

**Муниципальное бюджетное общеобразовательное
учреждение
средняя общеобразовательная школа №20 г. Пензы**

Тема:
«Исследование соединений марганца»

Выполнила:
Федяшова Ксения,
учащаяся 11 а класса

Научный руководитель:
Мишина Марина Павловна
учитель химии
МБОУ СОШ №20 г. Пензы

Пенза, 2021 г.
Содержание

	стр.
Введение	3
Глава 1. Теоретическая часть. 1.1. Сведения о марганце	4
1.2. Соединения марганца (II)	4-5
1.3. Соединения марганца (IV)	5
1.4. Соединения марганца (VII)	5-6
Глава 2. Экспериментальная часть. 2.1. Соединения марганца (II)	
2.1.1. Получение гидроксида марганца (II)	6
2.1.2. Кислотно-основные свойства гидроксида марганца (II)	6
2.1.3. Восстановительные свойства гидроксида марганца (II)	7
2.1.4. Восстановительные свойства солей марганца (II)	7
2.1.5. Получение нерастворимых солей марганца (II)	7
2.2. Соединения марганца (IV). 2.2.1. Каталитические свойства MnO_2	8
2.2.2. Окислительно-восстановительные свойства оксида марганца (IV)	8
2.3. Соединения марганца (VI)	
2.3.1. Получение манганата калия. 2.3.2. Гидролиз манганата калия	9
2.4. Соединения марганца (VII)	
2.4.1. Восстановление $KMnO_4$ сульфитом натрия в различных средах	9-10
2.4.2. Восстановление перманганата калия иодидом калия в различных средах	10
2.4.3. Восстановление перманганата калия пероксидом водорода	10
2.4.4. Восстановление перманганата калия сульфатом железа (II)	11
2.4.5. Восстановление перманганата калия гидратом аммиака	11
2.4.6. Влияние кислотности среды на скорость окисления.	11
Заключение	12
Список используемой литературы	13
Приложения	
Шкала степеней окисления марганца	14
Свойства соединения марганца в различных степенях окисления	14
Схема протекания ОВ реакций важнейших соединений марганца	15
Влияние среды на характер протекания окислительно-восстановительных реакций с участием иона MnO_4^-	15
Описание интерактивных тренажеров	15
Получение марганца	15-16
Химические свойства марганца	16
Получение оксида марганца (II)	16
Химические свойства оксида марганца (II)	16
Получение и химические свойства гидроксида марганца (II)	16
Химические свойства солей марганца (II)	16
Получение оксида марганца (IV)	17
Химические свойства оксида марганца (IV)	17
Получение и химические свойства оксида марганца (VII)	17
Получение и химические гидроксида марганца (VII)	17-18
Получение солей марганца (VII). Химические свойства солей марганца (VII)	18

Введение

Этот учебный год в моей жизни отмечен очень важным событием – окончанием средней школы, которому предшествует Единый государственный экзамен. Поскольку моя будущая профессия связана с изучением химии, я выбрала этот предмет для итоговой аттестации.

В настоящее время существует огромное количество информационных источников для подготовки к сдаче ЕГЭ по химии. Это не только привычная нам печатная продукция в виде справочников, пособий, тренажёров, но и современные информационные технологии (он-лайн курсы, учительские видеоблоги и т.п.). Но все они в первую очередь направлены на передачу информации по предмету в то время, как на экзамене выпускник должен продемонстрировать и навыки применения на практике имеющихся у него знаний.

Именно это стало основной причиной создания интерактивных тренажеров по теме «Соединения марганца». **Актуальность** работы заключается в том, что выпускник наряду с повторением и закреплением теоретических сведений по тому или иному разделу химии наблюдает химические реакции, положенные в основу лабораторных способов получения соединений марганца, окислительно-восстановительных процессов, кислотно-основных свойств соединений марганца, встречающиеся в КИМах по химии. Важным достоинством данных тренажеров является сочетание в них различных источников передачи и восприятия информации по предмету (наглядные, словесные, практические), которое ведет к более прочному усвоению изучаемой темы. Кроме того, подобные пособия предполагают использование в процессе обучения информационных технологий, столь популярных и востребованных в наше время в школе, а также дают возможность применять их как одну из форм при дистанционном обучении.

Объектом исследования являются соединения марганца (II, IV, VI, VII).

Предметом исследования стали химические реакции, которые лежат в основе лабораторных способов получения, ОВ процессов, кислотно-основных свойств соединения марганца (II, III, VI, VII), чаще всего встречающиеся в экзаменационных заданиях.

Гипотеза: при грамотном подходе к изучению соединений марганца на основе химического эксперимента, возможно добиться более прочного усвоения учащимися основных теоретических вопросов при изучении соединений марганца.

Цель: создать интерактивные тренажеры по теме «Соединения марганца».

Задачи:

- 1) изучение литературных источников, связанных с данной темой.
- 2) знакомство с соединениями марганца (II, IV, VI, VII) на практике, рассмотрение способов их получения и химических свойств.
- 3) проведение необходимых реакций с участием соединений марганца (II, IV, VI, VII).
- 4) анализ результатов опытов и формулировка выводов.
- 5) разработка интерактивных тренажеров по теме «Соединения марганца».
- 6) Презентация данной работы учащимся, которые проявляют интерес к химии и выбирают этот предмет для итоговой аттестации.

Для реализации поставленных целей и задач были выбраны следующие **методы и приемы**:

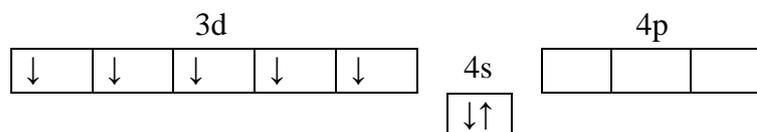
- 1) обобщение, систематизация, анализ;
- 2) практическая работа, экспериментальные исследования;
- 3) наблюдение;
- 4) рекламная деятельность.

Глава 1. Теоретическая часть

1.1. Сведения о марганце

Марганец - распространенный элемент в литосфере (0,1 % по массе). Его природные соединениями: $MnO_2 \cdot nH_2O$ – пиролюзит, Mn_2O_3 – браунит, Mn_3O_4 – гаусманит, (*см. Приложение 2*) [4].

Марганец это серебристо-белый металл, плавится при температуре 1245°C. Распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$, расположение валентных электронов на орбиталях:



Имея семь валентных электронов, марганец проявляет максимальное значение степени окисления (+7), значение валентности (VII) – за счет семи валентных орбиталей; проявляемые степени окисления: 0, +2, +3, +4, +6, +7 (*см. Приложение 1*). Наиболее устойчивые валентные состояния – II, IV и VII [5].

В атмосфере он покрыт оксидной пленкой, она защищает металл от последующего воздействия окислителей (даже при t). Находясь в мелкораздробленном состоянии, он довольно легко окисляется. Массово используется в производстве легированных сталей. Марганцовистая сталь (до 15% Mn) обладает высокой твердостью и прочностью. Кроме того, марганец входит в состав ряда сплавов на основе магния, что повышает их устойчивость к разрушению. В малых количествах он включается в состав сплава алюминия [4].

В основе промышленного получения марганца лежат восстановительные процессы.

Для его получения в лаборатории используется процесс электролиза (*см. Приложение 6*) [7].

Марганец, обладает высокой химической активностью, способен достаточно легко окисляться. При нагревании он сгорает в атмосферном кислороде, реагирует с хлором и серой.

Так как в ряду активности металлов марганец расположен левее водорода, он растворяется в растворах сильных кислот.

Реагирует с кислотами-окислителями в более жестких условиях (t).

В присутствии сильных окислителей марганец вступает во взаимодействие с расплавами щелочей.

Вступает в реакцию с солями (p-p), содержащими менее активный металл (*см. Приложение 7*) [6;;7; 9]..

1.2. Соединения марганца (II)

Оксид 2-х валентного марганца

Зеленый порошок; водного раствора не образует; обладает основными свойствами. Природное минеральное соединения – манганозит (*см. Приложение 2*) [7; 9].

Получить можно воздействием водорода, угарного газа на его окисленные формы.

Разложением гидроксида или карбоната 2-х валентного марганца.

Разложением оксалата марганца (MnC_2O_4) (*см. Приложение 8*) [1; 6; 7].

С водой и щелочами не реагирует; вступает в реакцию с сильными кислотами с образованием солей 2-х валентного марганца (*см. Приложение 9*) [6; 9].

Гидроксид 2-х валентного марганца

Студневидный белый, переходящий в бледновато-розовый осадок (*см. Приложение 2*); водного раствора не образует; обладает основным характером; в атмосфере темнеет.

Получить его можно при воздействии растворимых оснований на водные растворы солей 2-х валентного марганца [7].

В обычных условиях как слабое основание растворяется в сильных кислотах и разлагается при t. В растворенном состоянии он полностью разрушается [6; 9].

В атмосфере происходит его окисление до метагидроксида марганца, с последующим окислением до диоксида марганца (буро-черный). При реакции свежесажженного гидроксида 2-х валентного марганца с окислителем (н-р, H_2O_2) процесс идет мгновенно.

При наличии веществ обладающих окислительной способностью (н-р, $KBrO$) может переходить в перманганат (*см. Приложение 10*) [6; 7].

Соли 2-х валентного марганца

Большая их часть в воде легко растворимы; их гидратные формы (без воды) окрашены в слабо-розовый цвет; карбонат, сульфид, фосфат 2-х валентного марганца - это нерастворимые соли (*см. Приложение 2*)

Они реагируют с растворимыми основаниями.

При реакции марганцевой соли(II) с раствором, содержащим нужный кислотный остаток, получают нерастворимые соли марганца(II).

MnS легко растворяется в разбавленных минеральных кислотах, а также в уксусной кислоте.

Из раствора осаждается как кристаллогидрат $MnS \cdot xH_2O$ (телесного цвета).

Большую восстановительную способность соли 2-х валентного марганца проявляют в р-ре растворимого основания, в меньшей – в р-ре кислоты (*см. Приложение 11*) [6; 7].

1.3. Соединения марганца (IV)

Оксид 4-х валентного марганца

Порошкообразное темно-бурое вещество; водного раствора не образует; в литосфере встречается в виде минерала пиролюзита (*см. Приложение 2*); амфотерный оксид; обладает ОВ двойственностью, в кислотной среде – сильный окислитель.

Процессы получения (*см. Приложение 12*) [6; 7].

MnO₂ самый устойчивый из соединений 4-х валентного марганца, но при t может разрушаться.

Относится к амфотерным соединениям, но в обычных условиях он эти свойства не проявляет (*см. Приложение 13*).

Гидроксид 4-х валентного марганца

Амфотерный гидроксид (*см. Приложение 2*).

Химические свойства

Является неустойчивым соединением, при комнатной температуре гидроксид марганца(IV) переходит в оксид 4-х валентного марганца: $Mn(OH)_4 \rightarrow MnO_2 + 2H_2O$. [6].

1.4. Соединения марганца (VII)

Оксид 7-ми валентного марганца

Зеленоватая жидкость, при охлаждении - темно-зеленые кристаллы (*см. Приложение 2*); марганцовый ангидрид; кислотный оксид, при прогревании взрывается; растворяется в концентрированной уксусной кислоте (без разложения).

Получают действием концентрированной серной кислоты (холодной) на перманганат.

Реагирует с водой и щелочами.

Легко окисляет аммиак, сероводород, сульфиды, монооксид углерода и органические вещества (*см. Приложение 14*) [7].

Гидроксид 7-ми валентного марганца

HMnO₄ (марганцевая кислота) реакционноспособная нестабильная кислота; существует только в водных растворах; цвет раствора – фиолетово-красный (*см. Приложение 2*).

Получают воздействием окислителей на соли 2-х валентного марганца:

Постепенно может разрушаться (*см. Приложение 15*) [7].

Соли 7-ми валентного марганца

Перманганат калия (марганцовка) – бытовое дезинфицирующее средство, которое имеется в каждой домашней аптечке (*см. Приложение 16*).

У него отчетливо выражена окислительная способность. Он окисляет на свету даже воду с выделением кислорода. В виде темно-фиолетовых кристаллов, умеренно растворимых в воде, из раствора выкристаллизовываются. Разбавленные растворы имеют темно-малиновый, а концентрированные растворы – фиолетовый цвет (*см. Приложение 2*).

Окислительно-восстановительные свойства перманганатов

После растворения в воде кристаллического KMnO₄, через некоторое время малиновая окраска раствора становится более бледной, а затем совсем исчезает. На стенках сосуда появляется коричневый налет оксида марганца (VI). В зависимости от водородного показателя среды перманганаты восстанавливаются по-разному (*см. Приложение 3,4, 17*) [7].

Глава 2. Экспериментальная часть

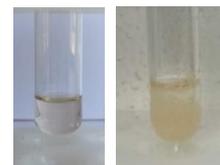
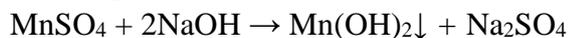
2.1. Соединения марганца (II)

2.1.1. Получение гидроксида 2-х валентного марганца

В 2 пробирки внесите 1 мл р-ра $MnSO_4$ и 1 мл р-ра $NaOH$.

Наблюдается образование студневидного осадка, окрашенного в цвет слоновой кости.

Вывод. В результате реакции образуется гидроксид 2-х валентного марганца:



2.1.1.

2.1.2. Кисотно-основные свойства гидроксида 2-х валентного марганца

Полученный осадок (*опыт 1*) разделите на 2 части. В 1-ую пробирку влейте 1 мл р-ра HCl (разб.), во 2-ую – такой же объем р-ра $NaOH$ (конц.).

В ходе проведенных опытов было обнаружено, что гидроксид 2-х валентного марганца в растворе соляной кислоты растворяется, с раствором гидроксида натрия видимых изменений не наблюдается.



Вывод. Гидроксид 2-х валентного марганца обладает основным характером. При комнатной температуре он растворяется в хлороводородной кислоте, а к действию растворов щелочей инертен:



2.1.3. Восстановительные свойства гидроксида 2-х валентного марганца

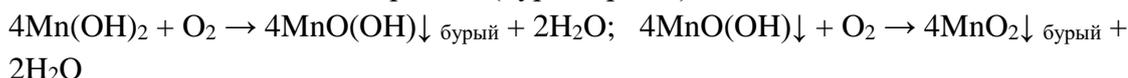
В 2 пробирки внесите 1 мл р-ра $MnSO_4$ и 1 мл р-ра $NaOH$. Размешайте осадок в 1 пробирке при помощи стеклянной палочки и оставьте стоять в штативе на некоторое время. Во 2-ую пробирку к полученному осадку добавьте несколько капель 3%-ного р-ра H_2O_2 . Если не наблюдается изменений, пробирку осторожно нагрейте.

Обе реакции сопровождаются изменением цвета осадка – осадок буреет. Во 2-ой пробирке проявление аналитического признака (изменение цвета осадка) происходит значительно быстрее.

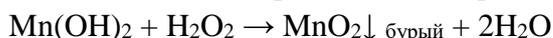


Вывод. Гидроксид 2-х валентного марганца обладает восстановительной способностью.

Он легко окисляется в атмосфере до метагидроксида марганца, с последующим окислением до диоксида марганца (буро-черный):



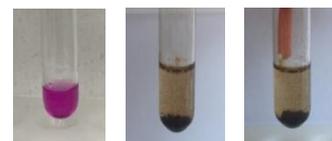
Окисление пероксидом водорода происходит мгновенно до диоксида марганца:



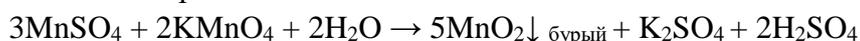
2.1.4. Восстановительные свойства солей 2-х валентного марганца

В пробирку влейте 1 мл р-ра $KMnO_4$, затем добавьте 1 мл р-ра $MnSO_4$. Опустите в пробирку лакмусовую бумажку.

Наблюдается обесцвечивание раствора и образование бурого осадка. Лакмусовая бумажка розовеет, что говорит о наличии кислотной среды в полученном растворе.



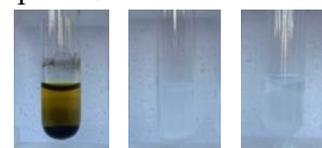
Вывод. В нейтральной среде соли 2-х валентного марганца окисляются до диоксида марганца:



2.1.5. Получение нерастворимых солей 2-х валентного марганца

В 3 пробирки наберите по 1 мл р-ра MnSO_4 . Затем в 1-ую пробирку добавьте такой же объем р-ра MnSO_4 , во 2-ую – р-ра Na_2CO_3 , в 3-ую – р-ра Na_3PO_4 .

После добавления соответствующего раствора соли к раствору сульфата марганца (II) в 1 пробирке образуется осадок коричнево-бурого цвета, во 2-ой - белый осадок, в 3-ей – белый аморфный осадок.



Вывод. При добавлении растворов солей 2-х валентного марганца, содержащих хромат-, карбонат- и фосфат-ионы к растворимой соли 2-х валентного марганца образуются нерастворимые в воде соли 2-х валентного марганца:



2.2. Соединения марганца (IV)

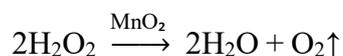
2.2.1. Каталитические свойства оксида 4-х валентного марганца

В пробирку налейте 1-2 мл р-ра H_2O_2 и добавьте немного MnO_2 . Внесите в пробирку тлеющую лучинку.

При добавлении диоксида марганца в раствор пероксида водорода наблюдается бурное выделение газа без цвета и запаха, в котором тлеющая лучинка ярко вспыхивает.



Вывод. Диоксид марганца в реакции разложения пероксида водорода служит катализатором. В ходе процесса пероксида водорода образуется вода и выделяется кислород:



2.2.2. Окислительно-восстановительные свойства оксида 4-х валентного марганца

А) В пробирку внесите несколько кристалликов MnO_2 и добавьте 1-2 мл HCl (конц.). Слегка подогрейте содержимое пробирки. Над пробиркой подержите фильтровальную бумажку, смоченную раствором иодида калия. *Опыт нужно проводить под тягой!*

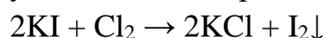
В ходе взаимодействия соляной кислоты с диоксидом марганца выделяется газ. Фильтровальная бумажка, смоченная раствором иодида калия, приобретает коричневый цвет.



Вывод. Диоксид марганца в реакции с хлороводородной кислотой обладает окислительной способностью:

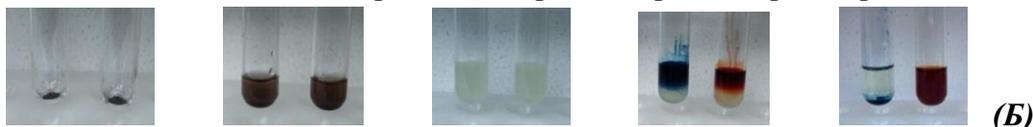


Изменение цвета фильтровальной бумажки происходит под действием образующихся в ходе реакции паров йода:

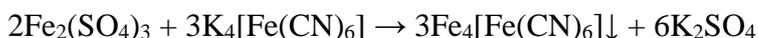
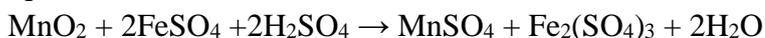


Б) В 2 пробирки внесите приблизительно 0,5 микрошпателя кристаллического MnO_2 и 6-9 капель р-ра H_2SO_4 . К полученной смеси добавьте 1 микрошпатель FeSO_4 (соли Мора) и 6-9 капель H_2O (дистил.). Встряхните пробирки до полного растворения MnO_2 . В 1 пробирку добавьте к полученному раствору 1 каплю р-ра $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, во 2 – 1 каплю р-ра KCNS .

В ходе данного взаимодействия осуществляется растворение диоксида марганца. В 1-ой пробирке наблюдается образование синего осадка (раствора) берлинской лазури, а во 2-ой наблюдается образование кроваво-красного раствора.



Вывод. Диоксид марганца в реакции с сульфатом железа (II) в среде кислотной проявляет окислительные свойства:



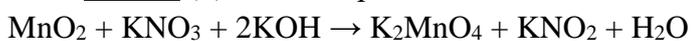
2.3. Соединения марганца (VI)

2.3.1. Получение манганата калия

А) В тигель поместите 1 кусочек KOH (тв), затем микрошпателем добавьте небольшое количество MnO_2 и KNO_3 , соблюдая правила ТБ осторожно нагрейте смесь до ее расплавления и окрашивания в изумрудно-зеленый цвет.

При расплавлении смесь изменяет свой цвет.

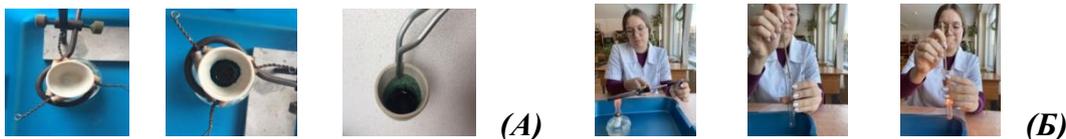
Вывод. Диоксид марганца обладает восстановительной способностью:



Б) В пробирку внесите небольшое количество KMnO_4 (кристал). Поместите тлеющую лучинку в пробирку-сборник.

Наблюдается изменение цвета кристаллического перманганата калия, продукты имеют черный цвет. Выделяющийся бесцветный газ был собран в пробирку-сборник. Тлеющая лучинка при внесении в пробирку, вспыхивает, следовательно, собранный газ – кислород.

Вывод. В результате реакции образуется манганат калия, диоксид марганца и кислород: $2\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$



2.3.2. Гидролиз манганата калия

Полученный охлажденный расплав (*опыт 1А*) внесите в пробирку и растворите его в H₂O (дистил.). Часть черного порошка (*опыт 1Б*) высыпьте в чистую пробирку и налейте к нему немного H₂O (дистил.).

Сначала в обеих пробирках раствор приобретает зеленый цвет, обусловленный образованием ионов MnO₄²⁻, затем цвет раствора меняется с зеленого на фиолетовый, что обусловлено образованием ионов MnO₄⁻. Кроме того, во 2 пробирке (*опыт 1Б*) образуется темно-коричневый осадок.



Вывод. Манганаты устойчивы только в растворах с сильнощелочной средой, в других средах они гидролизуются:

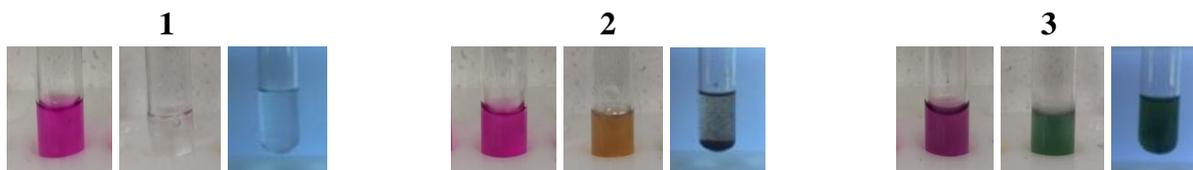


2.4. Соединения марганца (VII)

2.4.1. Восстановление перманганата калия сульфитом натрия в различных средах

В 3 пробирки наберите по 1 мл р-ра KMnO₄. В 1-ую пробирку добавьте 6-7 капель р-ра H₂SO₄, во 2-ую – 8 капель H₂O (дистил.) и в 3-ю – 6-7 капель р-ра KOH (конц.). Далее в каждую пробирку внесите несколько кристалликов Na₂SO₃.

В 1-ой пробирке раствор обесцвечивается, во 2-ой пробирке раствор обесцвечивается и выпадает бурый осадок, а в 3-ей – раствор окрашивается в зеленый цвет.



Вывод. Являясь окислителем, ион MnO₄⁻ в кислых растворах восстанавливается в ионы Mn²⁺, в нейтральных растворах восстанавливается с образованием диоксида марганца, в щелочных растворах восстанавливается до иона MnO₄²⁻:

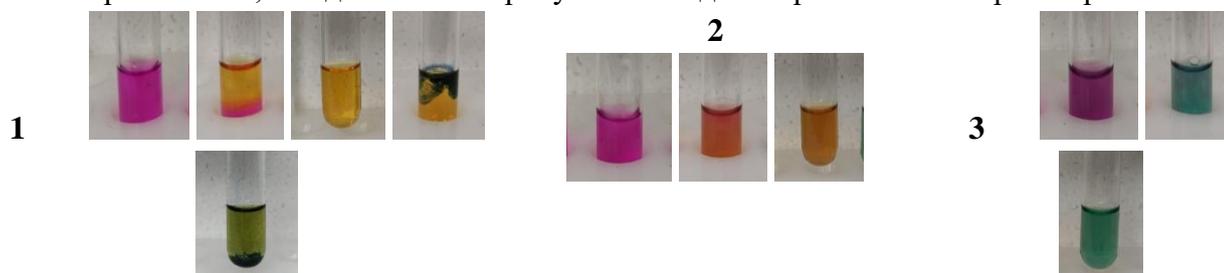


2.4.2. Восстановление перманганата калия иодидом калия в различных средах

В 3 пробирки внесите по 1 мл р-ра KMnO₄. В 1-ую пробирку добавьте 6-7 капель р-ра H₂SO₄, во 2-ую – 8 капель H₂O (дистил.) и в 3-ю – 5-7 капель р-ра KOH (конц.). Далее в каждую пробирку внесите по 6-7 капель р-ра KI. Содержимое 2-ой пробирки подогрейте. Затем в 1-ую пробирку поместите 1-2 капли крахмала.

В 1-ой пробирке раствор приобретает желто-коричневатый цвет, во 2-ой пробирке наблюдается образование желто-коричневого раствора и выпадение бурого осадка, а в 3-ей – раствор окрашивается в зеленый цвет.

После добавления 1-2 каплей крахмала в 1-ую пробирку появляется характерное синее окрашивание, что доказывает присутствие йода в образовавшемся растворе.



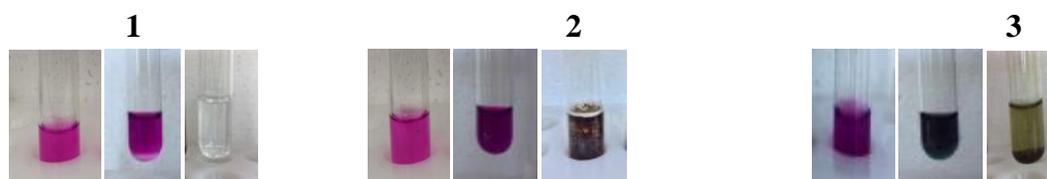
Вывод. Являясь окислителем, ион MnO_4^- в соответствии с водородным показателем раствора восстанавливается по-разному:



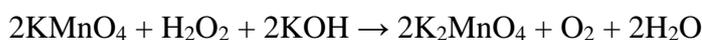
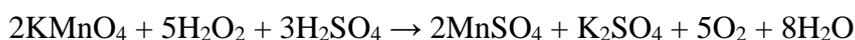
2.4.3. Восстановление перманганата калия пероксидом водорода

В 3 пробирки наберите по 1 мл р-ра KMnO_4 . В 1-ую пробирку добавьте 6-7 каплей р-ра H_2SO_4 , во 2-ую – 8 каплей H_2O (дистил.) и в 3-ю – 6-7 каплей р-ра KOH (конц.). Далее в каждую пробирку внесите 3-5 каплей 3%-ного р-ра H_2O_2 .

В 1-ой пробирке происходит обесцвечивание раствора и выделение бесцветного газа, во 2-ой пробирке происходит обесцвечивание раствора, образование бурого осадка и выделение бесцветного газа, в 3-ей пробирке раствор приобретает зеленый цвет и наблюдается выделение бесцветного газа.



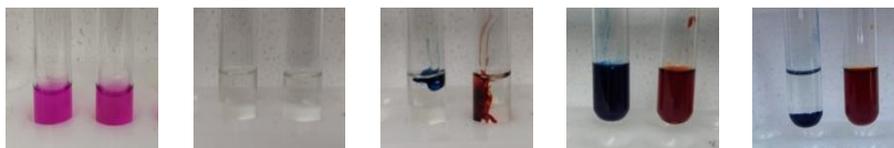
Вывод. Являясь окислителем, ион MnO_4^- восстанавливается в кислой среде до иона Mn^{2+} , в нейтральной восстанавливается до MnO_2 , в щелочной восстанавливается до MnO_4^{2-} :



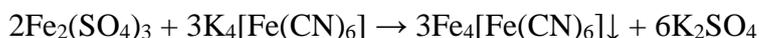
2.4.4. Восстановление перманганата калия сульфатом железа (II)

В 2 пробирки поместите по 1 мл р-ра KMnO_4 и внесите 7-8 каплей р-ра H_2SO_4 . Затем добавьте 1 микрошпатель FeSO_4 и 8 каплей H_2O (дистил.). В 1 пробирку добавьте к полученному раствору 1 каплю р-ра $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, во 2 – 1 каплю р-ра KCNS .

В ходе данного взаимодействия происходит обесцвечивание раствора. В 1-ой пробирке образуется синий осадок (р-р) берлинской лазури, а во 2-ой пробирке – кроваво-красного раствор.



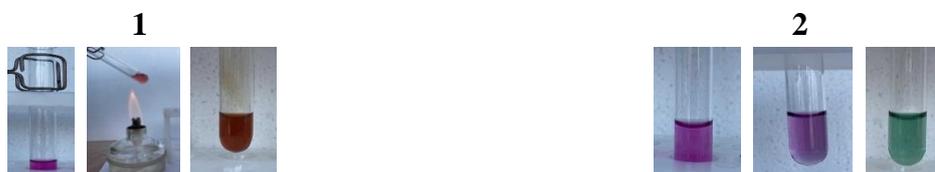
Вывод. В реакции сульфата железа(II) с солью 7-ми валентного марганца в среде кислоты, KMnO_4 проявляет окислительную способность:



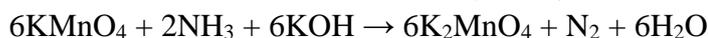
2.4.5. Восстановление перманганата калия гидратом аммиака

В 2 пробирки налейте по 1 мл р-ра KMnO_4 и добавьте 8 капель р-ра NH_3 . Нагрейте раствор в 1-й пробирке. Во 2-ую пробирку внесите р-р KOH .

В 1-ой пробирке раствор обесцвечивается, наблюдается образование бурого осадка и выделение бесцветного газа. Во 2-ой пробирке происходит смена цвета раствора с розово-фиолетового на зеленый и выделение бесцветного газа.



Вывод. Перманганат калия – окислитель, а аммиак - восстановитель:

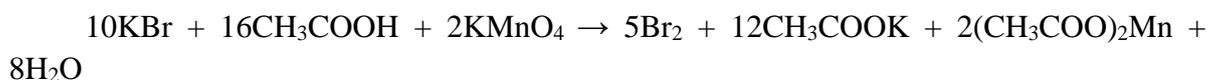
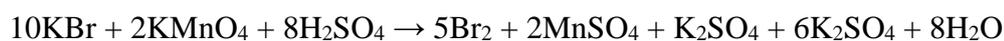


2.4.6. Влияние кислотности среды на скорость окисления.

В 2 пробирки налейте по 3 мл раствора KBr . В 1-ую пробирку внесите 2 мл р-ра H_2SO_4 , во 2-ую – 2 мл р-ра CH_3COOH и внесите по 1 мл р-ра KMnO_4 .

Цвет раствора становится желто-коричневатым. Скорость протекания реакции в пробиркам с раствором кислот различная.

Вывод. С повышением кислотности среды скорость окисления бромид калия увеличивается:



Во избежание протекания побочных реакций используются именно серная и уксусная кислоты.



Заключение

Исследуемая тема интересна и многогранна. В результате проведённой работы:

1. Изучена, обобщена и проанализирована теоретическая информация, касающаяся некоторых производных марганца (II – VII):
 - Изменение характера оксидов и гидроксидов марганца происходит в зависимости от степени окисления ХЭ (Mn), а именно:
 - с возрастанием СО металла происходит ослабление основных свойств оксидов и гидроксидов марганца и усиление – кислотных;
 - ОВ способность соединений марганца находится во взаимосвязи с степенью окисления элемента.
 - Соединения металла (II) – проявляют свою восстановительную способность, окисляются, превращаясь в другие соединения марганца (IV).
 - Соединения марганца (VII) являются сильными окислителями, у которых в зависимости от среды раствора может меняться характер протекания реакции между одинаковыми веществами: в кислой среде: $Mn^{+7} \rightarrow Mn^{+2}$ - бесцветный раствор; в нейтральной среде: $Mn^{+7} \rightarrow MnO_2$ - бурый осадок; в щелочной среде: $Mn^{+7} \rightarrow Mn^{+6}$ - раствор зеленого цвета.
 - Соединения с промежуточной СО обладают ОВ двойственностью;
 - Производные данного металла различны по своей окраске: зелёноватые, малиново-фиолетовые, коричневые, бурые, светло-розовые и черные; Марганец, являясь биоэлементом, имеет колоссальное значение в жизнедеятельности человека и всего живого на планете Земля. Марганец и его производные марганца (II) малотоксичны.
 - Сильные окислители неприемлемы для организма как постоянные компоненты, поэтому подобные соединения марганца (+7) в биологических системах не обнаруживаются. Перманганаты пагубны для живого организма и являются ядом.
2. На практике проведены необходимые реакции с участием различных соединений марганца (II, IV, VI, VII), проведен глубокий анализ результатов опытов и сделаны соответствующие выводы;
3. Разработаны и публично представлены на уроках химии цифровые тренажеры «Соединения марганца». Прделанная работа дает возможность углубленного, более подробного изучения данной темы на уроках и при подготовке к олимпиадам.

Тренажеры «Соединения марганца» позволяют школьникам не только проверить свои теоретические знания по химии, но и отработать навыки их практического применения.

Принцип разработки тренажеров может быть полезен не только на занятиях данной дисциплине, но и на учебных занятиях по различным предметам.

Список литературы

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. Учеб. для вузов. – 4-е изд., испр. – М.: Высш. шк., Изд. центр «Академия», 2001. ил.
2. Безрукова С.А. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии: руководство к лабораторным работам: в 2 ч. /С.А. Безрукова, В.А. Андреев. - Северск: Изд-во СТИ НИЯУ МИФИ, 2011. - 2 ч.
3. Верховский В.Н., Смирнов А.Д. Техника химического эксперимента. Пособие для учителей. Т. II. Изд. 6-е перераб. М., «Просвещение», 1975. с ил.
4. Глинка Н.Л. Общая химия: Учебное пособие для вузов. – 23-е изд., испр./ Под ред. В.А. Рабиновича. – Л. Химия, 1983. – 704 с. ил.
5. Денисова С.А. Химия (аналитическая): учеб.-метод. пособие для студентов геолог. ф-та / С.А. Денисова, Л.И. Торопов; Перм. ун-т. – Пермь, 2011.
6. Кожина Л.Ф. Марганец и его соединения. Учебно-метод. Пособие для студентов направления «Педагогическое образование» профиль «Химия». Саратов. Электронный ресурс. 2017. – с.
7. Кочкаров Ж.А. Химия в уравнениях реакций: учебное пособие/ Ж.А. Кочкаров. – Изд. 2-е. –Ростов н/Д: Феникс, 2016. – 332, [1]с. – (Без репетитора)
8. Лидин Р.А. Химия: Полный справочник для подготовки к ЕГЭ / Р.А. Лидин. – М.: АСТ: Астрель. 2010. – 286, [2] с. – (Единый государственный экзамен)
9. Третьяков Ю.Д. Неорганическая химия: в 3 т. / под ред. Ю.Д. Третьякова. Т. 3: Химия переходных металлов. Кн. 1: учебник для студ. высш. учеб. заведений/ [А.А. Дроздов, В.П. Зломанов, Г.Н. Мазо, Ф.М. Спиридонов]. – М.: Издательский центр «Академия», 2007

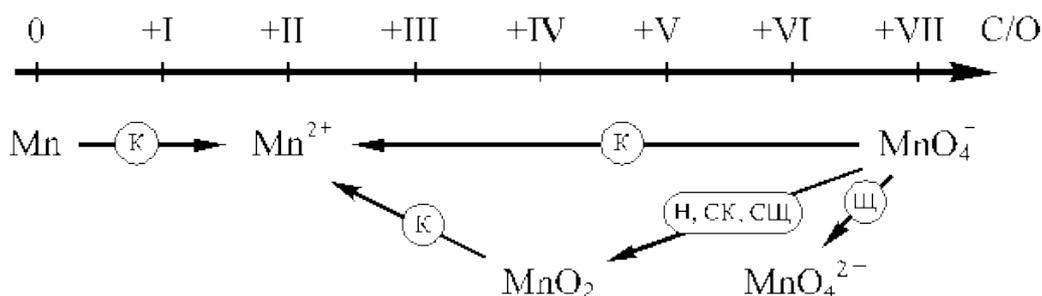
Приложение 1. Шкала степеней окисления марганца

+ VII	Mn ₂ O ₇ , MnO ₄ ⁻ , HMnO ₄ , KMnO ₄
+ VI	MnO ₄ ²⁻ , K ₂ MnO ₄
+ IV	MnO ₂ , Mn(SO ₄) ₂ , MnF ₄ , K ₂ [MnF ₆]
+ III	Mn ₂ O ₃ , MnO(OH), Mn ₂ (SO ₄) ₃ , MnF ₃ , K ₃ [MnF ₆]
+ II	Mn ²⁺ , MnO, Mn(OH) ₂ , MnSO ₄ , MnCl ₂
0	Mn

Приложение 2. Свойства соединений марганца в различных степенях окисления

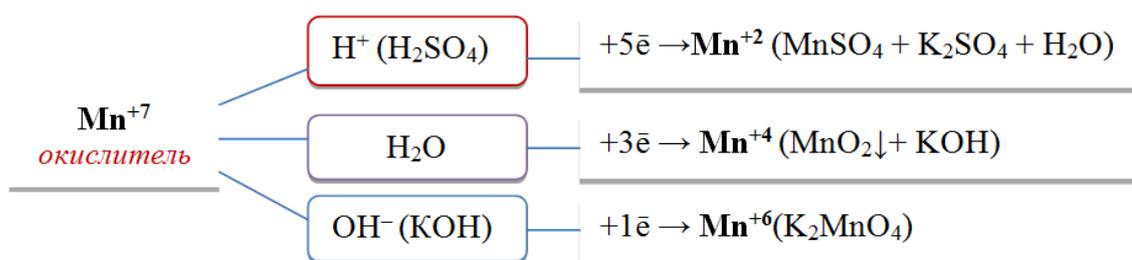
Степень окисления	Оксид	Гидроксид	Кислотно-основные свойства	Соли	ОВ свойства
+2	MnO _(тв) Оксид марганца (II) (манганозит, псиломелан)	Mn(OH) ₂ ↓ Гидроксид марганца (II)	Основной	Твердые вещества. Большинство растворимы в воде; нерастворимые соли — MnCO ₃ (родохрозит), MnS (алабандин), Mn ₃ (PO ₄) ₂ (пурпурит), MnSiO ₃ (родонит)	Преобладают восстановительные свойства
	<i>Зеленый</i>	<i>Белый, переходящий в светло-розовый</i>		<i>В сухом виде их кристаллогидраты окрашены в слабо-розовый цвет</i>	
+4	MnO ₂ (тв) Оксид марганца (IV) (пирролюзит, псиломелан)	Mn(OH) ₄ или H ₄ MnO ₄ Марганцеватистая кислота	Амфотерный	Соли марганца (IV) характеризуются очень низкой стабильностью. В растворе, окрашены в темно-коричневый цвет	ОВ двойственность
	<i>Тёмно-бурый</i>				
+6	MnO ₃ (аморф) Оксид марганца (VI)	H ₂ MnO ₄ Марганцовистая кислота <i>Существует только в разбавленных растворах</i>	Кислотный	Твердые вещества или растворы Манганат калия (K ₂ MnO ₄) — соль темно-зеленого цвета, в растворе устойчив только в сильнощелочной среде	ОВ двойственность
	<i>Тёмно-красный</i>	<i>Зеленый</i>			
+7	Mn ₂ O ₇ (ж) Оксид марганца (VII)	HMnO ₄ Марганцовая кислота <i>Существует только в водных растворах</i>	Кислотный	Твердые вещества или растворы, перманганат калия (KMnO ₄) — тёмно-фиолетовые кристаллы	Окислительные свойства
	<i>Зеленый</i>	<i>Фиолетово-красный</i>		<i>Тёмно-фиолетовый до цвета фуксии</i>	

Приложение 3. Схема протекания окислительно-восстановительных реакций важнейших соединений марганца



Н – нейтральная среда; **СК** – слабокислая среда; **К** – кислая среда;
СЩ – слабощелочная среда; **Щ** – щелочная среда

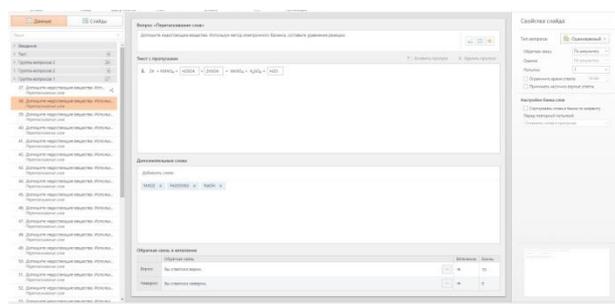
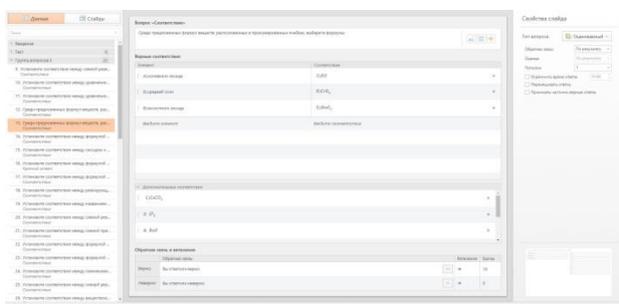
Приложение 4. Влияние среды на характер протекания окислительно-восстановительных реакций с участием иона MnO₄⁻



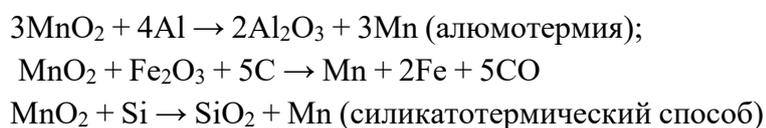
Приложение 5. Описание интерактивных тренажеров

Данные тренажеры предназначены для подготовки выпускников к ЕГЭ по химии. Они разработаны в программе Ispring Suite 10 с использованием ее базовых функций (сторонние плагины не использовались).

Данные тренажеры включают в себя: задания базового уровня сложности, задания на установление соответствия между позициями двух множеств; задания на выбор двух – четырёх верных ответов из пяти предложенных вариантов ответа; задания с развернутым ответом.

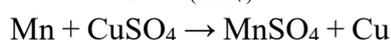
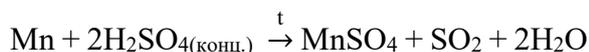
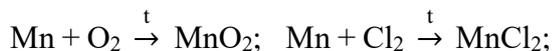


Приложение 6. Получение марганца

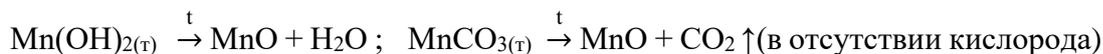
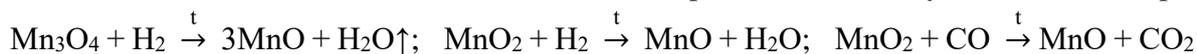




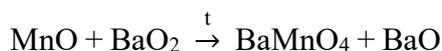
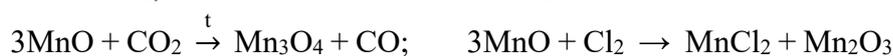
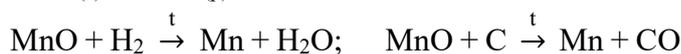
Приложение 7. Химические свойства марганца



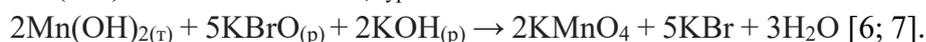
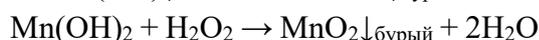
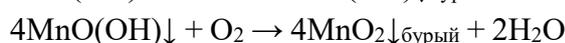
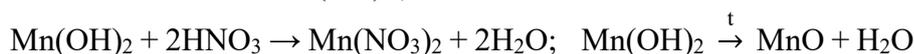
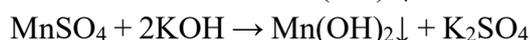
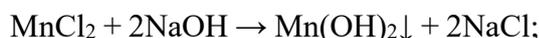
Приложение 8. Получение оксида марганца (II)



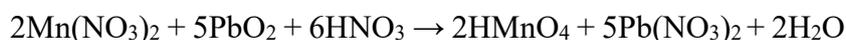
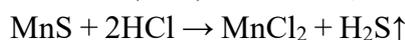
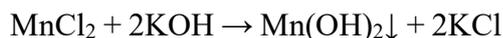
Приложение 9. Химические свойства оксида марганца (II)



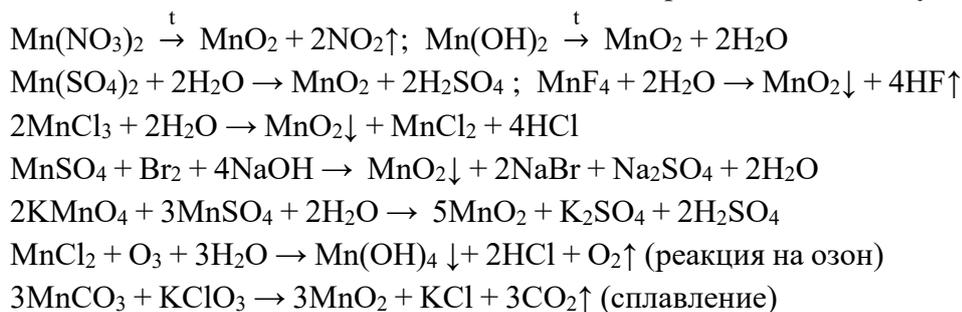
Приложение 10. Получение и химические свойства гидроксида марганца (II)



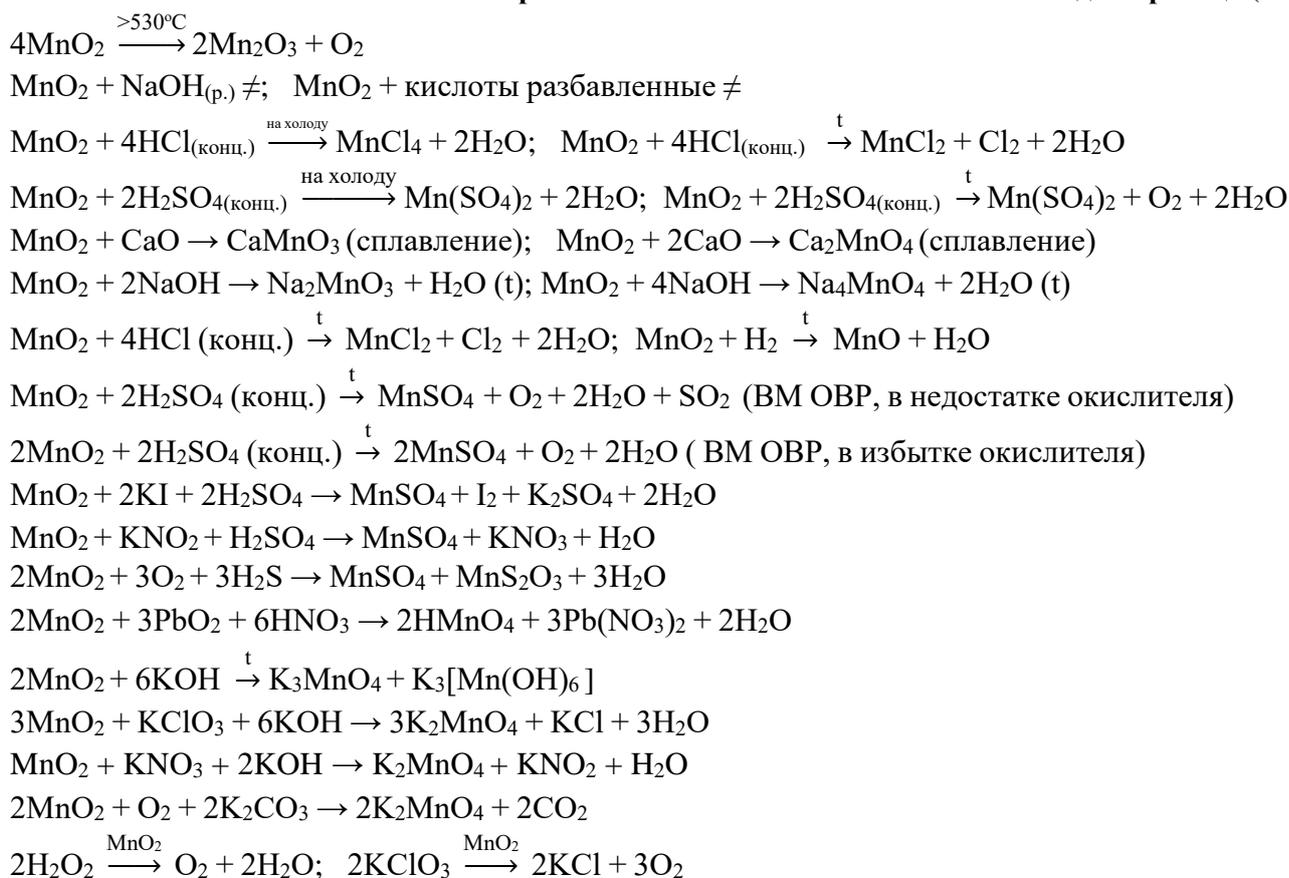
Приложение 11. Химические свойства солей марганца (II)



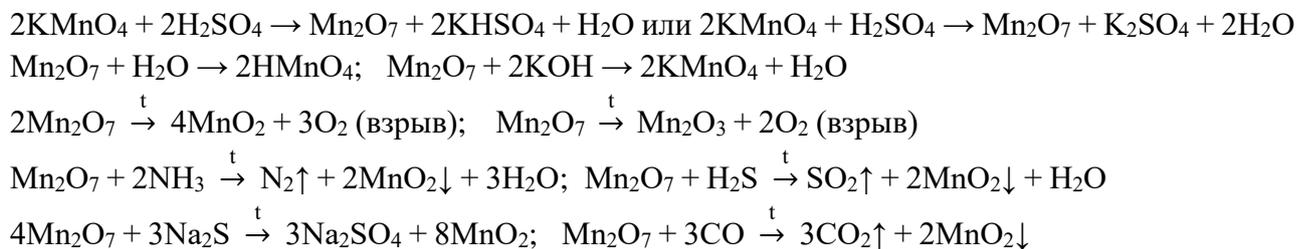
Приложение 12. Получение оксида марганца (IV)



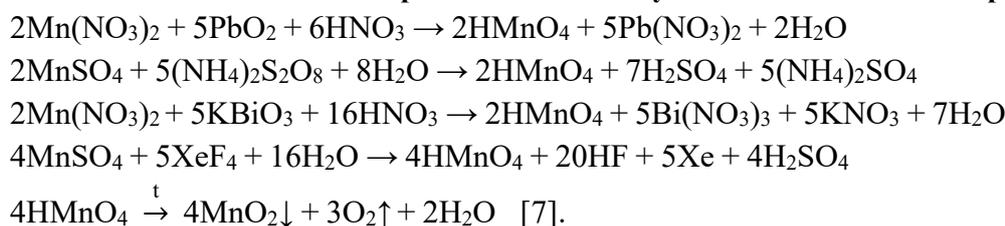
Приложение 13. Химические свойства оксида марганца (IV)



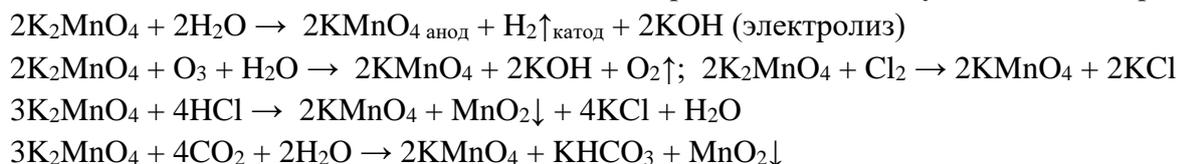
Приложение 14. Получение и химические свойства оксида марганца (VII)



Приложение 15. Получение и химические свойства гидроксида марганца (VII)



Приложение 16. Получение солей марганца (VII)



Приложение 17. Химические свойства солей марганца (VII)

