

Министерство образования и науки Российской Федерации  
Государственное образовательное учреждение  
высшего профессионального образования  
«САНКТ-ПЕТЕРБУРГСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ  
МОРСКОЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

С.Е.Богданова

# ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

*Методические указания к лабораторной работе*

Санкт-Петербург  
2011

УДК  
ББК

Рецензент:  
доктор технических наук В.И.Трусов

**Богданова С.Е**

Окислительно-восстановительные реакции / СПбГМТУ. –  
СПб., 2011. – 22 с.

В методических указаниях рассмотрены основные определения, термины и понятия, связанные с окислительно-восстановительными реакциями. Большое внимание уделено методам уравнивания окислительно-восстановительных реакций.

Предложены эксперименты, раскрывающие суть и особенности протекания окислительно-восстановительных реакций.

Пособие предназначено студентов всех специальностей, а также может для подготовки к компьютерному тестированию.

УДК  
ББК

© СПбГМТУ, 2011

## 1. Степень окисления

**Степень окисления** – это условный заряд атома в молекуле, вычисленный в предположении, что все связи в молекуле ионные. Степень окисления вычисляется по следующим правилам:

1). Степень окисления любого элемента в простом веществе равна нулю. Например,  $\text{Cu}^0$ ,  $\text{H}_2^0$ .

2). Степени окисления некоторых элементов в сложных веществах имеют постоянные значения:

- степени окисления металлов первой группы главной подгруппы (щелочных металлов) в сложных веществах всегда +1, например,  $\text{Na}^{+1}\text{Cl}$ ,  $\text{K}_2^{+1}\text{SO}_4$ .

- степени окисления металлов второй группы главной подгруппы (щелочноземельных металлов) в сложных веществах всегда +2, например,  $\text{Ca}^{+2}\text{Cl}_2$ ,  $\text{Ba}^{+2}\text{SO}_4$ .

- степень окисления алюминия в сложных веществах всегда +3, например,  $\text{Al}_2^{+3}\text{O}_3$ ,  $\text{Al}^{+3}\text{Cl}_3$ .

3). Кислород почти во всех сложных веществах проявляет степень окисления  $-2$ , например,  $\text{H}_2\text{O}^{-2}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3^{-2}$ . Исключениями являются фторид кислорода  $\text{O}^{+2}\text{F}_2$  и пероксиды, например  $\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$ .

4). Водород во всех сложных веществах, кроме соединений водорода с металлами (гидридов металлов), проявляет степень окисления +1, например,  $\text{H}_2^{+1}\text{O}$ ,  $\text{H}^{+1}\text{Cl}$ . В гидридах степень окисления водорода равна  $-1$ , например  $\text{KH}^{-1}$ .

5). Сумма степеней окисления всех элементов в молекуле равна 0.

Пример: вычислить степени окисления элементов в соединениях:

а).  $\text{FeO}$ . Расставляем степени окисления элементов: у кислорода  $-2$ , у железа  $x$   $\text{Fe}^x\text{O}^{-2}$ . Сумма всех степеней окисления в молекуле равна 0:  $x + (-2) = 0$ ,  $x = +2$ .

б).  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . Расставляем степени окисления элементов: у кислорода  $-2$ , у железа  $x$   $\text{Fe}_2^x\text{O}_3^{-2}$ . Сумма всех степеней окисления в молекуле равна 0:  $2 \times x + 3 \times (-2) = 0$ ,  $x = +3$ .

в).  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Расставляем степени окисления элементов: у водорода +1, у кислорода -2, у серы  $x$   $\text{H}_2^{+1}\text{S}^x\text{O}_4^{-2}$ . Сумма всех степеней окисления в молекуле равна 0:

$$2 \times 1 + x + 4 \times (-2) = 0, x = +6.$$

г).  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ . Расставляем степени окисления элементов: у калия +1, у кислорода -2, у хрома  $x$   $\text{K}_2^{+1}\text{Cr}_2^x\text{O}_7^{-2}$ . Сумма всех степеней окисления в молекуле равна 0:

$$2 \times 1 + 2 \times x + 7 \times (-2) = 0, x = +6.$$

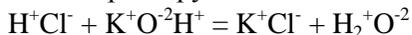
д).  $\text{KMnO}_4$ . Расставляем степени окисления элементов: у калия +1, у кислорода -2, у марганца  $x$   $\text{K}^{+1}\text{Mn}^x\text{O}_4^{-2}$ . Сумма всех степеней окисления в молекуле равна 0:

$$1 + x + 4 \times (-2) = 0, x = +7.$$

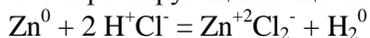
## 2. Теория окислительно-восстановительных реакций

Все реакции можно разделить на два больших класса:

1). Реакции, протекающие без изменения степеней окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ. Например,



2). Реакции, протекающие с изменением степеней окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ. Например,



В этой реакции атомы магния и водорода меняют степени окисления.

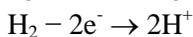
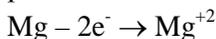
**Окислительно-восстановительные реакции** - это реакции, протекающие с изменением степеней окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ.

Окислительно-восстановительные реакции играют огромную роль в природе и технике. С ними связаны дыхание и обмен веществ в живых организмах, фотосинтез в листьях растений, гниение и брожение, круговорот элементов в природе. Их можно наблюдать при сгорании топлива, в процессах коррозии металлов и при электролизе. Благодаря окислительно-восстановительным ре-

акциям происходит превращение химической энергии в электрическую в химических источниках тока.

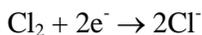
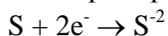
В каждой окислительно-восстановительной реакции происходят два противоположных, но взаимосвязанных процесса:

1). **Окисление** – это процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом. Например:



При окислении степень окисления повышается. Атом, молекула или ион, отдающие электроны, называется **восстановителем**.

2). **Восстановление** - это процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом. Например:



При восстановлении степень окисления понижается. Атом, молекула или ион, присоединяющие электроны, называется **окислителем**.

В любой окислительно-восстановительной реакции процессы окисления и восстановления могут протекать только одновременно. Окислитель при этом восстанавливается, а восстановитель окисляется. **Число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, присоединяемых окислителем.**

### 3. Важнейшие окислители и восстановители

Окислители и восстановители могут быть как простыми, так и сложными веществами. Рассмотрим, как меняются окислительно-восстановительные свойства простых веществ в зависимости от их места в Периодической таблице:

1). В периодах с повышением порядкового номера элемента восстановительные свойства простых веществ понижаются, а окислительные растут и становятся максимальными у элементов

VII группы. Например, в III периоде самый активный восстановитель – натрий, самый активный окислитель – хлор.

2). У элементов главных подгрупп с повышением порядкового номера элемента восстановительные свойства растут, окислительные – снижаются. Так, среди элементов VI группы самым сильным окислителем является кислород, а самым сильным восстановителем – полоний.

3). Металлы обладают только восстановительными свойствами. В химических реакциях они отдают электроны, т.е. окисляются.

4). Неметаллы, кроме фтора, могут как отдавать, так и принимать электроны, и, следовательно, проявлять и восстановительные, и окислительные свойства. Фтор обладает только окислительными свойствами.

Окислительно-восстановительные свойства сложных веществ зависят от степени окисления атома данного элемента. Только окислительные свойства проявляют сложные вещества, в состав которых входят элементы в высшей, положительной степени окисления, например,  $K_2Cr_2^{+6}O_7$ ,  $KMn^{+7}O_4$ ,  $H_2S^{+6}O_4$ ,  $HN^{+5}O_3$ ,  $Pb^{+4}O$ . Только восстановительные свойства проявляют сложные вещества, в состав которых входят элементы в низшей, отрицательной степени окисления, например,  $H_2S^{-2}$ ,  $HCl$ ,  $N^{-3}H_3$ ,  $CaH_2^-$ . Сложные вещества, в состав которых входят элементы в промежуточных степенях окисления, могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

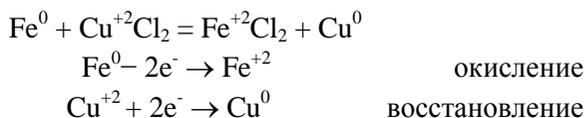
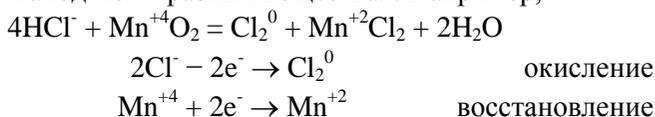
Например, рассмотрим ряд соединений хлора:  $HCl$ ,  $HClO$ ,  $HClO_2$ ,  $HClO_3$ ,  $HClO_4$ . В  $HCl$  хлор находится в степени окисления  $-1$ . Это максимальная отрицательная степень окисления хлора, в которой он может только отдавать электроны и быть восстановителем. В  $HClO_4$  хлор находится в максимальной положительной степени окисления  $+7$ . Он может только принимать электроны и быть окислителем. В  $HClO$ ,  $HClO_2$ ,  $HClO_3$  хлор находится в промежуточных степенях окисления  $+1$ ,  $+3$  и  $+5$ , соответственно. Он может и отдавать, и принимать электроны, т.е. быть и восстано-

телем, и окислителем в зависимости от условий протекания реакции. При этом окислительные свойства хлора растут с ростом его степени окисления, т.е.  $\text{HClO}_3$  более сильный окислитель и более слабый восстановитель, чем  $\text{HClO}_2$  и  $\text{HClO}$ .

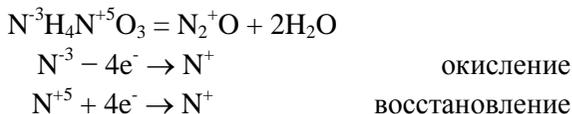
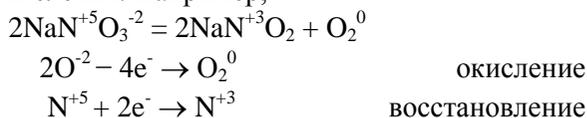
#### 4. Классификация окислительно-восстановительных реакций

Различают три типа окислительно-восстановительных реакций:

1). **Межмолекулярные** – это реакции, в которых окислитель и восстановитель находятся в разных веществах. Например,



2). **Внутримолекулярные** – это реакции, в которых окислитель и восстановитель находятся в одном веществе. В этом случае атом с более положительной степенью окисления окисляет атом с меньшей степенью окисления. Например,



3). Реакции **диспропорционирования (самоокисления и самовосстановления)**– это реакции, в которых функции окислителя

и восстановителя выполняют атомы одного и того же элемента в промежуточной степени окисления. Одновременно увеличивается и уменьшается степень окисления атомов одного и того же элемента. При этом образуются соединения, одно из которых содержит атомы в более высокой, а другое в более низкой степени окисления. Например,

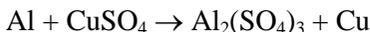


## 5. Метод электронного баланса

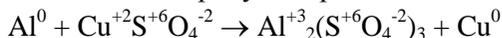
Метод электронного баланса позволяет проводить подбор коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций. Подробно рассмотрим применение этого метода на примере нескольких реакций:

Пример 1. Взаимодействие алюминия с раствором сульфата меди.

1). Запишем схему процесса:



2). Определим степени окисления всех атомов, входящих в состав реагирующих веществ и продуктов реакции:



3). В ходе реакции изменяются степени окисления алюминия и меди. Алюминий, отдавая три электрона, превращается в ион алюминия со степенью окисления +3. Он окисляется в ходе реакции. Ион меди, принимая два электрона, восстанавливается, степень окисления меди изменяется от +2 до 0. Изменения степеней окисления можно выразить электронными уравнениями:



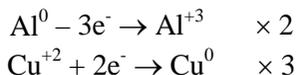
Число электронов, отдаваемых восстановителем, должно быть равно числу электронов, присоединяемых окислителем. Поэтому:

4). Найдем наименьшее общее кратное (НОК) для числа отданных и полученных электронов:  $3 \times 2 = 6$ .

5). Найдем коэффициент при электронном уравнении окисления. Для этого найденное в п.4 НОК разделим на число электронов в этом уравнении:  $6/3=2$ .

6). Найдем коэффициент при электронном уравнении восстановления. Для этого найденное в п.4 НОК разделим на число электронов в этом уравнении:  $6/2=3$ .

7). Запишем электронные уравнения с учетом найденных коэффициентов:



Полученные коэффициенты являются коэффициентами при восстановителе и окислителе в уравнении окислительно-восстановительной реакции.

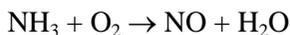
8). Находим остальные коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции:



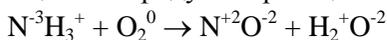
9). Правильность написания уравнения подтверждаем подсчетом атомов одного элемента, не изменяющего в ходе реакции степени окисления, например кислорода. В левой части -  $3 \times 4 = 12$ , в правой -  $4 \times 3 = 12$ .

Пример 2. Каталитическое окисление аммиака кислородом с образованием оксида азота (II) и воды.

1). Запишем схему процесса:



2). Определим степени окисления всех атомов, входящих в состав реагирующих веществ и продуктов реакции:



3). В ходе реакции изменяются степени окисления азота от  $-3$  до  $+2$  (окисление) и кислорода от  $0$  до  $-2$  (восстановление). Изменения степеней окисления можно выразить электронными уравнениями:

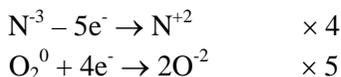


4). Найдем наименьшее общее кратное (НОК) для числа отданных и полученных электронов:  $5 \times 4 = 20$ .

5). Найдем коэффициент при электронном уравнении окисления. Для этого найденное в п.4 НОК разделим на число электронов в этом уравнении:  $20/5=4$ .

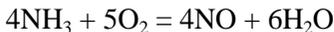
6). Найдем коэффициент при электронном уравнении восстановления. Для этого найденное в п.4 НОК разделим на число электронов в этом уравнении:  $20/4=5$ .

7). Запишем электронные уравнения с учетом найденных коэффициентов:



Полученные коэффициенты являются коэффициентами при восстановителе и окислителе в уравнении окислительно-восстановительной реакции.

8). Находим остальные коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции:



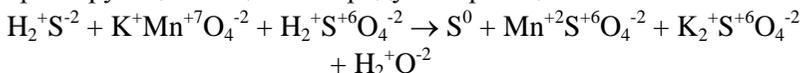
9). Правильность написания уравнения подтверждаем подсчетом атомов одного элемента, не изменяющего в ходе реакции степени окисления, например водорода. В левой части -  $4 \times 3 = 12$ , в правой -  $6 \times 2 = 12$ .

Пример 3. Взаимодействие сероводорода с подкисленным раствором перманганата калия.

1). Запишем схему процесса:



2). Определим степени окисления всех атомов, входящих в состав реагирующих веществ и продуктов реакции:



3). В ходе реакции изменяются степени окисления серы в сероводороде от  $-2$  до  $0$  (окисление) и марганца от  $+7$  до  $+2$  (восстановление). Изменения степеней окисления можно выразить электронными уравнениями:

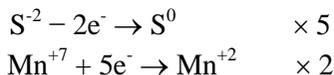


4). Найдем наименьшее общее кратное (НОК) для числа отданных и полученных электронов:  $2 \times 5 = 10$ .

5). Найдем коэффициент при электронном уравнении окисления. Для этого найденное в п.4 НОК разделим на число электронов в этом уравнении:  $10/2 = 5$ .

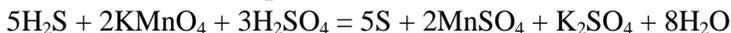
6). Найдем коэффициент при электронном уравнении восстановления. Для этого найденное в п.4 НОК разделим на число электронов в этом уравнении:  $10/5 = 2$ .

7). Запишем электронные уравнения с учетом найденных коэффициентов:



Полученные коэффициенты являются коэффициентами при восстановителе и окислителе в уравнении окислительно-восстановительной реакции.

8). Находим остальные коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции:



9). Правильность написания уравнения подтверждаем подсчетом атомов одного элемента, не изменяющего в ходе реакции сте-

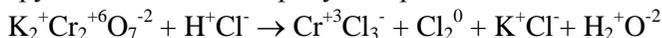
пени окисления, например кислорода. В левой части -  $2 \times 4 + 3 \times 4 = 20$ , в правой -  $2 \times 4 + 4 + 8 = 20$ .

Пример 4. Взаимодействие бихромата калия с соляной кислотой. Особенность этой реакции состоит в том, что соляная кислота, кроме основной окислительно-восстановительной реакции, расходуется также на связывание образующихся продуктов.

1). Напишем схему процесса:



2). Определим степени окисления всех атомов, входящих в состав реагирующих веществ и продуктов реакции:



3). В ходе реакции изменяются степени окисления хлора от  $-1$  до  $0$  (окисление) и хрома от  $+6$  до  $+3$  (восстановление). Изменения степеней окисления можно выразить электронными уравнениями (учитываем, что в молекуле  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  содержится два атома хрома в степени окисления  $+6$ , каждый из которых восстанавливаясь до  $\text{Cr}^{+3}$  принимает 3 электрона):

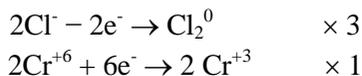


4). Найдем наименьшее общее кратное (НОК) для числа отданных и полученных электронов:  $2$  и  $6$  имеют общий множитель  $2$ , поэтому  $\text{НОК} = 6$ .

5). Найдем коэффициент при электронном уравнении окисления. Для этого найденное в п.4 НОК разделим на число электронов в этом уравнении:  $6/2=3$ .

6). Найдем коэффициент при электронном уравнении восстановления. Для этого найденное в п.4 НОК разделим на число электронов в этом уравнении:  $6/6=1$ .

7). Напишем электронные уравнения с учетом найденных коэффициентов:



Коэффициент при окислителе  $K_2Cr_2O_7$  равен 1. Коэффициент при восстановителе  $HCl$  равен  $2 \times 3 +$  число молекул  $HCl$ , необходимых для связывания продуктов реакции. Коэффициент при  $Cl_2$  равен 3, что видно из электронного уравнения окисления.

8). Находим остальные коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции:



9). Правильность написания уравнения подтверждаем подсчетом атомов одного элемента, не изменяющего в ходе реакции степени окисления, например кислорода. В левой части - 7, в правой - 7.

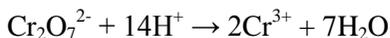
## **6. Метод электронно-ионного баланса (Метод полуреакций)**

Часто окислительно-восстановительные реакции протекают в растворах. Реакции в растворах отличаются тем, что окислитель, восстановитель и продукты реакции могут быть диссоциированы на ионы. В этом случае для уравнивания реакции удобнее пользоваться методом электронно-ионного баланса. В этом методе окислительно-восстановительную реакцию разделяют на две полуреакции, одна из которых соответствует процессу восстановления, а другая – процессу окисления. При составлении полуреакций нужно руководствоваться следующими правилами:

1). Учитывается реальное состояние веществ в растворе: слабые электролиты, труднорастворимые, газообразные вещества записываются в виде молекул.

2). Если частица до реакции содержит кислорода больше, чем после реакции (это всегда окислитель), то связать избыток кислорода надо:

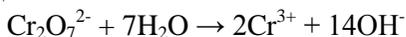
а). если реакция протекает в кислой среде, введением в левую часть уравнения ионов водорода, по два на каждый «лишний» атом кислорода. В правой части уравнения записываются молекулы воды. Например, составим уравнение полуреакции для процесса восстановления  $Cr_2O_7^{2-} \rightarrow Cr^{3+}$  в кислой среде:



Суммарный заряд в левой части равен:  $-2+14=+12$ , а в правой:  $(+3)\times 2=+6$ . Так как суммарный заряд в обеих частях уравнения полуреакции должен быть одинаков, то прибавим  $6e^-$  в левую часть уравнения:



б). если реакция протекает в нейтральной или щелочной среде, введением в левую часть уравнения молекул воды, по одной на каждый «лишний» атом кислорода. В правой части уравнения записываются ионы  $\text{OH}^-$ . Например, составим уравнение полуреакции для процесса восстановления  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$  в нейтральной или щелочной среде:

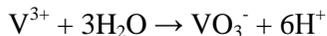


Суммарный заряд в левой части равен:  $-2$ , а в правой:  $(+3)\times 2-14=-8$ . Так как суммарный заряд в обеих частях уравнения полуреакции должен быть одинаков, то прибавим  $6e^-$  в левую часть уравнения:



3). Если частица до реакции содержит кислорода меньше, чем после реакции (это всегда восстановитель), то связать добавить кислород надо:

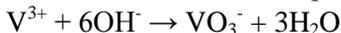
а). если реакция протекает в кислой или нейтральной среде, введением в левую часть уравнения молекул воды, по одной на каждый «недостающий» атом кислорода. В правой части уравнения записываются ионы  $\text{H}^+$ . Например, составим уравнение полуреакции для процесса окисления  $\text{V}^{3+} \rightarrow \text{VO}_3^-$  в кислой или нейтральной среде:



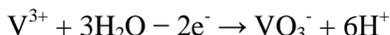
Суммарный заряд в левой части равен:  $+3$ , а в правой:  $-1+6=+5$ . Так как суммарный заряд в обеих частях уравнения полуреакции должен быть одинаков, то отнимем  $2e^-$  в левой части уравнения:



б). если реакция протекает в щелочной среде, введением в левую часть уравнения ионов  $\text{OH}^-$ , по два на каждый «недостающий» атом кислорода. В правой части уравнения записываются молекулы воды. Например, составим уравнение полуреакции для процесса окисления  $\text{V}^{3+} \rightarrow \text{VO}_3^-$  в щелочной среде:



Суммарный заряд в левой части равен:  $+3-6=-3$ , а в правой:  $-1$ . Так как суммарный заряд в обеих частях уравнения полуреакции должен быть одинаков, то отнимем  $2e^-$  в левой части уравнения:



4). Ионное уравнение окислительно-восстановительной реакции записываем, сложив полуреакции окисления и восстановления и уравнив число отданных и принятых электронов (как в методе электронного баланса).

5). В молекулярном уравнении записываем все вещества в форме молекул, объединяя ионы с противоположными знаками зарядов.

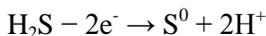
Рассмотрим применение метода полуреакций на примере нескольких реакций:



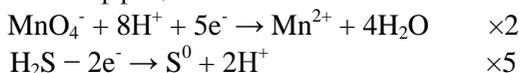
1). Реакция протекает в кислой среде. Окислителем в этой реакции является ион  $\text{MnO}_4^-$ , он восстанавливается до иона  $\text{Mn}^{2+}$ . Запишем полуреакцию восстановления:



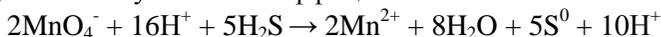
2). Восстановителем в этой реакции является слабая кислота  $\text{H}_2\text{S}$ , она окисляется до простого вещества  $\text{S}^0$ . Запишем полуреакцию окисления:



3). Чтобы уравнивать число электронов в полуреакциях, умножим полуреакцию восстановления на коэффициент 2, а полуреакцию окисления на коэффициент 5:



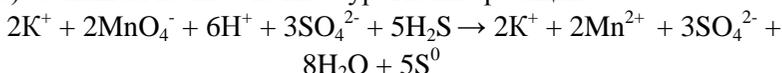
4). Чтобы записать краткое ионное уравнение, сложим полуреакции с учетом полученных коэффициентов:



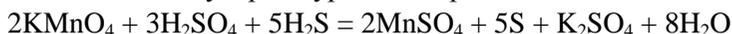
5). Так как  $\text{H}^+$  есть и в левой, и в правой части уравнения, их число можно сократить:



6). Запишем полное ионное уравнение реакции:

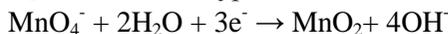


7). Запишем молекулярное уравнение реакции:



Пример 2.  $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{NaNO}_3 + \text{KOH}$

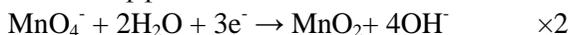
1). Реакция протекает в нейтральной среде. Окислителем в этой реакции является ион  $\text{MnO}_4^-$ , он восстанавливается до оксида марганца (IV)  $\text{MnO}_2$ . Запишем полуреакцию восстановления:



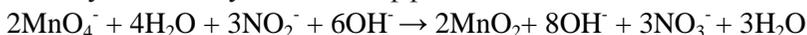
2). Восстановителем в этой реакции является ион  $\text{NO}_2^-$ , он окисляется до иона  $\text{NO}_3^-$ . Запишем полуреакцию окисления:



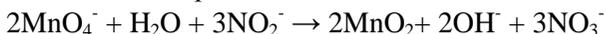
3). Чтобы уравнять число электронов в полуреакциях, умножим полуреакцию восстановления на коэффициент 2, а полуреакцию окисления на коэффициент 3:



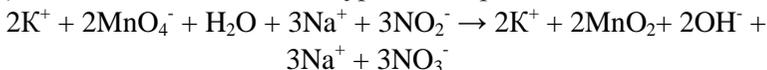
4). Чтобы записать краткое ионное уравнение, сложим полуреакции с учетом полученных коэффициентов:



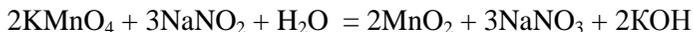
5). Так как  $\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{OH}^-$  есть и в левой, и в правой части уравнения, их число можно сократить:



6). Запишем полное ионное уравнение реакции:



7). Запишем молекулярное уравнение реакции:

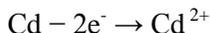


Пример 3.  $\text{Cd} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cd}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$

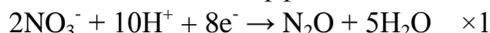
1). Реакция протекает в кислой среде. Окислителем в этой реакции является ион  $\text{NO}_3^-$ , он восстанавливается до оксида азота (I)  $\text{N}_2\text{O}$ . Запишем полуреакцию восстановления:



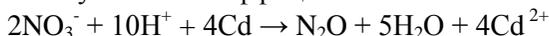
2). Восстановителем в этой реакции является металл кадмий  $\text{Cd}$ , он окисляется до иона  $\text{Cd}^{2+}$ . Запишем полуреакцию окисления:



3). Чтобы уравнивать число электронов в полуреакциях, умножим полуреакцию окисления на коэффициент 4:



4). Чтобы записать краткое ионное уравнение, сложим полуреакции с учетом полученных коэффициентов:



5). Запишем полное ионное уравнение реакции:



6). Запишем молекулярное уравнение реакции:



## 7. Определение возможности протекания окислительно-восстановительного процесса.

Окислительно-восстановительные свойства веществ определяются природой веществ, средой, в которой проводится реакция и рядом других факторов. Например, ионы  $\text{MnO}_4^-$  в кислой среде окисляют ион  $\text{Cl}^-$  до свободного хлора, но не могут окислить его в нейтральной и щелочной среде, или ионы  $\text{Fe}^{3+}$  окисляют ион  $\text{I}^-$  до свободного иода, но не могут окислить ион  $\text{Br}^-$  до брома. Не всегда при наличии окислителя и восстановителя возможно самопро-

извольное протекание окислительно-восстановительного процесса.

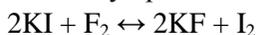
Окислительно-восстановительные свойства вещества количественно характеризуются стандартным окислительно-восстановительным потенциалом  $\varphi^0$ . Чем больше алгебраическая величина  $\varphi^0$ , тем сильнее окислитель. В таблице 1 приведены значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов для некоторых процессов.

**Таблица 1.** Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы.

Процесс	$\varphi^0$ , В
$F_2 + 2e^- \leftrightarrow 2F^-$	+2,87
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \leftrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$	+1,51
$Cl_2 + 2e^- \leftrightarrow 2Cl^-$	+1,36
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \leftrightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$	+1,33
$O_2 + 4H^+ + 4e^- \leftrightarrow 2H_2O$	+1,23
$Br_2 + 2e^- \leftrightarrow 2Br^-$	+1,07
$NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \leftrightarrow NO + 2H_2O$	+0,96
$Ag^+ + e^- \leftrightarrow Ag$	+0,80
$Fe^{3+} + e^- \leftrightarrow Fe^{2+}$	+0,77
$I_2 + 2e^- \leftrightarrow 2I^-$	+0,54
$Cu^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Cu$	+0,34
$S + 2H^+ + 2e^- \leftrightarrow H_2S$	+0,14
$2H^+ + 2e^- \leftrightarrow H_2$	0,00
$Pb^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Pb$	-0,13
$Fe^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Fe$	-0,44
$Zn^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Zn$	-0,76
$SO_3^{2-} + 3H_2O + 4e^- \leftrightarrow S + 6OH^-$	-0,90
$Mg^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Mg$	-2,38
$Li^+ + e^- \leftrightarrow Li$	-3,04

Из таблицы видно, что самое большое значение (+2,87 В) имеет стандартный окислительно-восстановительный потенциал процесса  $F_2 + 2e^- \leftrightarrow 2F^-$ . Следовательно, свободный фтор является самым сильным окислителем, а ион  $F^-$  обладает самыми слабыми восстановительными свойствами. Самое низкое значение (-3,04 В) имеет потенциал процесса  $Li^+ + e^- \leftrightarrow Li$ . Следовательно, металлический литий является самым сильным восстановителем, а ион  $Li^+$  обладает самыми слабыми окислительными свойствами.

**Чтобы окислительная реакция была возможна, потенциал окислителя должен быть больше потенциала восстановителя.** Например, определим какая из двух реакций возможна:



В первой реакции окислитель  $F_2$ , а восстановитель  $I^-$ . Во второй реакции окислитель  $I_2$ , а восстановитель  $F^-$ . При сравнении потенциалов видим, что возможна только первая реакция, так как в ней потенциал окислителя (+2,87 В) выше потенциала восстановителя (+0,54 В).

## 8. Экспериментальная часть

Выполните перечисленные ниже опыты, опишите изменения, произошедшие в ходе реакций, расставьте коэффициенты в уравнениях реакций, укажите окислитель и восстановитель.

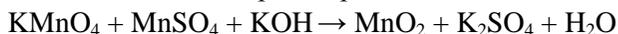
**Опыт 1.** Налейте в пробирку 1 мл раствора  $KMnO_4$  (0,01н) и добавьте 5 мл раствора  $HCl$  (1:1):



**Опыт 2.** Налейте в пробирку 5 мл раствора  $KMnO_4$  (0,1н), 1 мл раствора  $H_2SO_4$  (1:3) и добавьте немного кристаллического  $Na_2SO_3$ :

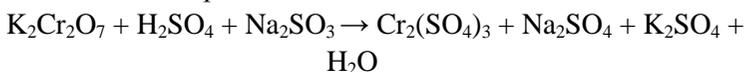


**Опыт 3.** Налейте в пробирку 2 мл раствора  $\text{KMnO}_4$  (0,1н), 1 мл раствора  $\text{KOH}$  и добавьте 2 мл раствора  $\text{MnSO}_4$ :

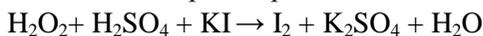


Сравните опыты 1 и 2 с опытом 3, обратите внимание на особенности протекания процесса восстановления перманганата калия в кислой и щелочной среде.

**Опыт 4.** Налейте в пробирку 3 мл раствора  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , 1 мл раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (1:3) и добавьте немного кристаллического  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  до появления зеленой окраски :



**Опыт 5.** Налейте в пробирку 3 мл раствора  $\text{H}_2\text{O}_2$ , 1 мл раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (1:3) и добавьте 3 мл раствора  $\text{KI}$ :



**Опыт 6.** Налейте в пробирку 3 мл раствора  $\text{KMnO}_4$  (0,1н), 1 мл раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (1:3) и добавьте раствор  $\text{H}_2\text{O}_2$  до обесцвечивания:



Сравните опыт 5 с опытом 6, обратите внимание на окислительно-восстановительные свойства перекиси водорода. В какой реакции  $\text{H}_2\text{O}_2$  является окислителем, а в какой восстановителем?

**Опыт 7.** Налейте в пробирку 3 мл раствора  $\text{I}_2$  и добавьте немного кристаллического  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ :



## ЛИТЕРАТУРА

1. Суворов *А.В.*, Никольский *А.Б.* Общая химия: Учебник для вузов // СПб.: Химия, 1997.
2. Глинка *Н.Л.* Общая химия // Л.: Химия, 1985.
3. Хоникевич *А.А.* Химия и коррозия в судостроении: Учебное пособие // Л.: Судостроение, 1988.

## ОГЛАВЛЕНИЕ

1. Степень окисления .....	3
2. Теория окислительно-восстановительных реакций .....	4
3. Важнейшие окислители и восстановители.....	5
4. Классификация окислительно-восстановительных реакций .....	7
5. Метод электронного баланса.....	8
6. Метод электронно-ионного баланса (Метод полуреакций).....	13
7. Определение возможности протекания окислительно-восстановительного процесса.....	17
8. Экспериментальная часть .....	19
Литература .....	21

**Богданова Светлана Ефимовна**

Методические указания к лабораторной работе

## **ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ**

Редактор  
Корректор  
Верстка

---

Подписано в печать  
Формат 60×90/16. Бумага писчая. Печать офсетная.  
Уч.-изд.л. 7,4. Усл. печ. л. 8,4. Тир. 150. Зак. 3735.  
Издательский центр СПбГМТУ.  
190008, СПб., Лоцманская ул., 10.