

марганец



I. Исторические сведения

II. Марганец – химический элемент:

1. Положение марганца в периодической системе

химических элементов Д.И.Менделеева

2. Строение атома.

природе

III. Марганец – простое вещество

1. Состав. Физические свойства.

2. Получение.

3. Химические свойства

4. Биологическая роль

5. Применение

IV. Соединения марганца



Карл Вильгельм
Шееле

09.12. 1742 г. –
– 21.05 1786 г.



Юхан Готтлиб Ган
19.08.1745 —
– 08.12 1818

Один из основных минералов марганца — пиролюзит — был известен в древности как чёрная магнезия и использовался при варке стекла для его осветления. Его считали разновидностью магнитного железняка, а тот факт, что он не притягивается магнитом, Плиний Старший объяснил женским полом черной магнезии, к которому магнит «равнодушен».

1774 г. шведский химик К.Шееле показал, что в руде содержится неизвестный металл. Он послал образцы руды своему другу химику Ю. Гану, который, нагревая в печке пиролюзит с углем, получил металлический марганец. В начале XIX века для него было принято название «манганум» (от немецкого *Manganerz* — марганцевая руда).



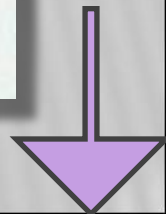
25



Mn

МАРГАНЕЦ

54,9380



Периоды	Ряды	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																Энергетические уровни	
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII			
		a	б	a	б	a	б	a	б	a	б	a	б	б		a			
1	1	H водород 1,008																He гелий 4,003	
2	2	Li литий 6,941	Be бериллий 9,0122	B бор 10,811	C углерод 12,011	N азот 14,007	O кислород 15,999	F фтор 18,998										Ne неон 20,179	
3	3	Na натрий 22,99	Mg магний 24,312	Al алюминий 26,992	Si кремний 28,086	P фосфор 30,974	S сера 32,064	Cl хлор 35,453										Ar аргон 39,948	
4	4	K калий 39,102	Ca кальций 40,08	Sc скандий 44,956	Ti титан 47,956	V ванадий 50,941	Cr хром 51,996	Mn марганец 54,938	Fe железо 55,849	Co кобальт 58,933	Ni никель 58,7								
	5	Cu медь 63,546	Zn цинк 65,37	Ga галлий 69,72	Ge германий 72,59	As мышьяк 74,922	Se селен 78,96	Br бром 79,904											Kr криптон 83,8
5	6	Rb рубидий 85,468	Sr стронций 87,62	Y иттрий 88,906	Zr цирконий 91,22	Nb ниобий 92,906	Mo молибден 95,94	Tc технеций [99]	Ru рутений 101,07	Rh родий 102,906	Pd палладий 106,4								
	7	Ag серебро 107,868	Cd кадмий 112,41	In индий 114,82	Sn олово 118,69	Sb сурьма 121,75	Te теллур 127,6	I йод 126,905											Xe ксенон 131,3
6	8	Cs цезий 132,905	Ba барий 137,34	57-71 лантаноиды		Hf гафний 178,49	Ta тантал 180,948	W вольфрам 183,85	Re рений 186,207	Os осмий 190,2	Ir иридий 192,22	Pt платина 195,09							
	9	Au золото 196,967	Hg ртуть 200,59	Tl таллий 204,37	Pb свинец 207,19	Bi висмут 208,98	Po полоний [210]	At астат [210]											Rn радон [222]
7	10	Fr франций [223]	Ra радий [226]	89-103 актиноиды		Rf резерфордий [261]	Db дубний [262]	Sg сигборгий [263]	Bh борий [262]	Hn ханний [265]	Mt мейтнерий [268]	110							
ВЫСШИЕ ОКСИДЫ		R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4										
ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ					RH_4	RH_3	H_2R	HR											

Л А Н Т А Н О И Д Ы

57 La лантан 138,906	58 Ce церий 140,12	59 Pr празеодим 140,908	60 Nd неодим 144,24	61 Pm прометий [145]	62 Sm самарий 150,4	63 Eu европий 151,96	64 Gd гадолиний 157,25	65 Tb тербий 158,926	66 Dy диспрозий 162,5	67 Ho гольмий 164,93	68 Er эрбий 167,26	69 Tm тулий 168,934	70 Yb иттербий 173,04	71 Lu лютеций 174,97
-----------------------------------	---------------------------------	--------------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	-----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------	----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------

А К Т И Н О И Д Ы

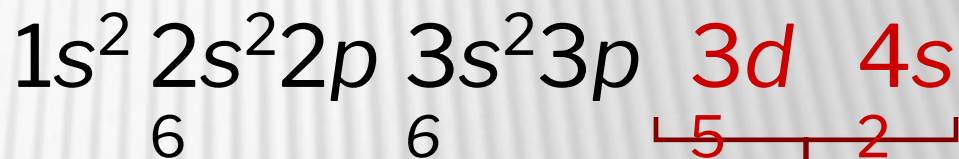
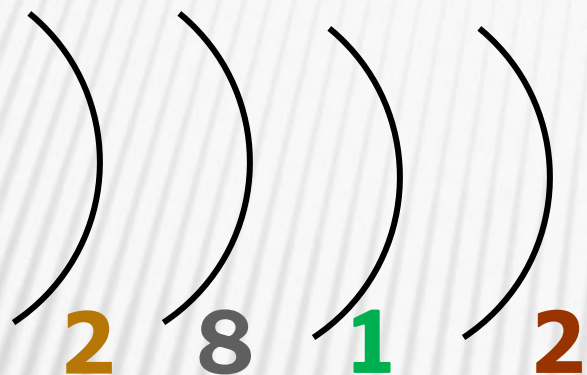
89 Ac актиний [227]	90 Th торий 232,038	91 Pa протактиний [231]	92 U уран 238,29	93 Np нептуний [237]	94 Pu плутоний [244]	95 Am амерций [243]	96 Cm кюрий [247]	97 Bk берклий [247]	98 Cf калифорний [251]	99 Es эйштейний [254]	100 Fm фермий [257]	101 Md менделевий [258]	102 No нобелий [259]	103 Lr лоуренсий [260]
----------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	-------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	--------------------------------	----------------------------------	-------------------------------------	------------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------

130

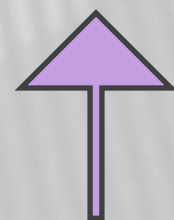
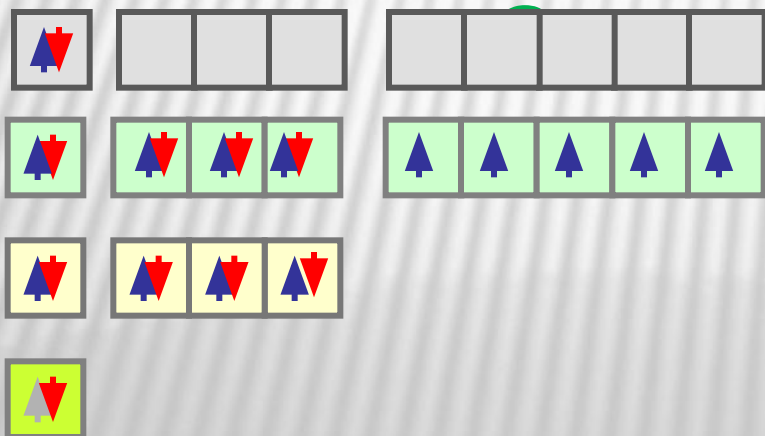


Положение марганца в ПСХЭ Д.И. Менделеева. Строение атома.

		порядковый номер	период	группа
Mn	металл	+25	4	VIIB



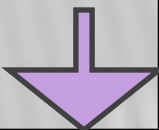
валентные электроны



Распространение в природе

Марганец — 14-й элемент по распространённости на Земле, а после железа — второй тяжёлый металл, содержащийся в земной коре (0,03 % от общего числа атомов земной коры).

Марганец, рассеянный в горных породах вымывается водой и уносится в Мировой океан. При этом его содержание в морской воде незначительно (10^{-7} — 10^{-6} %), а в глубоких местах океана его концентрация возрастает до 0,3 % вследствие окисления растворённым в воде кислородом с образованием нерастворимого в воде оксида марганца, который в гидратированной форме ($\text{MnO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$) и опускается в нижние слои океана, формируя так называемые железо-марганцевые конкреции на дне, в которых количество марганца может достигать 45 % (также в них имеются примеси меди, никеля, кобальта). Такие конкреции могут стать в будущем источником марганца для промышленности.



Минералы марганца

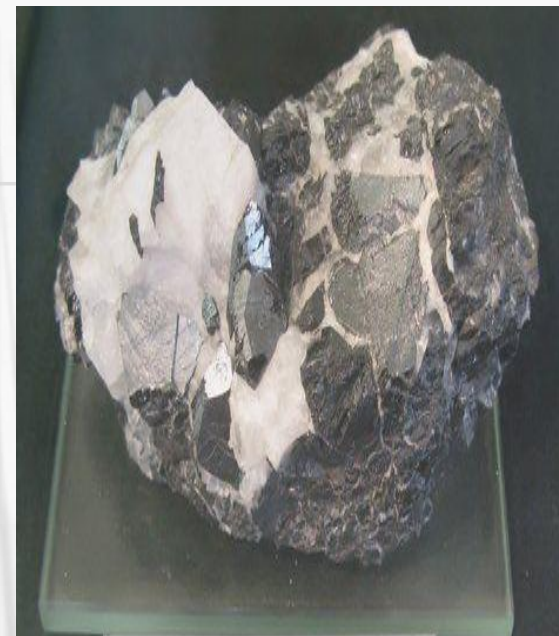
- 1 пиролюзит $\text{MnO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$, самый распространённый минерал (содержит 63,2 % марганца);
- 2 манганит (бурая манганцевая руда) $\text{MnO}(\text{OH})$ (62,5 % марганца);
- 3 браунит $3\text{Mn}_2\text{O}_3 \cdot \text{MnSiO}_3$ (69,5 % марганца);
- 4 гаусманит $(\text{Mn}^{\text{II}}\text{Mn}_2^{\text{III}})\text{O}_4$
- 5 родохрозит (марганцевый шпат, малиновый шпат) MnCO_3 (47,8 % марганца);
- 6 псиломелан $m\text{MnO} \cdot \text{MnO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ (45-60 % марганца);
- 7 пурпурит $(\text{Mn}^{3+}[\text{PO}_4])$, 36,65 % марганца.



пиролюзит



манганит



браунит



гаусманит



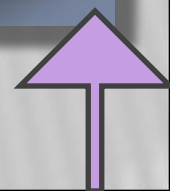
родохрозит



псиломелан



пурпурит



Физические свойства

Марганец твёрдый, хрупкий металл светло-серого цвета

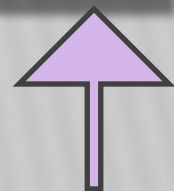
$$t_{\text{плавления}} = 1247^{\circ}\text{C}$$

$$t_{\text{кипения}} = 2080^{\circ}\text{C}$$

$$\text{плотность} = 7,2 \text{ г/см}^3$$

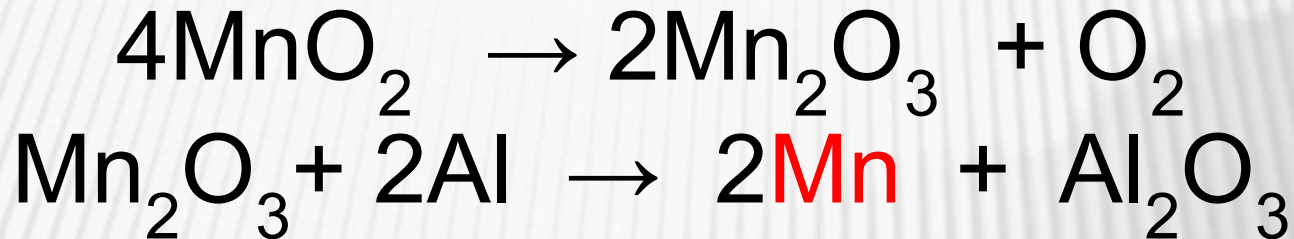
На воздухе марганец окисляется, в результате чего его поверхность покрывается плотной оксидной пленкой, которая предохраняет металл от дальнейшего окисления.

При прокаливании на воздухе выше 800°C марганец покрывается окалиной, состоящей из внешнего слоя Mn_3O_4 и внутреннего слоя состава MnO .

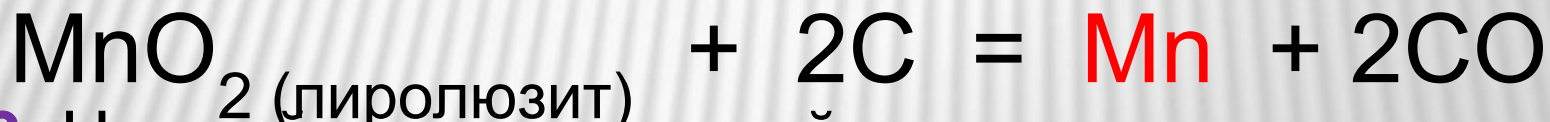


Получение марганца.

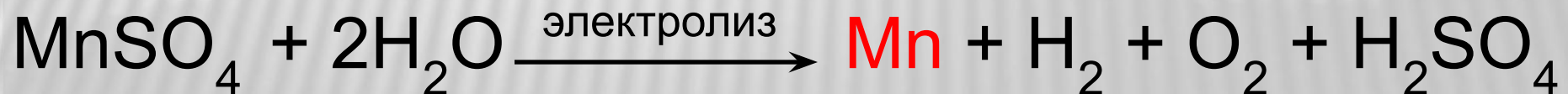
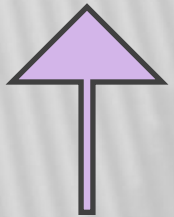
1. **Алюминотермическим методом**, восстанавливая оксид Mn_2O_3 , образующийся при прокаливании пиролюзита:



2. **Восстановлением железосодержащих оксидных руд марганца коксом**. Этим способом в металлургии обычно получают ферромарганец (80 % Mn).



3. Чистый металлический марганец получают **электролизом**.



Химические свойства

Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, **Mn**, Zn, Cr, Fe, Co, Sn, Pb, H₂, Cu, Hg, Ag, Au

Mn
n

+ O₂ ; неметаллы

+ H₂O

+ растворы HCl, H₂SO₄

+ H₂SO₄ (конц.) ; HNO₃

+ оксиды металлов



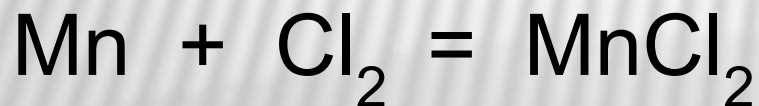
Взаимодействие марганца с неметаллами

Марганец при взаимодействии с неметаллами, дает продукты со степенью окисления **+2**.

Составьте уравнения реакций марганца с кислородом, серой, фосфором, азотом, хлором, кремнием:



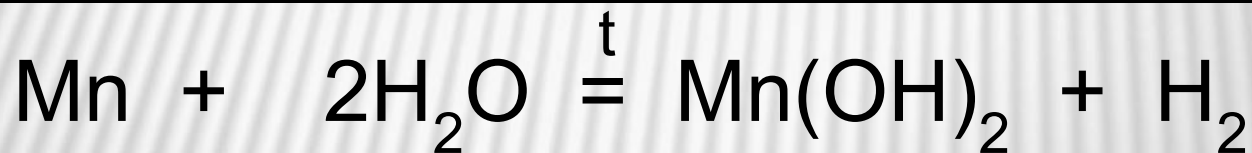
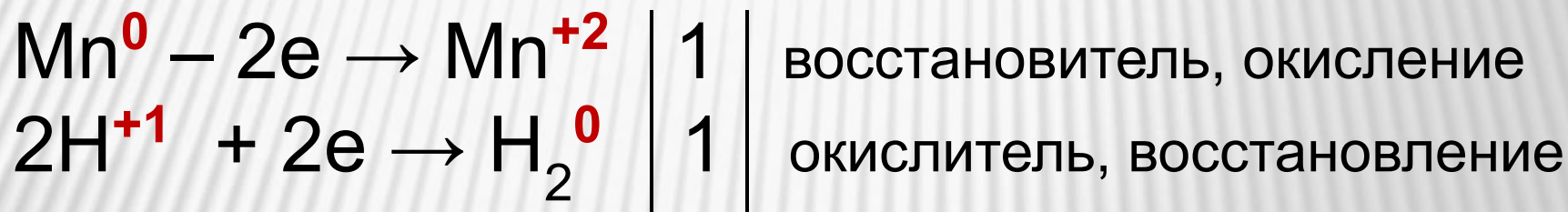
также образуются Mn_2O_3 и Mn_3O_4



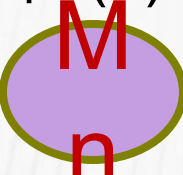
При нагревании марганец взаимодействует с водой

Составьте уравнение реакции марганца с водой.

Рассмотрите данную реакцию как окислительно-восстановительную:

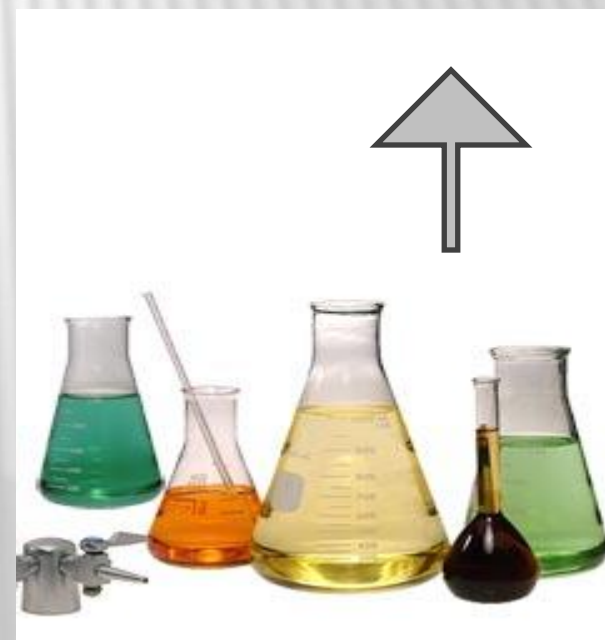


В электрохимическом ряду напряжений металлов марганец находится между алюминием и цинком, поэтому растворяется в кислотах, у которых окислителем является ион водорода, образуя соли марганца (II):

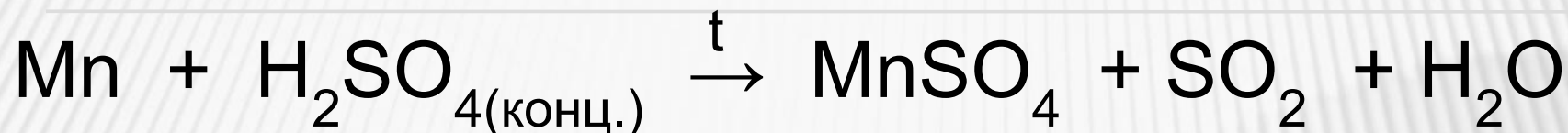
Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al,  Zn, Cr Fe Co, Sn, Pb, H₂, Cu, Hg, Ag, Au

Составьте уравнение реакции марганца с растворами кислот: серной и соляной.

Рассмотрите данные реакции с точки зрения ТЭД:



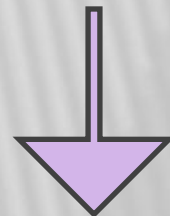
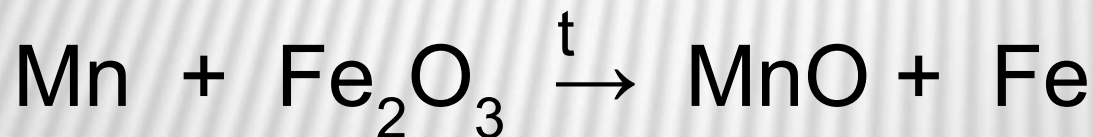
С концентрированной серной кислотой марганец реагирует при нагревании:



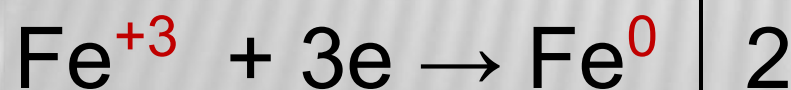
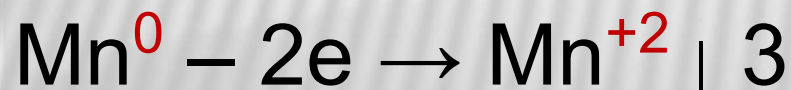
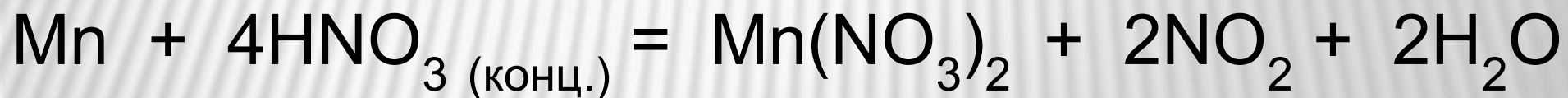
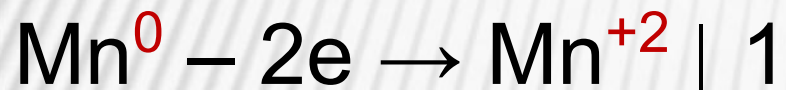
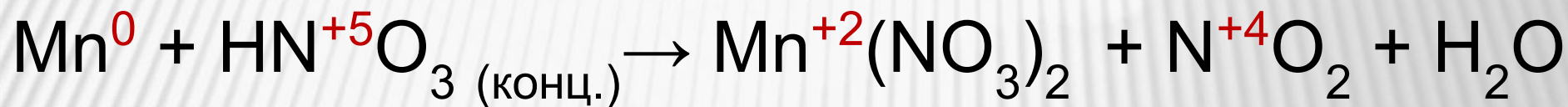
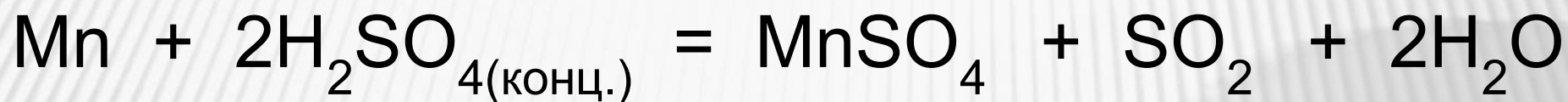
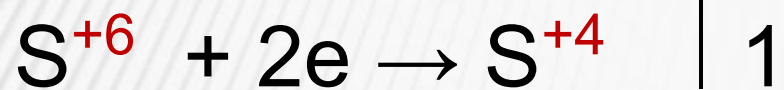
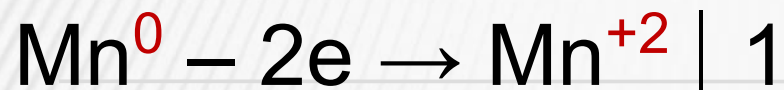
С концентрированной азотной кислотой марганец реагирует при обычных условиях:



Марганец может восстанавливать оксиды многих металлов. Это его свойство используется в металлургии при выплавке сталей.

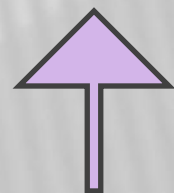
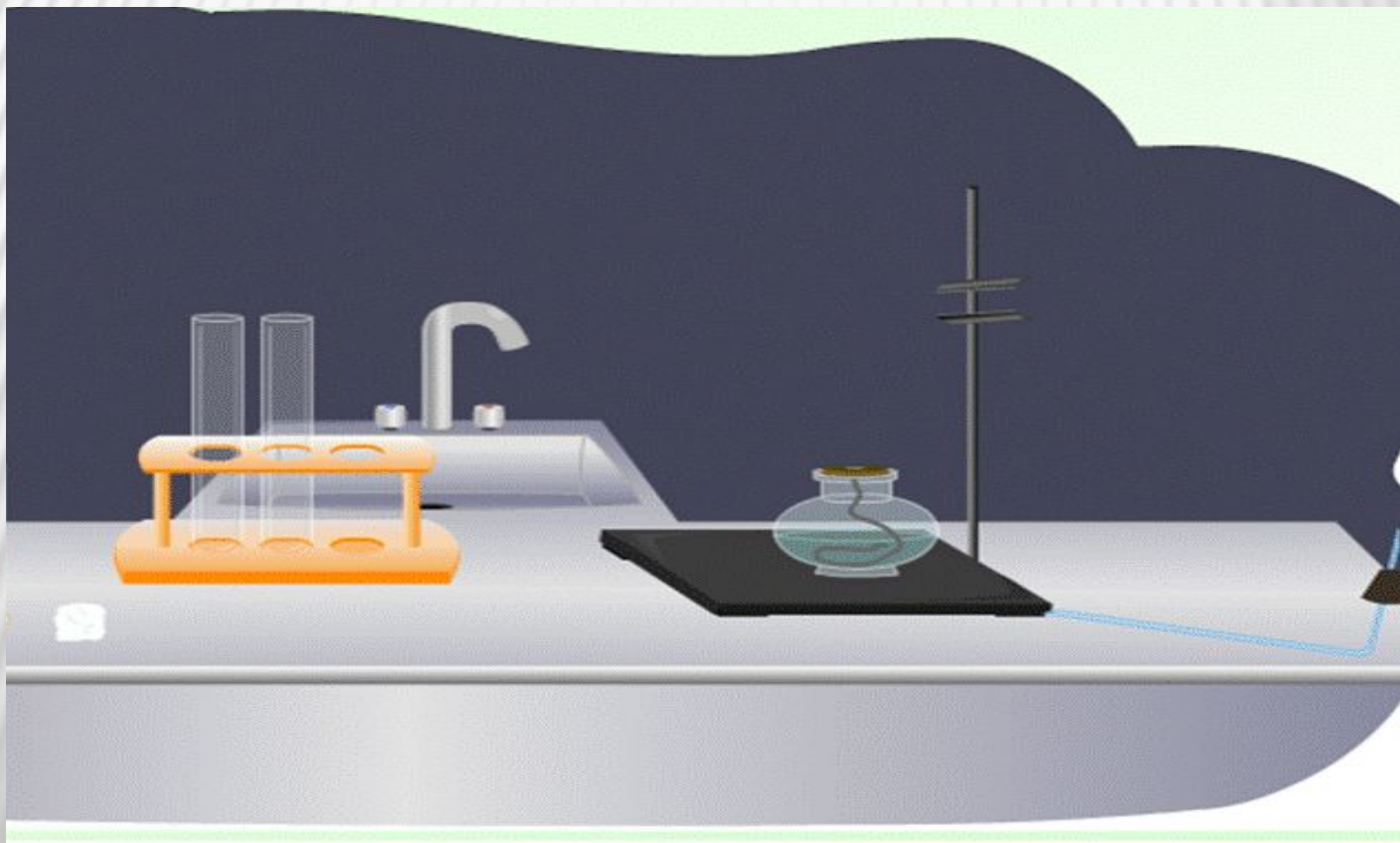
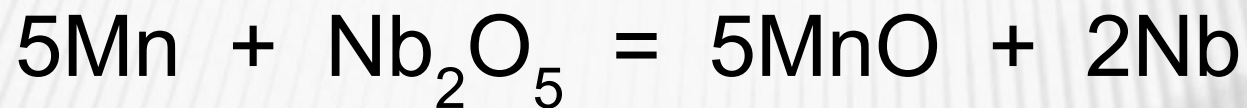


Рассмотрите реакции как окислительно-восстановительные. Расставьте коэффициенты.



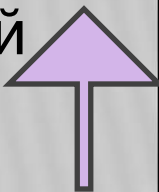
Взаимодействие марганца с оксидами металлов

Марганец восстанавливает металлы из их оксидов:



Биологическая роль

- **Марганец** — микроэлемент, постоянно присутствующий в живых организмах и необходимый для их нормальной жизнедеятельности. Некоторые растения (водяной орех, ряска, диатомовые водоросли) и животные (муравьи, устрицы, ряд ракообразных) способны концентрировать марганец. Марганец необходим животным и растениям для нормального роста и размножения. Он активирует ряд ферментов, участвует в процессах дыхания, фотосинтеза.
- Недостаток марганца в организме может привести к заболеванию человека. Для обеспечения нормального развития растений в почву вносят марганцевые микроудобрения (обычно в форме разбавленного раствора перманганата калия). Однако избыток марганца для человеческого организма вреден. При отравлении соединениями марганца происходит поражение нервной системы, развивается так называемый марганцевый паркинсонизм.



Применение марганца

1

черная металлургия

2

легирование сталей

3

использование в сплавах

4

Покрyтия из марганца на
металлических поверхностях

5

производство ферритных материалов





Более 90% производимого марганца идет в черную металлургию. Марганец используют как добавку к сталям для их раскисления, десульфурации (при этом происходит удаление из стали нежелательных примесей — кислорода, серы и других).



Марганец используют для легирования сталей, т. е. улучшения их механических и коррозионных свойств.



□ Марганец применяется также в медных, алюминиевых и магниевых сплавах.



Ферромарганец является сплавом железа и марганца



Покрyтия из марганца на металлических поверхностях обеспечивают их антикоррозионную защиту. Для нанесения тонких покрытий из марганца используют легко летучий и термически нестабильный биядерный декакарбонил $Mn_2(CO)_{10}$.



Соединения марганца (карбонат, оксиды и другие) используют при производстве ферритных материалов, они служат катализаторами многих химических реакций, входят в состав микроудобрений.

Соединения марганца



Соединения марганца (II)

ОКСИД

ГИДРОКСИД

СОЛИ

Соединения марганца (IV)

ОКСИД

Соединения марганца (VI)

Соединения марганца (VII)

ОКСИД

ГИДРОКСИД

СОЛИ



Соединения марганца (II)

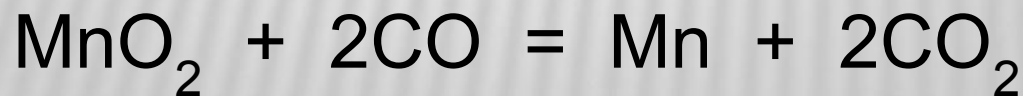
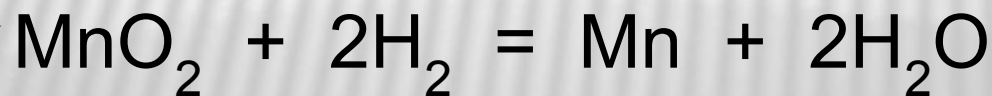
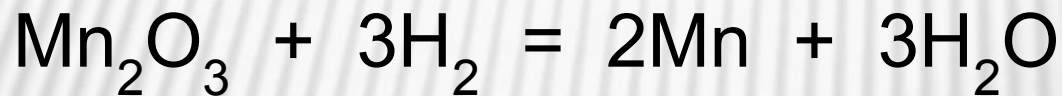
MnO

Оксид марганца (II) – кристаллы зеленовато-серого цвета. В воде не растворим.

Температура плавления **1569 °C**.

Температура кипения **3127 °C**.

Получают оксид марганца (II) восстановлением других оксидов марганца водородом, алюминием или оксидом углерода (II):

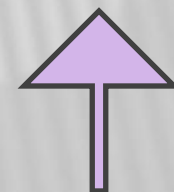
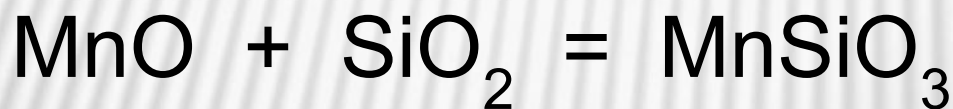


Химические свойства

Оксид марганца – **ОСНОВНЫЙ ОКСИД**

Перечислите свойства характерные для основных оксидов

Составьте уравнения реакций оксида марганца (II) с оксидом кремния (IV), оксидом азота (V), соляной кислотой:

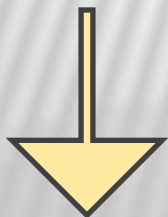
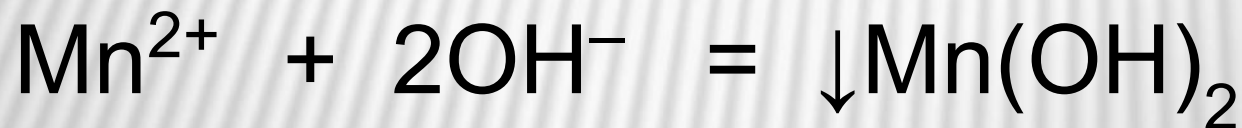


Гидроксид марганца (II) $\text{Mn}(\text{OH})_2$

Гидроксид марганца(II) — студнеобразный светло-розовый осадок. Нерастворим в воде.

Получение.

Гидроксид марганца (II) получают при действии раствора щелочи на растворы солей Mn^{2+}

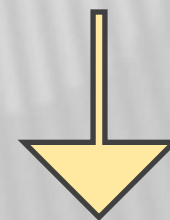
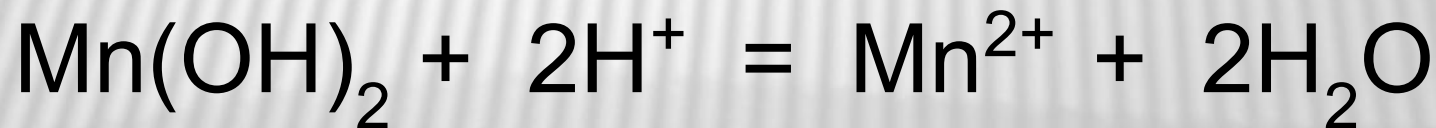


Химические свойства

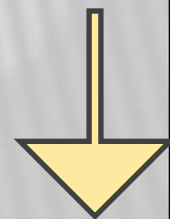
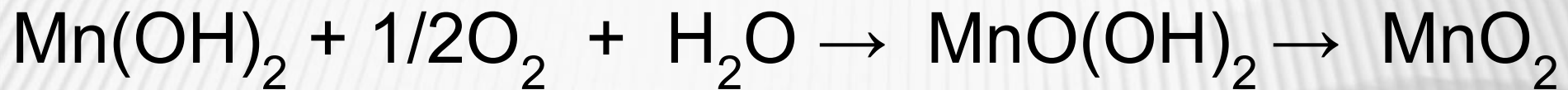
Гидроксид марганца (II) обладает основными свойствами.

Перечислите свойства характерные для оснований

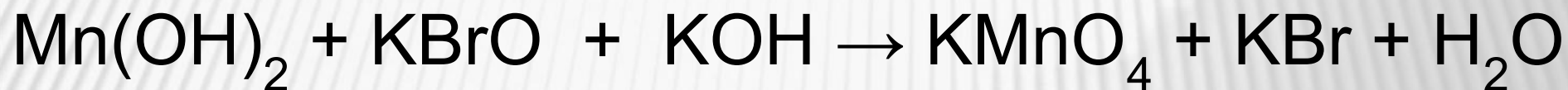
Составьте уравнения реакций гидроксида марганца (II) с оксидом серы (VI), соляной кислотой:



Гидроксид марганца (II) легко окисляется на воздухе до бурого оксогидроксида марганца, который далее разлагается на оксид марганца (IV)



Гидроксид марганца (II) обладает восстановительными свойствами. В присутствии сильных окислителей он может окисляться до перманганата:



Рассмотрите реакцию как окислительно-восстановительную. Расставьте коэффициенты.

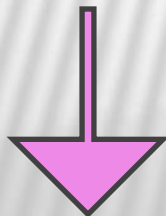


Соли марганца (II)

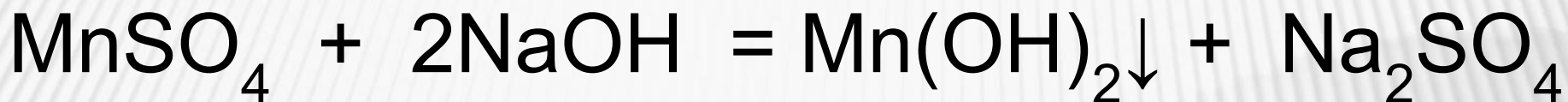
Сульфат марганца (II) — белый, при прокаливании плавится и разлагается.

Кристаллогидрат $\text{MnSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ — красно-розовый, техническое название марганцевый купорос.

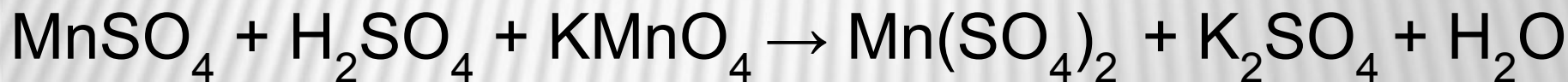
Хорошо растворим в воде, Применяется для получения Mn , MnO_2 и других соединений марганца, как микроудобрение и аналитический реагент.



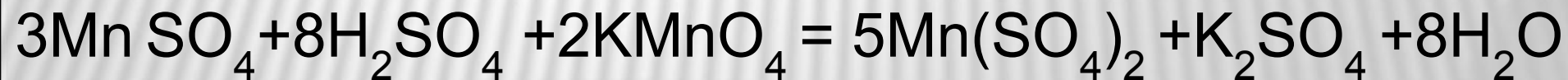
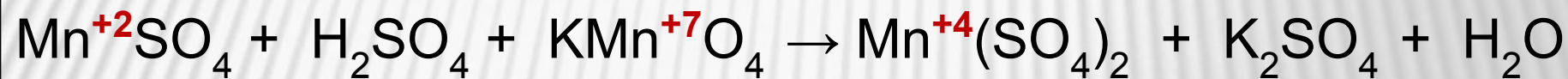
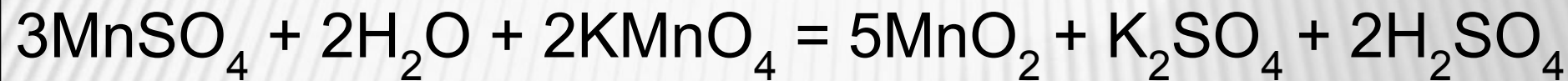
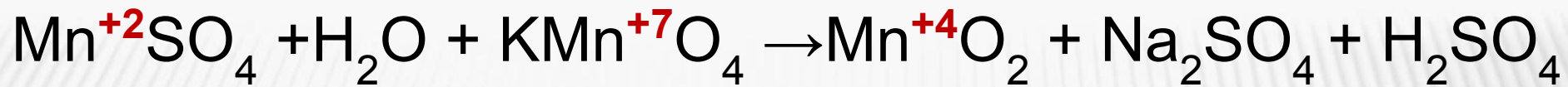
Реагирует со щелочами, гидратом аммиака.

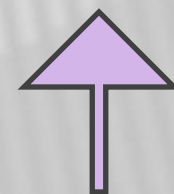
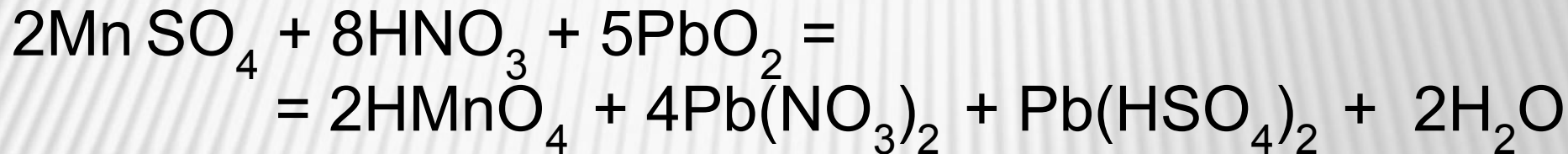
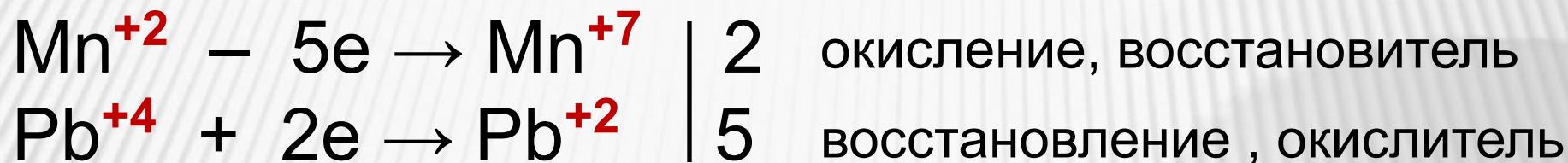
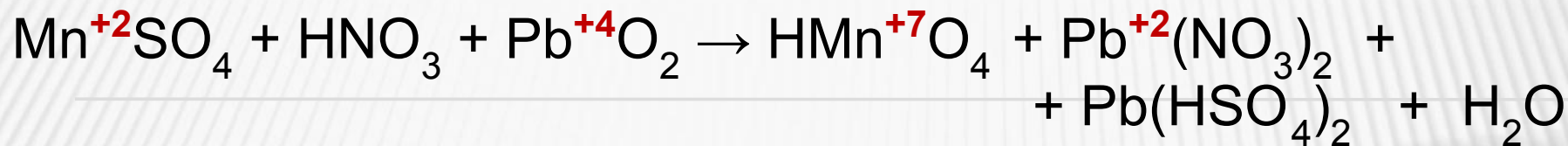


Слабый восстановитель, реагирует с типичными окислителями.



Рассмотрите реакции как окислительно-восстановительные.
Расставьте коэффициенты.





Оксид марганца(IV) (диоксид марганца)
 MnO_2 — порошок тёмно-коричневого цвета,
нерастворимый в воде. Наиболее устойчивое
соединение марганца, широко распространённое в
земной коре (минерал пиролюзит).

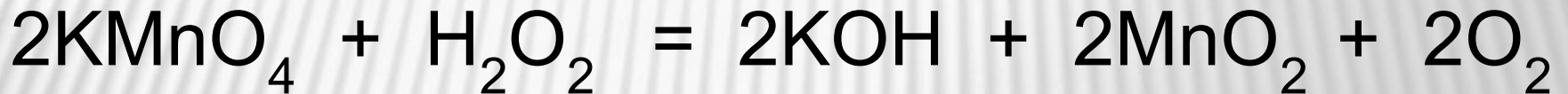


Получение диоксида марганца

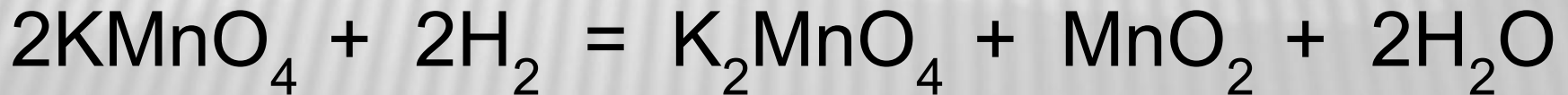
В лабораторных условиях получают термическим разложением перманганата калия



Также можно получить реакцией перманганата калия с пероксидом водорода.



При температуре выше 100 °С перманганат калия восстанавливается водородом:





Химические свойства диоксида марганца

Диоксид марганца проявляет **амфотерные** свойства и поэтому сплавляется с щелочами, образуя **манганиты**, если реакция проводится без доступа воздуха:



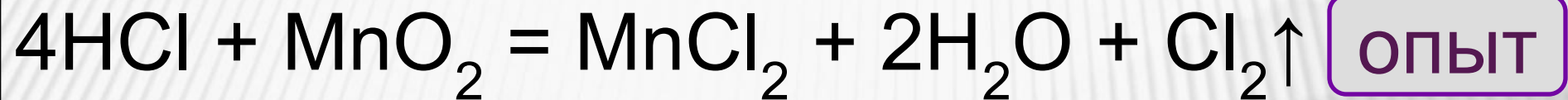
Если реакция проводится в присутствии кислорода воздуха, который играет роль окислителя, то образуется **манганат**:



Полученный манганат самопроизвольно разлагается и образует **перманганат калия** и оксид марганца(IV):

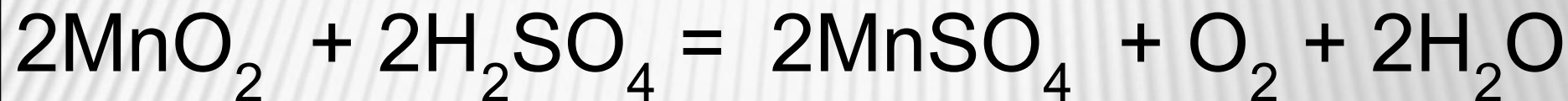


При нагревании с кислотами проявляет **ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА**, например, окисляет концентрированную соляную кислоту до хлора:

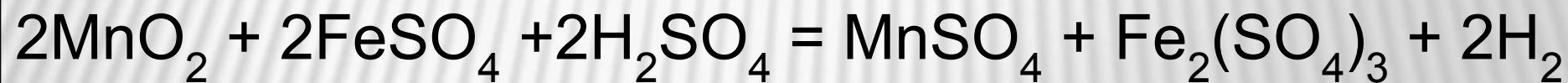


ОПЫТ

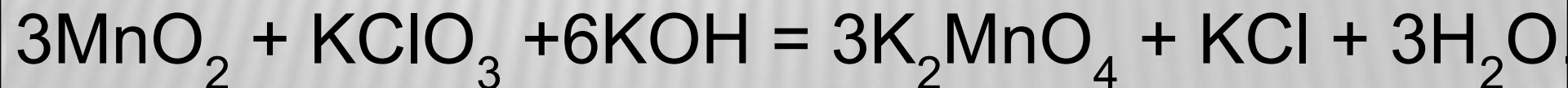
С серной и азотной кислотами MnO_2 разлагается с выделением кислорода:

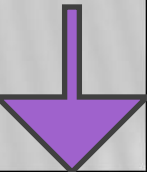


Окислительные свойства усиливаются в кислотной среде



При взаимодействии с **СИЛЬНЫМИ ОКИСЛИТЕЛЯМИ** диоксид марганца окисляется до соединений Mn^{7+} и Mn^{6+} :

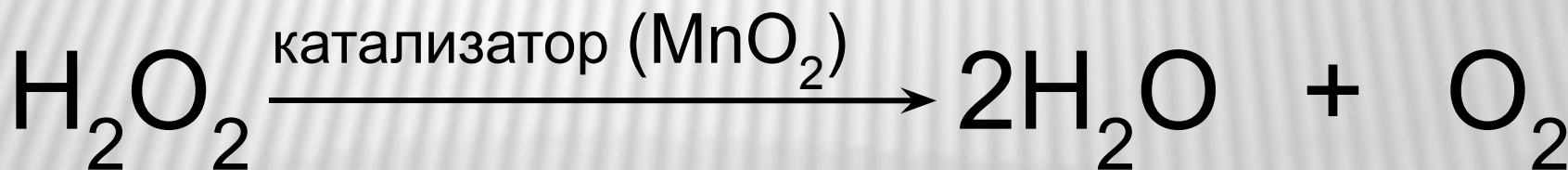






Существенно ускорять химические реакции могут некоторые вещества - катализаторы. Пероксид водорода медленно разлагается на кислород и воду. **Диоксид марганца** значительно ускоряет реакцию, кислорода выделяется значительно больше. Значит диоксид марганца – катализатор реакции разложения пероксида водорода.

ОПЫТ

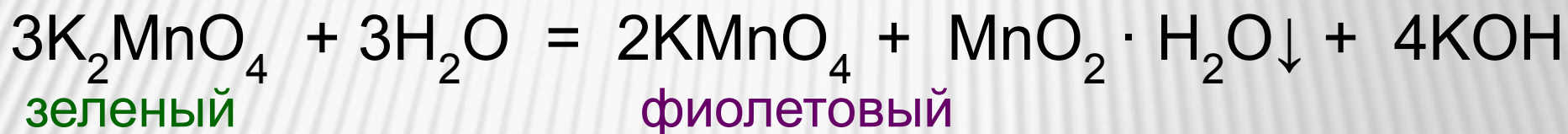


Соединения марганца (VI)

Наиболее характерными соединениями Mn(VI) являются

манганаты – соли **марганцоватой кислоты** H_2MnO_4 .

Кислота и ее соли неустойчивы. В 19 веке раствор манганата калия называли «минеральным хамелеоном»: при стоянии он менял цвет с ярко-зеленого, соответствующего иону MnO_4^{2-} , на фиолетовую (цвет иона MnO_4^-)

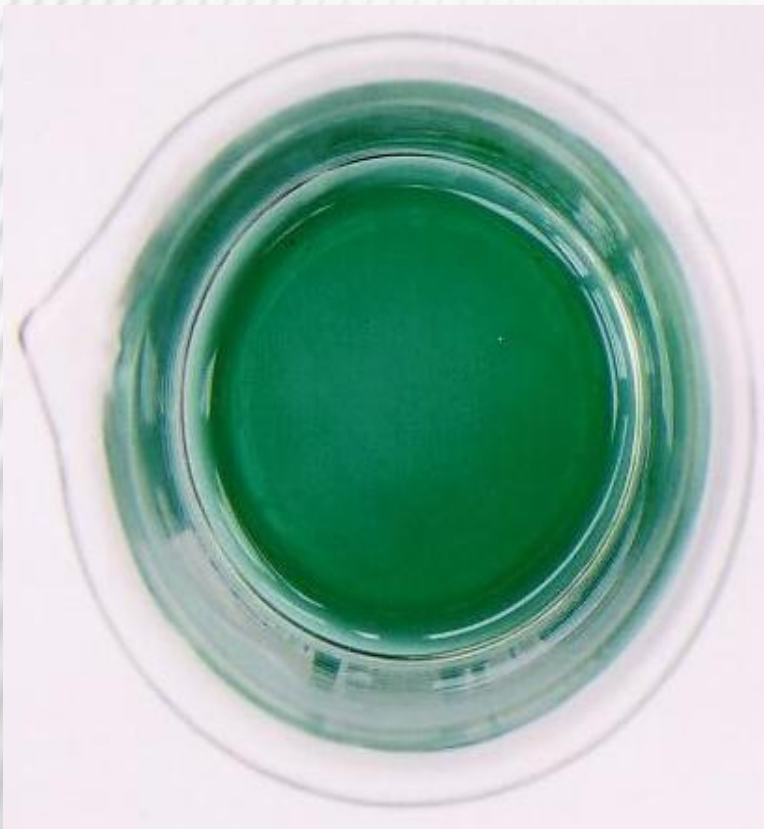


Манганаты получают окислением оксида марганца (VII)

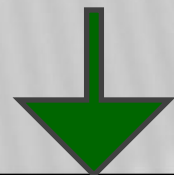


или восстановлением перманганата калия в щелочной среде





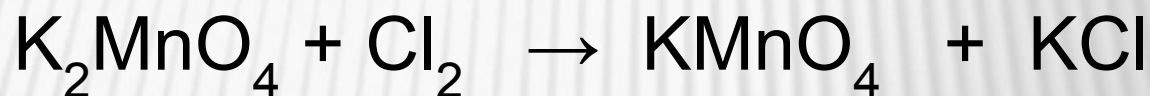
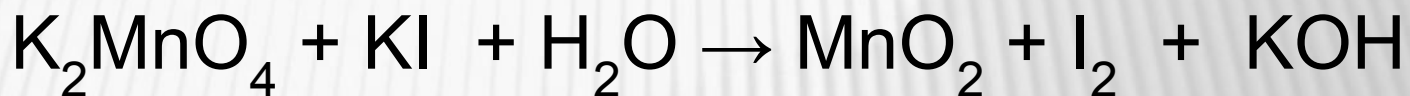
Манганат калия — соль темно-зеленого цвета. Плавится под избыточным давлением кислорода. В растворе устойчив только в сильнощелочной среде. Зеленая окраска раствора отвечает иону MnO_4^{2-} . Медленно разлагается при разбавлении раствора водой, быстро — при подкислении. Проявляет окислительно-восстановительные свойства.



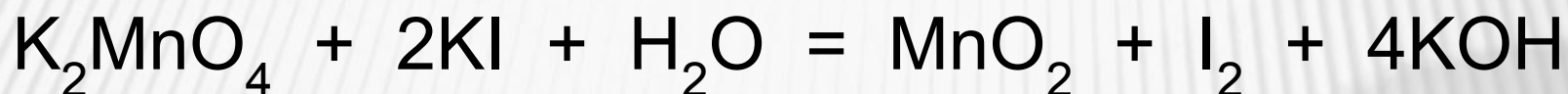
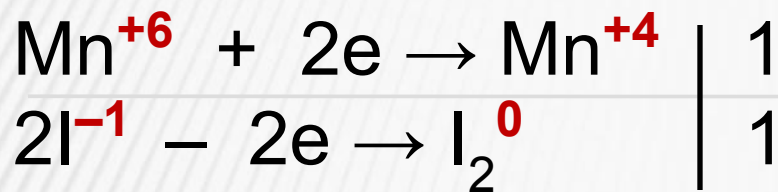
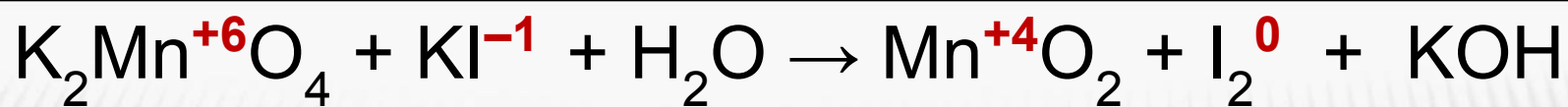
Химические свойства манганата калия



Поскольку атом марганца (VI) в манганатах находится в промежуточной степени окисления, то он может как повышать, так и понижать ее.

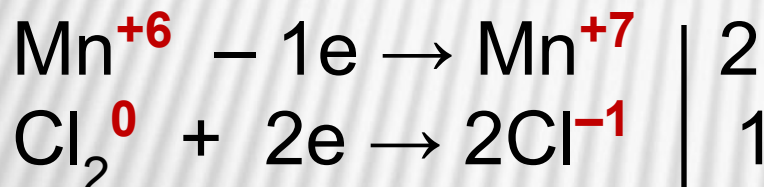
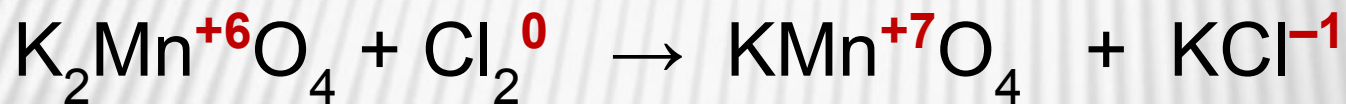


Рассмотрите реакции как окислительно-восстановительные. Определите окислитель и восстановитель



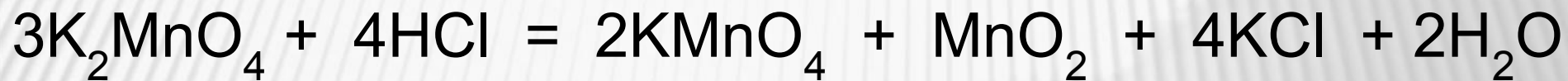
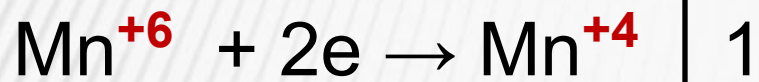
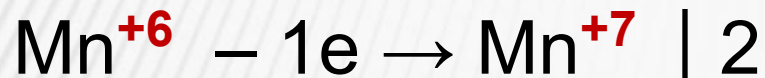
K_2MnO_4 (за счет Mn^{+6}) – окислитель, процесс восстановления

KI (за счет I^{-1}) – восстановитель, процесс окисления



K_2MnO_4 (за счет Mn^{+6}) – восстановитель, процесс окисления

Cl_2^0 – окислитель, процесс восстановления

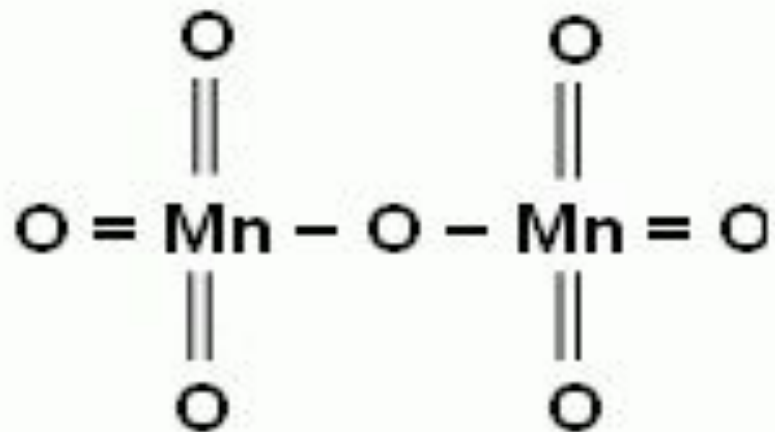


K_2MnO_4 (за счет Mn^{+6}) – восстановитель, процесс окисления

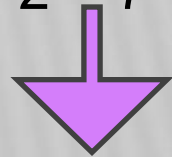
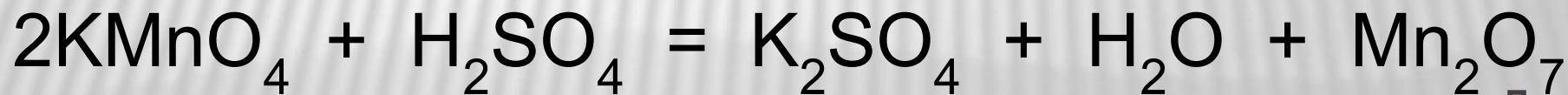
K_2MnO_4 (за счет Mn^{+6}) – окислитель, процесс восстановления



Оксид марганца (VII)



Оксид марганца – тяжелое буро-зеленое маслянистое вещество, очень гигроскопичное и неустойчивое при нагревании. Получают обрабатывая порошкообразный перманганат калия концентрированной серной кислотой

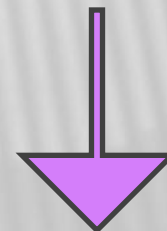


Оксид марганца (VII) настолько неустойчив, что взрывается при простом встряхивании или при нагревании выше 55°C.

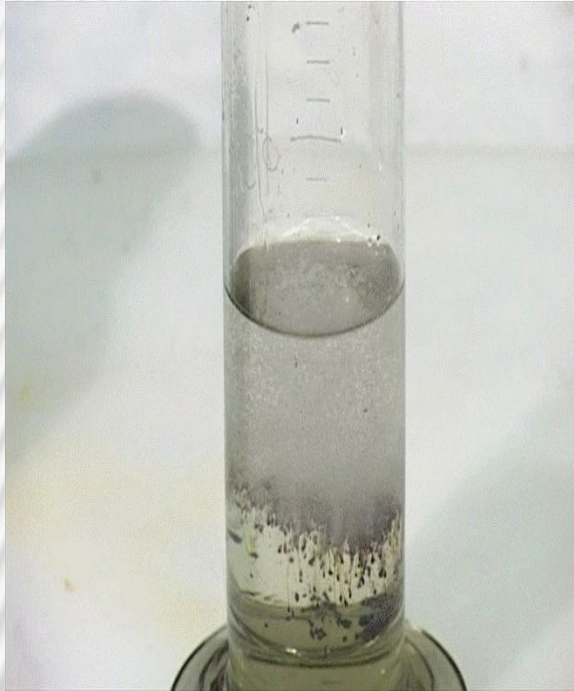


В неподвижном состоянии при комнатной температуре сравнительно устойчив.

Оксид марганца (VII) сильнейший окислитель, он поджигает любые вещества – при контакте с ним они воспламеняются



Окисление оксидом марганца (VII) этилового спирта



При попадании кристаллов перманганата калия в серную кислоту образуется марганцевый ангидрид (оксид марганца (VII)) - очень сильный окислитель. Он взаимодействует с этиловым спиртом. При этом образуется уксусный альдегид.

ОПЫТ

Марганцовая кислота HMnO_4

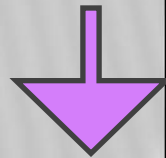
Марганцо́вая кислота́ — сильная кислота. 4

В чистом виде не выделена, существует в виде раствора. Максимальная концентрация в водном растворе составляет 20 %. Растворы марганцовой кислоты имеют фиолетовую окраску. При температуре ниже 20 °C образует кристаллогидрат $\text{HMnO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

Марганцовая кислота может быть получена взаимодействием оксида марганца(VII) с водой на холоде:



Соли марганцовой кислоты называются перманганаты. Самым известным производным марганцовой кислоты является перманганат калия (марганцовка).

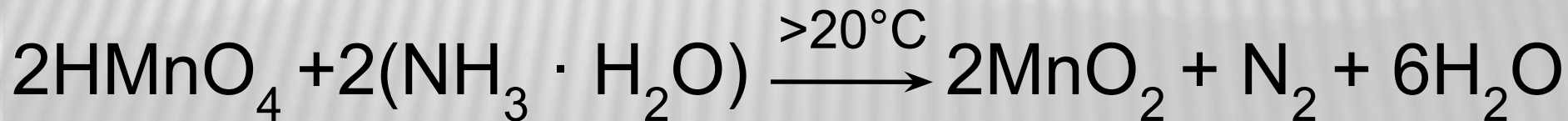
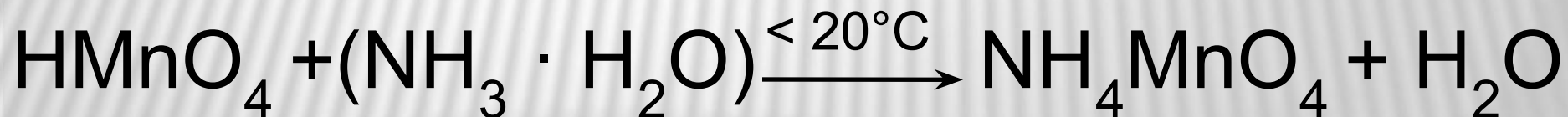


Химические свойства HMnO_4

Марганцовая кислота в растворе медленно разлагается, при этом выделяется кислород и выпадает осадок диоксида марганца. Составьте уравнение реакции.



Проявляет общие для сильных кислот свойства, например вступает в реакции нейтрализации с сильными и слабыми основаниями. Составьте уравнение реакции марганцовой кислоты с гидроксидом натрия и гидроксидом аммония

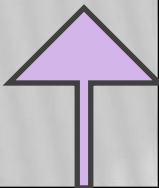
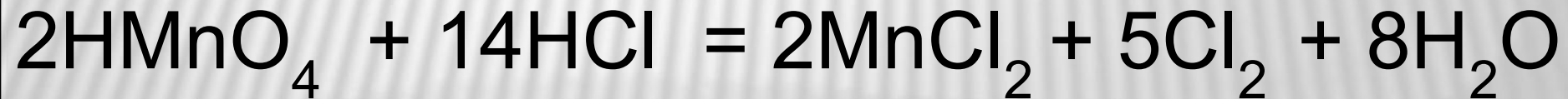
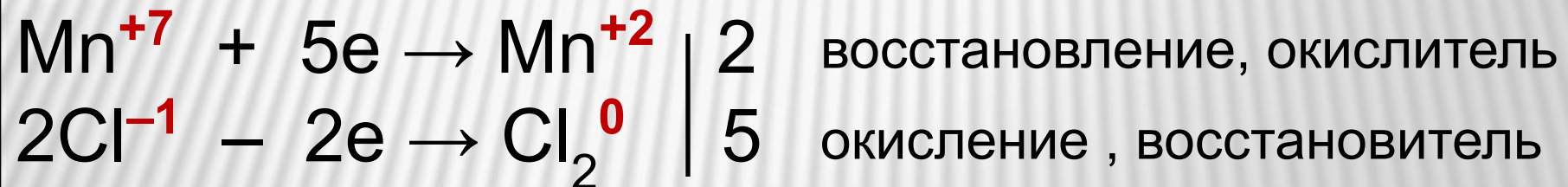
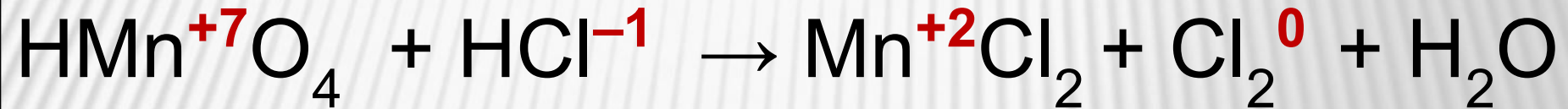


Марганцовая кислота, как и её соли (перманганаты), является очень сильным окислителем

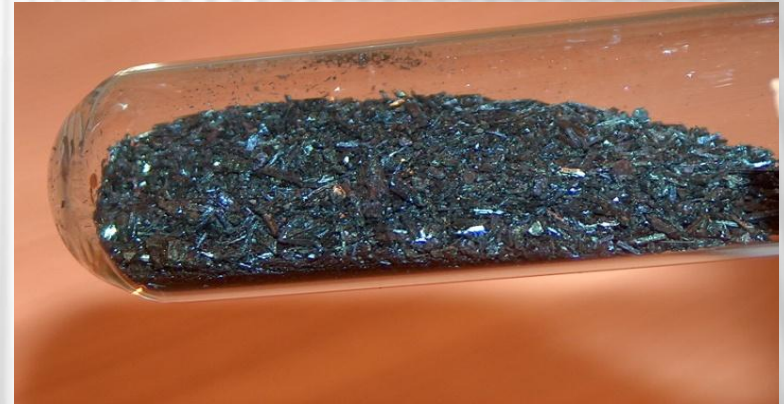
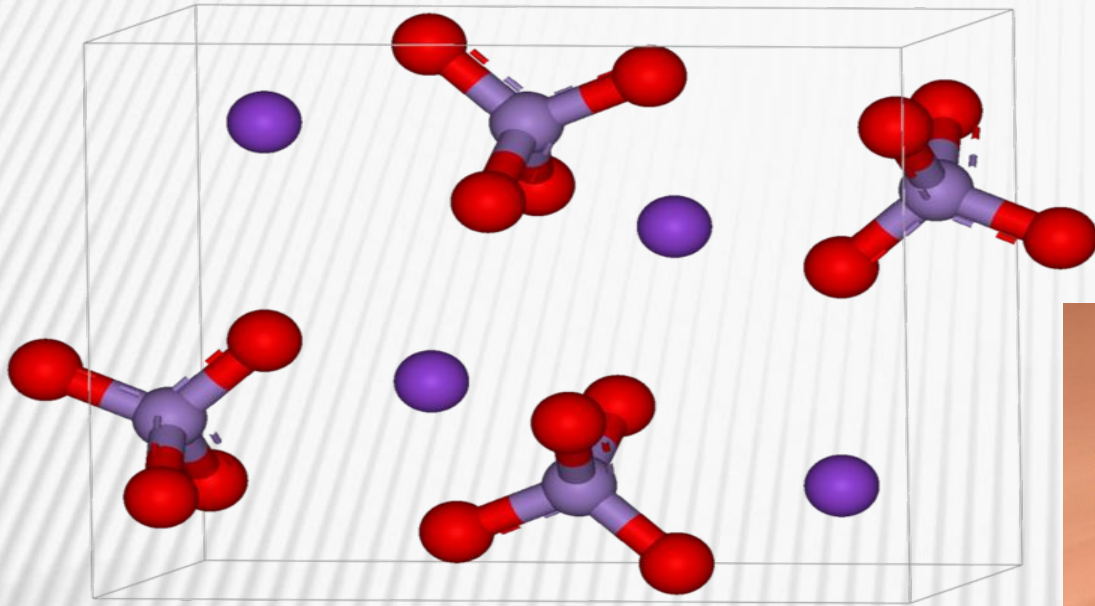


Рассмотрите реакцию как окислительно-восстановительную.

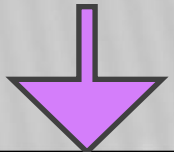
Расставьте коэффициенты.



Соли. KMnO_4



Перманганат калия (лат. *Kalii permanganas*) — марганцовокислый калий, калиевая соль марганцевой кислоты. Представляет собой темно-фиолетовые, почти черные кристаллы, при растворении в воде образующие ярко окрашенный раствор малинового цвета.



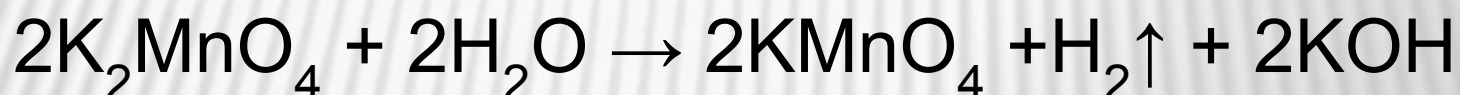
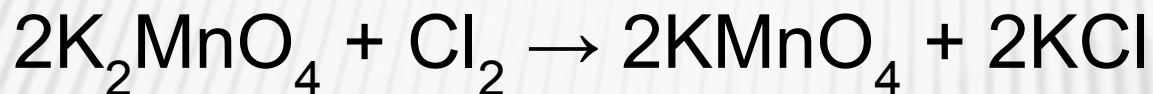
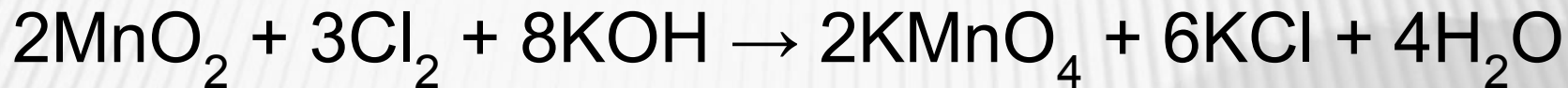


ОПЫТ

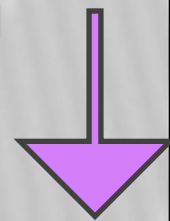
В жидкостях, как и в газах, частицы вещества (молекулы и ионы) находятся в постоянном движении. Это можно увидеть с помощью ярко окрашенных веществ. Бросим в колбу с водой кристаллики перманганата калия. Фиолетовая окраска, появившаяся вокруг кристаллов, постепенно распространяется по всему сосуду. Распространение вещества — диффузия происходит из-за постоянного беспорядочного движения частиц.

Получение KMnO_4

Химическое или электрохимическое окисление соединений марганца, диспропорционирование манганата калия

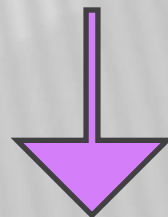


Последняя реакция происходит при электролизе концентрированного раствора манганата калия и эндотермична, она является основным промышленным способом получения перманганата калия.

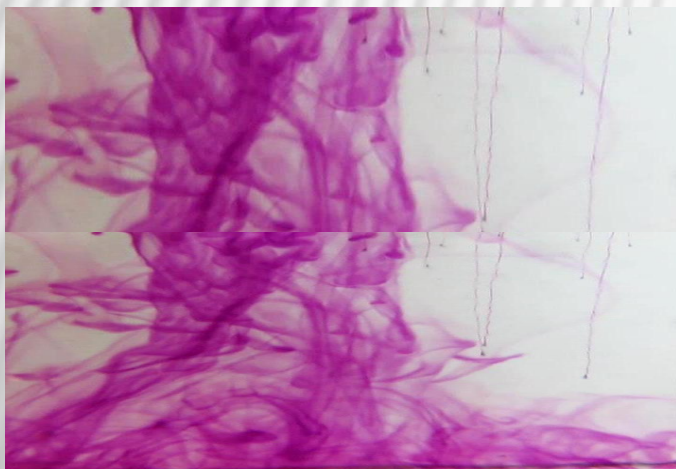
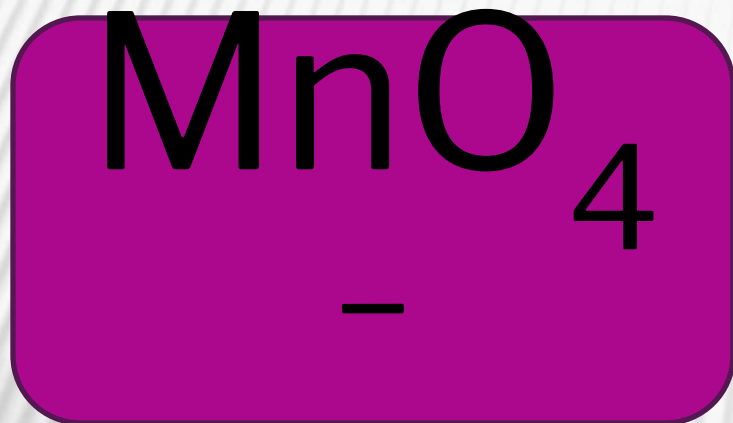
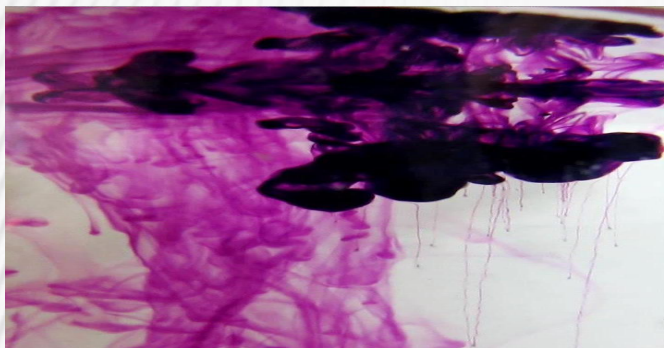


Химические свойства перманганата калия

Является сильным окислителем. В зависимости от pH раствора окисляет различные вещества, восстанавливаясь до соединений марганца разной степени окисления. В кислой среде — до соединений марганца(II), в нейтральной — до соединений марганца(IV), в сильно щелочной — до соединений марганца(VI)

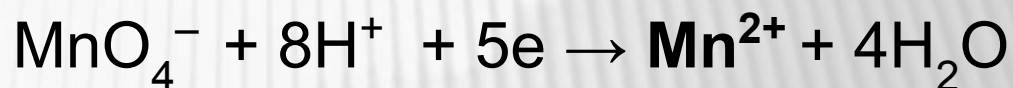


Соединения марганца (VII) – **сильные окислители**



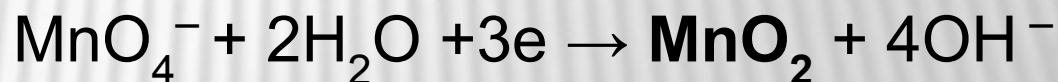
H^+

Mn^{2+}



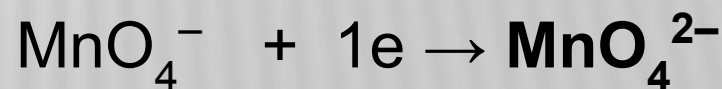
H_2O

MnO_2



OH^-

MnO_4^{2-}



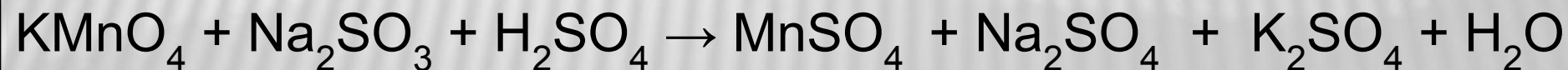
В **кислой среде** перманганат восстанавливается до солей **Mn²⁺**

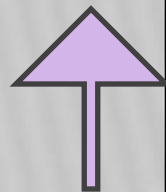
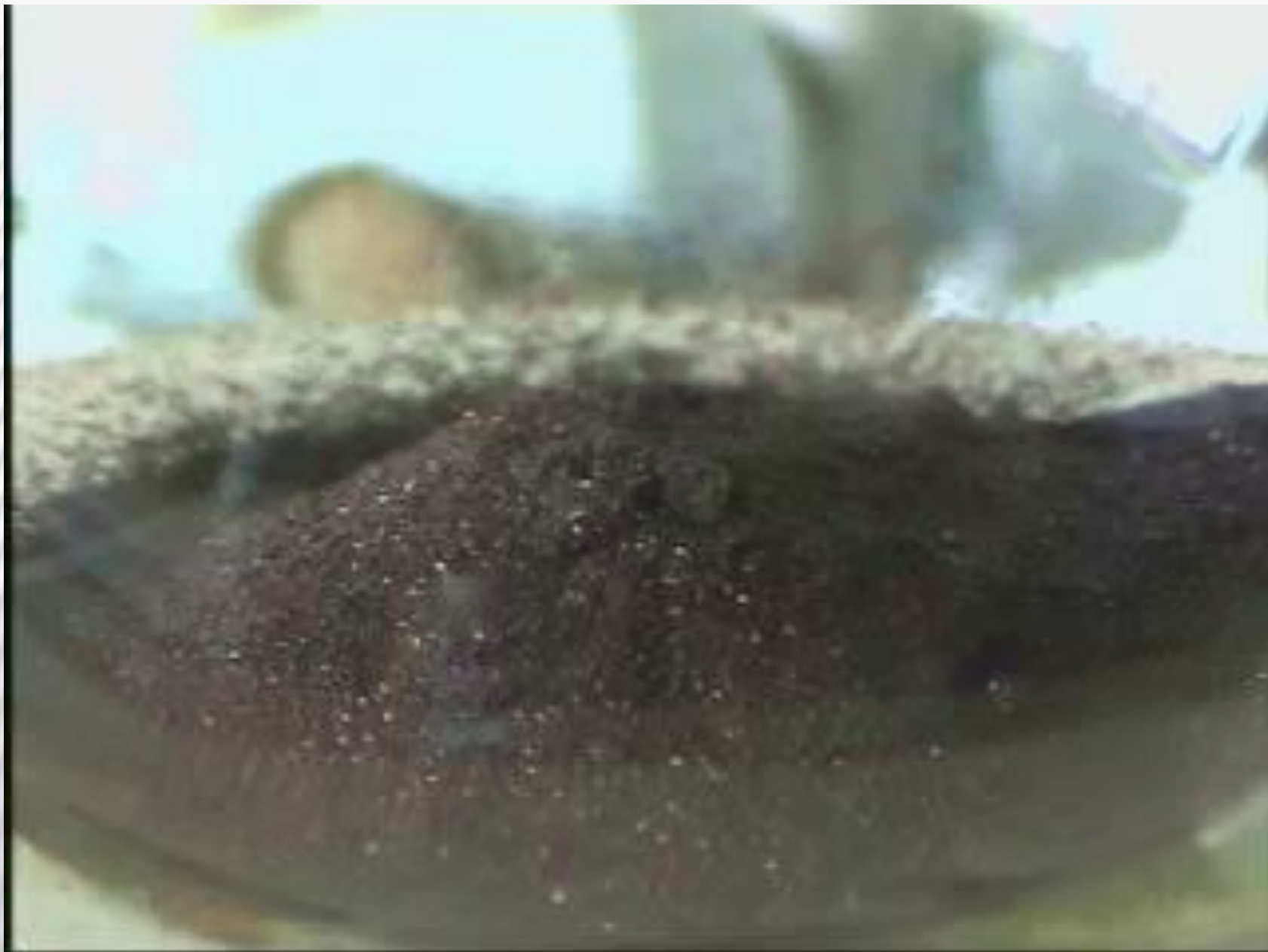
Рассмотрите реакции как окислительно-восстановительные.

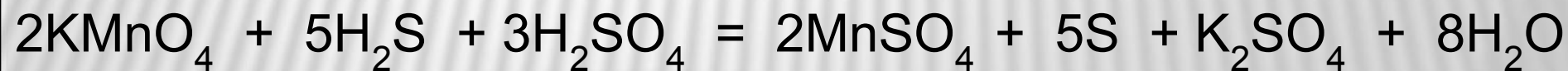
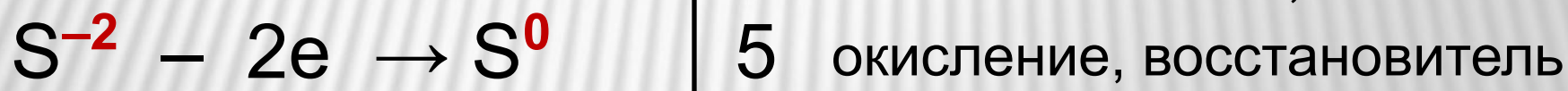
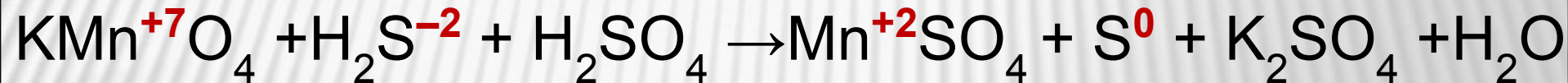
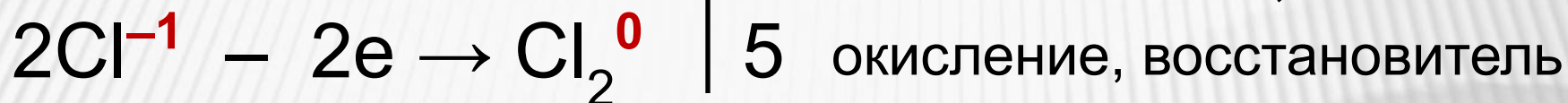
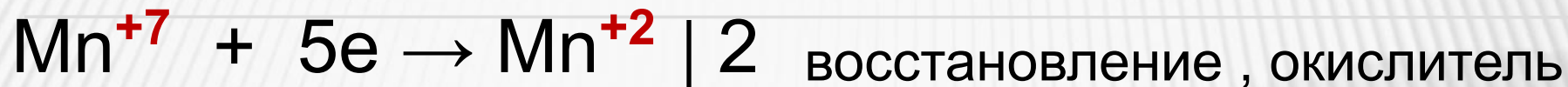
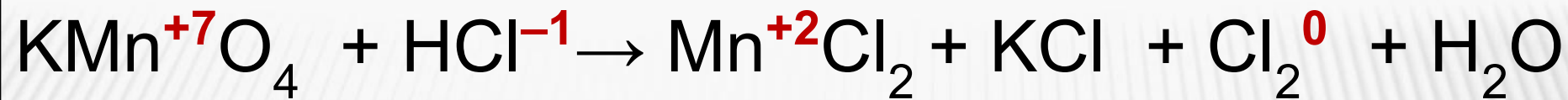
Расставьте коэффициенты.

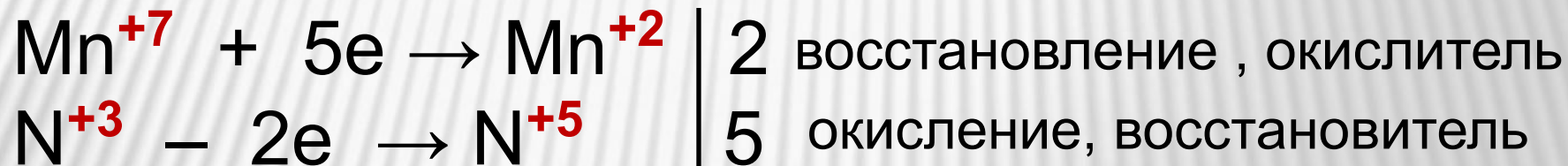
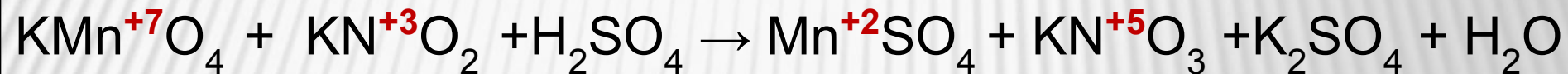
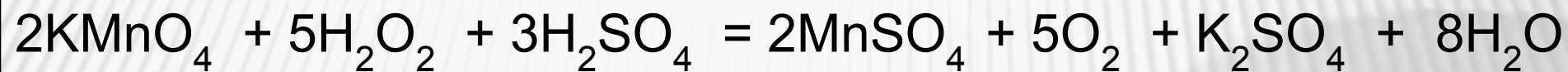
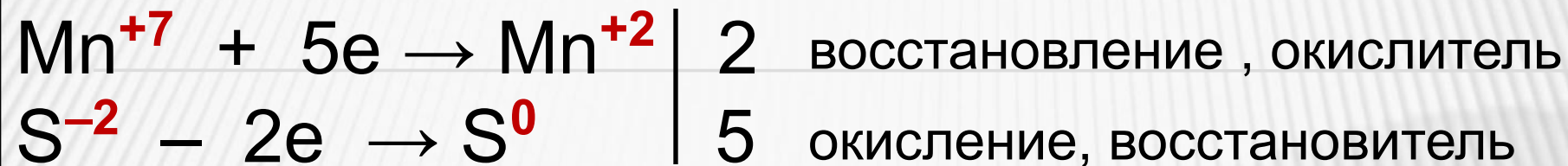


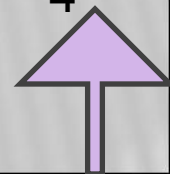
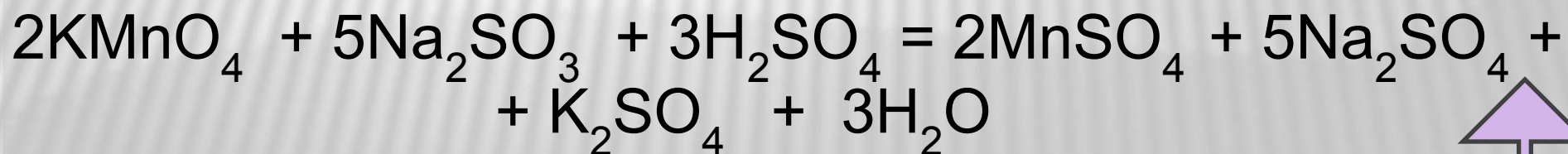
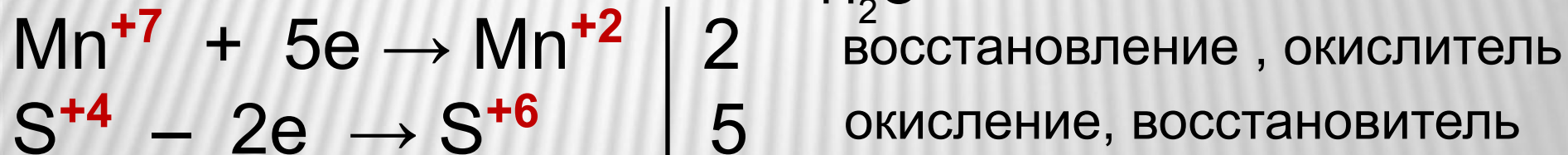
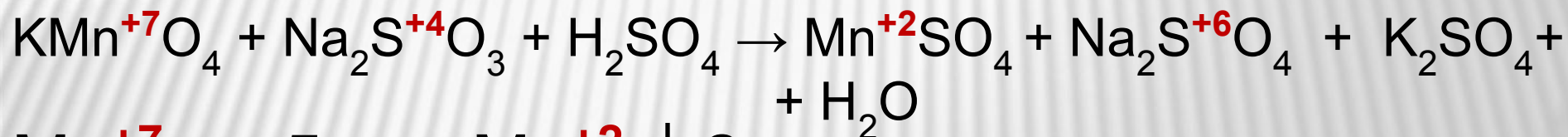
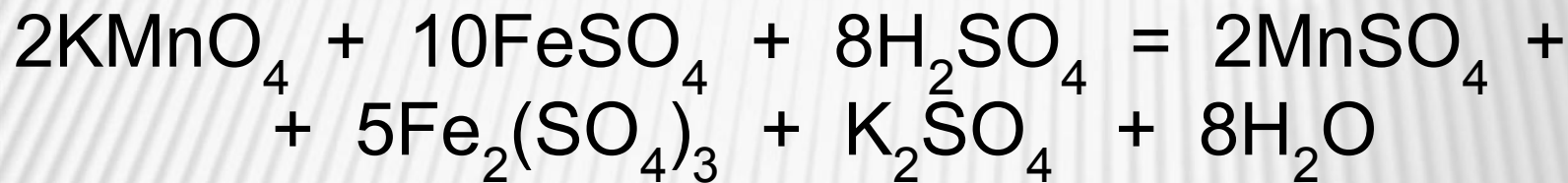
ОПЫТ



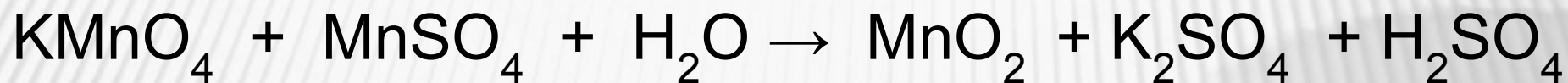
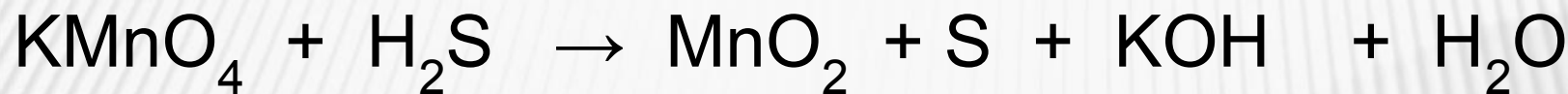
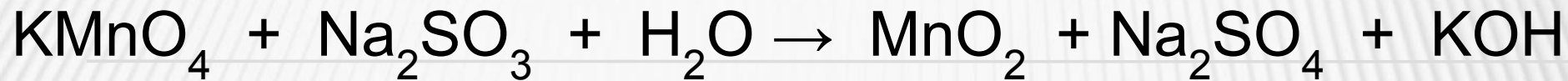




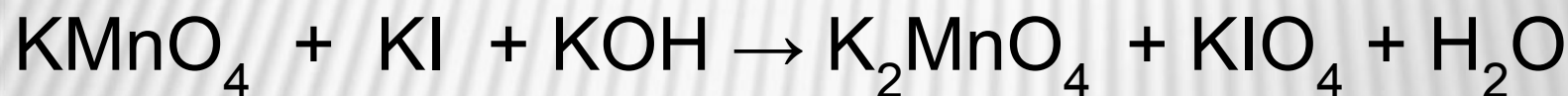
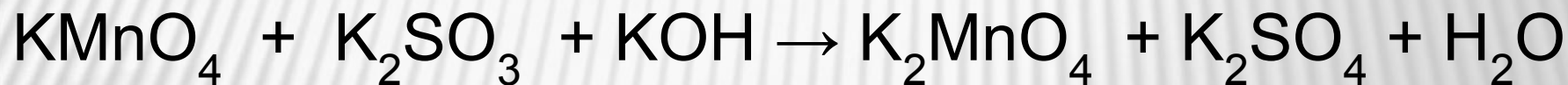




В **нейтральной среде** восстановление идет до **MnO₂**



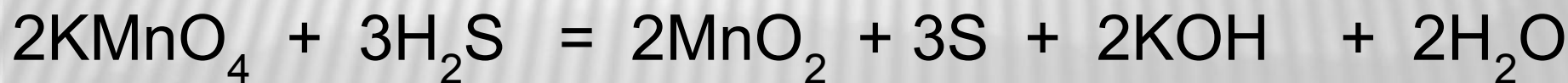
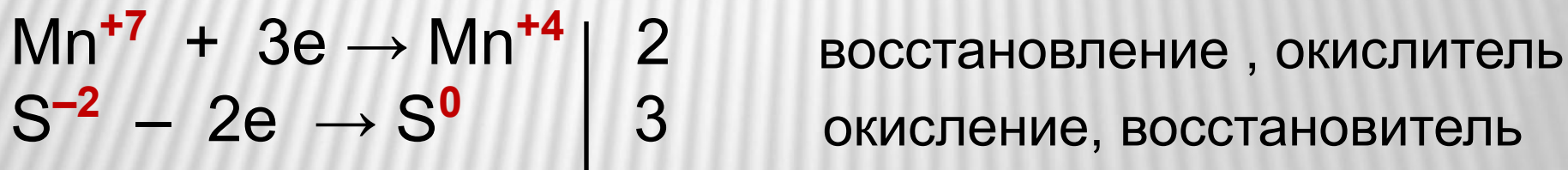
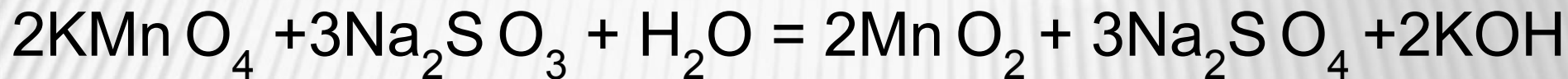
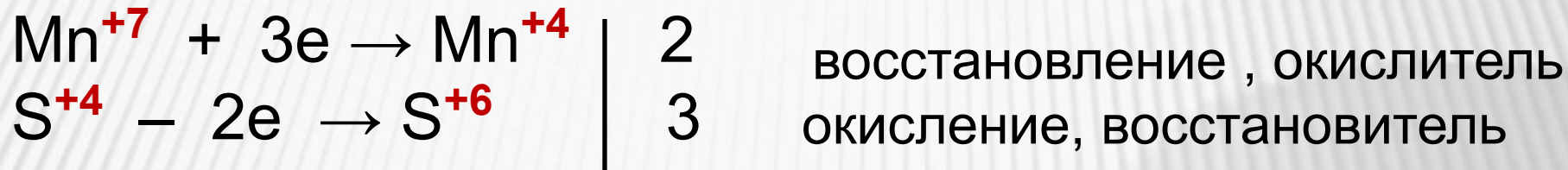
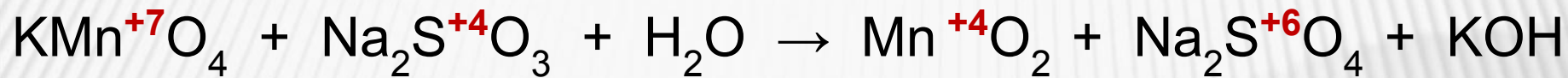
В **щелочной среде** образуются соли марганцоватой кислоты

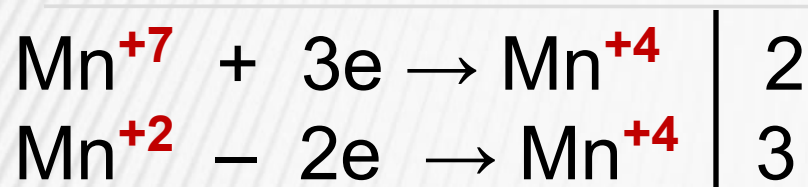
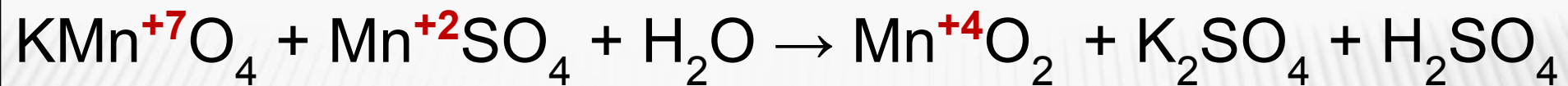


Рассмотрите реакции как окислительно-восстановительные.

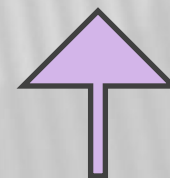
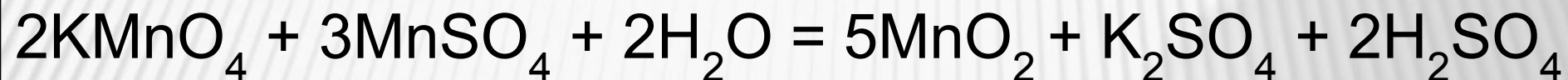
Расставьте коэффициенты.

В нейтральной среде восстановление идет до MnO_2

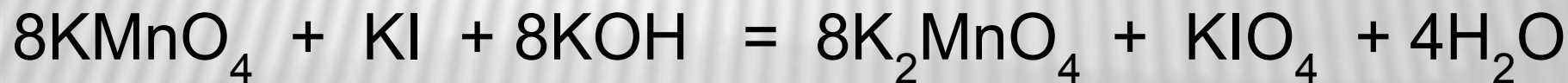
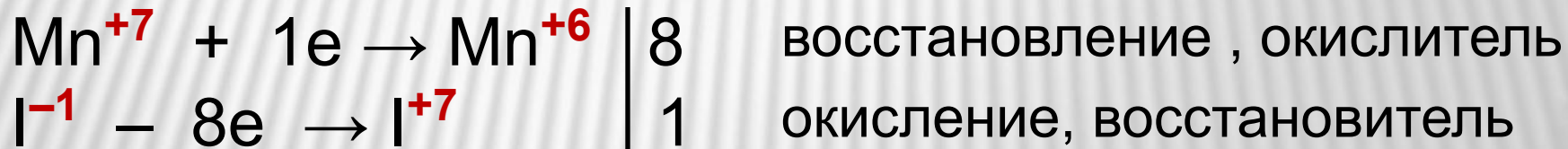
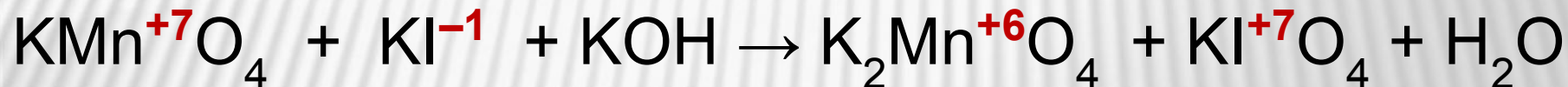
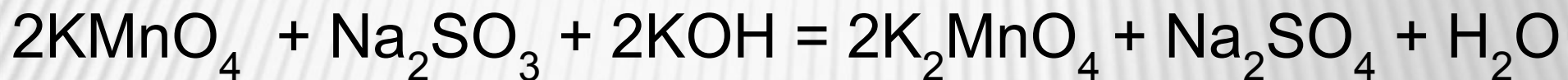
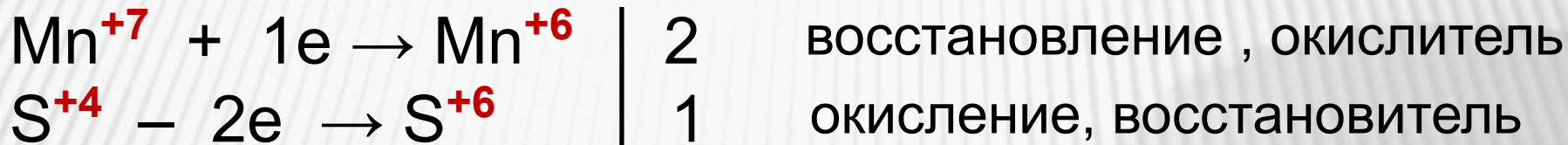
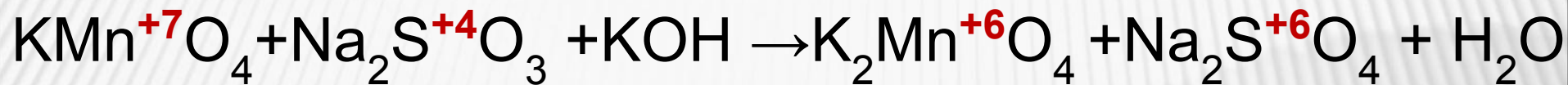


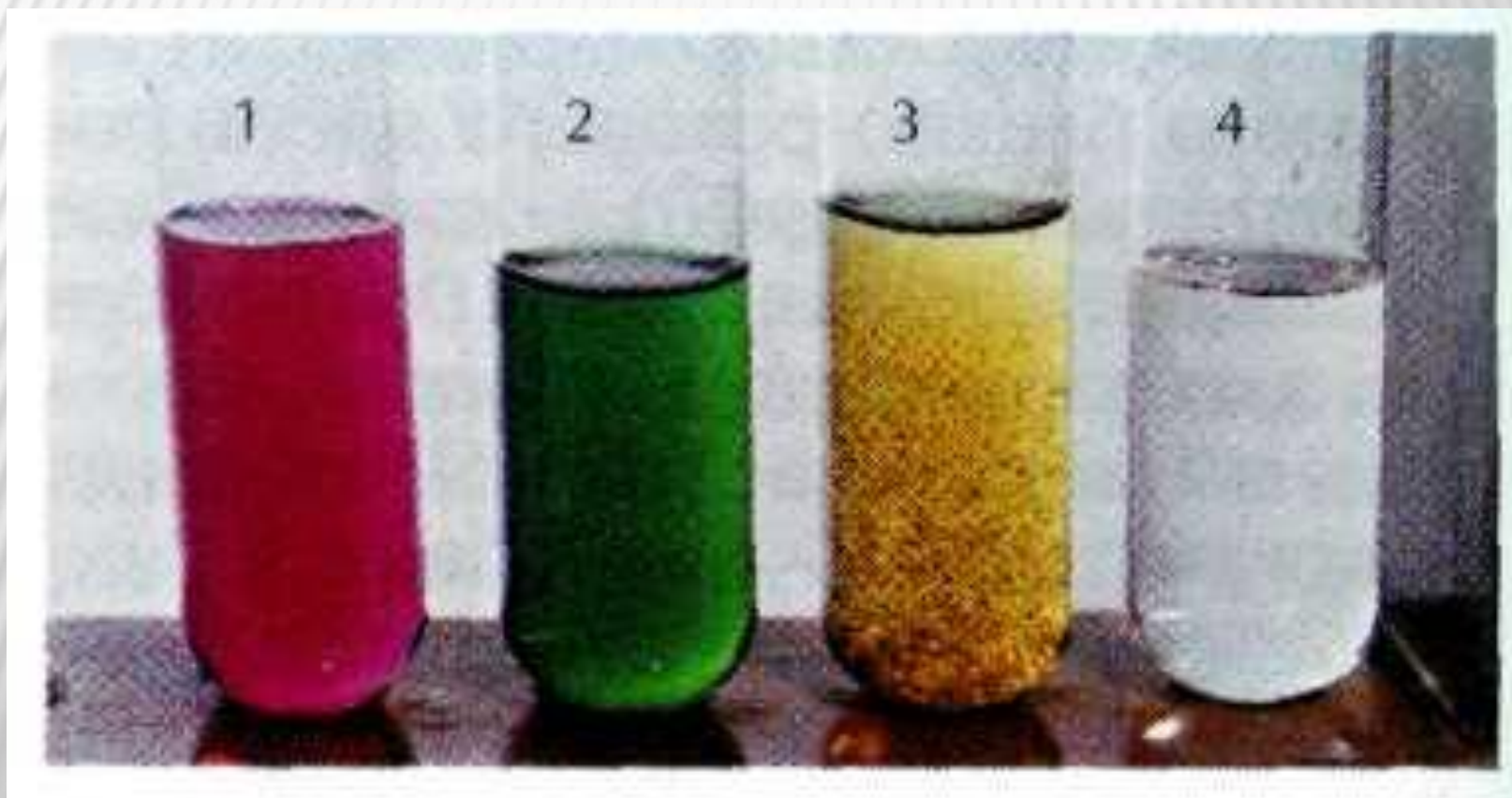
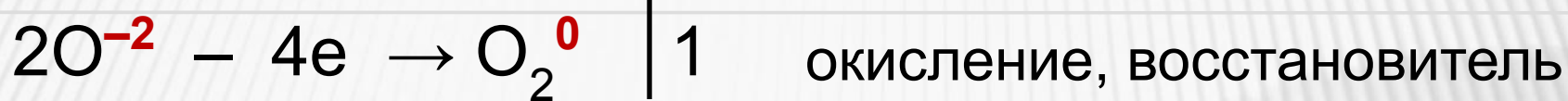
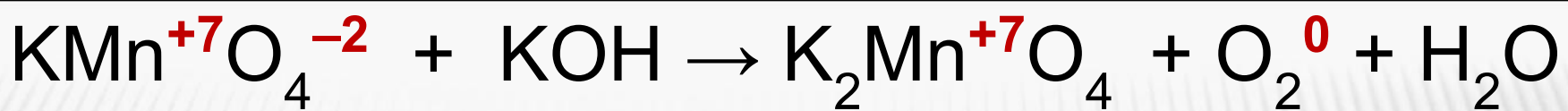


восстановление , окислитель
окисление, восстановитель



В **щелочной среде** образуются соли марганцоватой
КИСЛОТЫ





Взаимодействие кристаллического перманганата калия с глицерином

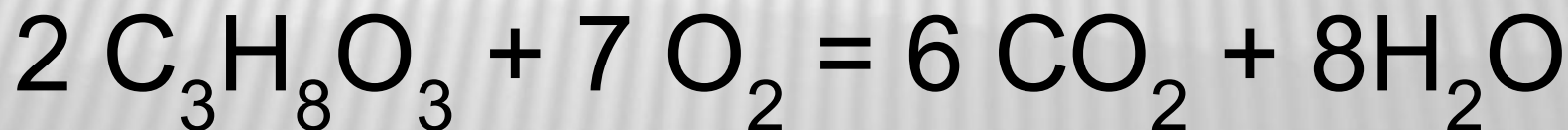


ОПЫТ

К растертому в тонкий порошок перманганату калия добавляют глицерин.

Через некоторое время над смесью появляется дымок, а затем происходит загорание глицерина.

Под действием сильных окислителей глицерин сгорает с образованием углекислого газа и воды.

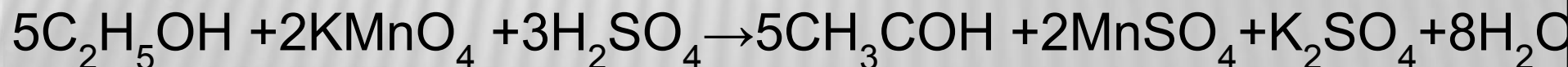
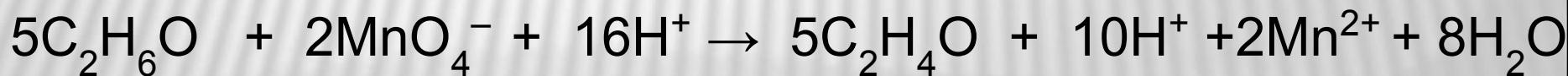
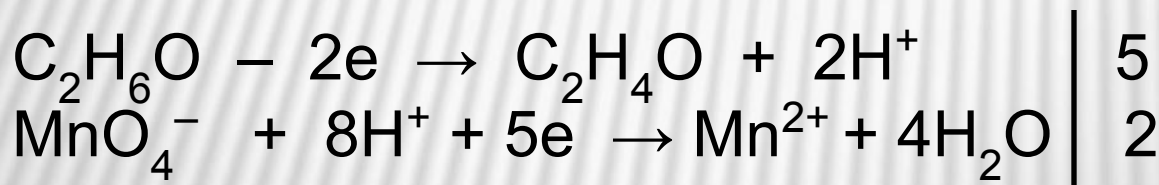


Окисление этилового спирта раствором перманганата калия

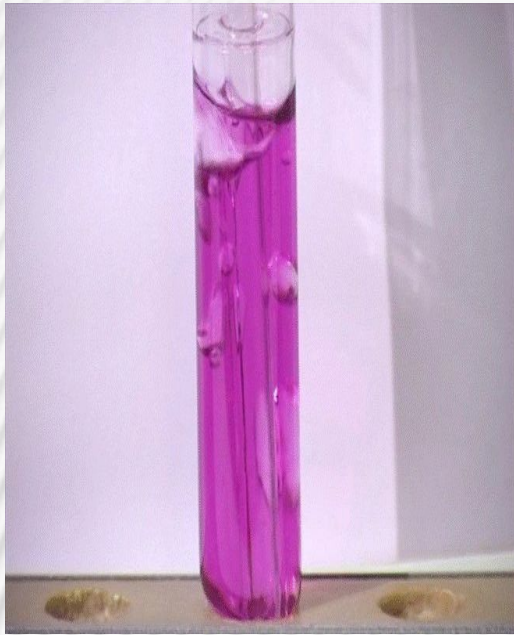


ОПЫТ

Спирты легко окисляются раствором перманганата калия. В пробирку с этиловым спиртом прильем немного подкисленного раствора перманганата калия. Осторожно подогреем пробирку. Раствор постепенно обесцвечивается. В данных условиях этиловый спирт окисляется, превращаясь в уксусный альдегид.

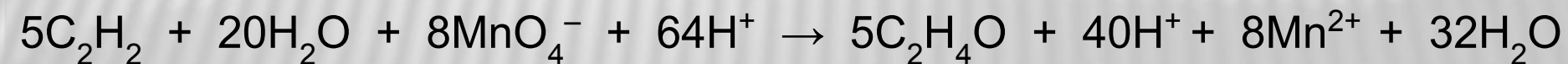
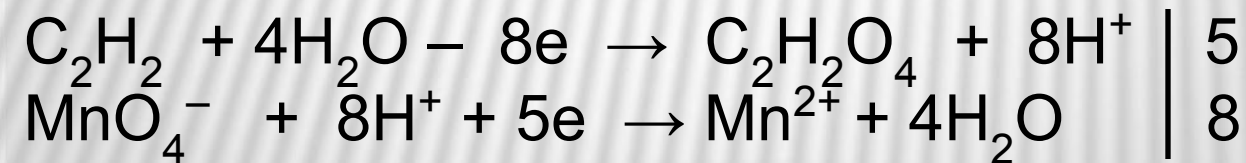
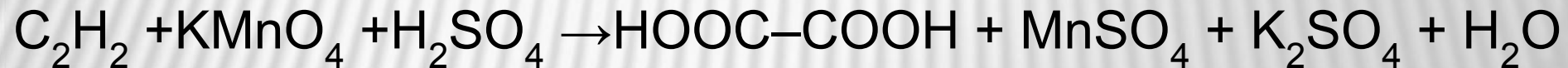


Взаимодействие ацетилена с раствором перманганата калия



ОПЫТ

При пропускании ацетилена через подкисленный раствор перманганата калия наблюдается быстрое обесцвечивание раствора. Происходит окисление ацетилена по месту разрыва тройной связи с образованием продукта окисления – щавелевой кислоты. В избытке перманганата калия щавелевая кислота окисляется до углекислого газа и воды.

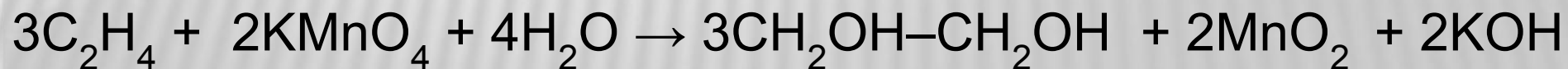
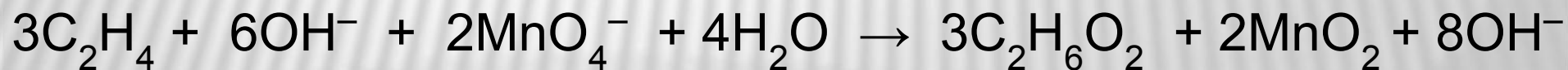
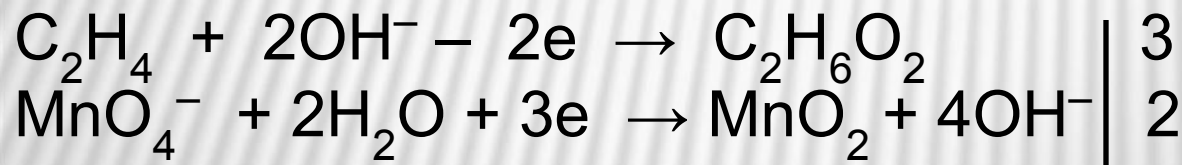
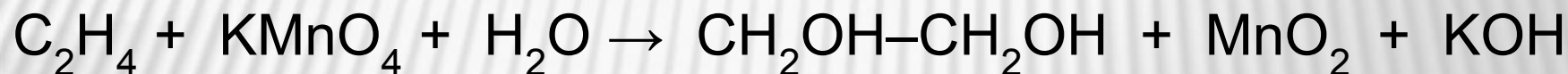


Взаимодействие этилена с раствором перманганата калия

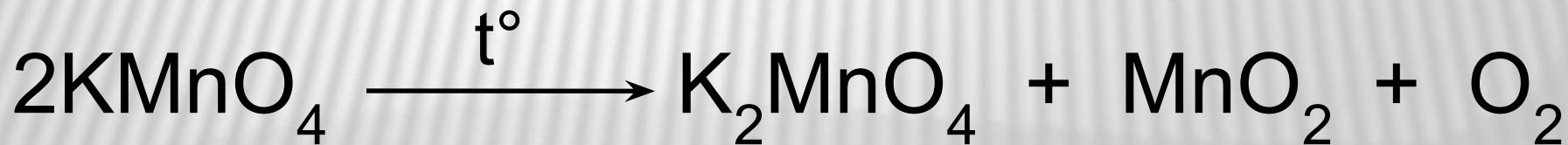


При пропускании этилена через раствор перманганата калия. Раствор быстро обесцвечивается. При этом этилен окисляется в двухатомный спирт этиленгликоль.

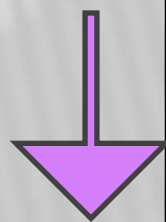
ОПЫТ



При нагревании перманганат калия разлагается



ОПЫТ



Медицинское применение перманганата калия

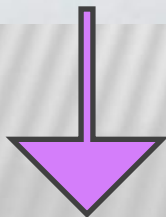
Применение этой соли чаще всего основано на высокой окисляющей способности перманганат-иона, обеспечивающей антисептическое действие.

Разбавленные растворы (около 0,1 %) перманганата калия нашли широчайшее применение в медицине как антисептическое средство, для полоскания горла, промывания ран, обработки ожогов. В качестве рвотного средства для приёма внутрь при некоторых отравлениях используют разбавленный раствор.



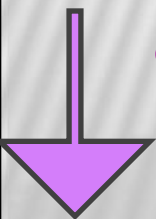
Фармакологическое действие

Антисептическое средство. При соприкосновении с органическими веществами выделяет атомарный кислород. Образующийся при восстановлении препарата оксид образует с белками комплексные соединения — альбуминаты (за счет этого калия перманганат в малых концентрациях оказывает вяжущее, а в концентрированных растворах — раздражающее, прижигающее и дубящее действие). Обладает также дезодорирующим эффектом. Эффективен при лечении ожогов и язв. Способность калия перманганата обезвреживать некоторые яды лежит в основе использования его растворов для промывания желудка при отравлениях неизвестным ядом и пищевых токсикоинфекциях. При попадании внутрь всасывается, оказывая действие (приводит к развитию метгемоглобинемии). Используется также в гомеопатии.



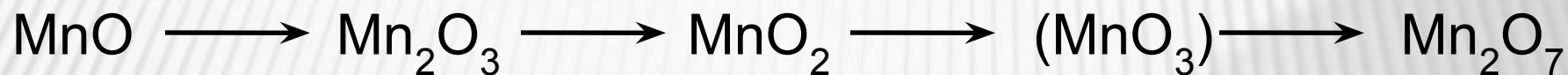
Другие сферы применения перманганата калия

- 1) Применяется для определения перманганатной окисляемости при оценке качества воды
- 2) Щелочной раствор перманганата калия хорошо отмывает лабораторную посуду от жиров и других органических веществ.
- 3) Растворы (концентрации примерно 3 г/л) широко применяются при тонировании фотографий.
- 4) В пиротехнике применяют в качестве сильного окислителя.
- 5) Применяют в качестве катализатора разложения перекиси водорода в космических жидкостно-ракетных двигателях.
- 6) Водный раствор перманганата калия используется для травления дерева, в качестве морилки.
- 7) Водный раствор применяется также для выведения татуировок. Результат достигается посредством химического ожога, при котором отмирают ткани, в которых содержится красящее вещество.
- 8) Перманганат калия или бихромат натрия используются в качестве окислителя при получении мета- и парафталевые кислот из мета- и параксилолов соответственно.



Влияние изменения степени окисления марганца на свойства его соединений.

Кисотно-основные свойства оксидов и гидроксидов марганца зависят от степени окисления марганца.

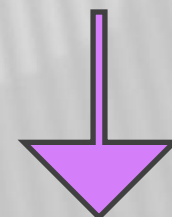


HMnO_4
основные

амфотерные

кислотные

Ослабление основных и усиление кислотных свойств



степень окисления	соединения			цвет ионов
	оксиды	гидроксиды	соли	
+2	MnO ОСНОВНЫЙ	Mn(OH) ₂	MnCl ₂ MnSO ₄	слабо-розовый
+4	MnO ₂ амфотерный	Mn(OH) ₄	MnCl ₄	черный
+6	MnO ₃ КИСЛОТНЫЙ	H ₂ MnO ₄	K ₂ MnO ₄	зеленый
+7	Mn ₂ O ₇ КИСЛОТНЫЙ	HMnO ₄	KMnO ₄	фиолетовый

