

Министерство образования Российской Федерации  
Саратовский государственный технический университет

## ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Методические указания к выполнению лабораторных работ по общей  
химии для студентов всех специальностей

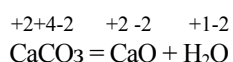
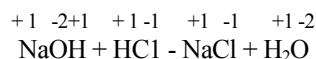
*Одобрено  
редакционно-издательским советом  
Саратовского государственного  
технического университета*

**Саратов 2001**

Цель работы: усвоить, что понимается под термином *степень окисления*, как она рассчитывается; научиться составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса. Изучить окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений, чтобы уметь определять возможные продукты реакции.

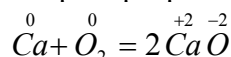
## ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

По признаку изменения степени окисления элементов все химические реакции можно разделить на два типа. К первому относятся реакции, происходящие без изменения степени окисления элементов. К ним относятся многие реакции обмена, некоторые реакции разложения



Ко второму типу относятся реакции, происходящие с изменением степени окисления элементов, т.е. **ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ реакции** - это реакции, в которых происходит передача всех или части валентных электронов от одних атомов, молекул или ионов к другим атомам, молекулам или ионам, что вызывает изменение степени окисления.

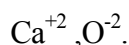
Например в реакции:



степени окисления изменяются: у кальция от 0 до +2, а у кислорода от 0 до -2.

**СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ атома в молекуле** - условный заряд атома в соединении, который вычисляется, исходя из предположения, что вещество состоит только из элементарных ионов.

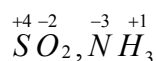
Такое вычисление носит формальный характер, т.к. в большинстве случаев химическая связь между атомами бывает ковалентной полярной, а не ионной и, следовательно, образование или разрушение её связано не с переходом электронов, а лишь с их смещением к более электроотрицательному атому, в результате чего атомы получают заряд, как правило, дробный. Однако атому условно приписывают целочисленное значение заряда, называемого его степенью окисления (окислительным числом):



Степень окисления элемента часто не совпадает с его валентностью, которая определяется числом химических связей, образуемых атомом. Так, в молекуле HCl и H<sub>2</sub> валентность водорода одинакова и равна 1. Степени же окисления водорода в этих соединениях различны. В молекуле H<sub>2</sub> она равна нулю, в молекуле HCl +1. Таким образом, степень окисления может быть положительной, отрицательной и равной нулю.

Для определения степени окисления атомов в молекуле необходимо пользоваться следующими **правилами**.

1. Степень окисления атома в простом веществе равна нулю (O<sub>2</sub><sup>0</sup>, H<sub>2</sub><sup>0</sup>, Na<sup>0</sup>).
2. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав молекулы, равна нулю. Для сложных ионов эта сумма равна заряду иона.
3. В соединениях, для которых характерна ковалентная полярная связь, атомы элементов с большей величиной электроотрицательности имеют отрицательные степени окисления, а с меньшей электроотрицательностью - положительные:



Большинство элементов проявляют в соединениях переменную степень окисления, и лишь некоторые из них - постоянную. Значения степеней окисления элементов, проявляющих постоянную степень окисления приведены ниже в табл.1:

## Степени окисления элементов в соединениях

Таблица 1

Элемент	Символы элементов	Степень окисления
Кислород	O	-2(кроме $OF_2$ , пероксидов)
Сера	S	-2 в $H_2S$ и сульфидах
Галогены	F, Cl, Br, I	-1 в галогенводородных кислотах и их солях
Водород	H	+1 (кроме гидридов металлов)
Щелочные металлы	Li, Na, K, Rb, Cs	+1
Щёлочно-земельные металлы	Be, Mg, Ca, Sr, Ba	+2
Алюминий, бор	Al, B	+3

Примеры:

1. Определить степень окисления марганца в соединении  $KMnO_4$ :

$$+1 + x + 4(-2) = 0$$

$$x = +7.$$

2. Определить степень окисления хрома в ионе  $(Cr_2^xO_7^{-2})^{-2}$

$$2x + 7(-2) = -2$$

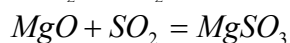
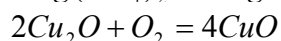
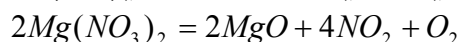
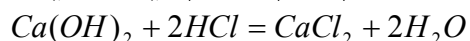
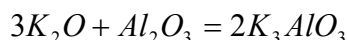
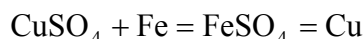
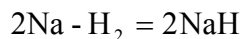
$$x = +6.$$

Формальное допущение, что вещества состоят из элементарных ионов, является весьма полезным при составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций, а также при систематизации свойств различных соединений.

### КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Определить степень окисления атомов в следующих соединениях:  
 $NH_4NO_3$ , FeS,  $MnO_2$ ,  $O_2$ ,  $K_2S$ ,  $Fe_2(SO_4)_3$ ,  $FeSO_4$ ,  $HClO_4$ ,  $K_2MnO_4$ ,  $Mg_3N_2$ .

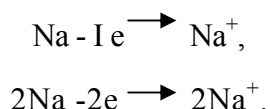
2. Какие из приведённых ниже реакций являются окислительно-восстановительными?



## СУЩНОСТЬ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ (ОВР)

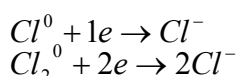
Любую ОВР можно разделить на две полуреакции: окисление и восстановление. Рассмотрим реакцию взаимодействия металлического натрия с хлором:  
 $2\text{Na}^0 + \text{Cl}_2^0 = 2\text{Na}^+\text{Cl}^-$

Переход  $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+$  может быть осуществлён за счёт отдачи электрона атомом натрия по схеме:



**ОКИСЛЕНИЕ** - процесс отдачи веществом (атомами, молекулами, ионами) электронов, в результате которого увеличивается степень окисления элемента.

Переход  $\text{Cl}^0 \rightarrow \text{Cl}^-$  происходит за счёт присоединения атомом хлора электрона по схеме:



**ВОССТАНОВЛЕНИЕ** - процесс присоединения веществом электронов, в результате которого степень окисления элемента уменьшается.

**Атомы, молекулы или ионы, которые отдают электроны, называются ВОССТАНОВИТЕЛЯМИ.**

**Атомы, молекулы или ионы, присоединяющие электроны, называются ОКИСЛИТЕЛЯМИ.**

Окисление и восстановление - взаимосвязанные процессы, протекающие одновременно и поэтому представляют собой две стороны единого процесса окисления-восстановления. При этом число электронов, участвующих в процессах окисления и восстановления, должно быть одним и тем же. Именно это условие составляет основу расчёта стехиометрических коэффициентов в уравнении ОВР.

Для правильного написания окислительно-восстановительных реакций необходимо учитывать также силу участвующих в реакции окислителей и восстановителей, которая зависит от положения элементов в периодической системе элементов, степени окисления их атомов, среды и условий, при которых происходит реакция.

Следует отметить, что полный переход электронов от одного элемента к другому возможен только в редких случаях. Как правило, имеет место лишь частичное смещение электронов в большей или меньшей степени, в зависимости от разности электроотрицательностей атомов, что приводит к появлению или изменению заряда элементов, однако истинная величина этих зарядов не соответствует степени окисления и тому числу электронов, которое участвует в полуреакциях окисления-восстановления.

## КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Что такое процессы окисления и восстановления? Какие вещества называются окислителями, какие - восстановителями?
2. Для предложенных ниже окислительно-восстановительных реакций записать отдельно процессы окисления и восстановления, указать окислитель и восстановитель:
  - а)  $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2$ ;
  - б)  $2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2$ ;
  - в)  $4\text{FeS} + 7\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 4\text{SO}_2$ .

Обратите внимание на то, что в последней реакции протекают два процесса окисления и один процесс восстановления.

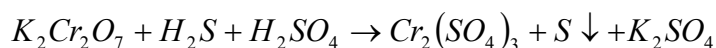
## СОСТАВЛЕНИЕ УРАВНЕНИЙ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ МЕТОДОМ ЭЛЕКТРОННОГО БАЛАНСА

При составлении уравнений ОВР должны быть учтены следующие положения:

1. Количество атомов любого из элементов в результате реакции не изменяется, поэтому число одноимённых атомов в левой и правой части уравнения должно быть одинаковым.
2. Сумма электронов, отдаваемых всеми восстановителями, равна сумме электронов, принимаемых всеми окислителями.
3. Если в реакции участвуют атомы кислорода, то могут образовываться или расходоваться молекулы  $H_2O$  (в кислой среде) или ионы  $OH^-$  (в щелочной среде).

### ПРИМЕР 1.

Рассмотрим реакцию взаимодействия бихромата калия и сероводорода в кислой среде. В результате реакции изменяется цвет раствора из оранжевого в зелёный, характерный для соединений хрома(III), раствор мутнеет вследствие выпадения в осадок серы. Схема уравнения реакции такова:



Так как вода может образовываться или расходоваться в ходе реакций, то её записывают в той или иной части равенства при окончательном подсчёте атомов водорода и кислорода.

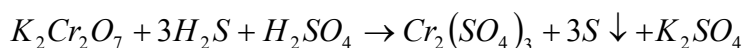
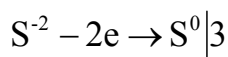
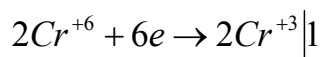
Последовательность операций в данном методе такова.

1. Определить степени окисления элементов, найти атомы, которые изменили их.
2. Определить количество электронов, отданных восстановителем, и количество электронов, принятых окислителем, с учётом общего числа атомов, входящих в формулу данного соединения. В данном случае таковыми являются два атома  $Cr^{+6}$  и атом  $S^{-2}$ .
3. Записать электронные уравнения, определить окислитель и восстановитель для данной реакции:

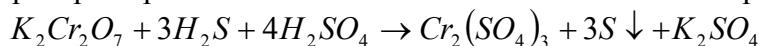


$K_2Cr_2O_7$  - окислитель,  $H_2S$  - восстановитель.

4. Определить наименьшее общее число электронов для двух полуреакций по правилам нахождения наименьшего общего кратного. Общее число электронов в данной реакции равно 6.
5. Найти основные коэффициенты перед формулами окислителя и восстановителя в уравнении реакции путём деления наименьшего общего кратного на число отданных и принятых электронов.



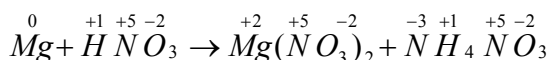
6. Проверить равенство чисел атомов и ионов в левой и правой частях уравнения:



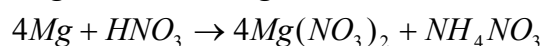
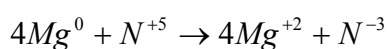
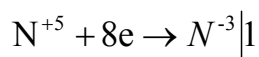
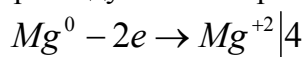
7. Определить количество молекул образовавшейся воды и дописать в уравнение реакции:  

$$K_2Cr_2O_7 + 3H_2S + 4H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + 3S \downarrow + K_2SO_4 + 7H_2O$$
8. Правильность подобранных стехиометрических коэффициентов следует проконтролировать по равенству числа атомов кислорода в правой и левой частях уравнения реакции.

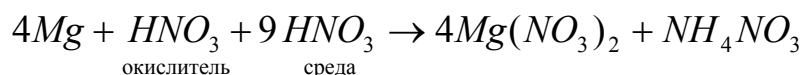
ПРИМЕР 2.



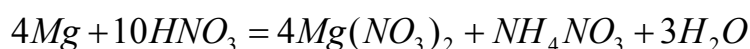
В данной реакции магний - восстановитель, азотная кислота - окислитель и одновременно среда, т.к. расходуется на образование солей.



На солеобразование требуется 9 анионов  $NO_3^-$  и, следовательно, 9 молекул  $HNO_3$ .



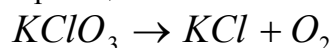
Определяем число молекул воды и окончательно записываем уравнение реакции:



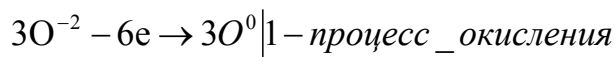
Рассмотренные выше реакции протекают с изменением степеней окисления атомов в разных молекулах и называются **межмолекулярными** окислительно-восстановительными реакциями.

Реакции, в которых происходит изменение степени окисления разных атомов в одной и той же молекуле, называются **внутримолекулярными** окислительно-восстановительными реакциями.

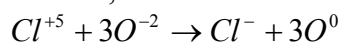
Например, рассмотрим реакцию



Как видно, окислителем и восстановителем является одно и то же вещество  $KClO_3$ , но разные его атомы:



$Cl^{+5}$  - окислитель,  $O^{-2}$  - восстановитель.

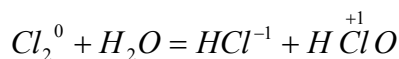


В конечном виде:  $KClO_3 \rightarrow KCl + 1.5O_2$

или  $2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$

И, наконец, реакции, в которых степень окисления одного и того же элемента, находящегося в промежуточной степени окисления, и повышается, и понижается, называются реакциями **самоокисления-самовосстановления** или реакциями **диспропорционирования**.

Например, в реакции



атомы хлора и отдают, и присоединяют электроны:

$Cl^0 + e \rightarrow Cl^-$  – процесс восстановления

$Cl^0 - e \rightarrow Cl^+$  – процесс окисления

Подбор коэффициентов методом электронного баланса применим для любых ОВР, протекающих с участием твёрдых фаз, растворов и газов.

### ХАРАКТЕРИСТИКА ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ В ЗАВИСИМОСТИ ОТ ПОЛОЖЕНИЯ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ ЭЛЕМЕНТОВ И СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ АТОМОВ

По своим окислительно-восстановительным свойствам атомы элементов в разных веществах могут быть разделены на 3 группы:

1. безусловные восстановители;
2. безусловные окислители;
3. элементы, которые могут быть и окислителями, и восстановителями в зависимости от условий.

При рассмотрении положения элементов в периодической системе можно отметить, что восстановительные свойства элементов, как правило, убывают в пределах одного периода слева направо и возрастают в пределах главных подгрупп сверху вниз, окислительные - наоборот. Это объясняется тем, что окислительно-восстановительные свойства простых веществ определяются энергетическими характеристиками атомов. Так, процесс отдачи электрона связан с энергией ионизации атома, процесс присоединения электрона - со сродством к электрону и электроотрицательностью. Поэтому в общем случае можно полагать, что чем сильнее сродство к электрону и электроотрицательность, тем более сильными окислительными свойствами будет обладать элемент, и чем меньше энергия ионизации - тем более сильными будут восстановительные свойства элементов. Это легко проследить на изменении восстановительных свойств щелочных металлов. Так, усилению восстановительной способности соответствует уменьшение энергии ионизации от лития к цезию, то есть процесс  $Cs^0 - 1e \rightarrow Cs^+$  у цезия характеризуется минимальной затратой энергии. Аналогично увеличение электроотрицательности у элементов главных подгрупп в периодах (например, у Li, Be, B, C, N, O) приводит к ослаблению восстановительных и возрастанию окислительных свойств атомов.

Оценка окислительно-восстановительных свойств простых ионов вытекает из следующих соображений:

1. Простые анионы  $Cl^-, Br^-, I^-, S^{2-}$  могут быть только восстановителями, так как имея заполненный внешний энергетический уровень, не способны к дальнейшему присоединению электронов.
2. Простые катионы с максимальным для них зарядом не способны к дальнейшей потере электронов и поэтому имеют только окислительные свойства. Типичными восстановителями являются атомы металлов в газообразном и конденсированном состояниях, атомы элементов с наиболее отрицательной степенью окисления ( $S^{-2}, I^-, N^{-3}$ ) катионы металлов, у которых степень окисления может возрасти ( $Sn^{+2}, Fe^{+2}, Cu^+$  и др.), неметаллы - C,  $H_2$  и др.

В лаборатории в качестве восстановителей обычно используют  $H_2SO_3$  и ее соли,  $HNO_2, HI, H_2S, H_3PO_3$ . При высоких температурах в качестве восстановителей используют C, CO,  $H_2$ .

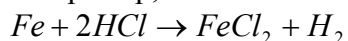
В ряду сходных водородных соединений неметаллов (например, HF, HCl, HBr, HI или  $H_2O, H_2S, H_2Se, H_2Te$ ) восстановительная способность усиливается в направлении уменьшения

электроотрицательности неметалла. Поэтому в указанных рядах соединений наиболее сильными восстановителями являются  $\text{HI}$  и  $\text{H}_2\text{Te}$ .

Только окислителями являются атомы элементов с наивысшей положительной степенью окисления ( $\text{KMgO}_4, \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7, \text{HNO}_3, \text{HClO}_4$ ), которая соответствует, как известно, номеру группы периодической системы. Окислителями в первую очередь являются галогены ( $\text{F}_2, \text{Cl}_2, \text{Br}_2, \text{I}_2$ ), кислород, положительно заряженные ионы металлов ( $\text{Fe}^{+3}, \text{Au}^{+3}, \text{Hg}^{+2}$  и др.). Самый сильный окислитель - электрический ток (окисление на аноде).

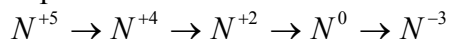
В лаборатории в качестве окислителей чаще всего используют:  $\text{KMgO}_4, \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7, \text{HNO}_3, \text{H}_2\text{SO}_4$  конц.,  $\text{H}_2\text{O}_2$  и др. все кислоты являются окислителями за счет водородных ионов, образующихся при диссоциации.

Например,



Однако анионы некоторых кислот, например,  $\text{NO}_3^-$ , являются более сильными окислителями, чем ион  $\text{H}^+$ . Поэтому, при взаимодействии  $\text{HNO}_3$  любой концентрации с металлами водород, как правило, не выделяется, а получаются продукты восстановления аниона  $\text{NO}_3^-$  со степенями окисления азота от  $\text{N}^{+4}$  до  $\text{N}^{-3}$ .

Чем более разбавлена кислота и чем выше активность металла, тем глубже происходит восстановление аниона  $\text{HNO}_3^-$ . Общая схема восстановления азота ( $\text{N}^{+5}$ ) может быть представлена следующим образом:



Например,



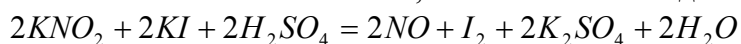
Ион  $\text{SO}_4^{2-}$  не обладает столь сильной окислительной способностью, как  $\text{NO}_3^-$  и проявляет ее только в концентрированном растворе, в разбавленном растворе  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ведет себя как окислитель за счет ионов водорода. Атомы фтора и молекулы фтора в реакциях никогда не теряют электронов. Кислород во всех реакциях ведет себя так же как типичный окислитель, кроме реакции с фтором.

Таким образом, соединения, отвечающие крайним степеням окисления элементов, ведут себя однозначно: одни могут быть только восстановителями, другие - только окислителями.

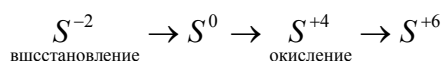
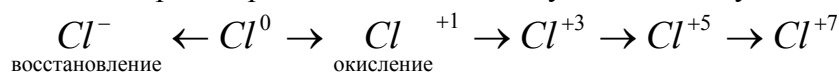
Если соединение содержит атомы в промежуточной степени окисления, то оно может вести себя двояко, т. е. может терять электроны, либо приобретать. Его поведение определяется химической природой партнера и характером среды. Например, нитрит калия,  $\text{KNO}_2$  в присутствии сильного окислителя ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) проявляет свойства восстановителя, окисляясь до нитрата ( $\text{KNO}_3$ ):



При взаимодействии  $\text{KNO}_2$  с йодистым калием - типичным восстановителем,  $\text{KNO}_2$  проявляет окислительные свойства, восстанавливаясь до  $\text{NO}$ :

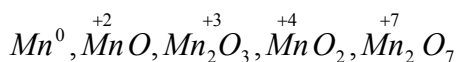


Атомы хлора и серы в соединениях могут иметь следующие степени окисления:

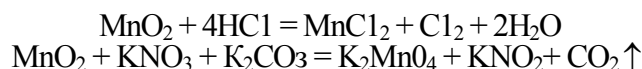


Для соединения марганца характерны следующие степени окисления:

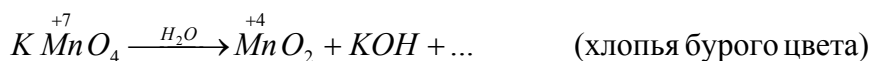
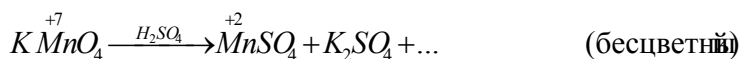




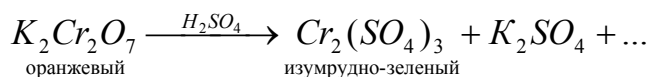
Все формы его соединений с окислительным числом, равным +2, +3, +4, могут проявлять окислительную и восстановительную функцию в зависимости от условий. Так, диоксид марганца ( $MnO_2$ ) в реакции с концентрированной  $HCl$  выступает в роли окислителя, а при сплавлении с селитрой ( $KNO_3$ ) - в роли восстановителя:



Характер многих окислительно-восстановительных реакций зависит от среды, в которой они протекают. Для создания кислой среды чаще всего используют разбавленную серную кислоту. Для создания щелочной среды обычно используют  $KOH$  или  $NaOH$ . влияние среды особенно наглядно проявляется в поведении перманганата калия ( $KMnO_4$ ). В кислой среде ( $H_2SO_4$ ) он образует  $MnSO_4$ , в нейтральной или слабощелочной среде восстановление  $KMnO_4$  сопровождается образованием  $MnO_2$ , а в сильнощелочной среде -  $K_2MnO_4$ , что наглядно видно на схеме:



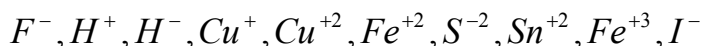
Сильными окислительными свойствами, проявляемыми в присутствии сильных кислот, обладает двуххромовокислый калий  $K_2Cr_2O_7$  (бихромат калия). Собственно окислительные свойства проявляет сложный анион  $Cr_2O_7^{-2}$ , имеющий оранжевую окраску. В присутствии восстановителей цвет раствора переходит из оранжевого в изумрудно-зеленый, присущий катиону  $Cr^{+3}$  по схеме:



## КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

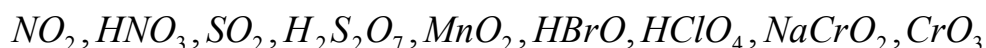
1. Какие из приведенных простых ионов способны выполнять:

- только функцию окислителя,
- только функцию восстановителя,
- двойственную функцию



2. Какие из приведенных соединений способны выполнять:

- только функцию окислителя,
- только функцию восстановителя,
- двойственную функцию



## ТРЕБОВАНИЯ БЕЗОПАСНОСТИ ТРУДА

Перед началом эксперимента необходимо прежде всего выяснить, какие вещества могут выполнять в реакции функцию окислителя и какие – восстановителя. Поэтому предварительно следует изучить раздел «Окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений». При проведении опытов категорически запрещается пробование химических веществ на вкус. При работе с кислотами и щелочами требуется соблюдать особую осторожность. При попадании их на кожу или одежду немедленно смыть струей воды.

При проведении опытов реактивы следует наливать в пробирки, не пользуясь пипеткой. Общий объем раствора должен составлять примерно 1/3 всего объема пробирки.

Склянки с растворами  $Na_2SO_3$ ,  $FeSO_4$  держать закрытыми, так как на воздухе происходит окисление этих веществ.

## МЕТОДИКА И ПОРЯДОК ВЫПОЛНЕНИЯ РАБОТЫ

Лабораторная работа включает опыты, выполняемые в пробирках. На основании наблюдаемых изменений цвета растворов необходимо написать:

1. Схему окислительно-восстановительной реакции, правильно отразив в ней продукты реакции с учетом характера среды - нейтральной, кислой или щелочной. Для составления уравнений реакции следует руководствоваться приведенными схемами превращения окислителей и восстановителей.
2. Составить уравнения электронного баланса, определить с их помощью основные коэффициенты перед окислителем и восстановителем и расставить коэффициенты перед веществами в уравнении реакций.
3. Указать окислитель и восстановитель.

Составить ионное и молекулярное уравнение О.В. реакций с помощью метода электронного баланса.

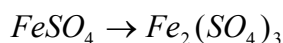
### Схемы превращений восстановителей, используемых в работе

1. Сульфит натрия,  $Na_2SO_3$ , содержит серу с окислительным числом «+4». Сера с этим окислительным числом может проявлять свойства как окислителя, так и восстановителя. Однако при использовании безусловных окислителей, применяемых в настоящей лабораторной работе, сульфит натрия ( $Na_2SO_3$ ) выполняет роль восстановителя, окисляясь до серы с окислительным числом «+6» по схеме:

$S^{+4} - 2e \rightarrow S^{+6}$ , следовательно, сульфит натрия переходит в сульфат натрия ( $Na_2SO_3 \rightarrow Na_2SO_4$ ).

Присутствие иона  $SO_4^{2-}$  в растворе проявляется добавлением раствора хлорида бария ( $BaCl_2$ ). Образование белого кристаллического осадка  $BaSO_4$ , нерастворимого в кислотах, указывает на присутствие иона  $SO_4^{2-}$ .

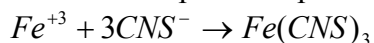
2. Сульфат железа II ( $FeSO_4$ ) легко окисляется до сульфата железа III, то есть выполняет функцию восстановителя:



Данному превращению соответствует электронное уравнение:

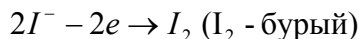


Образование иона  $Fe^{+3}$  можно проверить, если к раствору добавить раствор роданида калия (KCNS). Появление кроваво-красного цвета раствора укажет на присутствие иона  $Fe^{+3}$ :



3. Иодид-ион (в общем галид-ионы,  $\Gamma^-$ ) обладает только восстановительными свойствами,

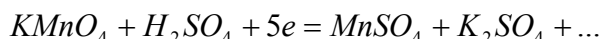
поэтому при действии окислителей происходит окисление иодид-ионов до свободного иода (в общем случае - до свободных галогенов)



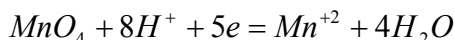
Образование свободного иода можно проверить прибавлением нескольких капель крахмала (появляется темно-синее окрашивание).

### Схемы превращений окислителей, используемых в настоящей работе

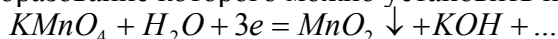
1. Перманганат калия,  $KMnO_4$ , является сильным окислителем. Наиболее сильные окислительные свойства  $KMnO_4$  проявляет в кислой среде. Поэтому в присутствии восстановителей в кислой среде фиолетовая окраска, присущая  $MnO_4^-$ , исчезает, так как в продуктах образуется бесцветный ион  $Mn^{+2}$ .



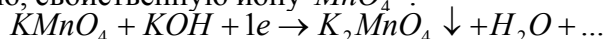
или



В нейтральной среде  $KMnO_4$ , являясь более слабым окислителем, превращается в диоксид марганца ( $MnO_2$ ), образование которого можно установить по бурому осадку (хлопьям)

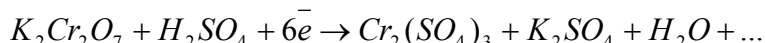


В щелочной среде  $KMnO_4$  проявляет еще более слабые окислительные свойства, восстанавливаясь до манганата калия  $K_2MnO_4$ , поэтому фиолетовая окраска, присущая иону  $MnO_4^-$ , переходит в зеленую, свойственную иону  $MnO_4^{2-}$ :



2. Окислительные свойства бихромата калия  $K_2Cr_2O_7$

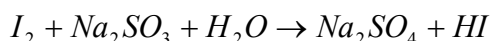
Бихромат калия  $K_2Cr_2O_7$  является сильным окислителем в кислой среде, при этом его оранжевая окраска в присутствии восстановителей переходит в изумрудно-зеленую, характерную для иона хрома (+3). Например, в присутствии серной кислоты (среда) и восстановителя имеет место следующее превращение:



#### Задание 1

### ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА ГАЛОГЕНОВ

В пробирку налить 1-2 мл иодной воды ( $I_2$ ), добавить раствор сульфита натрия ( $Na_2SO_3$ ). Схема данной реакции имеет следующий вид:



Для доказательства превращения сульфита натрия в сульфат натрия добавить в пробирку небольшое количество раствора  $BaCl_2$ . На основании уравнений электронного баланса расставить коэффициенты в уравнении реакции.

#### Задание 2

### ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА ПЕРМАНГАНАТА КАЛИЯ $KMnO_4$

Опыт 1. К раствору сульфата железа (II) добавить разбавленной серной кислоты, а затем по каплям добавить раствор  $KMnO_4$ . Объяснить обесцвечивание раствора. Составить уравнение реакции, руководствуясь приведенными выше схемами превращения окислителя и восстановителя. Уравняйте реакцию.

Для доказательства превращения  $Fe^{+2} \rightarrow Fe^{+3}$  отлейте часть раствора и добавьте несколько капель роданида калия  $KSCN$ . Появление кроваво-красной окраски раствора указывает на образование иона  $Fe^{+3}$ .

Опыт 2. Налить в пробирку 3-4 капли раствора  $KMnO_4$ , такой же объем разбавленной серной кислоты и затем раствор сульфита натрия ( $Na_2SO_3$ ) до полного обесцвечивания фиолетовой окраски раствора. На основании уравнений электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении реакции. Проверить образование иона  $SO_4^{-2}$  за счет окисления иона  $SO_3^{-2}$  в данном случае нельзя, так как большое количество иона  $SO_4^{-2}$  вводится серной кислотой.

Опыт 3. Налить в пробирку 2-3 капли раствора  $KMnO_4$  и примерно такой же объем сульфита натрия ( $Na_2SO_3$ ). Что наблюдается в этом случае? Написать уравнение реакции, учитывая, что в ней принимает участие вода.

### Задание 3

#### ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА БИХРОМАТА КАЛИЯ



Опыт 1. Налить в пробирку 3-4 капли бихромата калия, подкислить раствор 3-4 каплями  $H_2SO_4$  и добавить раствор сульфата железа ( $FeSO_4$ ) до достижения устойчивой окраски. Написать уравнение реакции и указать функцию каждого реагента.

Опыт 2. Налить в пробирку  $K_2Cr_2O_7$ , подкислить раствором  $H_2SO_4$  и прибавить по каплям раствор  $Na_2SO_3$  до достижения устойчивой окраски, обусловленной образованием иона  $Cr^{+3}$ . Написать уравнение реакции и указать функцию каждого реагента.

Опыт 3. Налить в пробирку 3-4 капли раствора  $K_2Cr_2O_7$ , добавить столько же капель серной кислоты и затем 3-4 капли иодида калия (KI). Написать уравнение реакции и указать функцию каждого реагента.

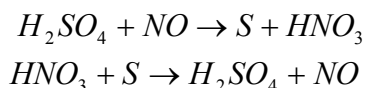
## СОДЕРЖАНИЕ И ОФОРМЛЕНИЕ ОТЧЕТА О РАБОТЕ

Выполненную работу представьте в виде письменного отчета, придерживаясь следующей формы:

1. Название работы.
2. Цель работы.
3. Краткое теоретическое введение.
4. Название и сущность проделанных опытов на основании уравнений электронного баланса.

### КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Какая из двух реакций возможна:



2. Из предложенных соединений ( $FeCl_2$  и  $CrSO_4$ ) выберите восстановитель для восстановления  $BrO_3^-$  до  $Br^-$ . Напишите уравнение реакции. Определите сумму коэффициентов левой части уравнения. Если среда кислая - берите  $H_2SO_4$ , если щелочная - NaOH.

Ответ: 1)7, 2)10, 3)13, 4)8.

3. Из предложенных соединений ( $K_2SO_4$  и KF) выберите восстановитель для восстановления  $KClO_3$  до KCl. Напишите уравнение реакции. Определите разность между суммой коэффициентов правой и левой частей уравнения.

Ответ: 1)4, 2)0, 3)1, 4)5.

4. Из предложенных веществ ( $KClO_4$  и  $I_2$ ) выберите более сильный окислитель для окисления  $KNO_2$  до  $KNO_3$ . Напишите уравнение реакции. Определите разность между суммой коэффициентов в левой и правой частях уравнения.

Ответ: 1)0, 2)1, 3)2, 4)3.

5. Будет ли Fe восстанавливать  $Fe^{+3}$  (условия стандартные)?

### ЛИТЕРАТУРА

1. Глинка Н. Л. Общая химия. М.: Химия, 1985.
2. Карапетьянц М. Х. Введение в теорию химических процессов. М.: Высшая школа, 1975.
3. Курс химии/ Под ред. проф. Харина А. Н. М.: Высшая школа, 1983.
4. Кочетов Н. И., Мальцева Т. Г. Общая характеристика и направление реакций окисления-восстановления: Учеб. пособие. Пермь, 1976.
5. Методические указания к лабораторной работе «Окислительно-восстановительные реакции». Л.:ЛПИ, 1983.