

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации  
Национальный исследовательский Нижегородский государственный  
университет им. Н.И. Лобачевского

**Е.Л. Тихонова**

## **ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ**

*Учебно-методическое пособие*

Рекомендовано методической комиссией химического факультета  
для студентов СУНЦ ННГУ

Нижний Новгород

2022

УДК 54+546 (077)

ББК Г1я73

Т 46

Т 46 Тихонова Е.Л. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ: Учебно-методическое пособие. – Нижний Новгород: Нижегородский госуниверситет, 2020. – 24 с.

Рецензент: д.х.н., профессор **А.В. Маркин**

В пособии рассмотрены основные определения и понятия, типичные окислители и восстановители, типология окислительно-восстановительных реакций, разобраны методы электронного баланса и электронно-ионного баланса (полуреакций) для подбора стехиометрических коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций. Предложены примеры решения типовых задач по указанному разделу. Сформулирован перечень вопросов и заданий для самостоятельной работы. В приложениях представлены необходимые справочные материалы по разделам.

Предназначено для студентов Специализированного учебно-научного центра ННГУ.

УДК 54+546 (077)

ББК Г1я73

Т 46

© Тихонова Е.Л., 2022

© Нижегородский государственный университет им. Н.И. Лобачевского, 2022

## Содержание

1. Введение .....	4
2. Основные определения .....	5
3. Классификация веществ по характеру их участия в окислительно-восстановительных реакциях .....	8
4. Типы окислительно-восстановительных реакций .....	10
5. Метод электронного баланса .....	11
6. Метод электронно-ионного баланса (полуреакций) .....	13
7. Примеры решения задач .....	21
8. Вопросы и задания для самостоятельной работы .....	23
9. Литература .....	24

## 1. Введение

В пособии рассмотрен один из базовых разделов общей химии – окислительно-восстановительные реакции. В его рамках изложены основные понятия и определения раздела, даны подходы к определению роли веществ в окислительно-восстановительных реакциях, определены типичные окислители и восстановители, а также вещества, проявляющие окислительно-восстановительную двойственность. Рассмотрена типология окислительно-восстановительных превращений. Подробно, на конкретных примерах, разобран подбор коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций методами электронного баланса и электронно-ионного баланса (полуреакций).

Помимо изложения теоретических основ, предложен разбор способов решения типовых задач.

Для закрепления полученных знаний и навыков решения задач предложен перечень вопросов и заданий для самостоятельной работы. Наличие ответов к расчётным задачам позволяет проводить самопроверку правильности выполнения заданий.

Работа студентов с материалом пособия позволит преодолеть им ряд трудностей в изучении и освоении общей и неорганической химии.

Учебно-методическое пособие предназначено для студентов Специализированного учебно-научного центра ННГУ.

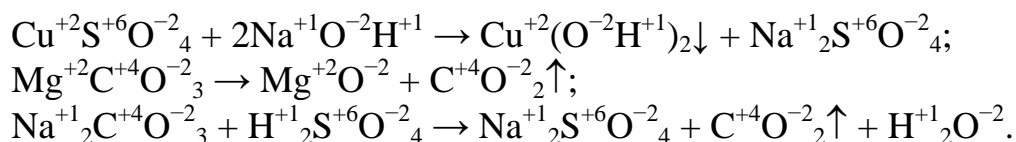
## 2. Основные определения

При рассмотрении степеней окисления всех элементов в составе исходных веществ и продуктов, все химические реакции можно разделить на 2 группы.

**1) Реакции без изменения степеней окисления** – реакции, в которых не происходит изменения степеней окисления элементов.

К этой группе относят все реакции обмена, часть реакций разложения и соединения.

Пример:



**2) Окислительно-восстановительные реакции** – реакции, в которых элементы изменяют степени окисления.

Пример:

Взаимодействие сероводорода и бихромата калия в сернокислой среде:



В реакции изменяют степень окисления два элемента: сера (изменяет степень окисления от  $-2$  до  $0$ ) и хром (от  $+6$  до  $+3$ ).

Для количественной оценки состояния атома в химическом соединении используют понятие степени окисления.

**Степень окисления** – условный заряд атома в химическом соединении, вычисленный в предположении, что все связи имеют ионный характер.

Для определения значений степеней окисления существуют правила.

### Основные правила определения степеней окисления

1) Степень окисления *фтора* во всех сложных веществах равна  $-1$ .

2) Степень окисления *кислорода* в большинстве соединений равна  $-2$ .

*Исключения:*

- соединения кислорода с *фтором* (например,  $\text{O}^{+2}\text{F}_2$ ),
- бинарные неоксидные соединения – пероксиды (например,  $\text{H}_2\text{O}^{-1}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{O}^{-1}_2$ ), надпероксиды ( $\text{NaO}^{-1/2}_2$ ) или озониды ( $\text{NaO}^{-1/3}_3$ ).

3) Степень окисления *водорода* обычно равна  $+1$ .

*Исключение:* ионные гидриды (например,  $\text{NaH}^{-1}$ ,  $\text{CaH}^{-1}_2$ ).

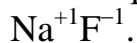
4) Сумма степеней окисления атомов всех элементов равна заряду частицы. Для веществ сумма степеней окисления всех атомов равна  $0$ .

5) Степень окисления атомов в простом веществе равна  $0$ .

## Примеры определения степеней окисления

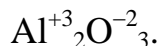
### 1. Фторид натрия (NaF)

Согласно правилу 1, степень окисления фтора равна  $-1$ . Чтобы сумма степеней окисления была равной нулю (правило 4), степень окисления натрия должна быть равной  $+1$ :



### 2. Оксид алюминия ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ )

Согласно правилу 2, степень окисления кислорода равна  $-2$ . Для трёх атомов кислорода суммарно получаем  $(-2) \cdot 3 = -6$ . Чтобы сумма всех степеней окисления была равной нулю (правило 4), суммарная степень окисления алюминия должна быть равной  $+6$ . В веществе два атома алюминия, для каждого атома получаем значение  $+6 : 2 = +3$ :



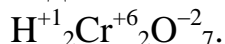
### 3. Азотная кислота ( $\text{HNO}_3$ )

Согласно правилам 2 и 3, степени окисления кислорода и водорода равны, соответственно,  $-2$  и  $+1$ . Для трёх атомов кислорода суммарно получаем  $(-2) \cdot 3 = -6$ . Чтобы сумма всех степеней окисления была равной нулю, степень окисления азота должна быть равной  $+5$ :



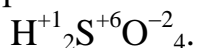
### 4. Дихромовая кислота ( $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ )

Согласно правилам 2 и 3, степени окисления кислорода и водорода равны, соответственно,  $-2$  и  $+1$ . Для семи атомов кислорода суммарно получаем степень окисления  $(-2) \cdot 7 = -14$ , для двух атомов водорода суммарно получаем  $+2$ . Чтобы сумма степеней окисления была равной нулю, суммарная степень окисления хрома должна быть равной  $+12$ . В веществе два атома хрома. Для каждого атома получаем значение степень окисления  $12 : 2 = +6$ :



### 5. Серная кислота ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ )

Согласно правилам 2 и 3, степени окисления кислорода и водорода равны, соответственно,  $-2$  и  $+1$ . Значит, для четырёх атомов кислорода суммарно получаем  $(-2) \cdot 4 = -8$ , для двух атомов водорода  $+1 \cdot 2 = +2$ . Чтобы сумма степеней окисления была равной нулю, степень окисления серы должна быть равной  $+6$ :

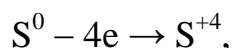


Атомы некоторых элементов (например, щелочных и щёлочно-земельных металлов) в соединениях проявляют постоянные значения степени окисления. Однако чаще атом одного элемента может иметь несколько значений степеней окисления. Изменение степени окисления связано с передачей электронов, которая происходит в процессах *окисления* и *восстановления*.

**Окисление** – процесс отдачи электронов.

Степень окисления при этом *увеличивается*. Вещество, которое отдает электроны, называется *восстановителем*.

Пример:



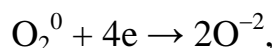
процесс – окисление,

$S^0$  – восстановитель.

***Восстановление*** – процесс присоединения электронов.

Степень окисления при этом *уменьшается*. Вещество, которое присоединяет электроны, называется *окислителем*.

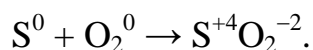
Пример:



процесс – восстановление,

$O_2^0$  – окислитель.

Процессы окисления и восстановления протекают одновременно. Если объединить рассмотренные процессы, получится реакция окисления серы кислородом:



В этой химической реакции одновременно протекают процессы окисления и восстановления, поэтому реакция называется окислительно-восстановительной.

### 3. Классификация веществ по характеру их участия в ОВР

По характеру участия в окислительно-восстановительных реакциях все вещества можно разделить на 3 группы.

#### 1) Вещества, которые могут быть только окислителями

Такие вещества содержат атомы *в высших (максимальных) степенях окисления*. Они могут только принимать электроны и не могут их отдавать.

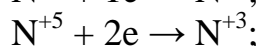
Пример:

азотная кислота ( $\text{HN}^{+5}\text{O}_3$ ).

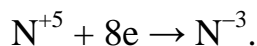
Азот – элемент V группы Периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева, его максимальная степень окисления равна +5 (номеру группы). В азотной кислоте азот имеет высшую степень окисления, её нельзя увеличить. Поэтому процесс отдачи электронов невозможен, и азотная кислота, в состав которой входит  $\text{N}^{+5}$ , не может быть восстановителем:



Для  $\text{N}^{+5}$  возможно только присоединение электронов, которое приводит к понижению степени окисления:



.....



Таким образом, азотная кислота, в состав которой входит  $\text{N}^{+5}$ , может быть только окислителем и не может быть восстановителем.

Типичными окислителями, кроме азотной кислоты, являются перманганат калия  $\text{KMn}^{+7}\text{O}_4$ , бихромат калия  $\text{K}_2\text{Cr}^{+6}_2\text{O}_7$ , оксид хрома (VI)  $\text{Cr}^{+6}\text{O}_3$ , серная кислота  $\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$ , оксид серы (VI)  $\text{S}^{+6}\text{O}_3$  и др.

#### 2) Вещества, которые могут быть только восстановителями

Вещества этой группы содержат атомы *в низших (минимальных) степенях окисления*. Они могут только отдавать электроны и не могут их принимать.

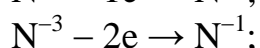
Пример:

аммиак ( $\text{N}^{-3}\text{H}_3$ ).

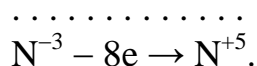
В аммиаке азот имеет низшую степень окисления (номер группы элемента в Периодической системе минус 8). Значит,  $\text{N}^{-3}$  не может понижать степень окисления и присоединять электроны:



Для  $\text{N}^{-3}$  возможна только отдача электронов и повышение степени окисления:







Таким образом, аммиак, в состав которого входит  $\text{N}^{-3}$ , может быть только восстановителем.

Типичными восстановителями, кроме аммиака, являются сероводород  $\text{H}_2\text{S}^{-2}$ , иодид калия  $\text{KI}^{-1}$ , ионные гидриды (например, алюмогидрид лития  $\text{Li}[\text{AlH}^{-1}_4]$ ) и др.

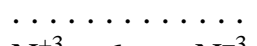
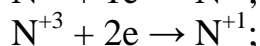
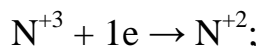
**3) Вещества, проявляющие окислительно-восстановительную двойственность (могут быть и окислителями, и восстановителями)**

Атомы в этих веществах имеют *промежуточные степени окисления*. Они могут и отдавать, и принимать электроны.

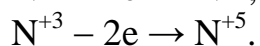
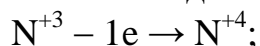
Пример:

азотистая кислота ( $\text{HN}^{+3}\text{O}_2$ ).

Для азота степень окисления +3 является промежуточной между максимальным значением +5 и минимальным значением -3. Значит,  $\text{N}^{+3}$  может принимать электроны:



и может отдавать электроны:



Роль вещества, обладающего окислительно-восстановительной двойственностью, в химической реакции определяется природой второго участника:

– если второй участник является типичным окислителем, то вещество с атомом в промежуточной степени окисления будет выполнять роль восстановителя;

– если второй участник является типичным восстановителем, то вещество, обладающее окислительно-восстановительной двойственностью, будет окислителем.

Другие примеры веществ, обладающих окислительно-восстановительной двойственностью: сернистый газ  $\text{S}^{+4}\text{O}_2$ , сернистая кислота  $\text{H}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$ , пероксид водорода  $\text{H}_2\text{O}^{-1}_2$ .

#### 4. Типы окислительно-восстановительных реакций

По характеру изменения степеней окисления элементов все окислительно-восстановительные реакции разделяют на 3 группы.

##### 1) Межмолекулярное окисление – восстановление

К этому типу относят реакции, в которых степени окисления изменяют атомы, находящиеся в *разных веществах*.

Пример:

окисление сероводорода дихроматом калия в сернокислой среде:



В реакции:

$\text{Cr}^{+6}$  – окислитель (понижает степень окисления до  $\text{Cr}^{+3}$ ),

$\text{S}^{-2}$  – восстановитель (повышает степень окисления до  $\text{S}^0$ ).

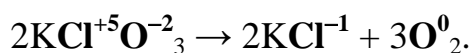
Атомы находятся в разных веществах:  $\text{Cr}^{+6}$  – в составе  $\text{K}_2\text{Cr}^{+6}_2\text{O}_7$ ,  $\text{S}^{-2}$  – в составе  $\text{H}_2\text{S}$ . Значит, это реакция межмолекулярного окисления – восстановления.

##### 2) Внутримолекулярное окисление – восстановление

В реакциях указанного типа степени окисления изменяют атомы *2 разных элементов*, входящих в состав *одного вещества*.

Пример:

каталитическое термическое разложение хлората калия:



В реакции:

$\text{Cl}^{+5}$  – окислитель (понижает степень окисления до  $\text{Cl}^{-1}$ ),

$\text{O}^{-2}$  – восстановитель (повышает степень окисления до  $\text{O}^0$ ).

Оба элемента входят в состав одного вещества – хлората калия.

##### 3) Диспропорционирование

В реакциях такого типа происходит изменение степени окисления атомов *только одного элемента* – он и понижает, и повышает степень окисления, то есть выполняет одновременно и функцию окислителя, и функцию восстановителя.

Пример:

взаимодействие серы с концентрированным раствором щёлочи:



В реакции  $\text{S}^0$  – одновременно и окислитель (понижает степень окисления и переходит в  $\text{S}^{-2}$ ), и восстановитель (повышает степень окисления и переходит в  $\text{S}^{+6}$ ). Значит, это реакция диспропорционирования.

## 5. Метод электронного баланса

Для подбора стехиометрических коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций применяют два метода: метод электронного баланса и метод электронно-ионного баланса (полуреакций). Основной принцип обоих методов:

*число отданных электронов равно числу принятых электронов.*

Более простым принято считать метод электронного баланса. Подбор коэффициентов проводят в определённом порядке.

### Порядок подбора коэффициентов в ОВР

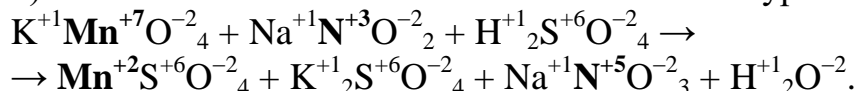
1. Расстановка степеней окисления всех атомов в реакции.
2. Выбор атомов, изменяющих степени окисления; определение окислителя и восстановителя.
3. Запись уравнений процессов окисления и восстановления.
4. Определение общего числа переданных электронов как наименьшего общего кратного числа электронов во всех процессах передачи электронов; определение дополнительных множителей для каждого процесса; запись электронного баланса.
5. Расстановка коэффициентов перед окислителем, восстановителем и продуктами их восстановления и окисления.
6. Расстановка коэффициентов перед веществами, атомы в которых не изменяют степени окисления.
7. Проверка коэффициентов.

#### Пример:

подбор коэффициентов в уравнении:

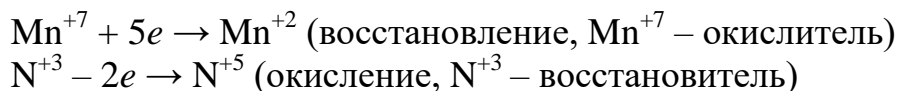


1) Расставим степени окисления всех атомов в уравнении реакции:



2) Выберем элементы, изменяющие степени окисления – это  $\text{Mn}^{+7}$  и  $\text{N}^{+3}$ .  $\text{Mn}^{+7}$  понижает степень окисления, следовательно, является окислителем.  $\text{N}^{+3}$  увеличивает степень окисления, следовательно, является восстановителем.

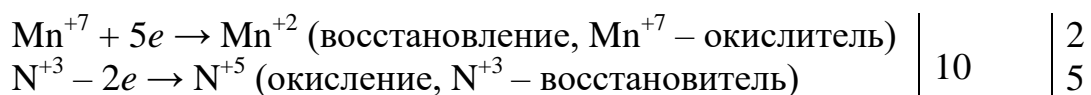
3) Запишем уравнения процессов окисления и восстановления:



4) Определим общее число электронов. Наименьшее общее кратное чисел 5 (число электронов, принятых  $\text{Mn}^{+7}$ ) и 2 (число электронов, отданных  $\text{N}^{+3}$ ) равно 10 – запишем это значение справа от уравнений процессов (за чертой).

Определим дополнительные множители. Для процесса восстановления этот множитель равен  $10 : 5 = 2$ , для процесса окисления этот множитель равен  $10 : 2 = 5$  – эти числа также запишем справа от реакции (за чертой).

Запишем *электронный баланс*:



5) Расставим коэффициенты перед окислителем восстановителем и продуктами их превращений.

Для этого запишем числа, равные значениям дополнительных множителей, перед этими веществами. Таким образом, перед  $\text{KMnO}_4$  и  $\text{MnSO}_4$  ставим коэффициент 2, перед  $\text{NaNO}_2$  и  $\text{NaNO}_3$  ставим коэффициент 5:



6) Проверим коэффициенты перед другими атомами в уравнении реакции:

*Калий*: в левой части уравнения число атомов калия равно 2, в правой части уравнения – 2;

*Натрий*: в левой части уравнения число атомов натрия равно 5, в правой части уравнения – 5;

*Сера*: в левой части уравнения число атомов серы равно 1, в правой части уравнения – 3, значит, в левой части перед формулой серной кислоты нужно поставить коэффициент 3:



*Водород*: в левой части уравнения число атомов водорода равно 6, в правой части равно 2, значит, перед формулой воды в правой части нужно поставить коэффициент 3 (произведение коэффициента 3 на число атомов водорода в одной молекуле, равно 2, равно 6):



7) Проверим правильность расстановки коэффициентов. Для этого рассчитаем число атомов кислорода в левой и правой частях уравнения.

*Кислород*:

число атомов кислорода в левой части  $2 \cdot 4 + 5 \cdot 2 + 3 \cdot 4 = 30$ ;

число атомов кислорода в правой части  $2 \cdot 4 + 4 + 5 \cdot 3 + 3 = 30$ .

Число атомов кислорода в левой и правой частях одинаково, значит, коэффициенты подобраны правильно.

## 6. Метод электронно-ионного баланса (полуреакций)

Принципиальным отличием метода полуреакций от метода электронного баланса является рассмотрение *реально существующих* в системе частиц (ионов). Так, в рассмотренном в п. 5 примере взаимодействия перманганата калия с нитритом натрия в кислой среде в методе электронного баланса проводят рассмотрение поведения  $\text{Mn}^{+7}$  и  $\text{N}^{+3}$ , однако указанные частицы являются условными:  $\text{Mn}^{+7}$  является составной частью реально существующего перманганат-иона  $\text{MnO}_4^-$ , а  $\text{N}^{+3}$  – составной частью нитрит-иона  $\text{NO}_2^-$ . Именно превращения этих ионов рассматривают в методе полуреакций.

Что касается алгоритма расстановки коэффициентов, то начало его аналогично рассмотренному выше алгоритму для метода электронного баланса. Отличия начинаются с п. 3: составление уравнений процессов окисления проводят для реально существующих ионов, полученные уравнения называют полуреакциями.

*Составление полуреакций* предусматривает использование для записи, помимо ионов, молекул воды и ионов водорода  $\text{H}^+$  (в случае, если реакция протекает в кислой среде) или гидроксид-ионов  $\text{OH}^-$  (при протекании реакции в щелочной или нейтральной средах):

– в кислой среде добавляют необходимое количество молекул воды в ту часть уравнения, в которой кислород находится в недостатке, а в противоположную часть – такое же количество ионов  $\text{H}^+$ ;

– в щелочной и нейтральной средах добавляют необходимое количество молекул воды в ту часть уравнения, в которой кислород в избытке, а в противоположную часть – вдвое большее количество ионов  $\text{OH}^-$ .

*Пример:*

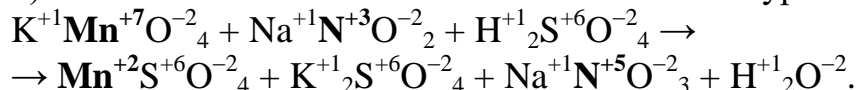
подбор стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции:



Подбор коэффициентов для этой реакции был проведён при рассмотрении метода электронного баланса, что даёт возможность сравнения обоих методов.

Как уже было отмечено, начало алгоритма подбора аналогично.

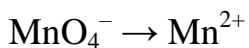
1) Расставим степени окисления всех атомов в уравнении реакции:



2) Выберем элементы, изменяющие степени окисления – это  $\text{Mn}^{+7}$  и  $\text{N}^{+3}$ .  $\text{Mn}^{+7}$  понижает степень окисления, следовательно, является окислителем.  $\text{N}^{+3}$  увеличивает степень окисления, следовательно, является восстановителем.

Различие начинается в п. 3, который подразумевает составление полуреакций.

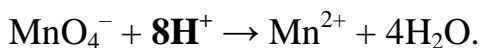
3) При составлении полуреакции перехода перманганат-иона в ион марганца (2+):



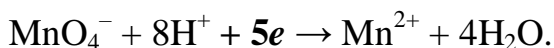
видим, что в левой части – избыток кислорода в количестве 4 атомов, значит, в правую часть необходимо прибавить 4 молекулы воды (тем самым мы уравнием кислород):



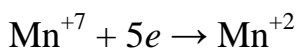
Уравняя таким образом кислород, видим, что в правой части уравнения сформировался избыток водорода в количестве 8 атомов. Его мы компенсируем добавлением 8 ионов  $\text{H}^+$  в левую часть уравнения:



Теперь рассчитаем суммарный заряд левой части – он равен  $7+$ , и суммарный заряд правой части – он равен  $2+$ , значит, в левую часть уравнения нужно прибавить 5 электронов:

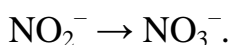


При сравнении полученной полуреакции с аналогичной записью для превращения марганца в методе электронного баланса:



видим, что, независимо от формы записи, число принятых электронов одинаково, что подтверждает единство сущности протекающего процесса.

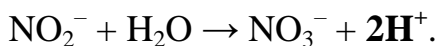
Аналогичным образом запишем полуреакцию для превращения нитрит-иона в нитрат-ион:



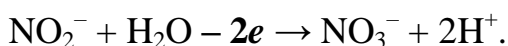
Видим, что избыток кислорода (1 атом) содержится в правой части схемы, поэтому в левую часть добавляем 1 молекулу воды:



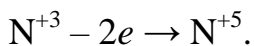
тем самым обеспечивая равенство кислорода в обеих частях, но нарушая равенство водорода: в левой части появляется 2 избыточных атома водорода. Этот избыток компенсируем прибавлением 2 ионов  $\text{H}^+$  в правую часть уравнения:



Суммарный заряд левой части равен  $1-$ , суммарный заряд правой части равен  $1+$ , для такого перехода необходимо отдать 2 электрона:



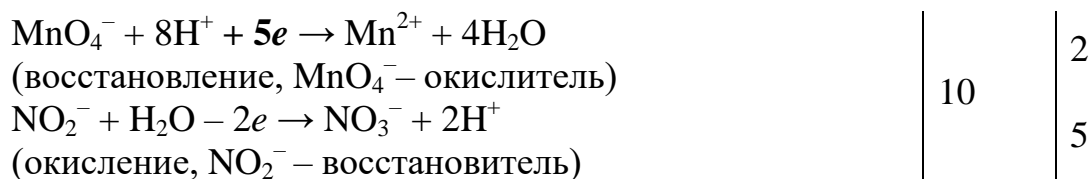
Нетрудно заметить, что число переданных электронов, полученное в полуреакции, совпадает с таковым в методе электронного баланса:



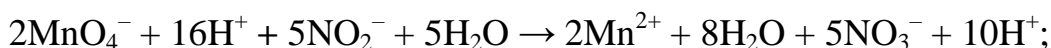
Составление электронно-ионного баланса, а именно – определение общего количества передаваемых электронов и дополнительных множителей для

каждой полуреакции – проводят аналогично таковому в методе электронного баланса.

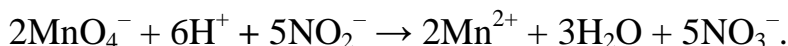
4) Электронно-ионный баланс для указанной реакции будет выглядеть следующим образом:



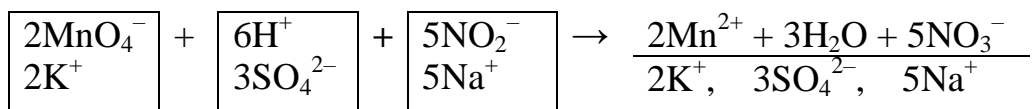
5) После составления электронно-ионного баланса проводят сложение полученных полуреакций (с учётом коэффициентов), получая тем самым уравнение окислительно-восстановительной реакции в ионном виде (при необходимости проводя сокращение одинаковых частиц в левой и правой частях уравнения):



или, после сокращения молекул воды и ионов водорода:



б) Для составления уравнения реакции в молекулярном виде необходимо добавить к имеющимся ионам частицы с противоположными зарядами. Для сохранения имеющегося равенства добавление противоионов необходимо в обе части уравнения. Так, в левой части уравнения к двум перманганат-ионам необходимо добавить два иона калия (для формирования перманганата калия), к шести ионам водорода – три сульфат-иона (для формирования молекул серной кислоты), к пяти нитрит-ионам – пять ионов натрия (для формирования нитрита натрия). Эти же количества ионов необходимо добавить в правую часть уравнения:



Далее из ионов, записанных в правой части уравнения, сформировать вещества. Для этого два иона марганца соединим с одним сульфат-ионом, а оставшиеся два сульфат-иона объединим с двумя ионами калия, пять нитрат-ионов и пять ионов натрия объединим с образованием пяти формульных единиц нитрата натрия. Таким образом, получим уравнение:



Формирование уравнения химической реакции в процессе подбора коэффициентов выявляет *важное преимущество* метода полуреакций над методом электронного баланса. Оно заключается в том, что правая часть уравнения формируется практически самостоятельно, что исключает необходимость продумывания вариантов продуктов химического взаимодействия.

7) После составления уравнения необходимо провести проверку правильности подбора коэффициентов. Как и в методе электронного баланса, проверка осуществляется по кислороду.

*Кислород:*

число атомов кислорода в левой части  $2 \cdot 4 + 5 \cdot 2 + 3 \cdot 4 = 30$ ;

число атомов кислорода в правой части  $2 \cdot 4 + 4 + 5 \cdot 3 + 3 = 30$ .

Число атомов кислорода в левой и правой частях одинаково, значит, коэффициенты подобраны правильно.

Резюмируя вышесказанное, можно сформировать следующий алгоритм подбора стехиометрических коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях методом электронно-ионного баланса (полуреакций).

### *Порядок подбора коэффициентов в ОВР*

1. Расстановка степеней окисления для всех атомов в химическом уравнении.

2. Выбор элементов, изменяющих степени окисления, определение окислителя и восстановителя.

3. Запись уравнений полуреакций для процессов окисления и восстановления.

4. Определение числа переданных электронов как наименьшего общего кратного числа электронов во всех процессах передачи электронов, определение дополнительных множителей для каждого процесса, запись электронно-ионного баланса.

5. Сложение полуреакций с учётом дополнительных множителей, сокращение одинаковых молекул (ионов).

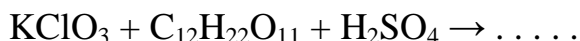
6. Добавление противоположно заряженных ионов, формирование молекул и формульных единиц.

7. Проверка коэффициентов.

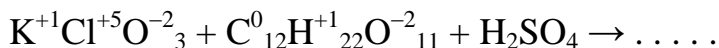
Удобным является использование метода электронно-ионного баланса при подборе коэффициентов в уравнениях реакций с участием органических веществ. В этом случае отпадает необходимость определения степеней окисления атомов углерода (часто именно этот момент вызывает трудности).

*Пример:*

подбор коэффициентов в уравнении реакции взаимодействия хлората калия (бертоллетовой соли) и сахарозы в сернокислой среде:



1) Расставим степени окисления:



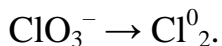
2) Хлорат калия содержит хлор в промежуточной степени окисления +5, это почти максимальное значение степени окисления (+7). Поэтому вещество



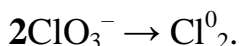
является окислителем. Сахароза является восстановителем, серная кислота – средой.

3) Запишем полуреакции для процессов окисления и восстановления.

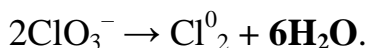
Для хлорат-иона, как сильного окислителя, наиболее вероятно восстановление до простого вещества:



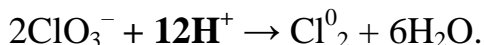
Первоначально необходимо уравнивать хлор как элемент, изменяющий степень окисления:



Видим, что в левой части – избыток кислорода в количестве 6 атомов, значит, в правую часть необходимо прибавить 6 молекул воды (тем самым мы уравниваем кислород):



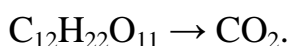
Уравнивая таким образом кислород, видим, что в правой части уравнения сформировался избыток водорода в количестве 12 атомов. Его мы компенсируем добавлением 12 ионов  $\text{H}^+$  в левую часть уравнения:



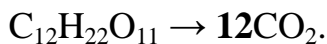
Теперь рассчитаем суммарный заряд левой части – он равен  $10+$ , и суммарный заряд правой части – он равен 0, значит, в левую часть уравнения нужно прибавить 10 электронов:



Аналогичным образом запишем полуреакцию для окисления сахарозы. Поскольку хлорат калия – сильный окислитель, сахароза окислится до углекислого газа:



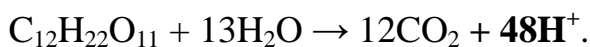
В первую очередь уравниваем углерод:



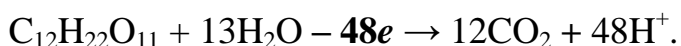
Видим, что избыток кислорода ( $12 \cdot 2 - 11 = 13$  атомов) содержится в правой части схемы, поэтому в левую часть добавляем 13 молекул воды:



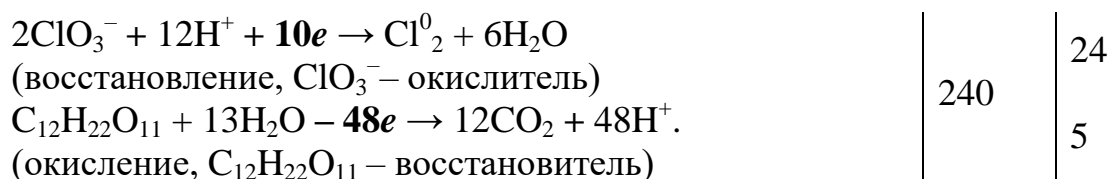
тем самым обеспечивая равенство кислорода в обеих частях. Так же видим, что в левой части содержится  $22 + 13 \cdot 2 = 48$  избыточных атома водорода. Этот избыток компенсируем прибавлением 48 ионов  $\text{H}^+$  в правую часть уравнения:



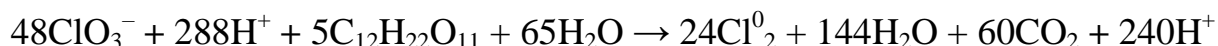
Суммарный заряд левой части равен 0, суммарный заряд правой части равен  $48+$ , для такого перехода необходимо отдать 48 электронов:



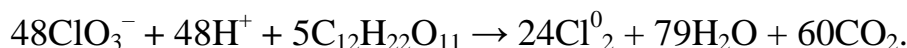
4) Электронно-ионный баланс для указанной реакции будет выглядеть следующим образом:



5) Проводим сложение полученных полуреакций (с учётом коэффициентов), получая тем самым уравнение окислительно-восстановительной реакции в ионном виде:

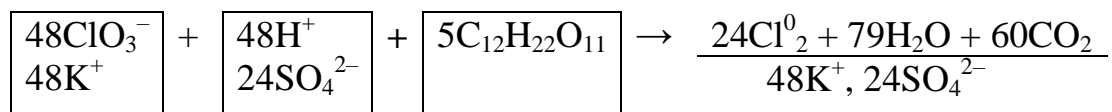


или, после сокращения молекул воды и ионов водорода:

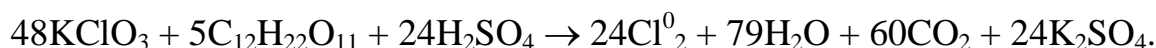


6) Для составления уравнения реакции в молекулярном виде добавляем к имеющимся ионам частицы с противоположными зарядами.

Так, в левой части уравнения к сорока восьми хлорат-ионам добавляем сорок восемь ионов калия (для формирования хлората калия), к сорока восьми ионам водорода – двадцать четыре сульфат-иона (для формирования молекул серной кислоты). Эти же количества ионов добавляем в правую часть уравнения:



В правой части объединяем ионы калия и сульфат-ионы в сульфат калия. Таким образом, получим уравнение:



7) Проводим проверку правильности подбора коэффициентов по кислороду.

*Кислород:*

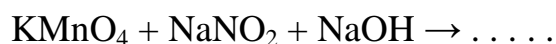
в левой части  $48 \cdot 3 + 5 \cdot 11 + 24 \cdot 4 = 295$ ;

в правой части  $79 + 60 \cdot 2 + 24 \cdot 4 = 295$ .

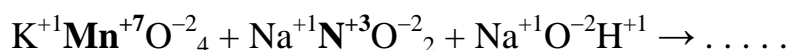
Число атомов кислорода в левой и правой частях одинаково, значит, коэффициенты подобраны правильно.

*Пример:*

подбор коэффициентов в уравнении реакции взаимодействия перманганата калия с нитритом натрия в щелочной среде:



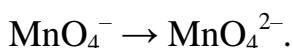
1) Расставим все степени окисления:



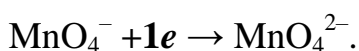
2) Перманганат калия содержит марганец в высшей степени окисления +7, поэтому вещество является окислителем. В нитрите натрия азот имеет промежуточную степень окисления +3, поэтому может быть как окислителем, так и восстановителем. Учитывая, что перманганат – окислитель, в указанной реакции нитрит натрия будет выполнять функцию восстановителя. Гидроксид натрия – среда.

3) Запишем полуреакции для процессов окисления и восстановления.

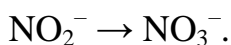
Перманганат-ион в щелочной среде восстанавливается до манганата:



В этом случае число атомов всех элементов в обеих частях одинаково, поэтому необходимо только определить число передаваемых электронов:



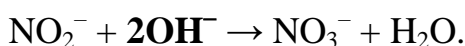
Нитрит-ион окисляется до нитрат-иона:



В правой части имеем избыток одного атома кислорода. Учитывая, что процесс протекает в щелочной среде, прибавляем одну молекулу воды так же в правую часть:



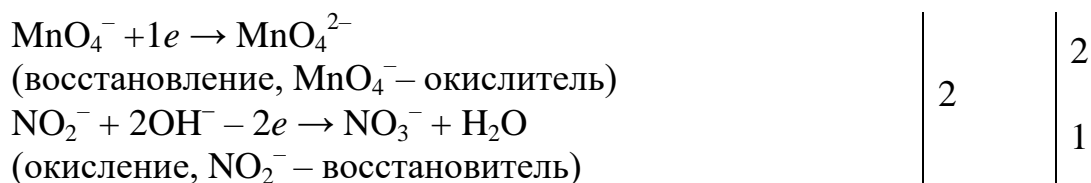
Избыток кислорода в правой части увеличивается до двух атомов, однако добавлением воды мы создаём одновременно и избыток в правой части водорода в количестве двух атомов. Это позволяет обеспечить баланс по водороду и кислороду добавлением в левую часть двух гидроксид-ионов:



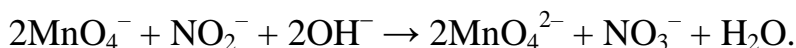
Осталось определить число передаваемых электронов. Суммарный заряд левой части равен 3–, суммарный заряд правой части равен 1–, значит, необходимо отнять 2 электрона:



4) Составим электронно-ионный баланс:



5) Проведём сложение полученных полуреакций с учётом определённых дополнительных множителей:



6) Сформируем из ионного уравнение молекулярное. Для этого в левую и правую части уравнения добавим 2 иона калия (по числу перманганат-ионов),

1 ион натрия (по числу нитрит-ионов) и 2 иона натрия (по числу гидроксид-ионов):



В продуктах реакции сформируем:

- 1 формульную единицу манганата калия (из  $1\text{MnO}_4^{2-}$  и  $2\text{K}^+$ );
- 1 формульную единицу манганата натрия (из  $1\text{MnO}_4^{2-}$  и  $2\text{Na}^+$ );
- 1 формульную единицу нитрата натрия (из  $\text{NO}_3^-$  и  $\text{Na}^+$ ).

В результате получим уравнение окислительно-восстановительной реакции в молекулярном виде:



7) Проведём проверку правильности подбора стехиометрических коэффициентов по кислороду.

Левая часть:  $8 + 2 + 2 = 12$ ,

правая часть:  $4 + 4 + 3 + 1 = 12$ .

Значит, коэффициенты подобраны верно.

## 7. Примеры решения задач

### Задача 1

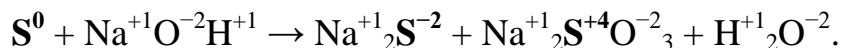
Подберите коэффициенты в уравнении реакции:



методом электронного баланса.

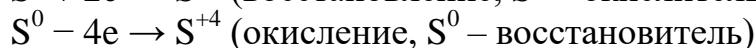
*Решение:*

1) Расставим степени окисления всех атомов в уравнении:



2) Выберем элементы, изменяющие степени окисления – это  $\text{S}^0$ , которая одновременно повышает и понижает степень окисления до +4 и -2, соответственно. Значит, реакция относится к третьему типу – диспропорционирование.

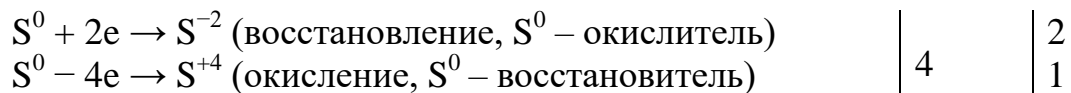
3) Запишем уравнения процессов окисления и восстановления:



4) Определим общее число электронов – наименьшее общее кратное чисел 2 и 4 равно 4 – запишем это значение справа от уравнений процессов (за чертой).

Определим дополнительные множители. Для процесса восстановления этот множитель равен 2, для процесса окисления этот множитель равен 1. Эти числа также запишем справа от реакции (за чертой).

*Запишем электронный баланс:*



5) Расставим коэффициенты перед окислителем восстановителем и продуктами их превращений.

*В правой части* перед сульфидом натрия (который содержит  $\text{S}^{-2}$ ) ставим коэффициент 2, перед сульфитом натрия (который содержит  $\text{S}^{+4}$ ) – коэффициент 1.

*В левой части* перед серой нужно поставить суммарный коэффициент  $2 + 1 = 3$ :



6) Расставим коэффициенты перед веществами, в которых элементы не изменяют степени окисления:

*Натрий:* в левой части уравнения число атомов натрия равно 1, в правой – равно  $2 \cdot 2 + 2 = 6$ , значит, перед NaOH нужно поставить коэффициент 6:

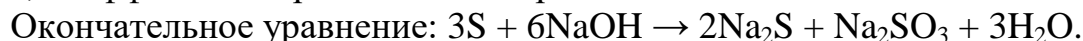


*Водород*: в левой части уравнения число атомов водорода равно 6, в правой части равно 2, значит, перед водой в правой части нужно поставить коэффициент  $6 : 2 = 3$ :



7) Проверим правильность расстановки коэффициентов по кислороду:

В левой и правой частях уравнения число атомов кислорода равно по 6. Значит, коэффициенты расставлены верно.



## Задача 2

Медь реагирует с избытком раствора азотной кислоты. Рассчитайте объём выделившегося газа (н.у.), если масса меди равна 12.8 г.

*Дано:*

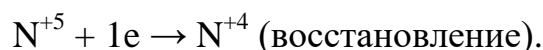
$m(\text{Cu}) = 12.8 \text{ г}$   
 $\text{HNO}_3$  – изб.  
 н.у.

$V(\text{NO}_2) = ?$

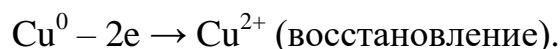
*Решение:*

1) Запись уравнения реакции.

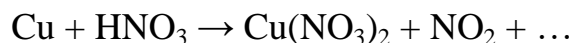
В азотной кислоте  $\text{HNO}_3$  степень окисления азота равна +5, в  $\text{NO}_2$  степень окисления азота равна +4, значит, реакция является окислительно-восстановительной.



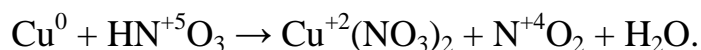
Таким образом,  $\text{HNO}_3$  – окислитель, значит,  $\text{Cu}$  – восстановитель. Медь будет отдавать электроны:



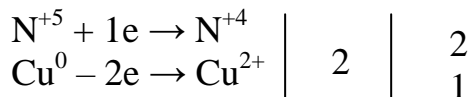
Значит, уравнение реакции будет иметь вид:



В левой части есть водород, поэтому в правую часть уравнения нужно записать воду:



Для подбора коэффициентов используем метод электронного баланса:



Тогда уравнение будет иметь вид:



2) Расчёт количества меди:

$$n(\text{Cu}) = m(\text{Cu}) / M(\text{Cu}) = 12.8 / 64 = 0.2 \text{ (моль).}$$

3) Расчёт числа молей оксида азота по уравнению реакции:

$$n(\text{NO}_2) = 2 \cdot n(\text{Cu}) = 0.2 \cdot 2 = 0.4 \text{ (моль).}$$

4) Расчёт объёма  $\text{NO}_2$ :

$$V(\text{NO}_2) = n(\text{NO}_2) \cdot V_m = 0.4 \cdot 22.4 = 8.96 \text{ (л).}$$

**Ответ:**  $V(\text{NO}_2) = 8.96 \text{ л.}$

## 8. Вопросы и задания для самостоятельной работы

1. Дайте определения понятиям: степень окисления, окисление, восстановление.

2. Запишите формулы веществ и укажите степени окисления всех элементов в них: сульфат бария, хлорид алюминия, карбонат натрия, гидросульфат лития, селенид цинка, силикат магнезия, бромид кадмия, дигидрофосфат бария.

3. Укажите, какие из перечисленных веществ:

$K_2Cr_2O_7$ ,  $NaH$ ,  $HNO_3$ ,  $HNO_2$ ,  $H_2S$ ,  $SO_3$ ,  $NH_3$ ,  $N_2$ ,  $HMnO_4$ ,  $HCl$ ,  $H_3PO_4$ ,  $H_3PO_3$ ,  $CO_2$ ,  $H_2O_2$ ,  $HClO_4$ ,  $CuO$ ,  $H_2SeO_3$ ,  $HF$

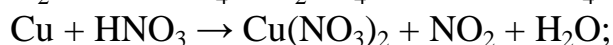
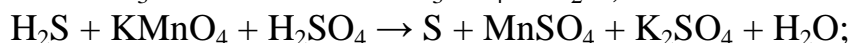
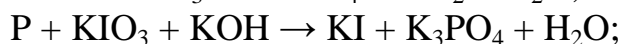
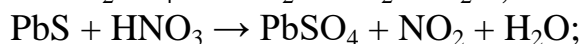
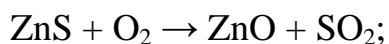
1) являются окислителями,

2) являются восстановителями,

3) обладают окислительно-восстановительной двойственностью.

4. Какие типы окислительно-восстановительных реакций Вам известны?

5. Подберите коэффициенты в окислительно-восстановительных реакциях методом электронного баланса:



6. Углерод реагирует концентрированной серной кислотой с образованием оксида углерода (+4), оксида серы (+4) и воды. Рассчитайте объёмы газов (н.у.), которые образуются при действии избытка серной кислоты на 4.2 г углерода.

(7.84 л; 15.68 л)

7. Сульфид свинца (+2) реагирует с концентрированной азотной кислотой с образованием сульфата свинца (+2), оксида азота (+4) и воды. Рассчитайте массу сульфата свинца и объём оксида азота (н.у.), которые образуются при действии избытка азотной кислоты на 33.6 г сульфида свинца.

(42.56 г; 25.1 л)

## 9. Литература

1. Кузьменко Н.Е., Ерёмин В.В., Попков В.А. Начала химии. Для поступающих в вузы. – М.: Лаборатория знаний, 2017. – 704 с.
2. Кузьменко Н.Е., Ерёмин В.В. Химия (теория и примеры решения задач). – М.: Экзамен, 2005. – 224 с.
3. Тамм М.Е., Третьяков Ю.Д. Физико-химические основы неорганической химии. – М.: Академия, 2004. – 240 с.
4. Глинка Н.Л. Общая химия. – М.: КноРус, 2016. – 752 с.
5. Сибиркин А.А., Тихонова Е.Л., Еллиев Ю.Е. Сборник задач по курсу неорганической химии. – Часть 1. – Н.Новгород: ННГУ, 2001. – 35 с.



Елена Леонидовна **Тихонова**

## **ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ**

*Учебно-методическое пособие*

Федеральное государственное автономное образовательное учреждение  
высшего образования «Национальный исследовательский Нижегородский  
государственный университет им. Н.И. Лобачевского».  
603950, Нижний Новгород, пр. Гагарина, 23.

Подписано в печать . Формат 60×84 1/16.  
Бумага офсетная. Печать офсетная. Гарнитура Таймс.  
Усл. печ. л. . Уч.-изд. л.  
Заказ № Тираж экз.

Отпечатано в типографии Нижегородского госуниверситета  
им. Н.И. Лобачевского.  
603600, г. Нижний Новгород, ул. Большая Покровская, 37.