

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Цель работы: ознакомление с процессами окисления и восстановления и овладение методами нахождения коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций

Основные понятия: степень окисления, окислитель, восстановитель, типы окислительно-восстановительных реакций (ОВР), методы подбора коэффициентов в уравнениях ОВР,

Окислители (приведите формулы 3-5 веществ, укажите степени окисления):

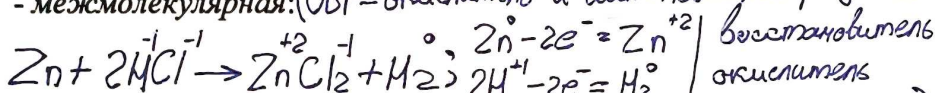
кислород, озон, ионы металлов с большими положительными степенями окисления (Au^{3+} , Fe^{3+} , Cu^{2+}), азотная кислота HNO_3 , концентрированная H_2SO_4 .

Восстановители (приведите формулы 3-5 веществ, укажите степени окисления):

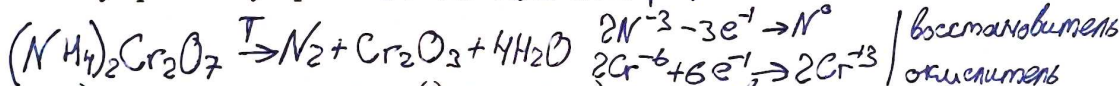
металлы, соединения металлов с отрицательными степенями окисления (H_2 , B , Si , ...), вещества с ионами отрицательных степеней окисления (HI , H_2S , NH_3 , ...).

Типы ОВР (приведите уравнение реакции, укажите окислитель и восстановитель):

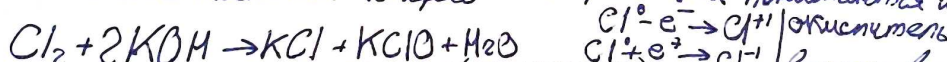
- межмолекулярная: (ОВР-окислитель и восстановитель разнотел элемент)



- внутримолекулярная: О. и В. являются разнотел элементами одного вещества



- диспропорционирования (дисмутации): О. и В. являются одним и тем же элементом, степень окисления которого в ходе реакции понижается и повышается

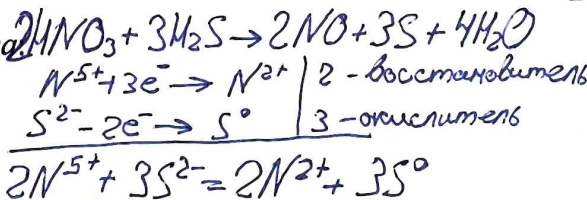


- конпрпропорционирования (конмутации): О. и В. являются одним и тем же элементом с разными степенями окисления, в ходе реакции образуется элемент этого же элемента с промежуточной степенью окисления.

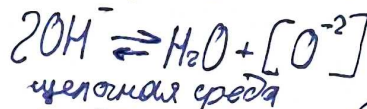
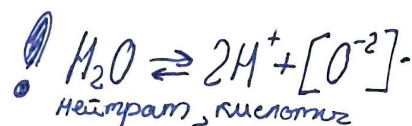
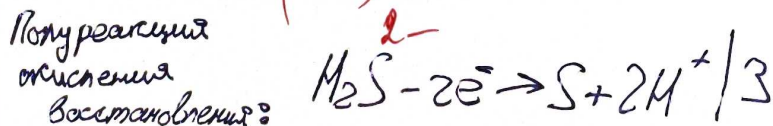
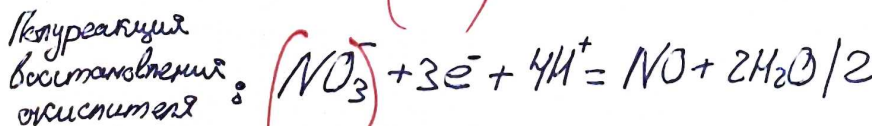
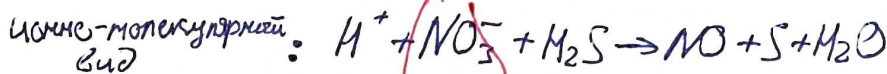


Методы подбора коэффициентов (рассмотрите на примере одной и той же реакции):

- метод электронного баланса



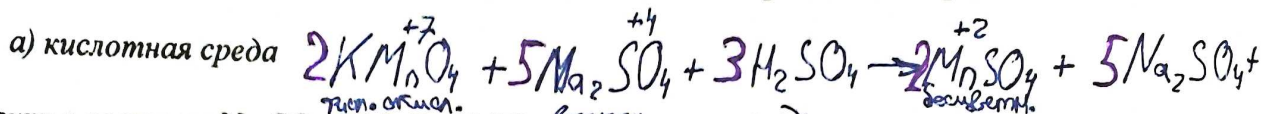
- метод ионно-электронных схем (или метод полуреакций):



добавить $[\text{O}^{2-}] \Rightarrow$ считать ур. сл. на пр. считать $[\text{O}^{2-}] \Rightarrow$ считать ур. сл. на лев.

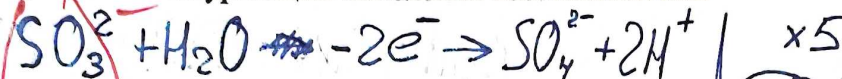
Практическая часть

Опыт 1. Перманганат калия как окислитель в различных средах



Реагенты: растворы Na_2SO_3 , KMnO_4 , H_2SO_4

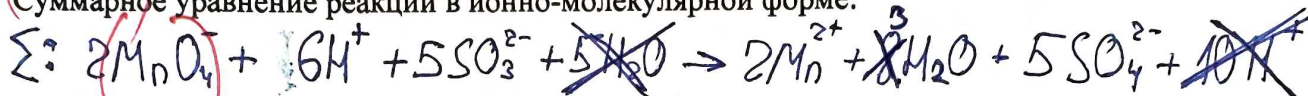
Уравнение полуреакции окисления восстановителя:



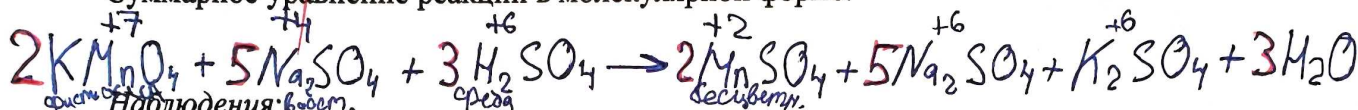
Уравнение полуреакции восстановления окислителя:



Суммарное уравнение реакции в ионно-молекулярной форме:



Суммарное уравнение реакции в молекулярной форме:



Наблюдения: в-дет.

Бесцветное растворение KMnO_4

б) нейтральная среда

Реагенты: растворы Na_2SO_3 , KMnO_4

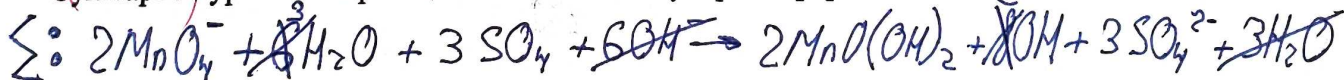
Уравнение полуреакции окисления восстановителя:



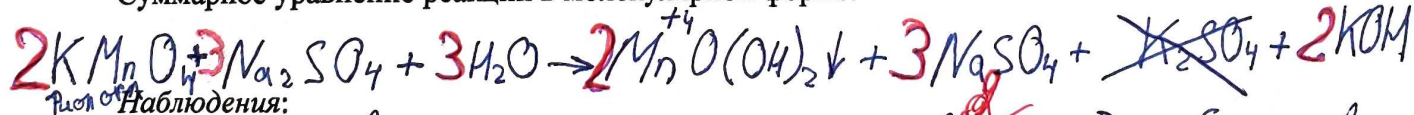
Уравнение полуреакции восстановления окислителя:



Суммарное уравнение реакции в ионно-молекулярной форме:



Суммарное уравнение реакции в молекулярной форме:



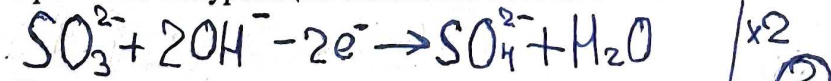
Наблюдения:

С фиолетового цвета стал желтым и появился осадок бурого цвета

в) щелочная среда

Реагенты: растворы Na_2SO_3 , KMnO_4 , NaOH

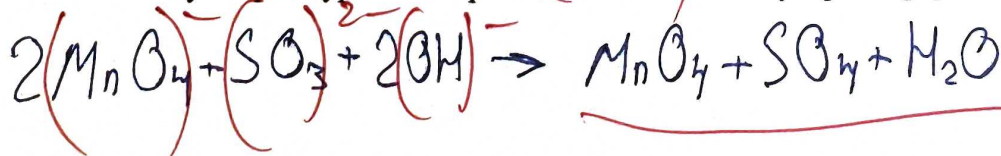
Уравнение полуреакции окисления восстановителя:

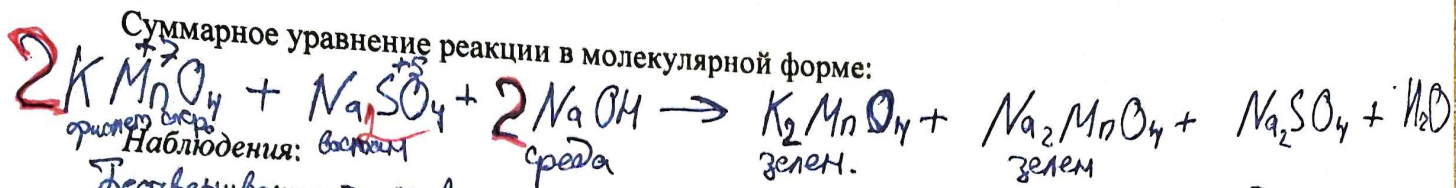


Уравнение полуреакции восстановления окислителя:



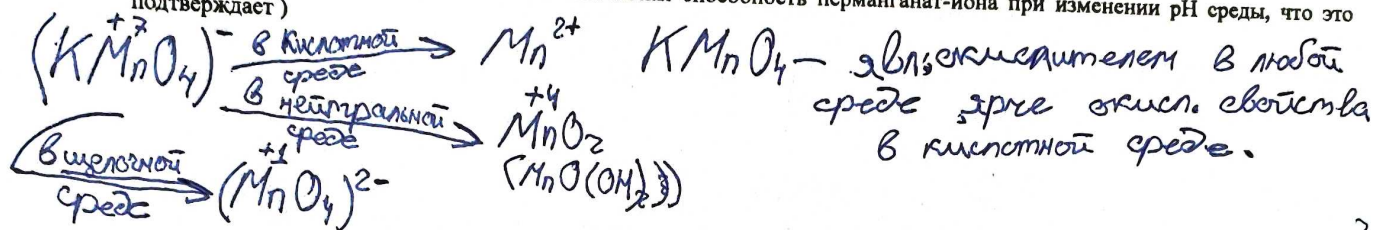
Суммарное уравнение реакции в ионно-молекулярной форме:





Тестирование → появление зеленого осадка → изменение цвета осадка

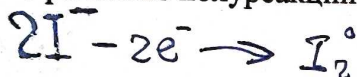
Вывод: (укажите, как изменяется окислительная способность перманганат-иона при изменении pH среды, что это подтверждает)



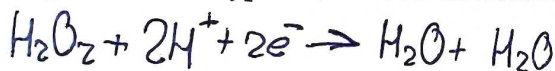
Опыт 2. Пероксид водорода как окислитель

Реагенты: растворы KI, H₂O₂, H₂SO₄

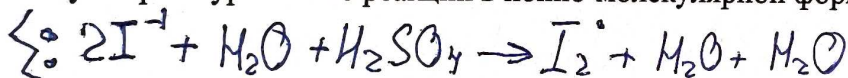
Уравнение полуреакции окисления восстановителя:



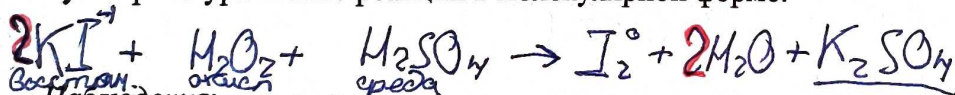
Уравнение полуреакции восстановления окислителя:



Суммарное уравнение реакции в ионно-молекулярной форме:



Суммарное уравнение реакции в молекулярной форме:



Наблюдения: при добавлении крахмала образ. темн.-красный окрас. Значит это свидетельствует о наличии свободного йода.

Вывод: (укажите окислитель и восстановитель)

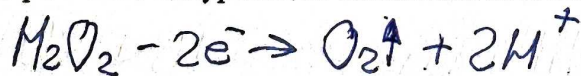
При взаимодействии с сильным восстанов. (K_2SO_4)?

H₂O₂ проявляет свойства окислителя.

Опыт 3. Пероксид водорода как восстановитель

Реагенты: растворы H₂O₂, KMnO₄, H₂SO₄

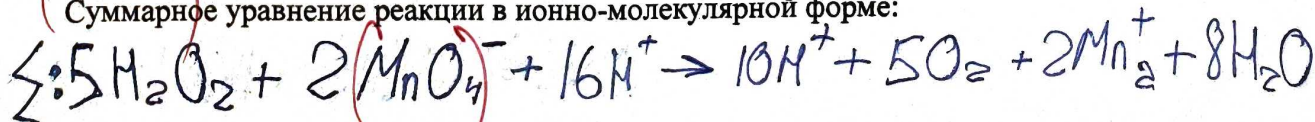
Уравнение полуреакции окисления восстановителя:



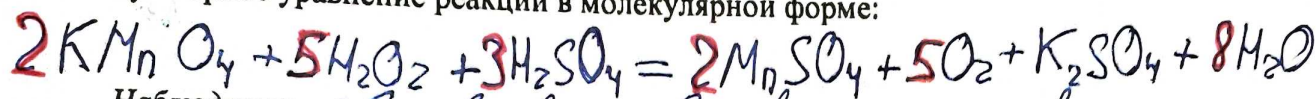
Уравнение полуреакции восстановления окислителя:



Суммарное уравнение реакции в ионно-молекулярной форме:



Суммарное уравнение реакции в молекулярной форме:



Наблюдения: обесцвечивание, образование пузырьков газа.

Вывод: (укажите окислитель и восстановитель, по результатам опытов 3 и 4 объясните причину двойственного поведения H_2O_2)

H_2O_2 в зависимости от количества проявляет свойства как окислителя, так и восстановителя.

Опыт 4. Реакция контрпропорционирования йода

Реагенты: растворы KI, KIO₃, H₂SO₄

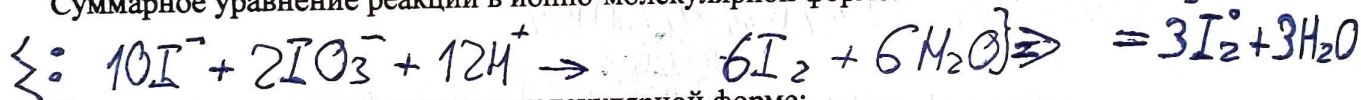
Уравнение полуреакции окисления восстановителя:



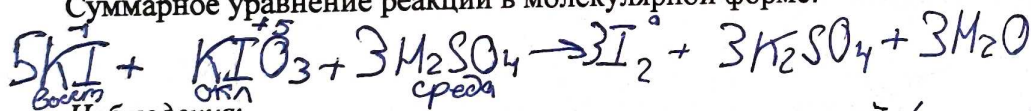
Уравнение полуреакции восстановления окислителя:



Суммарное уравнение реакции в ионно-молекулярной форме:



Суммарное уравнение реакции в молекулярной форме:



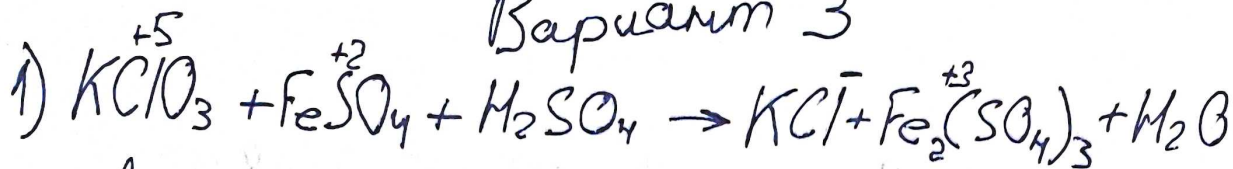
Наблюдения:

При добавлении крахмала цвет меняется на серый/фиолетовый. Убедитесь что образуется I_2

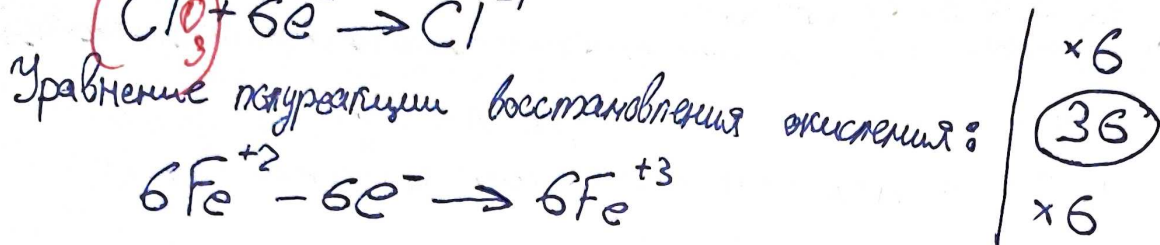
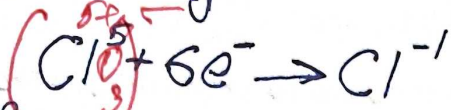
Вывод: (укажите степени окисления йода, в которых он проявляет свойства окислителя или восстановителя)

Варианты которые участвуют в разных степенях окисления, соединения элементов окисления, а получается соедин в промежуточных степенях окисления, называ реакцию контрпропорционирования.

Вариант 3



Уравнение полуреакции окисления восстановления:



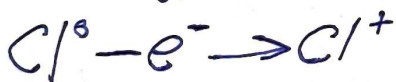
Суммарное уравнение реакции в ионно-молекулярной форме:

$$\{ \text{Cl}^{+5} + 6\text{Fe}^{+2} \rightarrow 6\text{Fe}^{+3} + \text{Cl}^{-1} ?$$

Суммарное уравнение реакции в молекулярном виде:



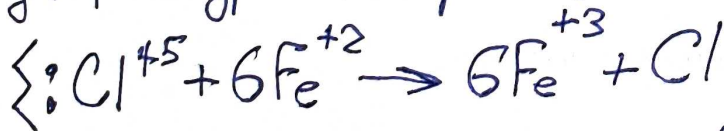
Уравнение полуреакции окисления восстановления:



Уравнение полуреакции восстановления окисления:



Суммарное уравнение реакции в ионно-молекулярной ~~вид~~ форме:



Суммарное уравнение реакции в молекулярном виде:

