

Правила составления ОВР

1

Если элемент проявляет в соединении

Высшую с.о. \rightarrow окислитель

Промежуточную с.о. \rightarrow окислитель или
восстановитель

Низшую с.о. \rightarrow восстановитель

2

Чем сильнее окислитель, тем больше электронов
отдает восстановитель (значительнее повышается
его с.о.)

H_2S^{-2} под действием \rightarrow слабых $\rightarrow \text{S}^0$
окислителей \rightarrow сильных $\rightarrow \text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$

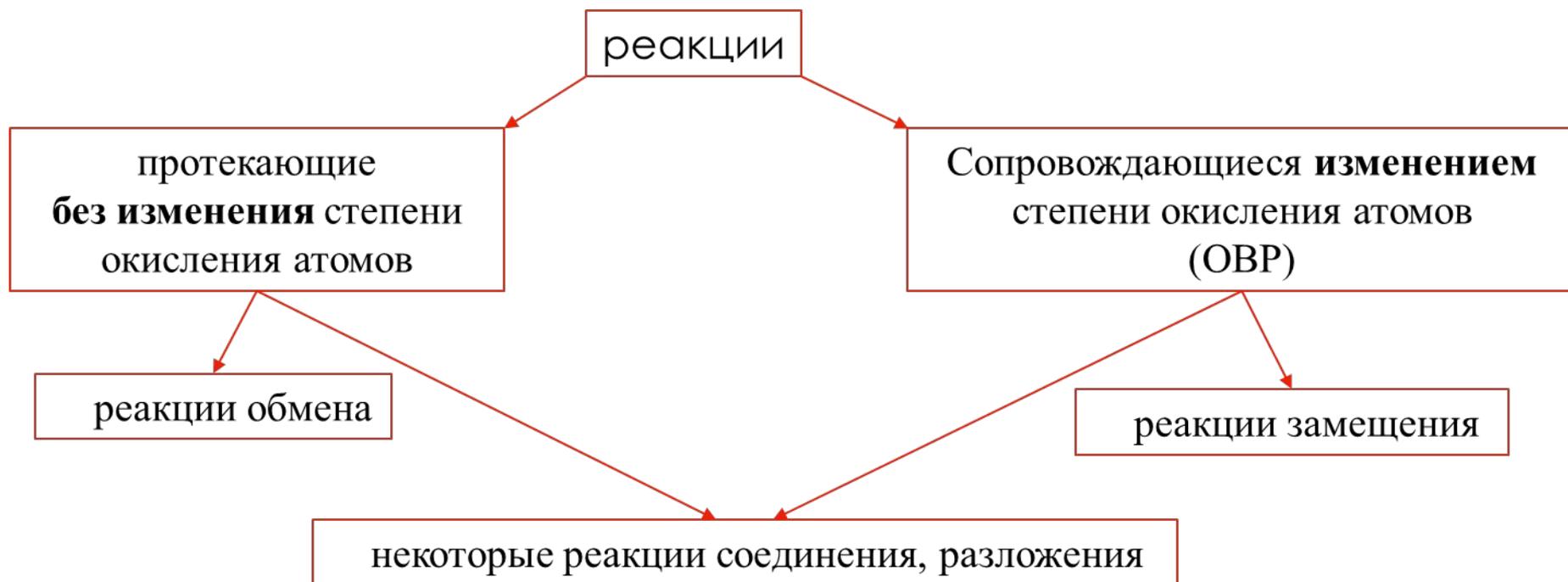
3

Чем сильнее восстановитель, тем больше
электронов принимает окислитель (значительнее
понижается его с.о.)

HN O_3 под действием \rightarrow слабых $\rightarrow \text{N}^{+4}\text{O}_2$
восстановителей \rightarrow сильных $\rightarrow \text{N}^{-3}\text{H}_3$
($\text{N}^{-3}\text{H}_4\text{NO}_3$)

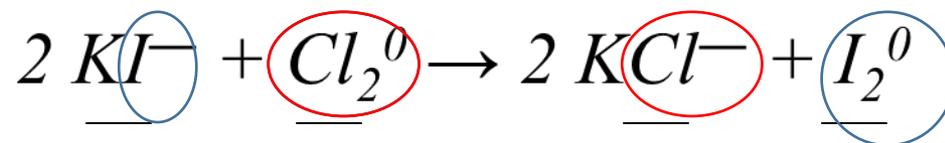
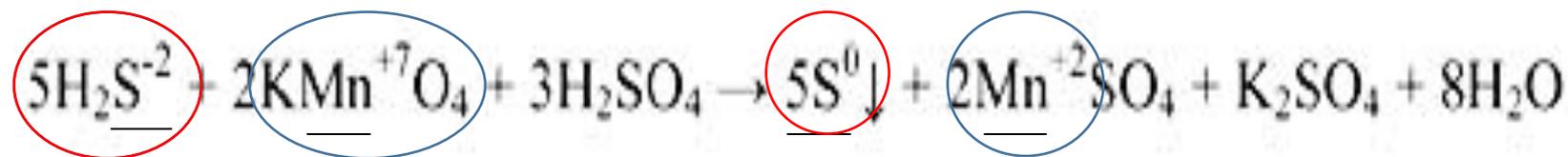
Окислительно – восстановительные реакции

Классификация реакций



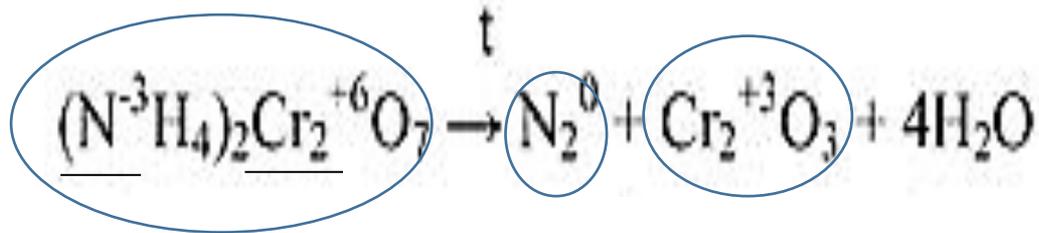
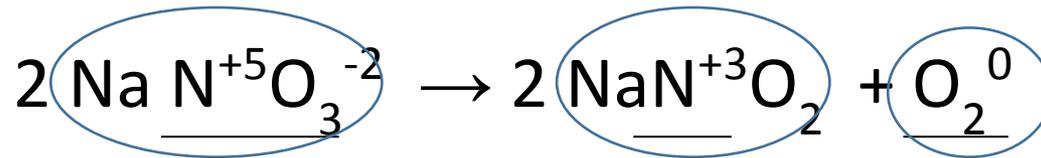
Классификация ОВР

- Межмолекулярные—
-
-



- Внутримолекулярные –

—•

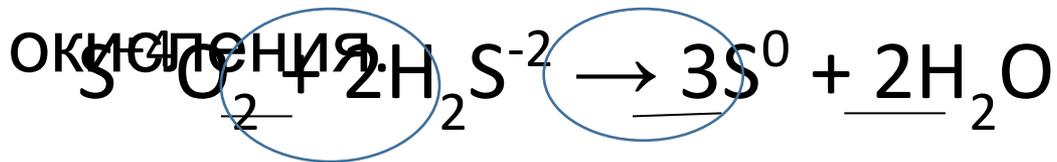


- Диспропорционирования –

—.



- Конпропорционирование** – это окислительно-восстановительный процесс, в котором из частиц, содержащих один и тот же элемент в различных степенях окисления, образуется соединение элемента с промежуточной по сравнению с исходными степенью окисления.



Окислительно - восстановительные реакции (ОВР)

Реакции, протекающие с изменением
степени окисления, называются

Степень окисления –



«**-**» степень окисления имеют атомы, которые приняли электроны от других атомов или в их сторону смещены связующие электронные облака.

«**+**» степень окисления имеют атомы, которые отдали свои электроны другим атомам.

«**0**» степень окисления имеют атомы в молекулах простых веществ.

Правила определения степени окисления

F^{-1} самый электроотрицательный элемент, во всех соединениях -1

H^{+1} за исключением гидридов металлов
 NaH^{-1}, CaH_2^{-1}

O^{-2} постоянная степень окисления -2, за исключением:

пероксида водорода $H_2O_2^{-1}$

фторида кислорода $O^{+2}F_2$

- В пероксидах и дисульфидах содержатся двухатомные мостики $[-O-O-]$, $[-S-S-]$ - степени окисления атомов **O** и **S** этих соединениях равна -1 .
- Атомы элементов **I-III групп ПС**, отдающие свои электроны, имеют постоянную «+» степень окисления, равную номеру группы.

Исключение: *Cu (+1,+2),
Au (+1,+3),
Hg (+1,+2).*

Атомы элементов главных подгрупп IV-VI групп могут проявлять несколько степеней окисления.

Высшую «+», равную номеру группы

Промежуточную, на 2 единицы меньше, чем высшая,

Низшую «—», равную разности между номером группы и число 8

Исключение: N (+1,+2,+3,+4,+5, -3)

Атомы металлов могут иметь только «+» степень окисления.

Атомы элементов VII группы, главной подгруппы –галогены (кроме фтора) могут иметь в соединениях все нечетные степени окисления от -1 до $+7$ ($-1, +1, +3, +5, +7$)

Алгебраическая сумма степеней окисления в соединении равна 0, а в сложном ионе – заряду иона.

Окислители и восстановители

- Вещества, _____, называются *окислителями*.

В процессе реакции окислители

восстанавливаются.

- Вещества, _____, называются *восстановителями*.

В реакции восстановители окисляются.

Окислителями могут быть:

- Неметаллы в свободном состоянии;

Окислительные свойства неметаллов растут

Si B Te Ge H P As I Se C S Br Cl N O F

- Неметаллы и металлы в высшей степени окисления;

$\text{KMn}^{+7}\text{O}_4$; $\text{K}_2\text{Cr}_2^{+6}\text{O}_7$; HN^{+5}O_3 и ее соли — нитраты; H_2SO_4 ; PbO_2 ; хлорная кислота HClO_4 и ее соли — перхлораты

Восстановителями могут быть:

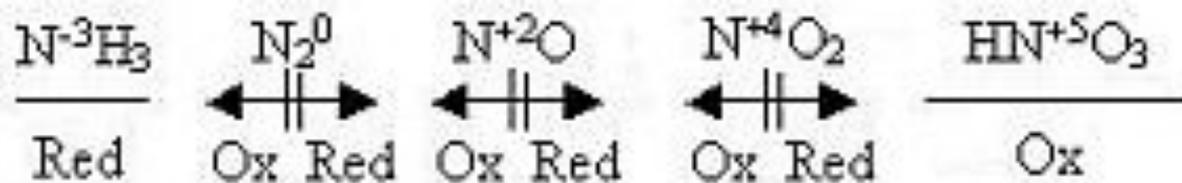
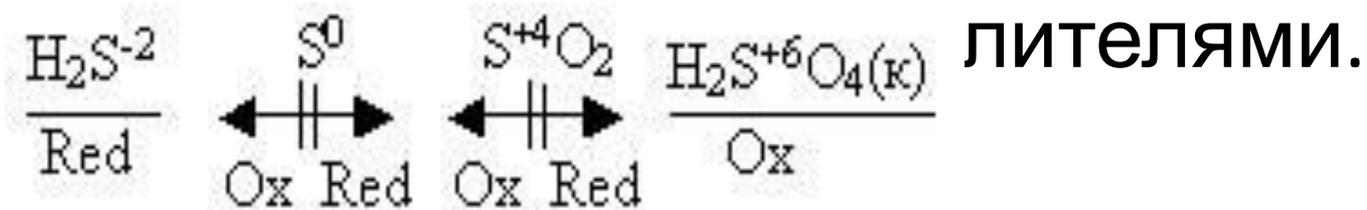
- **Металлы и водород в свободном состоянии;**

Наиболее активными восстановителями являются щелочные и щелочноземельные металлы, магний Mg^0 , алюминий Al^0 , цинк Zn^0 ;

- **Металлы и неметаллы в низшей степени окисления.**

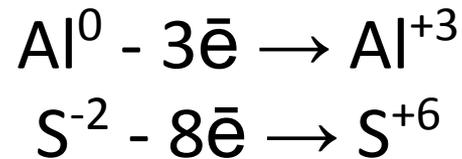
Метан $C^{-4}H_4$, силан $Si^{-4}H_4$, аммиак $N^{-3}H_3$, фосфин $P^{-3}H_3$, нитриды и фосфиды металлов (Na_3N^{-3} , Ca_3P_2), сероводород H_2S^{-2} и сульфиды металлов, галогеноводороды HI^- , HBr^- , HCl и галогениды металлов, гидриды металлов ($NaNH_2^-$, CaH_2) и др.

Вещества, в состав которых входит элемент в промежуточной степени окисления, проявляют **окислительно – восстановительную двойственность**: по отношению к окислителю они являются восстановителями, а по отношению к

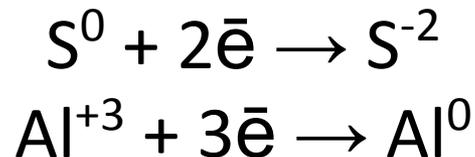


Процесс окисления и восстановления

Окислением называется процесс отдачи электронов, степень окисления атома при этом повышается:



Восстановлением называется процесс присоединения электронов, степень окисления при этом понижается:



СОСТАВЛЕНИЕ УРАВНЕНИЙ ОКИСЛИТЕЛЬНО- ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ

Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций часто используется специальный метод — **метод электронного баланса**. В основе его лежит следующее правило: **общее число электронов, которые отдает восстановитель, должно быть равно общему числу электронов, которые присоединяет окислитель.**

Рассмотрим применение метода электронного баланса на примере реакции, которая выражается следующей схемой:



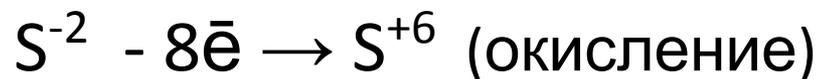
а) Определим степени окисления всех элементов в молекулах исходных веществ и продуктов реакции:



б) Подчеркнем символы элементов, которые изменяют степени окисления в ходе реакции:



в) Составим уравнения процессов окисления и восстановления:

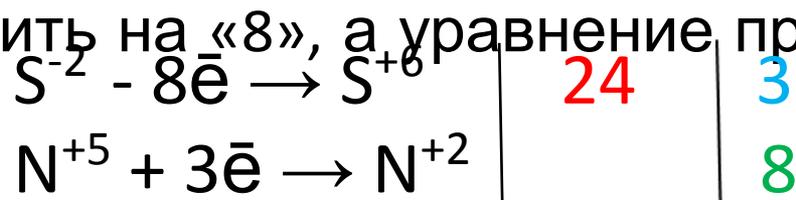


(восстановление)



г) Находим множители для уравнений процессов окисления и восстановления, при умножении на которые числа отданных и присоединенных электронов будут равны.

Так как наименьшим общим кратным чисел «8» и «3» является «24», то уравнение процесса восстановления нужно умножить на «8», а уравнение процесса окисления — на «3»:



д) Найденные множители запишем как коэффициенты перед формулами веществ, которые содержат элементы, участвующие в процессах окисления и восстановления:



е) После этого уравниваем числа атомов элементов, которые не изменяют степени окисления. В данном случае это атомы марганца, водорода и кислорода.



Обычно числа атомов водорода и кислорода уравнивают в последнюю очередь.

Последовательность:

Основные коэффициенты;

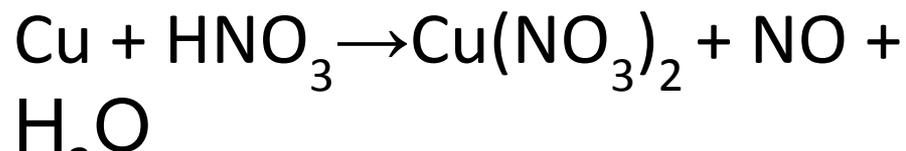
Металлы;

Неметаллы;

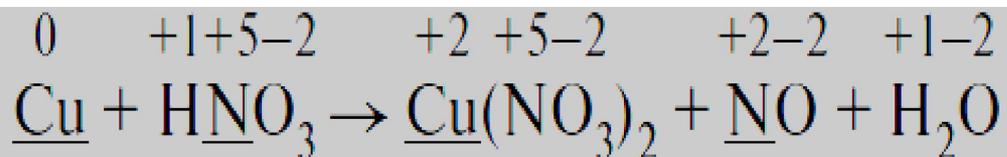
H;

Проверка по O.

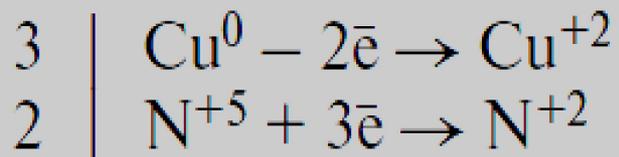
Составим уравнение реакции, которая протекает по следующей схеме:



1) Определим степени окисления всех элементов и подчеркнем символы элементов, которые изменяют свои степени окисления:



2) Составим уравнения процессов окисления и восстановления и найдем множители, на которые нужно умножить эти уравнения:



Найденные методом электронного баланса коэффициенты напишем перед всеми формулами, содержащими Cu и N, кроме формулы HNO_3 , т.к. не все атомы азота, которые входят в состав HNO_3 , изменяют свою степень окисления: часть атомов азота без изменения степени окисления переходит в молекулы $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

$$3\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + \text{H}_2\text{O}$$

Коэффициент перед формулой HNO_3 равен общему числу

атомов азота в правой части уравнения, т. е. равен 8 (из них

$$3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + \text{H}_2\text{O}$$

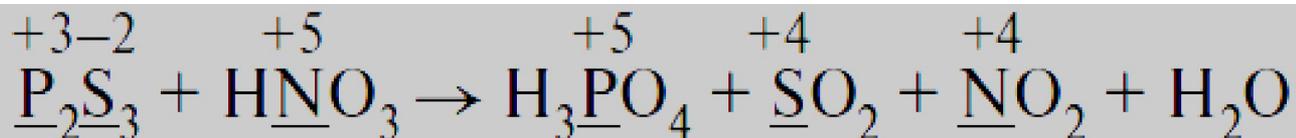
6 атомов, которые не изменяют степень окисления):

В последнюю очередь уравниваем числа атомов водорода

и кислорода:



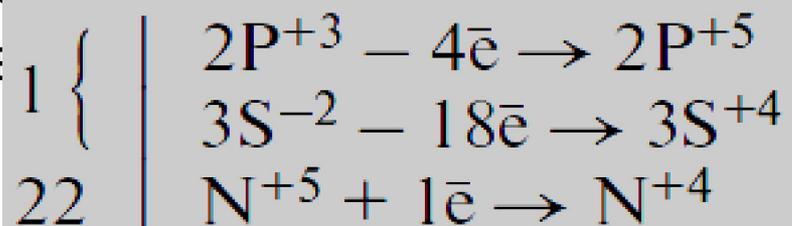
В некоторых ОВР более двух элементов изменяют свои степени окисления.



Два элемента — фосфор и сера — в ходе этой реакции

окисляются, один элемент — азот —

восстанавливается



Общее число электронов, которые участвуют в процессах

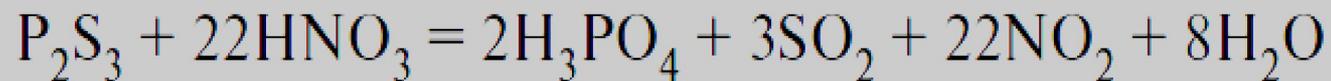
окисления, равно 22; в процессе восстановления участвует

1 электрон.

Запишем эти множители качестве коэффициентов перед формулами соответствующих веществ:



В заключение уравниваем числа атомов водорода и кислорода:



Ионно-электронный метод (метод полуреакций)

При написании ионно-молекулярных уравнений, сильные электролиты записывают в виде ионов, а слабые электролиты, осадки и газы записывают в виде молекул (в недиссоциированном виде). В ионной схеме указывают частицы, подвергающиеся изменению их степеней окисления, а также характеризующие среду, частицы: H^+ — кислая среда, OH^- — щелочная среда и H_2O — нейтральная среда.

Перманганат калия (марганцовка) KMnO_4 - тёмно-фиолетовые кристаллы, при растворении в воде - малиново-фиолетовый раствор: **В РАЗНЫХ СРЕДАХ ВЕДЁТ СЕБЯ ПО-РАЗНОМУ**



ОКИСЛИТЕЛЬ (KMnO_4) + ВОССТАНОВИТЕЛЬ + СРЕДА (!)

□ Если исходный ион или молекула содержат больше атомов кислорода, чем продукт реакции, то избыток атомов кислорода:

- в кислой среде связывается ионами H^+ в молекулы воды;
- в нейтральной и щелочной среде избыток атомов кислорода связывают молекулами воды в группы OH^-

В **кислых** растворах:



В **нейтральных** растворах:

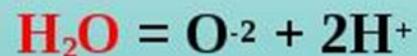


В **щелочных** растворах :

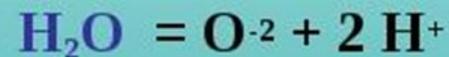


- Если исходный ион или молекула содержит меньшее число атомов кислорода, чем продукт реакции, то недостаток атомов кислорода
- в кислых и нейтральных растворах компенсируется за счёт молекул воды как продукта реакции
 - в щелочных растворах – за счёт ионов OH^-

В **кислых** растворах :



В **нейтральных** растворах:



В **щелочных** растворах:

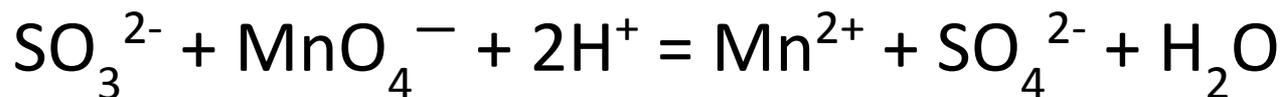


Рассмотрим пример составления уравнения реакции между **сульфитом натрия и перманганатом калия в кислой среде**.

1. Сначала необходимо составить схему реакции: записать вещества в начале и конце реакции:



2. Запишем уравнение в ионном виде, сократив те ионы, которые не принимают участие в процессе окисления-восстановления:



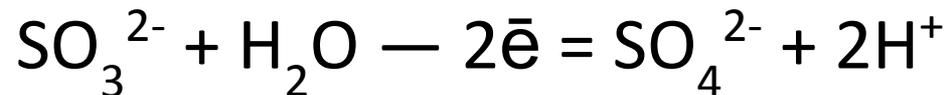
3. Далее определим окислитель и восстановитель и составим полуреакции процессов восстановления и окисления.

В приведенной реакции окислитель — MnO_4^- принимает **5 электронов** восстанавливаясь в кислой среде до Mn^{2+} . При этом освобождается кислород, входящий в состав MnO_4^- , который, соединяясь с H^+ , образует воду:

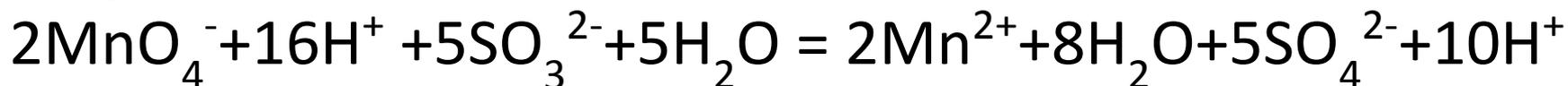


Восстановитель SO_3^{2-} — окисляется до SO_4^{2-} , отдав **2 электрона**. Как видно образовавшийся ион SO_4^{2-} содержит больше кислорода, чем исходный SO_3^{2-} .

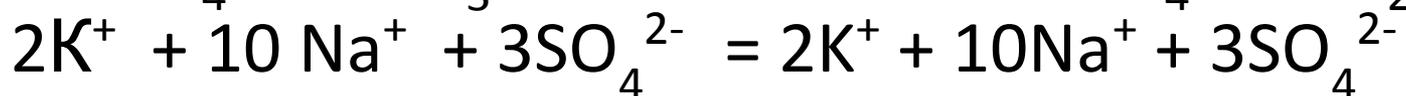
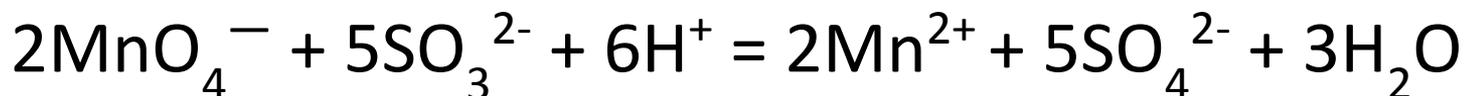
Недостаток кислорода восполняется за счет молекул воды и в результате этого происходит выделение 2H^+ :



5. Затем необходимо просуммировать обе полуреакции, предварительно умножая на найденные коэффициенты, получаем:



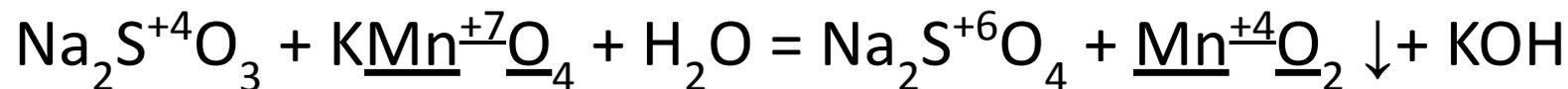
Сократив подобные члены, находим ионное уравнение:



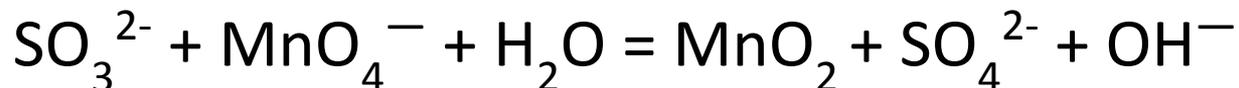
6. Запишем молекулярное уравнение, которое имеет следующий вид:



Далее рассмотрим пример составления уравнения реакции между **сульфитом натрия и перманганатом калия в нейтральной среде**.



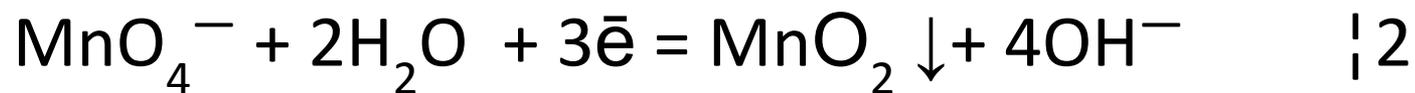
В ионном виде уравнение принимает вид:



Также, как и предыдущем примере, окислителем является MnO_4^- , а восстановителем SO_3^{2-} .

В нейтральной и слабощелочной среде MnO_4^- принимает **3 электрона** и восстанавливается до MnO_2 . SO_3^{2-} — окисляется до SO_4^{2-} , отдав **2 электрона**.

Полуреакции имеют следующий вид:



малиново-фиолетовый

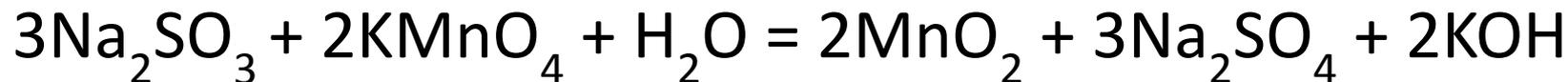
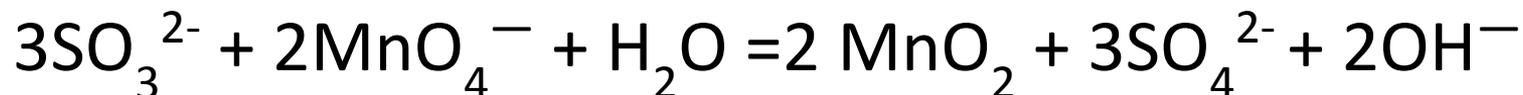
бурый

окислитель, процесс восстановления



восстановитель, процесс окисления

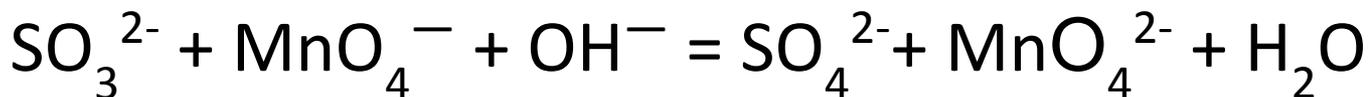
Запишем ионное и молекулярное уравнения, учитывая коэффициенты при окислителе и восстановителе:



И еще один пример — составление уравнения реакции между *сульфитом натрия и перманганатом калия в щелочной среде.*



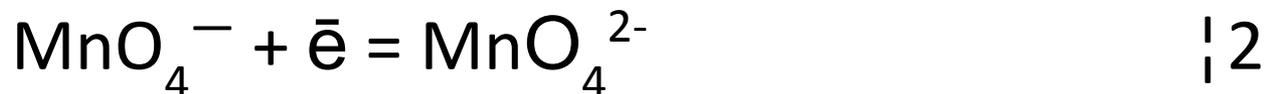
В ионном виде уравнение принимает вид:



В щелочной среде окислитель MnO_4^- **принимает 1 электрон** и восстанавливается до MnO_4^{2-} .

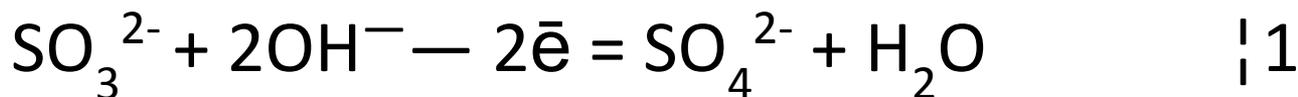
Восстановитель SO_3^{2-} — окисляется до SO_4^{2-} , отдав **2 электрона**.

Полуреакции имеют следующий вид:



малиново-фиолетовый изумрудно-зеленый

окислитель, процесс восстановления



восстановитель, процесс окисления

Запишем ионное и молекулярное уравнения, учитывая коэффициенты при окислителе и восстановителе:

