Муниципальное бюджетное общеобразовательное учреждение

Аксайского района

Рассветовская средняя общеобразовательная школа

Реферативно-исследовательская работа

на тему

«Исследование зависимости формы продуктов окислительно-восстановительных реакций от условий их протекания»

Выполнил:

ученик 11 Б класса

МБОУ Рассветовской СОШ

Неркарарян Ваган

Руководитель:

учитель химии

МБОУ Рассветовской СОШ

Пономарева М. В.

Рассвет

Оглавление

[Введение: 3](#_Toc129021711)

1. [Анализ и изучение теоретического материала: 4](#_Toc129021712)

1.1 [Закономерность протекания ОВР от t и pH среды и концентрации вещества: 5](#_Toc129021713)

1.2. [ОВР в органической химии: 7](#_Toc129021714)

1.3. [Схемы по восстановлению наиболее часто используемых окислителей: 8](#_Toc129021715)

1.4. [Методы уравнивания ОВР: 10](#_Toc129021716)

2. [Исследование влияния условий на протекание и продукты ОВР: 11](#_Toc129021717)

2.1. [Исследование влияния температуры на окислительные свойства концентрированной серной кислоты: 11](#_Toc129021718)

2.2. [Исследование влияния условий среды на продукты восстановления перманганата калия: 13](#_Toc129021719)

3. [Заключение: 15](#_Toc129021720)

4. [Список литературы: 16](#_Toc129021721)

# Введение:

Такие биохимические процессы, как дыхание, фотосинтез, гниение, а также горение, окисление металлов и другие - это окислительно-восстановительные реакции. Подобные процессы - являются наиболее распространенными химическими реакциями, имеющими огромное значение в жизни человека, это наиболее важные процессы природы.

Окислительно-восстановительные реакции в большом количестве осуществляются в рамках промышленных и бытовых технологий: горение газа в газовой плите, приготовление пищи, стирка, чистка предметов домашнего обихода, изготовление обуви, парфюмерных, текстильных изделий…

Таким образом, окружающий нас мир можно рассматривать как гигантскую химическую лабораторию, в которой ежесекундно протекают химические реакции в основном окислительно-восстановительные. Поэтому расширение знаний о химизме окислительно-восстановительных реакций представляет для меня большой интерес.

Цель: Исследовать зависимость формы продуктов окислительно-восстановительных реакций от условий их протекания.

Задачи:

1. Рассмотреть факторы, влияющие на результат ОВР.
2. Изучить способы уравнивания ОВР.
3. Исследовать влияние температуры на окислительные свойства концентрированной серной кислоты.
4. Исследовать влияние среды на окислительные свойства перманганата калия.
5. Проанализировать и обобщить результаты экспериментов.

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – химические реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ. Под степенью окисления подразумевают условный заряд, который приписывают этим самым атомам в электронейтральной молекуле или многоатомном электроне.

В ОВР обязательно присутствуют окислитель и восстановитель.

* Окислитель – вещество, получающее электроны за счет их присоединения к атому в реагенте. Сам процесс присоединения называется восстановлением.
* Восстановитель – вещество, теряющее электроны за счет их отдачи атомом в реагенте. Процесс отдачи называется окислением.

Таким образом,

Cl02-2e­→2Cl+1 – окисление, Cl2 – восстановитель;

Cl02+2e→2Cl-1 – восстановление, Cl2 – окислитель.

Существуют типичные окислители и восстановители – вещества, которые могут выступать в роли только первого или второго.

К типичным окислителям относятся, как правило, те, атом в которых имеет высшую степень окисления, а именно:

* Сложные вещества: перманаганаты (KMnO4), хроматы и дихроматы (K2CrO4 и Na2Cr2O7), кислоты (H2SO4, HNO3), перхлораты (KClO4) и т.п.
* Простые вещества, состоящие из элементов с высокой электроотрицательностью: F2, Cl2, O2 и т.п.

К типичным восстановителям относят вещества с атомами с наименьшей степенью окисления, такие как:

* Простые вещества: металлы и водород (с неметаллами и сложными веществами), иногда углерод.
* Сложные вещества: кислоты (HCl, HBr, HI) и их соли, NH3, гидриды (KH).

Если же в веществе элемент проявляет переменную степень окисления, то он может быть как окислителем, так и восстановителем (H2O2, HNO2, SO2, NaSO3).

Критерии полноты протекания ОВР:

Основным критерием, который указывает на полноту протекания реакции, является окислительно-восстановительный потенциал – разность электрического потенциала электродов. Чем сильнее выражена окислительная способность окислителя и, следовательно, слабее восстановительная способность восстановителя, тем выше Δϕ (разность потенциала электродов). ОВП измеряется в вольтах (микровольтах). Так, в реальных условиях, если Δϕ>0,4 , то реакция протекает до конца в прямом направлении, если Δϕ<-0,4 , то до конца в обратном направлении.

Существует уравнение Нернста, в котором отражена зависимость ОВП от определяющих его факторов(активность веществ и стандартный электронный потенциал):

ϕ(Ox/Red) = ϕ0(Ox/Red)+RT/(nF)ln[Ox]/[Red]

## **1.1. Закономерности протекания ОВР от t, pH среды и концентрации вещества**

Существуют вещества, реакции с которыми могут иметь различные продукты в зависимости от среды, температуры и концентрации . Главным образом, это перманганаты и хроматы, дихроматы, азотная и серная кислоты

1. Перманганаты
   1. В щелочной среде окисляются до степени окисления +6

2KMnO4+Na2SO­3+2KOH=2K2MnO4+Na2SO4+H2O

* 1. В нейтральной среде окисляются до +4

2KMnO4+2NH3=2H2O+2KOH+2MnO2+N2

* 1. В кислой среде окисляются до +2

8KMnSO4+5Na2S+12H2SO4=5Na2SO4+4K2SO4+8MnSO4+12H2O

1. Хроматы и дихроматы (вне зависимости от среды окисляются до +3)
   1. В щелочной или нейтральной среде окисляются до гидроксида хрома или комплекса

3SnCl2 + 2K2CrO4 + 10NaOH + 8H2O → 3Na2(Sn(OH)6) + 2K(Cr(OH)4) + 4NaCl + 2KCl

K2Cr2O7 + 3H2S + H2O → 2KOH + 2Cr(OH)3 + 3S

* 1. В кислой среде образуются соли хрома

3Zn + K2Cr2O7 + 14HCl → 3ZnCl2 + 2CrCl3 + 2KCl + 7H2O

1. Азотная кислота:
   1. Очень разбавленная – образуется нитрат аммония

4Zn + 10HNO3 = 4Zn(NO3)2 + NH4NO3 + 3H2O

* 1. Разбавленная:
* С неактивными металлами и металлами средней активности – NO (в основном):

8HNO3 + 3Zn → 4H2O + 2NO + 3Zn(NO3)2

* С активными металлами – N2:

10K + 12HNO3 → 6H2O + 10KNO3 + N2

* 1. Концентрированная:

1. С неактивными металлами и металлами средней активности - NO2:

Cu+ 4HNO3 = Cu(NO3)2 + 2NO2 + 2H2O

1. С активными металлами - N2O:

Na+ 10HNO3 = 8NaNO3 + N2O + 5H2O

1. Серная кислота:
   1. Разбавленная серная кислота реагирует с металлами без ОВР:

Fe + H2SO4= FeSO4 + H2

* 1. Концентрированная:
     + С неактивными металлами восстанавливается до оксида серы (IV):

Cu + 2H2SO4= CuSO4 + SO2 + 2H2O

* + - С активными металлами - S либо сероводород H2S:

8Na + 5H2SO4 → 4H2O + 4Na2SO4 + H2S

И серная, и азотная концентрированные кислоты не реагируют без нагревания с железом, алюминием и хромом из-за пассивации; также они не реагируют с золотом, платиной и палладием.

От температуры может зависеть не только скорость протекания реакций, но и ее продукты:

* Разложение нитратов:

Ca(NO3)2(кp) = Ca(NO2)2 + O2 , t = 450-500 0C,

2Ca(NO3)2(кp) = 2CaO + 4 NO2 + O2 , t = 900 0C.

2Hg(NO3)2(кp) = 2HgO + 4NO2 + O2 , t = 360 0C,

Hg(NO3)2(кр) = Hg + 2NO2 + O2 , t = 400 0C

* Разложение хлоратов:

4KClO3(кр) = KCl + 3KClO4 , t = 400 0C,

2KClO3(кр) = 2KCl + 3O2 , t > 400 0C

* Диспропорционирование галогенов:

2NaOH + Cl2 → NaCl + NaClO + H2O, при охлаждении;

6NaOH + 3Cl2 → 5NaCl + NaClO3 + 3H2O, при нагревании.

## **1.2. ОВР в органической химии:**

Существуют особые закономерности протекания ОВР с органическими веществами:

* Алкены:

1. Мягкое окисление (двойная связь разрывается, к углеродам на ее месте прибавляется гидроксильная группа)

4 H2O + 2 KMnO4 + 3 C2H4 → 2 KOH + 2 MnO2 + 3 CH2(OH)CH2(OH)

1. Жесткое окисление (разрыв связи, если углерод крайний, то он превращается в CO2, если он третичный – в кетон, вторичный- в карбоновую кислоту) (также для алкинов):

10C3H8 + 16KMnO4 + 24H2SO4 → 15CH3COOH + 8K2SO4 + 16MnSO4 + 34H2O

* Соединения с ароматическими кольцами (окисляется радикал до карбоксильной группы):

5C6H5CH3 + 6KMnO4 + 9H2SO4 → 5C6H5COOH + 3K2SO4 + 14H2O + 6MnSO4

* Спирты:

Первичные спирты окисляются до альдегидов (в случае с сильными окислителями – до карбоновых кислот), вторичные- до кетонов, третичные практически не окисляются:

5C2H5OH + 4KMnO4 + 6H2SO4 → 5CH3COOH + 11H2O + 2K2SO4 + 4MnSO4

* Альдегиды:

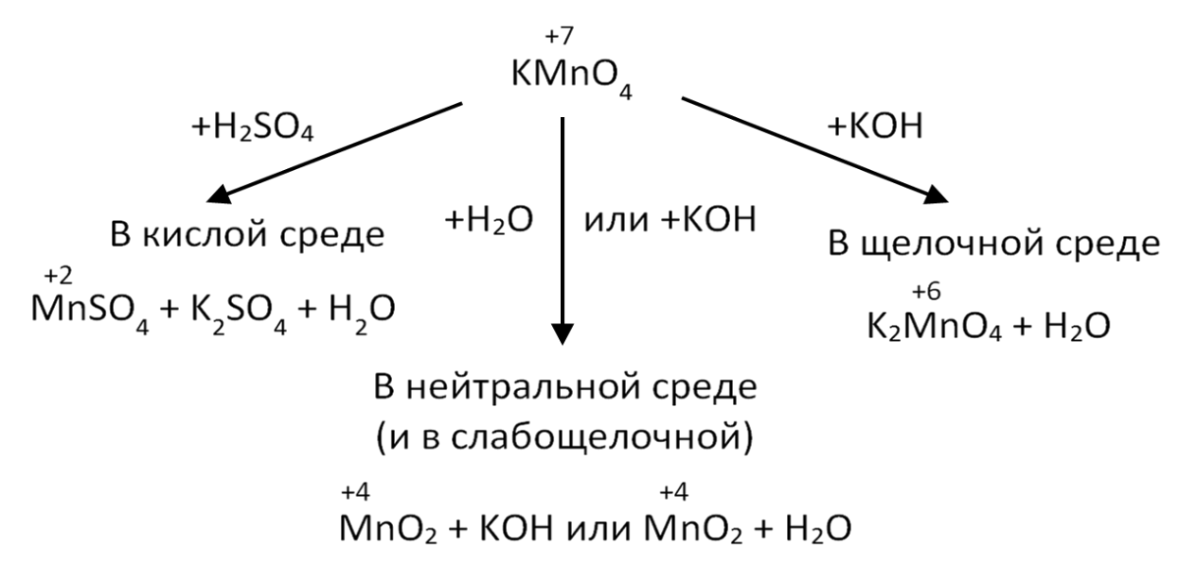
Самая важная реакция ОВР, связанная с альдегидами в ЕГЭ-реакция серебряного зеркала (образуются соли аммония, аммиак, серебро и вода):

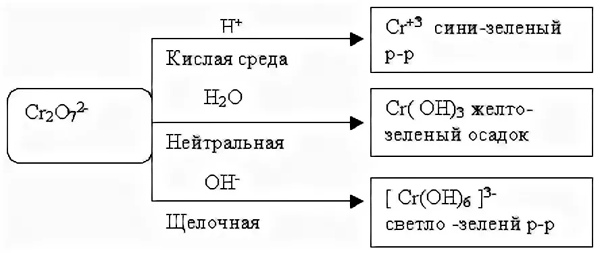
C2H5CHO + 2(Ag(NH3)2)OH → C2H5COONH4 + 2Ag + 3NH3 + H2O

Все органические ОВР реакции уравниваются также, как в неорганике.

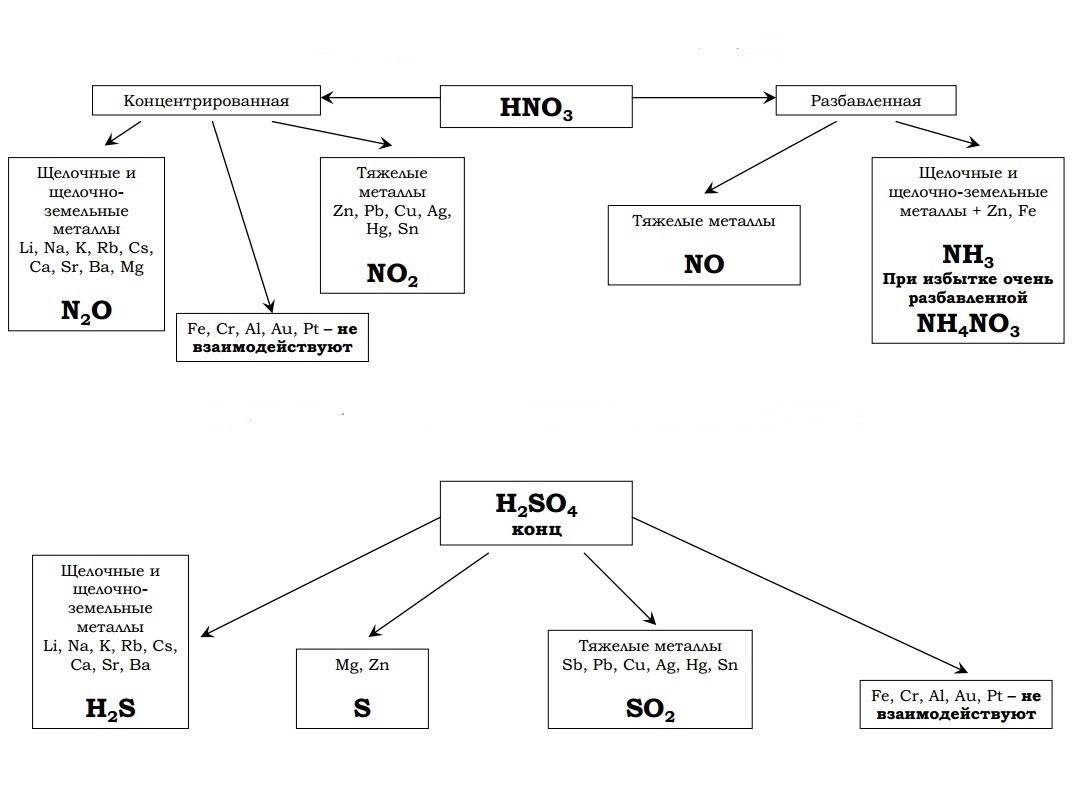
## **1.3. Схемы по восстановлению наиболее часто используемых окислителей:**

В итоге, проанализировав всю информацию, можно сделать такие выводы

* Перманганаты: 
* Дихроматы, хроматы:



* Азотная и серная кислоты:



## **1.4. Методы уравнивания ОВР**

-Метод электронного баланса:

Кроме составления ОВР, надо уметь расставлять коэффициенты в этих реакциях. Для этого существует метод электронного баланса.

Рассмотрим реакцию:

K+2S-2 + K+Mn+7O-24 = K+2Mn+6O-24 + S0

1. Выпишем атомы, меняющие степень окисления, проанализируем ее значения до и после реакции и, в соответствии с этим, сделаем вывод о количестве принятых или отданных электронах. После надо уравнять количество этих атомов так, чтобы сохранялся электронный баланс:

S-2 -2e = S0  ⏐ 1

Mn+7 + 1e = Mn+6  ⏐ 2

1. Уравниваем реакцию до конца:

K2S + 2KMnO4 = 2K2MnO4 + S

-Метод полуреакций (ионно-электронный):

Однако реакции можно уравнивать по-другому:

Na2SO3+ KMnO4+ H2SO4 = Na2SO4 + MnSO4 + K2SO4 + H2O

1. Составим краткое ионное уравнение:

SO32- + MnO4- + 2H+ = Mn2++ SO42- + H2O

1. Выпишем процессы восстановления и окисления для ионов:

SO32-  = SO42-

MnO4- = Mn2+

1. Составим полуреакции. Для этого надо добавить в ту часть реакции, где избыток кислорода, ион H+, там, где недостаток – H2O, и уравнять коэффициенты и кол-во электронов:

SO32- + H2O — 2e— = SO42- + 2H |5 – окисление

MnO4- + 8H+ + 5e— = Mn2++ 4H2O |2 – восстановление

1. Просуммируем эти полуреакции:

2MnO4- + 16H+ + 5SO32- + 5H2O = 2Mn2++ 8H2O + 5SO42- + 10H+

1. Сокращаем коэффициенты:

2MnO4- + 5SO32- + 6H+ = 2Mn2++ 5SO42- + 3H2O

1. Используем их для уравнивания реакции

5Na2SO3+ 2KMnO4+ 3H2SO4 = 5Na2SO4 + 2MnSO4 + K2SO4 + 3H2O

**Лично я считаю, что метод электронного баланса более универсален, так как его можно использовать для любых реакций (метод полуреакций - только для растворов) и он более прост в освоении. Поэтому ионно-электронный метод я не использую.**

# **2**. **Исследование влияния условий на протекание и продукты ОВР**

**Гипотеза:** Если ход протекания любой реакции зависит от условий (температура, давление, концентрация реагирующих веществ), то, следовательно, и полнота протекания ОВР, и форма ее продуктов зависит от температуры и кислотности среды.

**Объект исследования:** ОВР.

**Предмет исследования:** зависимость формы продуктов ОВР от условий их протекания.

**Методы исследования**: наблюдение, эксперимент, описание, абстрагирование, измерение, анализ, синтез.

Измерения рН, температуры и окислительно-восстановительного потенциала проводились с помощью электродов цифровой лаборатории PASCO с использованием мобильного приложения SPARKvue.

## **Исследование влияния температуры на окислительные свойства концентрированной серной кислоты:**

Ход работы:

1. В три стакана налить по 20 мл. концентрированной (1 часть 96% на 3 части воды) серной кислоты.
2. В 1-й стакан добавить шпатель порошкообразной серы, перемешать.
3. Приготовить электроды ЦЛ PASCO: электрод для измерения температуры подключить к интерфейсу SPARKlink Air беспроводному PS-2011, с помощью мобильного приложения SPARKvue по Bluetooth установить связь с цифровым температурным датчиком и беспроводным датчиком кислотности раствора PS-3204. В приложении выбрать вид регистрации результатов измерений (табличный, точечный, графический).
4. Опустить электроды в 1-й стакан, в приложении запустить процесс регистрации данных (измерения проводить в течении 2 минут).
5. В течении 3 минут нагреть содержимое стакана, перемешать, измерить температуру и рН смеси веществ (измерения проводить в течении 2 минут). Зафиксировать видимые изменения.
6. Во 2-й стакан добавить шпатель твёрдого иодида калия, перемешать. Повторить пункты 4,5 для этого образца.
7. В 3-й стакан добавить шпатель твёрдого бромида калия, перемешать, также повторить пункты 4,5.

Результаты измерений представлены в таблице 1.

Таблица 1

Влияния температуры на окислительные свойства концентрированной серной кислоты

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| № пробы | Реагент  окис-ль | Реагент  Восст-ль | t 1 | pH 1 | Наблюдения | t 2 | pH 2 | Наблюдения | Продукт реакции, дающий видимый эффект |
| 1 | H2SO4k | S | 38,4 | 1,25 | Сера плавает на поверхности прозрачного раствора | 47,9 | 4,87 | Выделился бесцветный газ с резким запахом | SO2 |
| 2 | H2SO4k | KI | 22,3 | 2,60 | Соль растворилась, раствор приобрел светло-желтый оттенок | 77,2 | 7,13 | Раствор обрел светло-коричневый цвет | I2 – черно-серое вещество, при небольших концентрациях окрашивает раствор в коричневый цвет |
| 3 | H2SO4k | KBr | 22,9 | 1,35 | Соль растворилась, цвет раствора не изменился | 80,3 | 6,53 | Раствор приобрел светло-бурый цвет | Br2 – бурая жидкость |

Повышение значения рН раствора (образец 1 – с 1,25 до 4,87; образец 2 – с 2,6 до 7,13; образец 3 – с 1.З5 до 4,53), говорит о понижении кислотности раствора – т.е. кислота расходуется на реакцию. Визуальные наблюдения говорят о полноте протекания реакции.

Уравнения протекающих реакций:

1. S+2H2SO4=3SO2+2H2O
2. 8KI+5H2SO4=4I2+H2S+4K2SO4+4H2O
3. 2KBr+2H2SO4=K2SO4+Br2+SO2+2H2O

**Вывод:** В результате опыта выяснил, что увеличение температуры ускоряет протекание ОВР с серной кислотой, повышая ее окислительные свойства.

## **Исследование влияния кислотности среды на продукты восстановления перманганата калия**

В данном исследовании используется беспроводной зонд окислительно-восстановительного потенциала CI-6716. Чем выше значение, фиксируемое зондом, тем полнее прошла реакция.

Данный электрод также по Bluetooth связывается с мобильным приложения SPARKvue.

Ход работы.

1. В 3 стакана налить по 20 мл. 0,1н раствора перманганата калия KMnO4.
2. В 1-й стакан добавить 20 мл. H2SO4 (96% кислоты 1часть : воды 3 части) - создать кислую среду,
3. Во 2-й стакан добавить 20 мл. H2O – создать нейтральную среду,
4. В 3-й стакан добавить 20 мл. щелочи NaOH – создать щелочную среду.
5. В 1-й стакан добавить ½ шпателя сульфита натрия, перемешать, через 1,5 - 2 минуты в раствор опустить окислительно-восстановительный зонд и датчик кислотности среды. 2 минуты снимать показания (наблюдать изменения окраски растворов).
6. 5-ой пункт повторить со 2 и 3 образцами.

Результаты измерений представлены в таблице 2.

Таблица 2

Зависимость формы продуктов ОВР и

полноты её протекания от кислотности среды

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| № про-  бы | Реагент  окис-ль | Реагент  Восст-ль | Среда | Ox-Red потенциал через 2,5 сек. | Ox-Red потенциал через  20 сек. | pH | Наблюдения | Продукт реак., дающий видимый эффект |
| 1 | KMnO4 | Na2SO­3 | Кислая (H2SO4) | 3,87 | 3,45 | 0,4 | Обесцвечивание раствора | Все продукты реакции не дают видимого эффекта |
| 2 | KMnO4 | Na2SO­3 | Нейтральная (H2O) | 3,75 | 4,58 | 7,5 | Раствор побурел;  позднее выпал практически черный осадок, раствор обесцветился | MnO2 – бурый осадок |
| 3 | KMnO4 | Na2SO­3 | Щелочная (NaOH) | 7,7 | 5,25 | 11 | Раствор позеленел; при долгом стоянии он обесцветился, и выпал бурый осадок | K2MnO4и Na2MnO4 придали раствору зеленый окрас, при дальнейшем их разложении в воде образовался MnO2 – бурый осадок |

Несмотря на разный уровень pH в растворах, все реакции прошли до конца, о чем можно судить по изменениям в Ox-Red потенциала(первая проба – с 3,87 до 3,45, вторая – с 3,75 до 4,58, третья – с 7,7 до 5,25). Однако условия среды повлияли на окислительную способность перманганата калия, что проявилось в форме ( MnSO4, MnO2, Na2MnO4) продуктов ОВР.

Уравнения реакций:

1. 2KMnO4+5Na2SO3+3H2SO4=K2SO4+5Na2SO4+2MnSO4+3H2O
2. 2KMnO4+ 3Na2SO3+H2O=2KOH+3Na2SO4+2MnO2
3. 2KMnO4+ Na2SO3+NaOH=K2MnO4+ Na2SO4+H2O+Na2MnO4

**Вывод:**

Условия среды, а именно уровень ее pH, влияют на окислительную способность перманганата калия, а следовательно на полноту восстановления манганат-иона.

# Заключение:

1. Гипотеза полностью подтвердилась - условия (кислотность среды и температура) влияют на скорость и полноту протекания ОВР и на состав продуктов.
2. В результате анализа литературных данных и данных, полученных экспериментально систематизирована  информация по продуктам окисления и восстановления самых распространенных окислителей и восстановителей.
3. Составлены схемы продуктов окисления и восстановления перманганата калия, бихромата калия, концентрированной серной и азотной кислот.
4. Разработанные схемы помогают составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций с участием рассмотренных окислителей и восстановителей.

# Список литературы:

1. «Неорганическая химия. Весь школьный курс в таблицах. Составитель Н.В.Манкевич.-Минск
2. Глинка Н.Л. Общая химия. / М.: Химия, 1985.
3. Каверина А.А.Единый государственный экзамен. Химия.Комплекс материлов для подготовки учащихся. Учебное пособие..- М: Интеллект-Центр, 2018
4. Новошинский И.И., Новошинская Н.С. «Переходные элементы и их соединения. Пособие для старшеклассников и абитуриентов» Издательство Оникс 21 век,2016
5. Окислительно-восстановительные реакции / Д. Д. Дзудцова, Л. Б. Бестаева. – М. : Дрофа, 2008. – 318 с.
6. Рудзитис Г.Е., Фельдман Ф.Г. Учебники по химии 8, 9, 11 классов – М.: Просвещение 2012 – 2016
7. Химия для школьников / А. А. Каверина/ - М. : Школьная пресса, 2010. – 64 с.
8. Хомченко Г.П., Севастьянова К.И. «Окислительно-восстановительные реакции» М: Просвещение. 1989
9. http://chemege.ru/materials/ovr/<http://85.142.162.119/os11/xmodules/qprint/index.php?proj=EA45D8517ABEB35140D0D83E76F14A41>
10. Chemege.ru - <https://chemege.ru/materials/ovr/>
11. Foxford.ru - https://foxford.ru/wiki/himiya/okislitelno-vosstanovitelnye-reaktsii

.