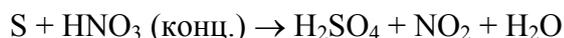


Примеры составления ионно-электронного баланса в зависимости от условий среды и природы вещества

Пример 1. Правила составления и оформления ОВР, протекающих в кислой среде.

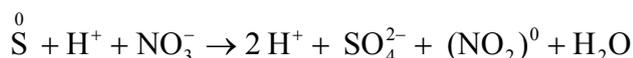
Дана реакция



Необходимо составить ионно-электронные уравнения, указать процессы окисления и восстановления, записать полное молекулярное уравнение реакции.

Решение.

1. Определяют молекулы или ионы, которые участвуют в процессе окисления и восстановления.



В данном случае NO_3^- – обуславливает окислительные свойства, а S – восстановительные.

2. Записываем в ионном виде полуреакции окисления и восстановления. При этом слабые электролиты. Твердые и газообразные вещества, а также неэлектролиты записывают в молекулярном виде.

1-я полуреакция: $\overset{0}{S} \rightarrow SO_4^{2-}$ – процесс окисления

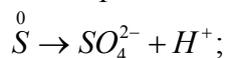
2-я полуреакция: $NO_3^- \rightarrow NO_2$ – процесс восстановления

На основании закона сохранения массы при составлении уравнений полуреакций следует соблюдать баланс веществ и баланс зарядов.

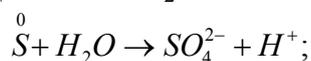
Для уравнивания числа атомов кислорода в 1-ой полуреакции в ту часть, где он в избытке, добавляют столько катионов H^+ , чтобы, связавшись с атомами кислорода, образовались молекулы воды.

1-я полуреакция: $\overset{0}{S} \rightarrow SO_4^{2-}$:

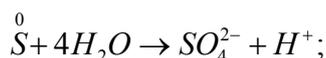
а) добавляют H^+ туда, где избыток кислорода:



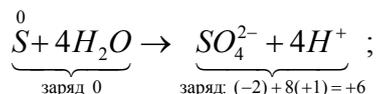
б) в противоположную часть добавляют H_2O :



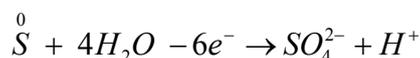
в) уравнивают кислород:



г) уравнивают водород и подсчитывают заряды в полуреакциях:

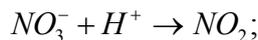


д) уравнивают заряд, для этого из левой части полуреакции отнимают 6 электронов:

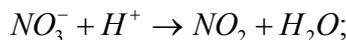


2-я полуреакция: $NO_3^- \rightarrow NO_2$:

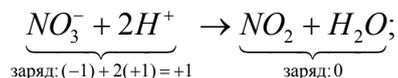
а) так как среда кислая, то добавляют H^+ в ту часть полуреакции, где избыток кислорода:



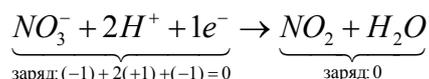
б) в противоположную часть добавляют H_2O :



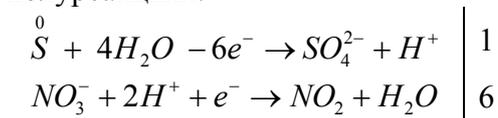
в) уравнивают водород и подсчитывают заряды в полуреакциях:



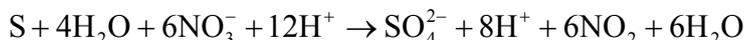
г) для уравнивания зарядов в левую часть полуреакции добавляют один электрон:



3. Балансируют (уравнивают) число отданных и принятых электронов в полуреакциях:



4. Суммируют сначала левые, а затем правые части полуреакций, не забывая умножать множитель на коэффициент, если он стоит перед формулой иона или молекулы в полуреакциях:

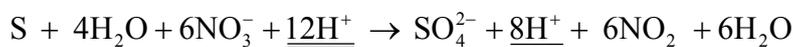


Сокращают одинаковые ионы и молекулы.

Примечание. Традиционно в ионном уравнении производят максимальное сокращение катионов водорода, что не всегда приемлемо. При определенном навыке можно определить, какое количество H^+ можно сократить.

В данном случае сокращение следует произвести не на все $8H^+$, а на $6H^+$, так как из ионного уравнения видно, что на $6NO_3^-$ требуется $6H^+$ (в левой части), а на $SO_4^{2-} - 2H^+$.

Оформление полуреакций упрощается:



5. На следующем этапе добавляют недостающие катионы или анионы. Следует учесть, что количество добавляемых ионов в правую и левую части ионного уравнения должно быть одинаковым. Составляем молекулярное уравнение реакции:

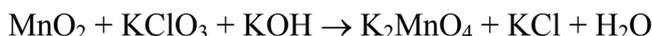


Пример 2. Правила составления и оформления ОВР, протекающих в щелочной среде.

Чтобы уравнивать число атомов водорода и кислорода в уравнениях для щелочной среды, добавляют воду в ту часть полуреакции, где избыток кислорода, а в противоположную часть – удвоенное число гидроксид-ионов. Перед H_2O ставят коэффициент, показывающий разницу в числе атомов кислорода в левой и в правой частях полуреакции, а перед OH^- - его удвоенный коэффициент. Таким образом, восстановитель присоединяет кислород из гидроксид-ионов.

Пример 1. Правила составления и оформления ОВР, протекающих в кислой среде.

Для реакции, схема которой



методом ионно-электронного баланса расставить коэффициенты.

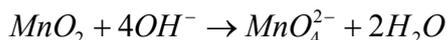
Решение.

1-я полуреакция: $MnO_2 \rightarrow MnO_4^{2-}$

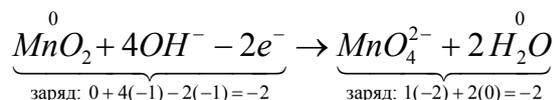
MnO_2 – восстановитель, будет связывать гидроксид-ионы.

В противоположную часть добавляют воду H_2O .

Так как в MnO_4^{2-} избыток кислорода, в эту часть полуреакции добавляют воду. Разница в числе атомов кислорода в полуреакции равна 2, поэтому перед H_2O ставят коэффициент 2, а перед OH^- - удвоенный коэффициент – 4:



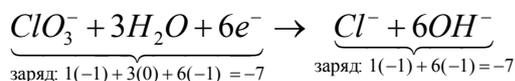
Уравнивают заряды, отнимая необходимое число электронов из левой части уравнения:



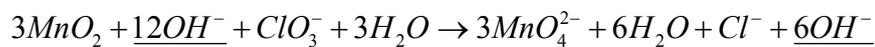
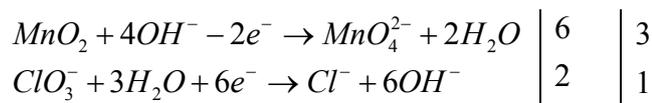
2-я полуреакция: $ClO_3^- \rightarrow Cl^-$

Ион ClO_3^- обуславливает окислительные свойства молекулы $KClO_3$.

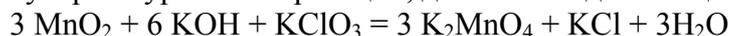
В молекуле окислителя избыток кислорода, разница в числе атомов кислорода равна 3. поэтому к иону ClO_3^- добавляют 3 молекулы воды. а к иону Cl^- – группу OH^- и перед ней ставят удвоенный коэффициент – 6. Уравнивают заряды, добавляя в левую часть полуреакции 6 электронов:



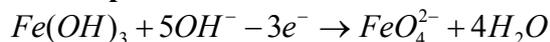
Далее балансируем число электронов в полуреакциях и суммируем с учетом множителя и коэффициентов в полуреакциях:



Составляем молекулярное уравнение реакции, добавляя недостающие катионы калия:



Примечание: в некоторых уравнениях среди реагентов или среди продуктов реакции имеются вещества, которые в своем составе содержат гидроксид-ионы или атомы водорода, поэтому это следует учитывать при уравнивании числа атомов кислорода и водорода в полуреакциях. Например, в полуреакции $Fe(OH)_3 \rightarrow FeO_4^{2-}$ гидроксид-группы уже содержатся в составе $Fe(OH)_3$, поэтому он будет связывать кислород из гидроксид-ионов:



При этом, уравнивая заряды, необходимо одновременно уравнивать водород с кислородом.

Пример 3. Правила составления и оформления ОВР, протекающих в нейтральной среде.

Среду нейтральной считают условно. На самом деле вследствие гидролиза соли среда может быть слабокислой или слабощелочной, поэтому полуреакции оформлять двумя способами.

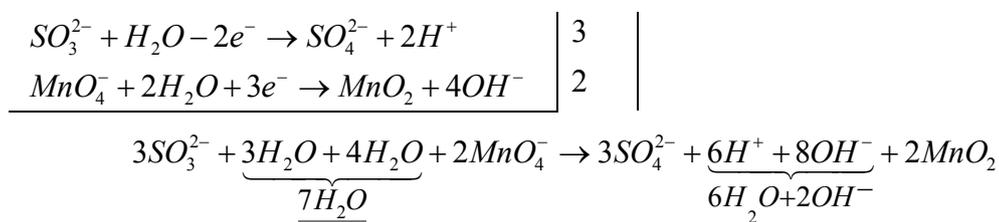
Способ 1 – без учета гидролиза соли. Так как среда нейтральная. В левой части полуреакций добавляют воду и тогда одну полуреакцию записывают как для кислой среды (добавляется $H_2O + H^+$), а другую – как для щелочной среды (добавляется $H_2O + OH^-$).

Например, для реакции $Na_2SO_3 + KMnO_4 + H_2O \rightarrow MnO_2 + Na_2SO_4 + KOH$

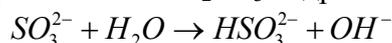
1-я полуреакция: $SO_3^{2-} \rightarrow SO_4^{2-}$

2-я полуреакция: $MnO_4^- \rightarrow MnO_2$

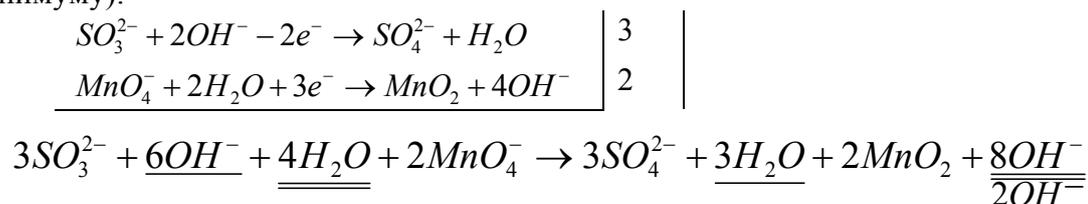
В левые части каждой полуреакции добавляют воду, уравнивают заряды и суммируют левые и правые части каждой полуреакции:



В правой части появляется дополнительная запись: $6H_2O + 2OH^-$. Которая показывает, что реально данная реакция протекает в щелочной среде. Щелочную среду создают освободившиеся вследствие гидролиза соли Na_2SO_3 гидроксид-ионы:



Способ 2 – с учетом гидролиза. Если сразу учесть, что среда щелочная, то обе полуреакции удобнее и правильнее будет составить как для щелочной среды (необходимость проводить дополнительные записи и сокращения сводится практически к минимуму):



Молекулярное уравнение будет иметь вид:

