

УДК 542.9

Буханова Т.Н.

студент

Иркутский национальный исследовательский технический

университет

Россия, Иркутск

**РЕШЕНИЕ ТИПОВЫХ ЗАДАНИЙ ИЗ ЕГЭ ПО ХИМИИ НА
СОСТАВЛЕНИЕ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ
РЕАКЦИЙ**

Аннотация: статья посвящена окислительно-восстановительным реакциям, рассмотрен один из способов уравнивания обеих частей химического уравнения и некоторые правила изменения степеней окисления встречающихся элементов. В тексте статьи разобраны задачи, которые встречаются в едином государственном экзамене по химии.

Ключевые слова: окислительно-восстановительная реакция, окисление, восстановление, степень окисления, окислитель, восстановитель.

Bukhanova T. N.

student

Irkutsk National Research Technical University

Russia, Irkutsk

**THE SOLUTION OF STANDARD TASKS FROM THE UNIFIED
STATE EXAM IN CHEMISTRY FOR THE PREPARATION OF REDOX
REACTIONS**

Abstract: the article is devoted to redox reactions, one of the ways of equalizing both parts of the chemical equation and some rules for changing the

degrees of oxidation of the elements encountered are considered. The text of the article analyzes the tasks that are found on the unified state exam in chemistry.

Keywords: redox reaction, oxidation, reduction, degree of oxidation, oxidizer, reducing agent.

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – это такие химические реакции, в которых происходит передача электронов от одних частиц (атомов, молекул, ионов) к другим, в результате чего степень окисления атомов, входящих в состав этих частиц, изменяется.

Наличие атомов, у которых в ходе реакции изменяется степень окисления - характерный признак ОВР.

Степень окисления (СО) – формальный заряд, который можно приписать атому, входящему в состав какой-либо частицы (молекулы, иона), исходя из предположения о чисто ионном характере связи в данной частице (частица состоит из ионизированных атомов).

Окислитель (Ох) – частица, которая в ходе ОВР приобретает электроны.

Восстановитель (Red) – частица, которая в ходе ОВР отдаёт электроны [1].

Окисление – это процесс отдачи электронов восстановителем. При этом степень окисления восстановителя возрастает.

Восстановление - это процесс принятия электронов окислителем. При этом степень окисления окислителя падает.

Элементы в высшей степени окисления проявляют только окислительные свойства, элементы в низшей степени окисления – только восстановительные свойства. Элементы в промежуточной степени окисления могут выступать как в роли окислителя, так и в роли восстановителя, то есть обладают окислительно-восстановительной двойственностью. Степень окисления атомов в простых веществах равна 0 [2].

В заданиях важно не только составить ОВР, но и правильно расставить коэффициенты в химическом уравнении. Для этого используется метод

электронного баланса. Рассмотрим алгоритм метода и решений задач такого рода на примере заданий из ЕГЭ по химии.

Пример 1:

Для выполнения задания используйте следующий перечень веществ: сероводород, бром, нитрат бария, сульфат аммония, соляная кислота концентрированная, перманганат калия. Допустимо использование водных растворов веществ.

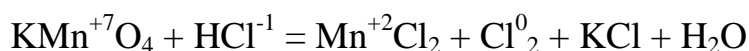
Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми окислительно-восстановительная реакция протекает с изменением окраски раствора и выделением газа. Выпадение осадка в ходе реакции не наблюдается. В ответе запишите уравнение только одной из возможных окислительно-восстановительных реакций с участием выбранных веществ. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель [3].

Решение:

- 1) Записываем формулы веществ из данного перечня: H_2S (сероводород), Br_2 (бром), $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ (нитрат бария), $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ (сульфат аммония), HCl (соляная кислота), KMnO_4 (перманганат калия).
- 2) Расставляем степени окисления над каждым атомом в записанных соединениях: $\text{H}^{+1}\text{S}^{-2}$, Br^0 , $\text{Ba}^{+2}(\text{N}^{+5}\text{O}^{-2})_2$, $(\text{N}^{-3}\text{H}^{+1})_2\text{S}^{+6}\text{O}^{-2}$, $\text{H}^{+1}\text{Cl}^{-1}$, $\text{K}^{+1}\text{Mn}^{+7}\text{O}^{-2}$.
- 3) Для этого пункта необходимо вспомнить все возможные степени окисления многих элементов и какие свойства они проявляют при её изменении. Задания с наличием перманганата калия очень часто встречаются, поэтому настоятельно рекомендую изучить изменение его свойств. В KMnO_4 марганец имеет максимальную степень окисления Mn^{+7} , значит, это вещество может выступать в роли окислителя и принять электроны. В соляной кислоте хлор находится в наименьшей СО – Cl^{-1} , поэтому он способен отдать электроны.
- 4) Из выбранных соединений составляем химическое уравнение:

$\text{KMnO}_4 + \text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ (воду пишем в правую часть уравнения, так как в ней не хватает атомов водорода).

Расставляем СО элементов, изменившиеся в процессе реакции:



Бывает, что в заданиях из предложенного списка веществ можно написать несколько ОВР, но не забываем, что нам даны ещё условия протекания реакции: «реакция протекает с изменением окраски раствора и выделением газа». Составленное уравнение удовлетворяет требованиям: перманганат калия (раствором с фиолетовой окраской) в кислой среде переходит в соединение марганца со СО +2 (бесцветный раствор), а у хлора повышается степень окисления, и он переходит в Cl^0_2 (жёлто-зелёный газ).

- 5) Составляем электронные уравнения, которые отражают процессы восстановления окислителя и окисления восстановителя. На основании правила электронного баланса вводим дополнительные множители для окислителя и восстановителя. Эти множители подбираются по правилу нахождения наименьшего общего кратного (НОК):



Перед хлором ставится коэффициент 2, так как образуются две молекулы хлора (Cl_2).

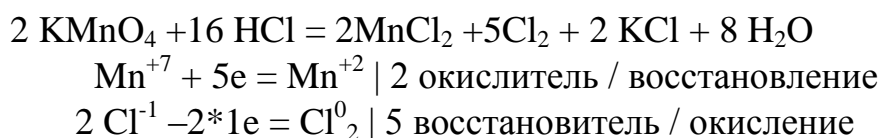
- 6) Расставляем найденные коэффициенты в основное уравнение перед соответствующими веществами:



Уравниваем все остальные части уравнения и получаем реакцию:



- 7) В бланки ответов записываем решение, состоящее из готовой записи реакции и электронных уравнений:



Пример 2:

Для выполнения задания используйте следующий перечень веществ: сероводород, хлорат калия, гидроксид натрия, сульфат алюминия, оксид хрома(III), оксид магния. Допустимо использование водных растворов веществ.

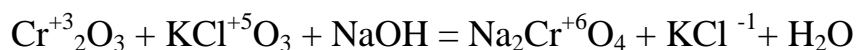
Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми протекает гетерогенная окислительно-восстановительная реакция с изменением окраски раствора. Выделение газа и выпадение нового осадка в ходе реакции не наблюдаются. В ответе запишите уравнение только одной из возможных окислительно-восстановительных реакций с участием выбранных веществ. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель [3].

Решение:

- 1) Записываем формулы веществ из данного перечня:
 H_2S (сероводород),
 KClO_3 (хлорат калия), NaOH (гидроксид натрия), $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (сульфат алюминия), Cr_2O_3 (оксид хрома(III)), MgO (оксид магния).
- 2) Расставляем степени окисления над каждым атомом в записанных соединениях: $\text{H}^{+1} \text{S}^{-2}$, $\text{K}^{+1} \text{Cl}^{+5} \text{O}^{-2}_3$, $\text{Na}^{+1} \text{O}^{-2} \text{H}^{+1}$, $\text{Al}^{+3} (\text{S}^{+6} \text{O}^{-2}_4)_3$, $\text{Cr}^{+3} \text{O}^{-2}_3$, $\text{Mg}^{+2} \text{O}^{-2}$.
- 3) В списке присутствует соединение хрома в СО +3 (имеет зелёный цвет). Следует запомнить, что Cr^{+3} в щелочной среде переходит в такие соли хрома, как хроматы $(\text{Cr}^{+6} \text{O}_4)^{-2}$, они «любят» эту среду и их растворы имеют жёлтый цвет. В перечне есть гидроксид натрия, который будет являться показателем среды. Восстановитель найден. Есть ещё одна закономерность: хлораты в ОВР, при наличии сильного восстановителя, чаще всего переходят в хлориды.

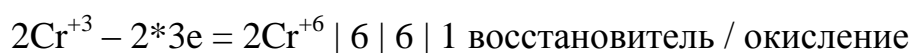
4) Исходя из предыдущего пункта, составляем уравнение реакции:

$\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KClO}_3 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ (воду прибавляем к правой части, так как в ней нет атомов водорода). Расставляем СО элементов, изменившиеся в процессе реакции:



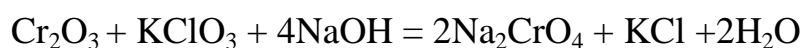
Данное уравнение удовлетворяет условиям задания.

5) Составляем электронные уравнения, которые отражают процессы восстановления окислителя и окисления восстановителя. На основании правила электронного баланса вводим дополнительные множители для окислителя и восстановителя:

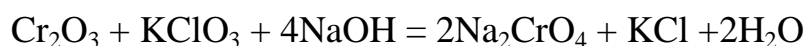


Пояснение: в электронном уравнении окисления восстановителя перед хромом ставится коэффициент 2, так как в реакции участвует два атома хрома (Cr_2O_3).

6) Расставляем найденные коэффициенты в основное уравнение перед соответствующими веществами и уравниваем остальные части:



7) Записываем ответ:



Пример 3:

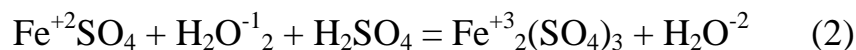
Для выполнения задания используйте следующий перечень веществ: сульфат железа(II), серная кислота, пероксид водорода, карбонат натрия, хлорид магния. Допустимо использование водных растворов веществ.

Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми окислительно-восстановительная реакция протекает с

изменением окраски раствора. В ответе запишите уравнение только одной из возможных окислительно-восстановительных реакций с участием выбранных веществ. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель [3].

Решение:

- 1) Записываем формулы веществ из данного перечня: FeSO_4 (сульфат железа(II)), H_2SO_4 (серная кислота), H_2O_2 (пероксид водорода), Na_2CO_3 (карбонат натрия), MgCl_2 (хлорид магния).
- 2) Расставляем степени окисления над каждым атомом в записанных соединениях: $\text{Fe}^{+2}\text{S}^{+6}\text{O}^{-2}_4$, $\text{H}^{+1}_2\text{S}^{+6}\text{O}^{-2}_4$, $\text{H}^{+1}_2\text{O}^{-1}_2$, $\text{Na}^{+1}_2\text{C}^{+4}\text{O}^{-2}_4$, $\text{Mg}^{+2}\text{O}^{-2}$.
- 3) В перечне имеется соединение железа со степенью окисления +2 (имеет зеленоватый цвет), она является промежуточной для этого элемента, а значит он может либо понизить СО, либо повысить. В большинстве случаев железо повышает и переходит в соединения с Fe^{+3} (растворы бурого, жёлтого цвета). Один реагент найден. Для кислорода привычной СО является -2. Пероксиды- исключения, в них степень окисления кислорода -1, значит, H_2O_2 подходит на роль окислителя.
- 4) Составляем уравнение реакции (1) и расставляем СО элементов, изменившиеся в процессе реакции (2):



Серная кислота в левой части химического уравнения необходима для показания среды (кислая среда).

Данное уравнение удовлетворяет условиям задания

- 5) Составляем электронные уравнения, которые отражают процессы восстановления окислителя и окисления восстановителя. На основании правила электронного баланса вводим дополнительные множители для окислителя и восстановителя:





Пояснение: в электронном уравнении окисления восстановителя перед железом ставится коэффициент 2, так как в реакции образуется два атома этого элемента ($\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$). В электронном уравнении восстановления окислителя перед кислородом ставится коэффициент 2, так как в реакции участвует два атома этого элемента (H_2O_2).

- б) Расставляем найденные коэффициенты в основное уравнение перед соответствующими веществами и уравниваем остальные части:



- 7) Записываем ответ:



Таким образом, расписывая и анализируя предложенные вещества, можно составить окислительно-восстановительные реакции. При условии правильности распределения перехода электронов, метод электронного баланса очень прост и удобен при расставлении коэффициентов, что часто вызывает трудности. Умение правильно записать ОВР или определить компоненты и то, что реакция относится именно к этому типу, является обязательной частью материала, необходимого для изучения химии.

Использованные источники:

1. Морозов И.В., Болталин А.И., Карпова Е.В. Окислительно-восстановительные процессы. Учебное пособие – М.: Издательство Московского университета, 2003 – 79 с.
2. Окислительно-восстановительные процессы: Учебно-методическое пособие / Р.Р. Амиров, А.Б. Зиятдинова, Ю.И. Журавлева. – Казань: Казанский университет, 2013 – 48 с.
3. Решу ЕГЭ [Электронный ресурс] – Режим доступа: <https://chem-ege.sdangia.ru/test?theme=184> (дата обращения: 27.07.2021).