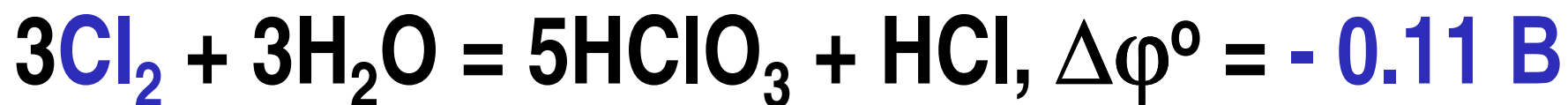
Диаграмма Латимера для Br и I

Кислая среда ($\text{pH} = 0, \Delta\varphi^\circ, \text{V}$)





Условия для диспропорционирования по ряду Cl_2 , Br_2 , I_2 ухудшаются:



Соединения $\text{Br}(+7)$ м.б. получены только с помощью самых сильных ок-лей:

