

# Химия d-элементов

## *ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ЭЛЕМЕНТОВ VIIB ГРУППЫ. МАРГАНЕЦ.*



# ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

www.calc.ru



Д.И. Менделеев  
1834–1907

Периоды	Ряды	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																Энергетический уровень	
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII			a
		a	б	a	б	a	б	a	б	a	б	a	б	a	б	б			
1	1	<b>H</b> 1.008 ВОДОРОД																<b>He</b> 4.003 ГЕЛИЙ	2
2	2	<b>Li</b> 6.941 ЛИТИЙ	<b>Be</b> 9.0122 БЕРИЛЛИЙ	<b>B</b> 10.811 БОР	<b>C</b> 12.011 УГЛЕРОД	<b>N</b> 14.007 АЗОТ	<b>O</b> 15.999 КИСЛОРОД	<b>F</b> 18.998 ФТОР	<b>Ne</b> 20.179 НЕОН										10
3	3	<b>Na</b> 22.99 НАТРИЙ	<b>Mg</b> 24.312 МАГНИЙ	<b>Al</b> 26.982 АЛЮМИНИЙ	<b>Si</b> 28.086 КРЕМНИЙ	<b>P</b> 30.974 ФОСФОР	<b>S</b> 32.064 СЕРА	<b>Cl</b> 35.453 ХЛОР	<b>Ar</b> 39.948 АРГОН										18
4	4	<b>K</b> 39.102 КАЛИЙ	<b>Ca</b> 40.08 КАЛЬЦИЙ	<b>Sc</b> 44.956 СКАНДИЙ	<b>Ti</b> 47.88 ТИТАН	<b>V</b> 50.941 ВАНАДИЙ	<b>Cr</b> 51.996 ХРОМ	<b>Mn</b> 54.938 МАРГАНЕЦ	<b>Fe</b> 55.849 ЖЕЛЕЗО	<b>Co</b> 58.933 КОБАЛЬТ	<b>Ni</b> 58.7 НИКЕЛЬ								
	5	<b>Cu</b> 63.546 МЕДЬ	<b>Zn</b> 65.37 ЦИНК	<b>Ga</b> 69.72 ГАЛЛИЙ	<b>Ge</b> 72.59 ГЕРМАНИЙ	<b>As</b> 74.922 АРСЕН	<b>Se</b> 78.96 СЕЛЕН	<b>Br</b> 79.904 БРОМ	<b>Kr</b> 83.8 КРИПТОН										
5	6	<b>Rb</b> 85.468 РУБИДИЙ	<b>Sr</b> 87.62 СТРОНЦИЙ	<b>Y</b> 88.906 ИТРИЙ	<b>Zr</b> 91.22 ЦИРКОНИЙ	<b>Nb</b> 92.906 НИОБИЙ	<b>Mo</b> 95.94 МОЛИБДЕН	<b>Tc</b> 98 ТЕХНЕЦИЙ	<b>Ru</b> 101.07 РУТЕНИЙ	<b>Rh</b> 102.905 РОДИЙ	<b>Pd</b> 106.4 ПАЛЛАДИЙ								
	7	<b>Ag</b> 107.868 СЕРЕБРО	<b>Cd</b> 112.41 КАДМИЙ	<b>In</b> 114.82 ИНДИЙ	<b>Sn</b> 118.69 ОЛОВО	<b>Sb</b> 121.75 СУРЬМА	<b>Te</b> 127.6 ТЕЛЛУР	<b>I</b> 126.905 ИОД	<b>Xe</b> 131.3 КСЕНОН										
6	8	<b>Cs</b> 132.905 ЦЕЗИЙ	<b>Ba</b> 137.34 ВАРИЙ	<b>La-71</b> ЛАНТАНОИДЫ	<b>Hf</b> 178.49 ГАФНИЙ	<b>Ta</b> 180.948 ТАНТАЛ	<b>W</b> 183.85 ВОЛЬФРАМ	<b>Re</b> 186.207 РЕНИЙ	<b>Os</b> 190.2 ОСМИЙ	<b>Ir</b> 192.22 ИРИДИЙ	<b>Pt</b> 195.09 ПЛАТИНА								
	9	<b>Au</b> 196.967 ЗОЛОТО	<b>Hg</b> 200.59 РУТУТЬ	<b>Tl</b> 204.37 ТАЛЛИЙ	<b>Pb</b> 207.19 СВИНЕЦ	<b>Bi</b> 208.98 ВИСМУТ	<b>Po</b> 209 ПОЛОНИЙ	<b>At</b> 210 АСТАТ	<b>Rn</b> 222 РАДОН										
7	10	<b>Fr</b> 223 ФРАНЦИЙ	<b>Ra</b> 226 РАДИЙ	<b>Ac-103</b> АКТИНОИДЫ	<b>Rf</b> 261 РЕЗЕРФОРДИЙ	<b>Db</b> 262 ДУБНИЙ	<b>Sg</b> 263 СИБОРГИЙ	<b>Bh</b> 264 БОРИЙ	<b>Hn</b> 265 ХАНИЙ	<b>Mt</b> 266 МЕЙТНЕРИЙ									
ВЫСШИЕ ОКСИДЫ		R <sub>2</sub> O	RO	R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	RO <sub>2</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	RO <sub>3</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	RO <sub>4</sub>										
ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ					RH <sub>4</sub>	RH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> R	HR											

СИМВОЛ ЭЛЕМЕНТА      ПОРЯДКОВЫЙ НОМЕР



РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ПО СЛОЯМ

- s-элементы
- p-элементы
- d-элементы
- f-элементы

## Л А Н Т А Н О И Д Ы

57 <b>La</b> ЛАНТАН 138.906	58 <b>Ce</b> ЦЕРИЙ 140.12	59 <b>Pr</b> ПРАЗЕОДИЙ 140.908	60 <b>Nd</b> НЕОДИМ 144.24	61 <b>Pm</b> ПРОМЕТИЙ (145)	62 <b>Sm</b> САМАРИЙ 150.4	63 <b>Eu</b> ЕВРОПИЙ 151.96	64 <b>Gd</b> ГАДОЛИНИЙ 157.25	65 <b>Tb</b> ТЕРБИЙ 158.926	66 <b>Dy</b> ДИСПРОЗИЙ 162.5	67 <b>Ho</b> ГОЛЬМИЙ 164.93	68 <b>Er</b> ЭРБИЙ 167.26	69 <b>Tm</b> ТУЛЬИЙ 168.934	70 <b>Yb</b> ИТТЕРБИЙ 173.04	71 <b>Lu</b> ЛЮТЕЦИЙ 174.97
-----------------------------------	---------------------------------	--------------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	-----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------	-----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------

## А К Т И Н О И Д Ы

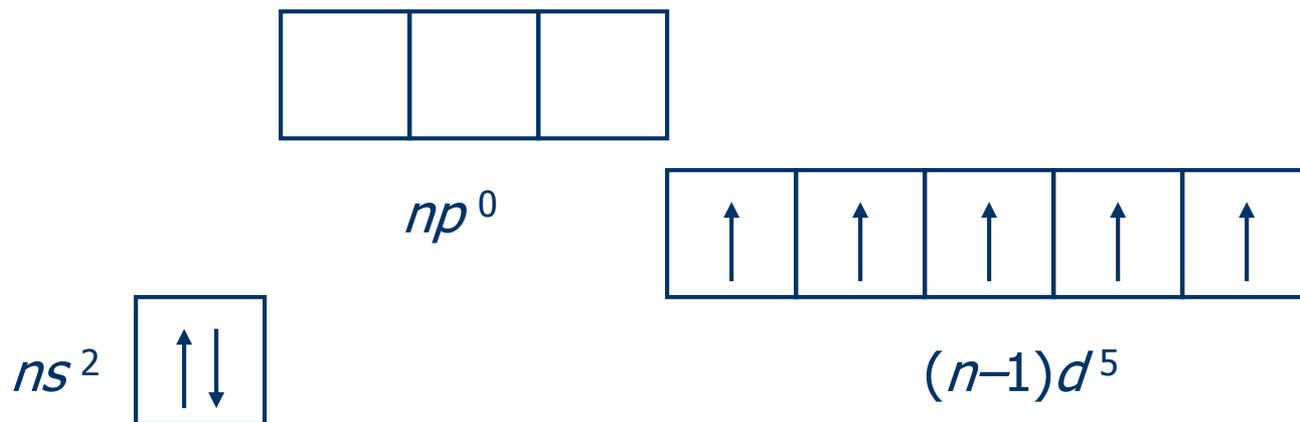
89 <b>Ac</b> АКТИНИЙ (227)	90 <b>Th</b> ТОРИЙ 232.038	91 <b>Pa</b> ПРОТАКТИНИЙ (231)	92 <b>U</b> УРАН 238.029	93 <b>Np</b> НЕПУТНИЙ (237)	94 <b>Pu</b> ПУЛТУНИЙ (244)	95 <b>Am</b> АМЕРИЦИЙ (243)	96 <b>Cm</b> КЮРИЙ (247)	97 <b>Bk</b> БЕРКЛИЙ (247)	98 <b>Cf</b> КАЛЬФОРНИЙ (251)	99 <b>Es</b> ЭЙНШТЕЙНИЙ (254)	100 <b>Fm</b> ФЕРМИЙ (257)	101 <b>Md</b> МЕНДЕЛЕВИЙ (258)	102 <b>No</b> НОБЕЛИЙ (259)	103 <b>Lr</b> ЛОУРЕНСИЙ (260)
----------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------	----------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------

# Элементы VIII группы

Элемент	Mn	Tc	Re
$z$	25	43	75
$A_r$	54,9	97,9	186,2
$\chi$	1,60	1,36	1,46

# Элементы VIIB группы

- ♦ Общая электронная формула:



♦ Степени окисления: **+II ÷ +VII**

♦ КЧ 4, 6 (**Mn**)

♦ Валентные возможности: **Tc, Re** 4, 6

# Простые вещества

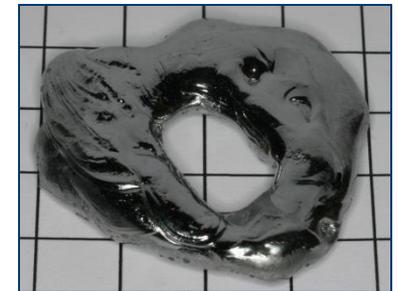
	<b>Mn</b>	<b>Tc</b>	<b>Re</b>
Т. пл., °С	1245	2200	3190
Т. кип., °С	2080	4600	5900
$\rho$ , г/см <sup>3</sup>	7,44	11,5	21,0



**Марганец**



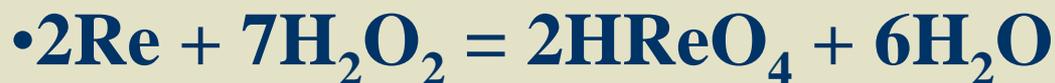
**Технеций**



**Рений**

## В ЭХРН: ... Mn ... **H** ... Re ... Tc

◆	$\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}$	$\text{ReO}_4^-/\text{Re}$	$\text{TcO}_4^-/\text{Tc}$
$\varphi^\circ, \text{В:}$	-1,19	+0,37	+0,47



# Распространение в природе и важнейшие минералы

14. **Mn** 0,085 % масс.

81. **Re** – редкий рассеянный элемент; встреч. в виде примеси в *молибдените*  $\text{MoS}_2$ ; существ. редкий минерал *джезказганит*  $\text{Cu}^{\text{I}}(\text{ReS}_4)$ ;

89. **Tc** – радиоактивный элемент, встречается в урановых рудах.



Молибденит



Уранинит

# Минералы марганца

- ♦ *Пиролюзит*  $\text{MnO}_2$
- ♦ *Гаусманит*  $(\text{Mn}^{\text{II}}\text{Mn}_2^{\text{III}})\text{O}_4$
- ♦ *Манганит*  $\text{MnO}(\text{OH})$
- ♦ *Родохрозит*  $\text{MnCO}_3$
- ♦ *Гюбнерит*  $\text{MnWO}_4$
- ♦ *Вольфрамит*  $(\text{Mn}, \text{Fe})\text{WO}_4$
- ♦ *Псиломелан*  $\text{BaMn}^{\text{II}}\text{Mn}_8^{\text{IV}}\text{O}_{16}$



Пиролюзит



Гюбнерит



Манганит

Гаусманит



Вольфрамит



Родохрозит



Псиломелан

# Элементы / группы открытие



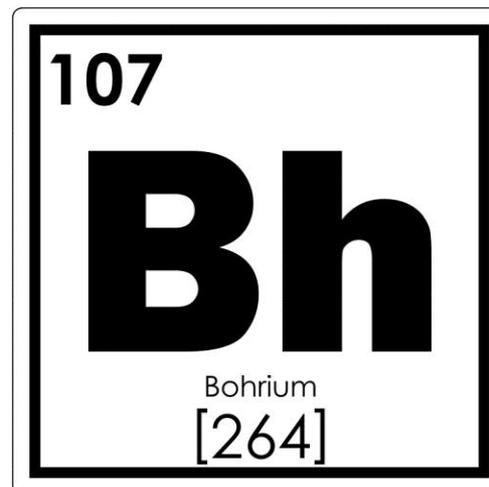
**Mn**



**Re**



**Tc**



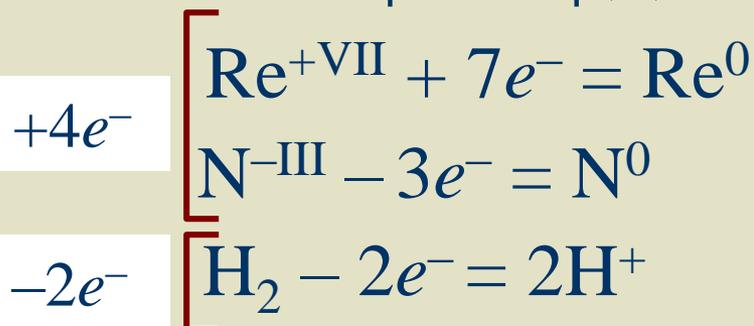


## Получение металлов



Тс

- ♦ **Mn**: а) электролиз раствора  $\text{MnSO}_4$   
 б)  $\text{MnO}_2 + \text{Si} = \text{Mn} + \text{SiO}_2$   
 $3\text{MnO}_2 + 4\text{Al} = 3\text{Mn} + 2\text{Al}_2\text{O}_3$
- ♦ **Re**:  $2\text{NH}_4\text{ReO}_4(\text{т}) + 4\text{H}_2 = 2\text{Re} + \text{N}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$



Рений

Источник получения Тс – продукты деления урана

# Простые вещества

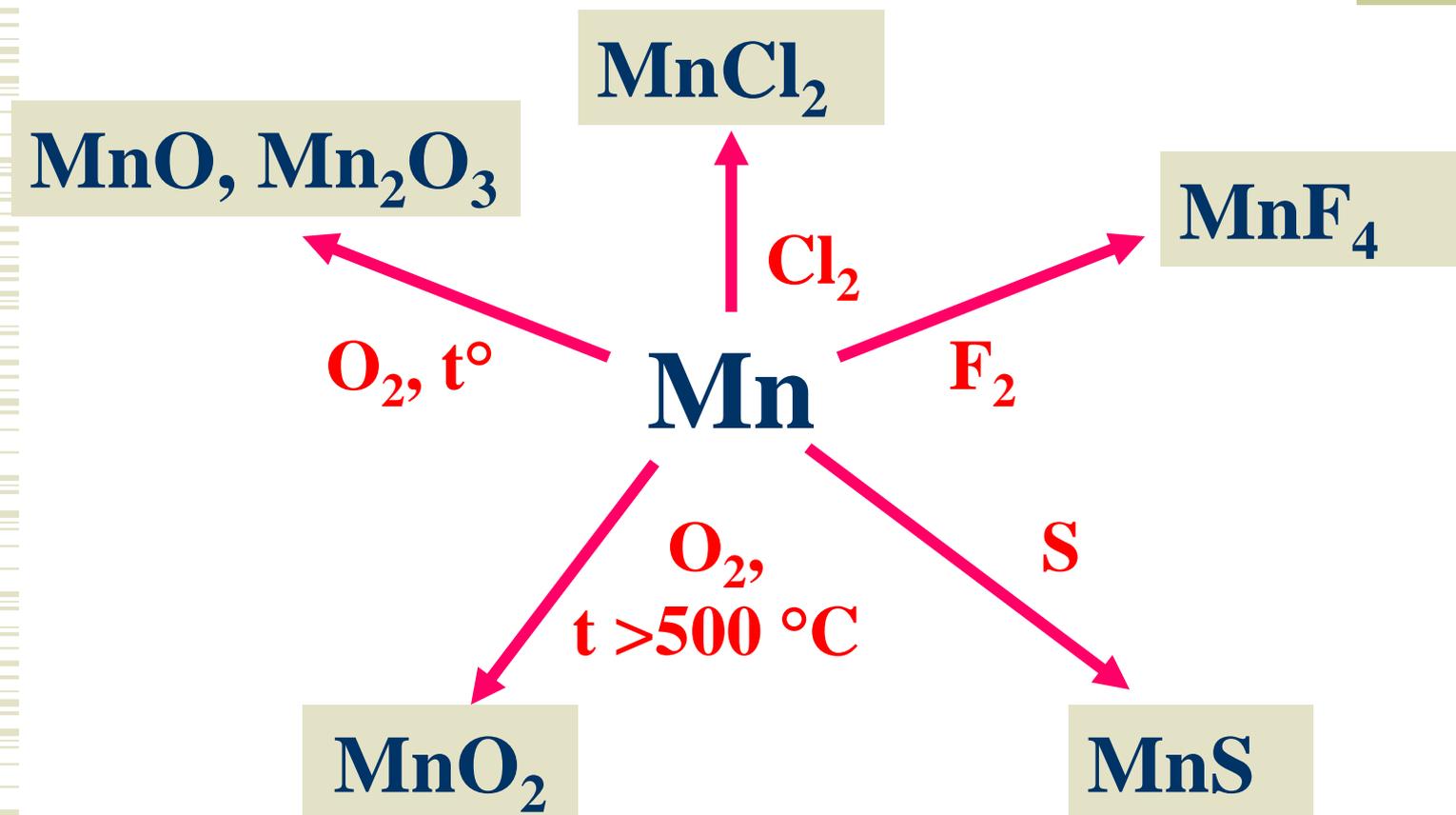


- ◆  $\text{Mn, Tc, Re} + \text{NaOH} \neq$
- ◆ Реагир. с окислителями в расплаве щелочи:
- ◆  $2\text{Mn} + 4\text{NaOH} + 3\text{O}_2 =$   
 $= 2\text{Na}_2\text{Mn}^{\text{VI}}\text{O}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
- ◆  $2\text{Re} + 2\text{NaOH} + 7\text{KNO}_3 =$   
 $= 2\text{NaRe}^{\text{VII}}\text{O}_4 + 7\text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- ◆  $2\text{Tc} + 2\text{NaOH} + 7\text{KNO}_3 =$   
 $= 2\text{NaTc}^{\text{VII}}\text{O}_4 + 7\text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

# Марганец

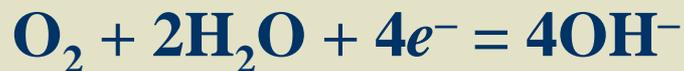
- ◆ **Активный металл.**
- ◆ **Устойч. ст.ок. +II (в кисл. среде) и +IV.**
- ◆ **В ст.ок. +II похож на Mg (реаг. с водой, неамфотерен, гидроксид раств. под действием солей аммония)**
- ◆ **С увелич. ст. ок. – рост кислотн. св-в.**
- ◆ **С увелич. ст. ок. – увелич. окислит. св-в.**

# Химические свойства Mn



# Марганец(II)

- ♦  $\text{MnO}_{1\div 1,13}$  – **нестехиом.** (изб.  $\text{O}^{-\text{II}}$ , до 6,5% ат. Mn в крист. реш. имеют ст.ок.+III); **полупроводник.**
- ♦  $\text{Mn}(\text{OH})_2$  – бело-роз., **основной**, малор-рим.
- ♦ **На воздухе окисляется:**



- ♦  $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$  слабо подвергается **протолизу** ( $K_{\text{K}} = 2,57 \cdot 10^{-11}$ ); в кисл. среде устойчив.

# Важнейшие соединения марганца

## Соединения марганца (II)

**Оксид марганца (II)  $MnO$**  – твердое зеленое вещество, практически не растворяется в воде.

Получают  $MnO$  восстановлением оксида марганца (IV) или прокаливанием гидроксида и карбоната марганца (II) в инертной атмосфере (иначе образующийся  $MnO$  окисляется):



Оксид марганца (II) обладает ярко выраженными основными свойствами, легко растворяясь в кислотах:



## Соединения марганца (II)

При длительном и сильном нагревании оксид марганца (II) растворяется в концентрированных растворах щелочей, образуя соли – манганаты (II):



В этом проявляется чрезвычайно слабая амфотерность оксида марганца (II).

*Гидроксид марганца (II)  $\text{Mn}(\text{OH})_2$*  – твердое вещество белого цвета.

Гидроксид марганца (II) выпадает в осадок при действии щелочей на растворы солей  $\text{Mn}^{2+}$ .

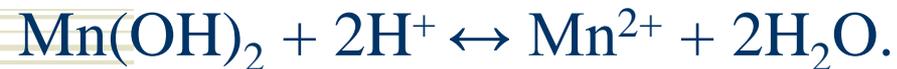


## Соединения марганца (II)

На воздухе осадок  $\text{Mn(OH)}_2$  быстро бурет вследствие окисления кислородом воздуха:



$\text{Mn(OH)}_2$  – основание средней силы, хорошо растворяется в кислотах:



Слабая амфотерность  $\text{Mn(OH)}_2$  проявляется в том, что в жестких условиях он реагирует со щелочами:



## Соединения марганца (III)

**Оксид марганца (III)** – твердое вещество бурого цвета, в воде практически не растворяется. Получают его прокаливанием оксида марганца (IV) или медленным окислением MnO:

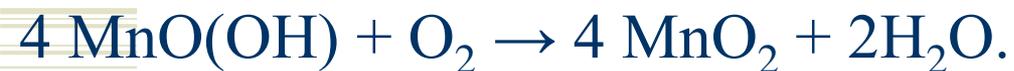


Оксид марганца (III) – амфотерное соединение с преобладанием основных свойств, растворяется в концентрированных кислотах и щелочах:



**Гидроксид марганца (III)  $\text{Mn}(\text{OH})_3$**  – соединение нестойкое, легко теряет воду, превращаясь в  $\text{MnO}(\text{OH})$  – твердое вещество бурого цвета:  $\text{Mn}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{MnO}(\text{OH}) + \text{H}_2\text{O}$ .

На воздухе  $\text{MnO}(\text{OH})$  быстро окисляется до оксида марганца (IV)



Гидроксид марганца (III) – амфотерное соединение с преобладанием основных свойств:

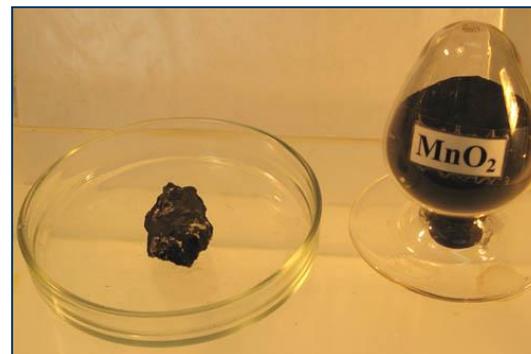


# Марганец(IV): $\text{MnO}_2$

♦ **Получение  $\text{MnO}_2$  :**



♦  **$\text{MnO}_2$  – катализатор**



## Соединения марганца (IV)

*Оксид марганца (IV)  $MnO_2$*  -темно-бурое твердое практически не растворимое в воде вещество. Получают его окислением марганца или разложением нитрата марганца (II):



Как наиболее стабильное кислородное соединение марганца, оксид марганца (IV) получается как конечный продукт в многочисленных реакциях.

Оксид марганца (IV) – амфотерное соединение. Однако, как кислотные, так и основные свойства выражены слабо. Со щелочами и основными оксидами  $MnO_2$  реагирует при сплавлении:



Реагирует с концентрированными кислотами:



*Гидроксид марганца (IV)  $\text{Mn}(\text{OH})_4$  легко дегидратируется:*



и поэтому в тех реакциях, где мы ожидаем его получения, выделяется  $\text{MnO}_2$ .

Гидроксид марганца (IV) амфотерен и его часто рассматривают как очень слабую марганцеватистую кислоту:  $\text{H}_4\text{MnO}_4$  и  $\text{H}_2\text{MnO}_3$  – ортоформа и метаформа соответственно.

## Соединения марганца (VI)

*Оксид марганца (VI)  $MnO_3$*  при обычных условиях не существует.  
*Марганцовистая кислота  $H_2MnO_4$*  нестойкая, и при ее получении действием концентрированной  $H_2SO_4$  на соли этой кислоты происходит быстрое разложение марганцовистой кислоты:  
$$2H_2MnO_4 \rightarrow 2MnO_2 + 2H_2O + O_2.$$

Даже в растворе  $H_2MnO_4$  сразу же диспропорционирует:  
$$3H_2MnO_4 \rightarrow MnO_2 + 2HMnO_4 + 2H_2O.$$

Соли этой кислоты, называемые манганатами, в сухом виде довольно устойчивы. Известны манганаты щелочных и щелочноземельных металлов. Это соли зеленого цвета, образуют такие же зеленые растворы.

## Соединения марганца (VI)

Манганаты получают при сплавлении  $\text{MnO}_2$  со щелочами в присутствии окислителей:





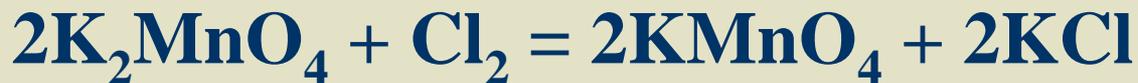
## Марганец(VI)

♦ В **сильнощел. среде** уст. соли, напр.  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ .

♦ В растворе – **диспропорционирует**:



♦ Манганат-ион проявляет как **окислительные**, так и **восстановительные** свойства:

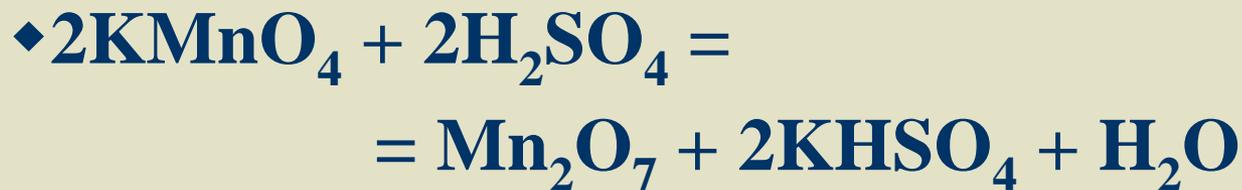


# Марганец(VII)

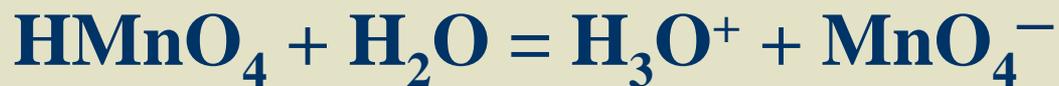


♦  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  – маслянистая жидк.

♦ **Получение**



♦ **Марганцовая кислота**



## Соединения марганца (VII)

*Оксид марганца (VII)  $Mn_2O_7$*  – зеленовато-бурая маслянистая жидкость, растворимая в воде, при этом образуется марганцевая кислота.



$Mn_2O_7$  получают при действии концентрированной серной кислоты на твердый перманганат калия:

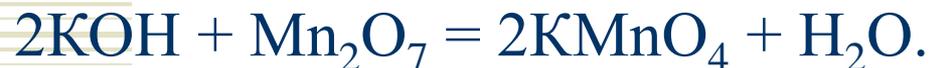


Оксид марганца (VII) неустойчив: даже при слабом ударе взрывается, при нагревании выше  $55^\circ C$  легко и необратимо разлагается с выделением  $MnO_2$  и кислорода:



$Mn_2O_7$  – сильный окислитель.

$Mn_2O_7$  – кислотный оксид и реагирует с основными оксидами и щелочами:



## Марганцевая кислота

Марганцевая кислота  $\text{HMnO}_4$  получается при растворении в большом количестве холодной воды оксида марганца (VII):



По силе марганцевая кислота близка к серной кислоте, но неустойчива и при ее получении (действием концентрированной серной кислоты на перманганаты) быстро разлагается:



Марганцевая кислота известна только в водных растворах до 20%.

При более высокой концентрации  $\text{HMnO}_4$  разлагается по механизму внутримолекулярного разложения:



Марганец в степенях окисления +2, +3 и +4 образует много комплексных соединений.

## Марганцевая кислота

Координационное число марганца равно 4, 5, 6. Склонность к комплексообразованию и устойчивость комплексов увеличивается от марганца (II) к марганцу (IV). Например, устойчивость комплексов повышается в ряду  $K_2[MnCl_4]$ ,  $K_2[MnCl_5]$ ,  $K_2[MnCl_6]$ .

При взаимодействии марганца,  $MnO$  и  $Mn(OH)_2$  с кислотами в водном растворе образуются аквакомплексы  $[Mn(H_2O)_6]^{2+}$ , придающие растворам розовую окраску. Из гидроксоманганатов (II) в свободном состоянии выделены  $K_4[Mn(OH)_6]$ ,  $Ba_2[Mn(OH)_6]$  и другие. Все они в водных растворах практически полностью разрушаются в результате гидролиза.

## Марганцевая кислота

Известны также аммиакаты марганца (II), которые получаются, например, по реакции:  $\text{MnCl}_2 + 6\text{NH}_3 \rightarrow [\text{Mn}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ .

Аммиакаты легко разрушаются водой и поэтому в растворах существуют при большом избытке аммиака и солей аммония.

Самыми устойчивыми комплексными соединениями марганца являются комплексные цианиды, которые, например, можно получить по реакции:



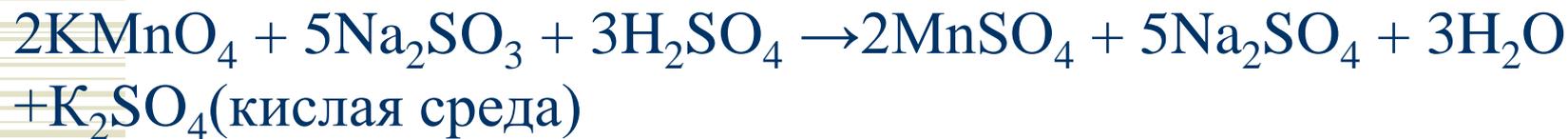
и затем:



# Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца

Для соединений марганца очень характерны окислительно-восстановительные реакции. Марганец (VII), имея высшую степень окисления, может быть только окислителем. В степенях окисления +2, +4 и +6 марганец может проявлять окислительно-восстановительную двойственность.

Соединения марганца (VII) – соли, оксид  $Mn_2O_7$  – сильные окислители во всех средах, но наиболее сильные окислительные свойства они проявляют в кислой среде:



$\text{MnO}_2$  и  $\text{K}_2\text{MnO}_4$  тоже проявляют сильные окислительные свойства (особенно в кислой среде):



Однако при взаимодействии с более сильными окислителями они проявляют восстановительные свойства:



# Окислительные свойства

**pH < 7**



**pH > 7**



**pH ≈ 7**



# Применение Mn

- ◆ Основная область применения Mn – металлургия. Он является легирующим элементом, раскислителем стали и реагентом, связующим и удаляющим из сплава примеси серы. Добавление марганца к различным сплавам придает им коррозионную стойкость, твердость.

# Применение соединений марганца

В органическом синтезе в качестве окислителей и катализаторов; в полиграфии и производстве красок; в стекольной и керамической промышленности.

— В сельском хозяйстве в качестве микроудобрений.

— Двоокись марганца применяется в различных областях: при изготовлении гальванических элементов; цветных глазурей и эмалей для керамики; в химической промышленности, в органическом и неорганическом синтезе; мелкодисперсионный порошок применяют для поглощения вредных примесей из воздуха.

— Арсенид марганца обладает выраженным магнитокалористическим эффектом, на основе которого основан перспективный метод для создания компактных и экономных холодильных установок нового типа.

# Применение соединений марганца

— Перманганат калия — популярный антисептик в медицине, антидот при отравлении цианидами и алкалоидами; отбеливающее средство в текстильной промышленности; окислитель в органическом синтезе.

**pH < 7**



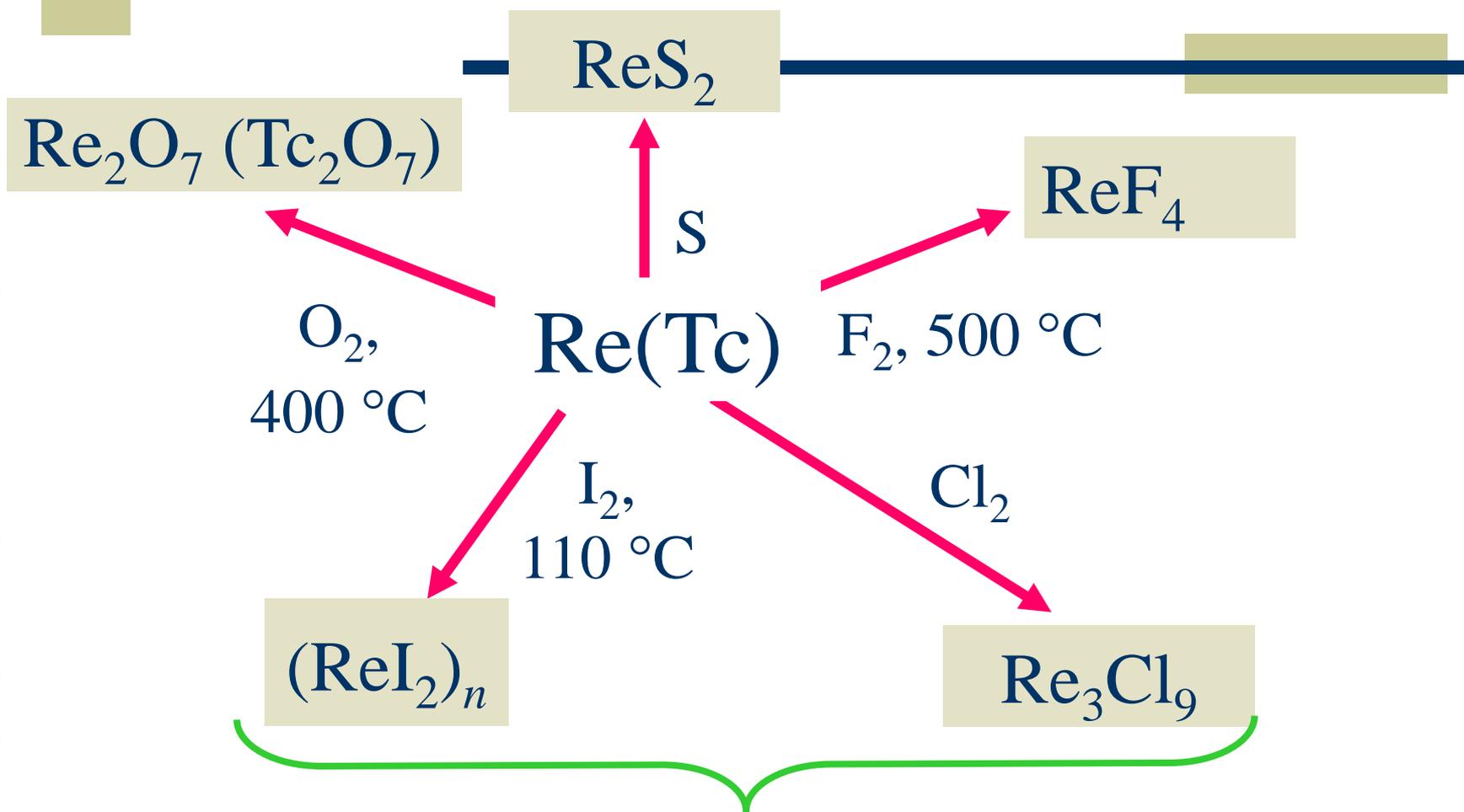
**pH > 7**



**pH ≈ 7**

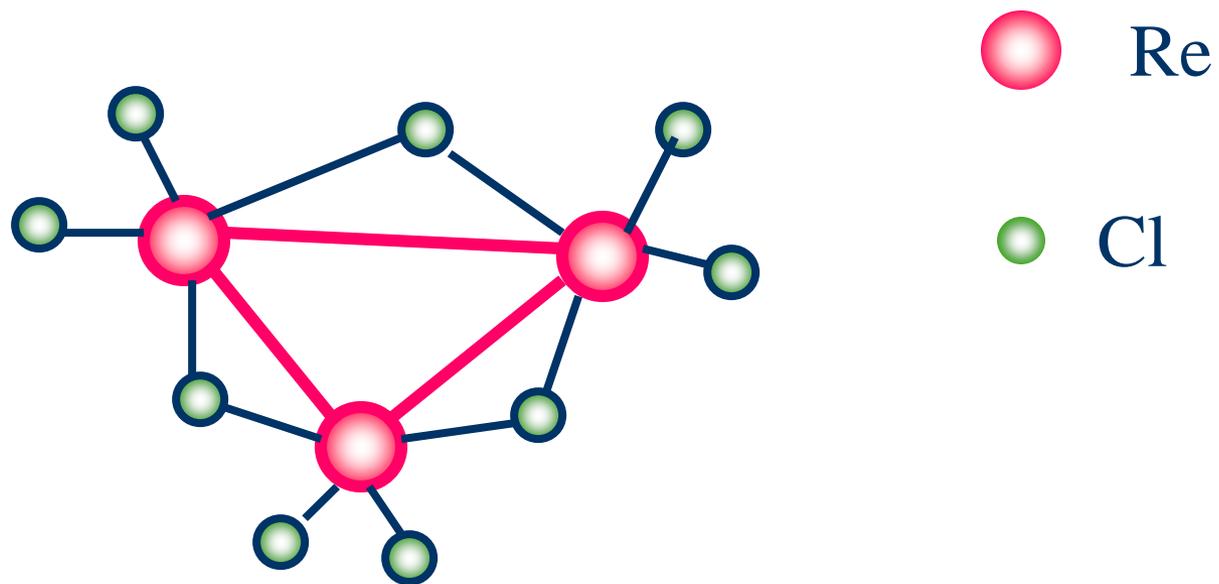


# Химические свойства Tc и Re



Кластеры - группы близко расположенных, тесно связанных друг с другом атомов, молекул, ионов, иногда ультрадисперсные частицы.

# Строение $[\text{Re}_3\text{Cl}_9]$



# Технеций

По химическим свойствам Тс близок к Мп и особенно к Ре, в соединениях проявляет степени окисления от -1 до +7. Наиболее устойчивы и хорошо изучены соединения Тс в степени окисления +7.

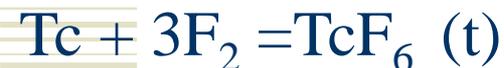
При горении Тс в кислороде образуется желтый высший кислотный оксид  $\text{Tc}_2\text{O}_7$ :



Раствор его в воде — технециевая кислота  $\text{HTcO}_4$ . При выпаривании ее образуются темно-коричневые кристаллы:



Взаимодействуя со фтором, Тс образует золотисто-желтые кристаллы гексафторида технеция  $\text{TcF}_6$ :



Получены оксифториды технеция  $\text{TcOF}_4$  и  $\text{TcO}_3\text{F}$ :



Хлорирование технеция дает смесь гексахлорида  $\text{TcCl}_6$  и тетрахлорида  $\text{TcCl}_4$ :



Синтезированы оксихлориды технеция  $\text{TcO}_3\text{Cl}$  и  $\text{TcOCl}_3$ . Известны сульфиды технеция  $\text{Tc}_2\text{S}_7$  и  $\text{TcS}_2$ , карбонил  $\text{Tc}_2(\text{CO})_{10}$ . Tc реагирует с азотной, концентрированной серной кислотами и царской водкой:



## Получение Технеция.

Основным источником Технеция служат отходы атомной промышленности. Выход  $^{99}\text{Tc}$  при делении  $^{233}\text{U}$  составляет около 6%. Из смеси продуктов деления Технеций в виде пертехнатов, оксидов, сульфидов извлекают экстракцией органических растворителями, методами ионного обмена, осаждением малорастворимых производных. Металл получают восстановлением водородом  $\text{NH}_4\text{TcO}_4$ ,  $\text{TcO}_2$ ,  $\text{Tc}_2\text{S}_7$  при 600-1000 °С или электролизом.

## Применение.

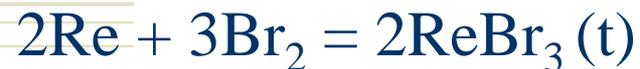
Пертехнаты используются как ингибиторы коррозии малоуглеродистой стали. Один из изотопов технеция используют в диагностике опухолей головного мозга, при исследовании центральной и периферической гемодинамики.

Используется в медицине для контрастного сканирования желудочно-кишечного тракта.

# Рений

Рений не реагирует с азотом и водородом; порошок рения лишь адсорбирует водород.

При нагревании рений взаимодействует с фтором, хлором и бромом:



Рений почти не растворим в соляной и плавиковой кислотах и лишь слабо реагирует с серной кислотой даже при нагревании, но легко растворяется в азотной кислоте:



# Рений

Со ртутью рений образует амальгаму. Не образует карбидов.

Рений взаимодействует с водными растворами пероксида водорода с образованием рениевой кислоты:



## Применение

Сферы использования рения достаточно разнообразны и включают: ювелирное дело; металлургия.

Также интенсивно ведется применение этого металла в авиационной промышленности и кораблестроении.

В медицинской отрасли применение Re акцентировано на изготовлении специализированного инструмента, и научно-исследовательской деятельности по лечению различных заболеваний. Аналогично медицине, металл в любом виде используется для ювелирного дела, где обеспечивает покрытие украшений и прочих изделий.

Применение рения в приборостроении не ограничено только полупроводниками.

## Применение

Используется в качестве легирующего элемента в сталях и сплавах на основе железа. Введение небольшого количества рения ( $< 0,5\%$ ) значительно увеличивает пластические свойства сплава, сохраняя его прочность. Основным потребителем Репроизводство катализаторов для риформинга нефти .

# Борий

О химических свойствах бория ничего неизвестно, но можно сделать несколько предположений о них, исходя из того, что ближайший сосед - рений. Подобно рению, у атома бория должно быть семь внешних электронов, поэтому возможны степени окисления от +7 до -1. Наиболее устойчивы должны быть соединения бория(VII) .

## Применение

Синтез бория имеет сугубо теоретическое значение.

# Кислородные соединения

Mn



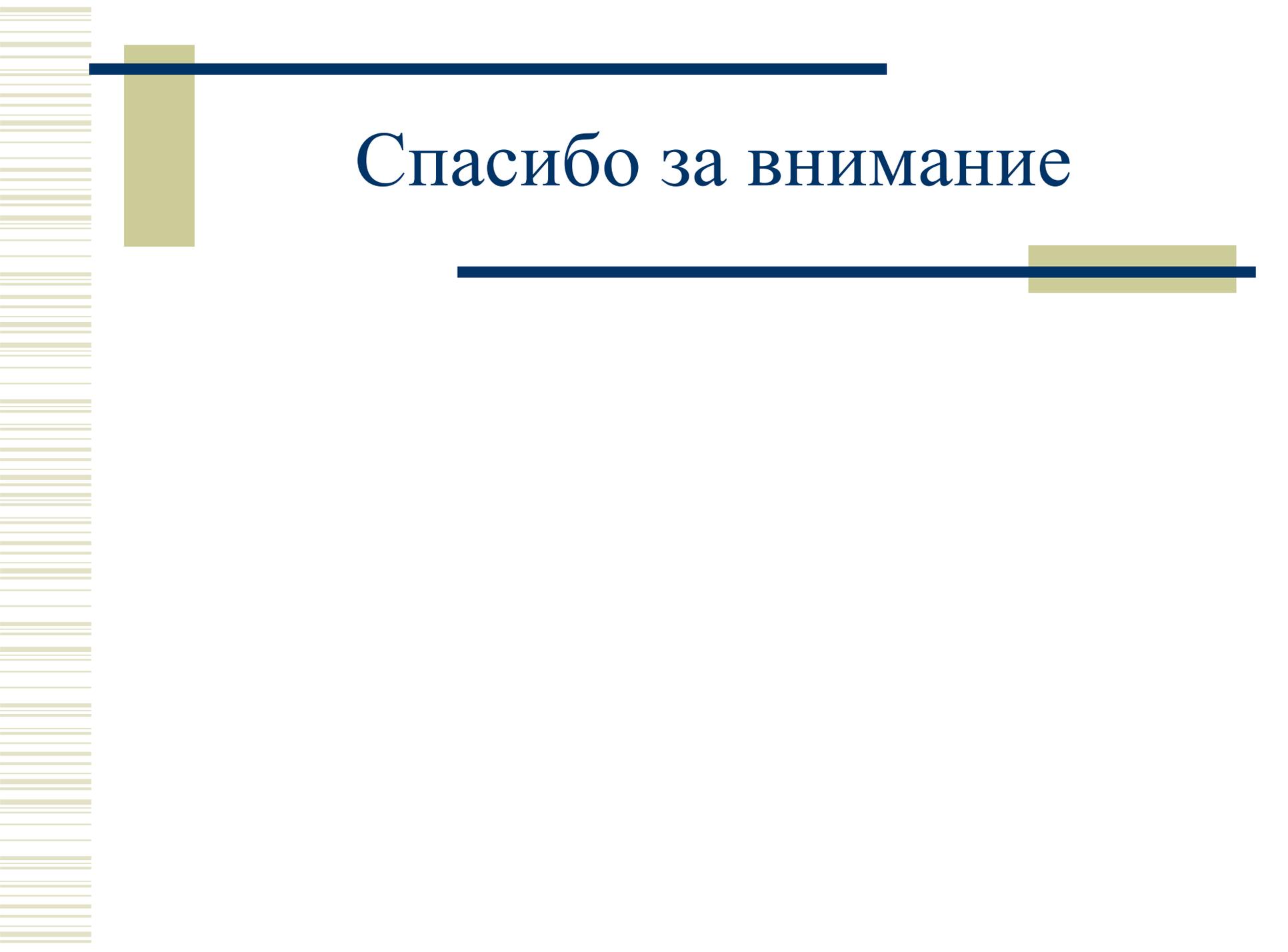
- ♦ +II: MnO серо-зел.  
Mn(OH)<sub>2</sub> бело-роз.
- ♦ +III: Mn<sub>2</sub>O<sub>3</sub> бур.  
MnO(OH) бур.
- ♦ +IV: MnO<sub>2</sub> черн.
- ♦ +VI: MnO<sub>4</sub><sup>2-</sup> зел.
- ♦ +VII: Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub>(ж) зел.-кр.  
(разл.); HMnO<sub>4</sub> фиолет.  
раствор (устойчива в  
концентрации 20%, это  
сильная кислота, α = 93%)

Tc, Re



- ♦ +II: — —
- ♦ +III: — —
- ♦ +IV: TcO<sub>2</sub>, ReO<sub>2</sub>;  
Tc(OH)<sub>4</sub>, Re(OH)<sub>4</sub>
- ♦ +VI: TcO<sub>3</sub>, ReO<sub>3</sub>
- ♦ +VII: Tc<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, Re<sub>2</sub>O<sub>7</sub> св.-  
желт. тв.; HTcO<sub>4</sub> красн.  
крист., HReO<sub>4</sub> бесцв.  
крист. (устойчивы)

Усиление кислотных свойств



Спасибо за внимание