

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:  $\text{H}_2\text{S}$  (сероводород),  $\text{Br}_2$  (бром),  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  (нитрат бария),  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  (сульфат аммония),  $\text{HCl}$  (соляная кислота),  $\text{KMnO}_4$  (перманганат калия).
- 2) Расставляем степени окисления над каждым атомом в записанных соединениях:  $\text{H}^{+1}\text{S}^{-2}$ ,  $\text{Br}^0$ ,  $\text{Ba}^{+2}(\text{N}^{+5}\text{O}^{-2})_2$ ,  $(\text{N}^{-3}\text{H}^{+1})_2\text{S}^{+6}\text{O}^{-2}$ ,  $\text{H}^{+1}\text{Cl}^{-1}$ ,  $\text{K}^{+1}\text{Mn}^{+7}\text{O}^{-2}$ .
- 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  $\text{KMnO}_4$  марганец имеет максимальную степень окисления  $\text{Mn}^{+7}$ , значит, это вещество может выступать в роли окислителя и принять электроны. В соляной кислоте хлор находится в наименьшей СО –  $\text{Cl}^{-1}$ , 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  $\text{Cl}^0_2$  (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 ( $\text{Cl}_2$ ).

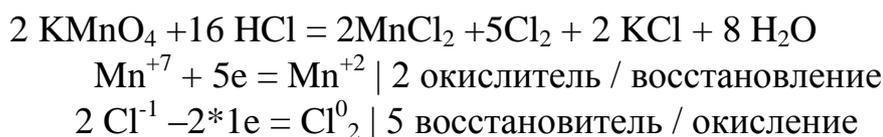
- 6) Расставляем найденные коэффициенты в основное уравнение перед соответствующими веществами:



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.

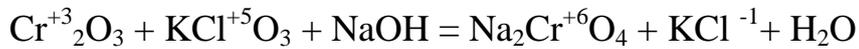
Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми протекает гетерогенная окислительно-восстановительная реакция с изменением окраски раствора. Выделение газа и выпадение нового осадка в ходе реакции не наблюдаются. В ответе запишите уравнение только одной из возможных окислительно-восстановительных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

Решение:

- 1) Записываем формулы веществ из данного перечня:  
 $\text{H}_2\text{S}$ (сероводород),  
 $\text{KClO}_3$  (хлорат калия),  $\text{NaOH}$  (гидроксид натрия),  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  (сульфат алюминия),  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  (оксид хрома(III)),  $\text{MgO}$  (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  $\text{Cr}^{+3}$  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.

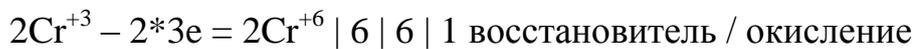
4) Исходя из предыдущего пункта, составляем уравнение реакции:

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



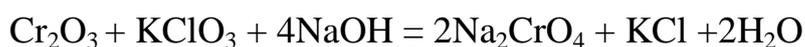
Данное уравнение удовлетворяет условиям задания.

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

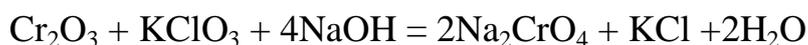


Пояснение: в электронном уравнении окисления восстановителя перед хромом ставится коэффициент 2, так как в реакции участвует два атома хрома ( $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ).

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



7) Записываем ответ:



Пример 3:

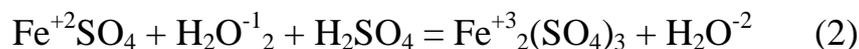
Для выполнения задания используйте следующий перечень веществ: сульфат железа(II), серная кислота, пероксид водорода, карбонат натрия, хлорид магния. Допустимо использование водных растворов веществ.

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:  $\text{FeSO}_4$  (сульфат железа(II)),  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (серная кислота),  $\text{H}_2\text{O}_2$  (пероксид водорода),  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (карбонат натрия),  $\text{MgCl}_2$  (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  $\text{Fe}^{+3}$  (растворы бурого, жёлтого цвета). Один реагент найден. Для кислорода привычной СО является -2. Пероксиды- исключения, в них степень окисления кислорода -1, значит,  $\text{H}_2\text{O}_2$  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 ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ).

- 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).