

Московский государственный технический университет
им. Н. Э. Баумана
Калужский филиал

Кафедра химии

Максимов В.В.

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Методические указания
к лабораторной работе
по курсу «Химия» для студентов I курса

Калуга, 2011 г.

УДК 546

ББК 24.1

М17

Данные методические указания издаются в соответствии с учебным планом.

Указания рассмотрены и одобрены:

Кафедрой химии (ФН6-КФ) протокол № ____ « ____ » ____ 2011



Зав. кафедрой Федосеев И.В.

Методической комиссией Калужского филиала

протокол № ____ « ____ » ____ 2011

Председатель метод. комиссии Перерва О.Л.

Методической комиссией факультета ФН-КФ

протокол № ____ « ____ » ____ 2011

Председатель метод. комиссии Белова И.К.

Рецензент

Савиткин Н.И

к.х.н., доцент кафедры химии
КГГУ им. К.Э. Циолковского

Автор

ассистент, Максимов Владимир
Владимирович

Данные методические указания издаются в соответствии с учебным планом по курсу «Химия» для студентов I курса всех специальностей. Содержатся необходимые теоретические сведения по окислительно-восстановительным реакциям. Изложена методика выполнения лабораторной работы.

Предназначена для самостоятельной работы студентов под руководством преподавателя.

© Калужский филиал МГТУ им. Н.Э. Баумана, 2011 г.

© Максимов В.В., 2011 г.

1. ТЕОРИТИЧЕСКОЕ ВВЕДЕНИЕ

1.1. ОКСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕКЦИИ

Окислительно-восстановительными реакциями называются все процессы, происходящие с изменением степени окисления атомов, молекул или ионов.

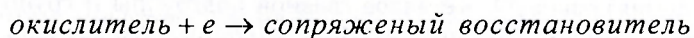
В процессе окислительно-восстановительной реакции восстановитель отдаёт электроны, то есть окисляется; окислитель присоединяет электроны, то есть восстанавливается. Причём любая окислительно-восстановительная реакция представляет собой единство двух противоположных превращений - окисления и восстановления, происходящих одновременно и без отрыва одного от другого.

Окисление - процесс отдачи электронов, с увеличением степени окисления.

При окислении вещества в результате отдачи электронов увеличивается его степень окисления. Атомы окисляемого вещества, называются донорами электронов, а атомы окислителя - акцепторами электронов.

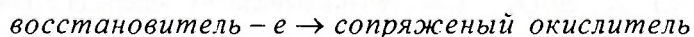
В некоторых случаях при окислении молекула исходного вещества может стать нестабильной и распасться на более стабильные и более мелкие составные части (свободные радикалы). При этом некоторые из атомов получившихся молекул имеют более высокую степень окисления, чем те же атомы в исходной молекуле.

Окислитель, принимая электроны, приобретает восстановительные свойства, превращаясь в сопряжённый восстановитель:



Восстановлением называется процесс присоединения электронов атомом вещества, при этом его степень окисления понижается.

При восстановлении атомы или ионы присоединяют электроны. При этом происходит понижение степени окисления элемента. Восстановитель, отдавая электроны, приобретает окислительные свойства, превращаясь в сопряжённый окислитель:



Несвязанный, свободный электрон является сильнейшим восстановителем.

1.2. СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ

Степень окисления - это условный заряд атома в молекуле, вычисленный в предположении, что молекула состоит из ионов и в целом электронейтральна.

Наиболее электроотрицательные элементы в соединении имеют отрицательные степени окисления, а атомы элементов с меньшей электроотрицательностью - положительные.

Степень окисления - формальное понятие; в ряде случаев степень окисления не совпадает с валентностью.

Правила для определения степеней окисления химических элементов в соединениях:

1. Степень окисления любого элемента в простом веществе равна 0.
2. Сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав частицы (молекул, ионов и т. д.) равна заряду этой частицы. В частности, сумма степеней окисления всех атомов в составе нейтральной молекулы равна 0.
3. Если соединение образовано двумя элементами, то у элемента с большей электроотрицательностью степень окисления меньше нуля, а у элемента с меньшей электроотрицательностью - больше нуля.
4. Максимальная положительная степень окисления любого элемента равна номеру группы в периодической системе элементов, а минимальная отрицательная равна $N - 8$, где N - номер группы.
5. Степень окисления фтора в соединениях равна -1.
6. Степень окисления щелочных металлов (лития, натрия, калия, рубидия, цезия) равна +1, металлов главной подгруппы II группы периодической системы (магния, кальция, стронция, бария) равна +2, степень окисления алюминия равна +3.
7. Степень окисления водорода в соединениях равна +1 (исключение - соединения с металлами NaH , CaH_2 , в этих соединениях степень окисления у водорода равна -1).
8. Степень окисления кислорода равна -2 (исключения - перекиси H_2O_2 , Na_2O_2 , BaO_2 , в них степень окисления водорода равна -1, а в соединении с фтором +2).

Алгоритм определения степени окисления химического элемента в бинарных соединениях:

1. Находим, какой из двух элементов в соединении является более электроотрицательным.

Над символом более электроотрицательного элемента ставим знак «минус» (-).

Над символом менее электроотрицательного элемента ставим знак «плюс» (+).

2. Определяем числовое значение степени окисления для более электроотрицательного элемента (см. правила.).

3. Определяем общее число отрицательных зарядов в соединении. Для этого степень окисления более электроотрицательного элемента умножаем на его индекс.

4. Находим степень окисления менее электроотрицательного элемента, помня, что алгебраическая сумма степеней окисления химических элементов в соединении должна быть равна 0. Для этого общее число положительных зарядов делим на индекс у данного элемента.

1.3. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА ВЕЩЕСТВ

Соединения, содержащие атомы элементов с максимальной степенью окисления, могут быть только окислителями за счет этих атомов, т.к. они уже отдали все свои валентные электроны и способны только принимать электроны.

Атомы, молекулы или ионы, которые отдают электроны, называют восстановителями.

Атомы, молекулы или ионы, которые присоединяют электроны, называют окислителями.

Соединения, содержащие атомы элементов с промежуточной степенью окисления, могут быть и окислителями и восстановителями, в зависимости от партнера, с которым взаимодействуют и от условий реакции.

Таблица 1

Важнейшие восстановители и окислители

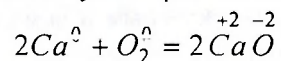
восстановители	окислители
Металлы	Галогены
Водород (H_2)	Перманганат калия ($KMnO_4$)
Уголь (C)	Манганат калия (K_2MnO_4)

1	2
Оксид углерода(II) (CO)	Оксид марганца(IV) (MnO_2)
Сероводород (H_2S)	Дихромат калия ($K_2Cr_2O_7$)
Оксид серы(IV) (SO_2)	Хромат калия (K_2CrO_4)
Сернистая кислота (H_2SO_3) и ее соли	Азотная кислота (HNO_3)
Галогенводородные кислоты и их соли	Серная кислота концентрированная (H_2SO_4)
Катионы металлов в низших степенях окисления ($SnCl_2$, $FeCl_2$, $MnSO_4$ и т.д.)	Оксид меди(II) (CuO)
Азотистая кислота (HNO_2) и ее соли	Оксид свинца(IV) (PbO_2)
Аммиак (NH_3)	Оксид серебра (AgO)
Гидразин (N_2H_4)	Пероксид водорода (H_2O_2)
Оксид азота(II) (NO)	Бертолетова соль ($KClO_3$)
Катод при электролизе	Анод при электролизе

1.4. ТИПЫ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ

Окислительно-восстановительные реакции можно разделить на три типа: межмолекулярные, внутримолекулярные и реакции диспропорционирования (самоокисления - самовосстановления).

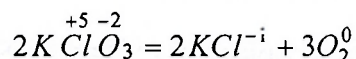
1) Межмолекулярным окислительно-восстановительными реакциями называют, в результате которых изменяется степень окисления атомов в разных веществах. Таким образом, в роли окислителя и восстановителя в этом случае выступают разные вещества. Например:



Такие окислительно-восстановительные реакции встречаются чаще всего.

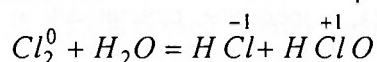
2) Окислительно-восстановительные реакции, в результате которых меняется степень окисления разных атомов в одном и том же веществе, называются внутримолекулярными. В этом случае в роли окислителя и

восстановителя выступают разные атомы в одном и том же соединении. Например:

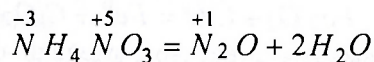


Здесь хлор восстанавливается, а кислород окисляется.

3) Окислительно-восстановительные реакции, в ходе которых одновременно понижается и повышается степень окисления одного и того же элемента, называются реакциями диспропорционирования (дисмутации). В таких реакциях в роли окислителя и восстановителя выступают атомы одного и того же элемента. Например:



Реакции диспропорционирования возможны, когда в исходном веществе элемент имеет промежуточную степень окисления. Обратные реакции, в результате которых из двух степеней окисления одного элемента образуется новая степень окисления, промежуточная между исходными, называются реакциями контрпропорционирования (контмутации).



Вместо терминов «диспропорционирование» и «контрпропорционирование» употребляют также термин «самоокисление-самовосстановление».

1.5. МЕТОД ЭЛЕКТРОННОГО БАЛАНСА

Многие химические реакции уравниваются простым подбором коэффициентов. Но иногда возникают сложности: количество атомов какого-нибудь элемента в левой и правой частях уравнения никак не удается сделать одинаковым без того, чтобы не нарушить "равновесия" между атомами других элементов.

Чаше всего такие сложности возникают в уравнениях окислительно-восстановительных реакций. Для их уравнивания используют несколько способов, из которых мы пока рассмотрим один – метод электронного баланса. Баланс – это равенство. Поэтому следует сделать одинаковым количество электронов, которые отдает один элемент и принимает другой элемент в данной реакции.

Алгоритм расстановки коэффициентов в уравнениях ОВР методом электронного баланса:

1. Определите степени окисления элементов.

2. Подчеркните символы элементов, степени окисления которых изменяются.

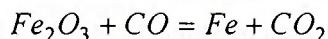
3. Выпишите элементы, изменяющие степени окисления.

4. Составьте электронные уравнения, определяя число отданных и принятых электронов.

5. Уравняйте число отданных и принятых электронов, подобрав наименьшее общее кратное и дополнительные множители.

6. Допишите уравнение реакции, расставив коэффициенты.

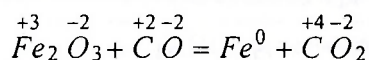
Пример. Расставим коэффициенты в данной схеме реакции методом электронного баланса, определим окислитель и восстановитель и укажем процессы окисления и восстановления:



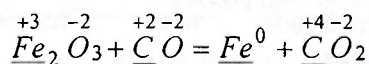
Решение.

Воспользуемся алгоритмом расстановки коэффициентов методом электронного баланса.

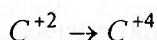
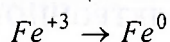
1. Определим степени окисления элементов:



2. Подчеркнем символы элементов, степени окисления которых изменяются:

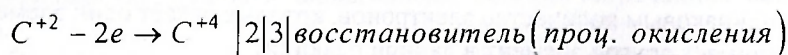
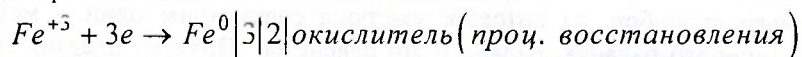


3. Выпишем элементы, изменяющие степени окисления:

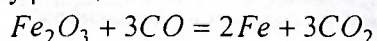


4. Составим электронные уравнения, определяя число отданных и принятых электронов (см. пункт 5).

5. Число отданных и принятых электронов должно быть одинаково, т.к. не заряжены ни исходные вещества, ни продукты реакции. Уравниваем число отданных и принятых электронов, подобрав наименьшее общее кратное и дополнительные множители:



6. Полученные множители являются коэффициентами. Перенесем коэффициенты в схему реакции:



2. ЭКСПЕРЕМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

Цель работы: ознакомление с процессами окисления и восстановления и составлением химических уравнений на основе метода электронного баланса.

Оборудование и реактивы.

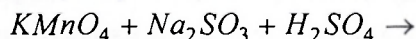
Оборудование: большие пробирки, пробиркодержатели, спички, спиртовки.

Реактивы: $KMnO_4$, H_2SO_4 , Na_2SO_3 , $NaOH$, KI , H_2O_2 , KIO_3 , KBr , хлорная вода, бензол, раствор крахмала.

Опыт 1. Перманганат калия как окислитель в кислой среде.

В пробирку пипеткой налить необходимое количество раствора $KMnO_4$, подкислить раствором H_2SO_4 (1-3 капли) и добавить р-р Na_2SO_3 до обесцвечивания.

Дописать уравнение реакции и проставить коэффициенты методом электронного баланса:



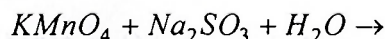
Запись данных опыта. Учесть, что в кислой среде Mn^{+7} восстанавливается до Mn^{+2} .

Сделать вывод.

Опыт 2. Перманганат калия как окислитель в нейтральной среде.

Пипеткой поместить в пробирку необходимое количество раствора $KMnO_4$, разбавить водой вдвое и добавить 3-4 капли раствора Na_2SO_3 до исчезновения фиолетовой окраски и появления бурого осадка.

Дописать уравнение реакции и проставить коэффициенты методом электронного баланса:



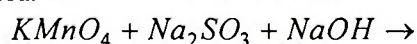
Запись данных опыта. Учесть, что Mn^{+7} восстанавливается в нейтральной среде до Mn^{+4} и выпадает в осадок в виде $MnO(OH)_2$.

Сделать вывод.

Опыт 3. Перманганат калия как окислитель в сильнощелочной среде.

Пипеткой поместить в пробирку несколько капель раствора $KMnO_4$ прибавить 5-6 капель раствора $NaOH$ и добавить раствор Na_2SO_3 до появления зеленого цвета.

Дописать уравнение реакции и проставить коэффициенты методом электронного баланса:



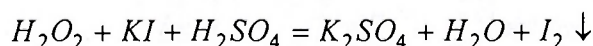
Запись данных опыта. Учесть, что Mn^{+7} восстанавливается в щелочной среде до MnO_4^{2-} .

Сделать вывод.

Опыт 4. Перекись водорода (пероксид) как окислитель.

Налить в пробирку 1-2 капли KI , подкислить 1мл H_2SO_4 и добавить 3-4 капли раствора H_2O_2 . Испытать раствор крахмалом, добавив 2-3 капли полученного раствора в пробирку с раствором крахмала.

Проставить коэффициенты в уравнении методом электронного баланса:



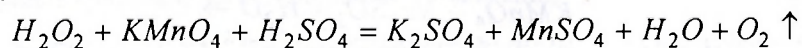
Запись данных опыта. Обратит внимание на выпадение осадка, отметить его цвет и цвет раствора после добавления крахмала.

Сделать вывод.

Опыт 5. Пероксид водорода как восстановитель.

Напить в пробирку 2 капли $KMnO_4$, подкислить раствором H_2SO_4 и добавить раствор H_2O_2 до обесцвечивания.

Проставить коэффициенты в уравнении методом электронного баланса:



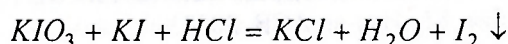
Запись данных опыта. Обратит внимание на изменение окраски раствора и выделение газа.

Сделать вывод.

Опыт 6. Реакция самоокисления и самовосстановления (диспропорционирования).

Пипеткой поместить в пробирку несколько капель раствора KI (йодид калия) и KIO_3 (иодат калия), раствор подкислить соляной кислотой. Убедиться в образовании свободного йода прибавив 1-2 капли полученного раствора в пробирку с раствором крахмала.

Проставить коэффициенты в уравнении методом электронного баланса:



Запись данных опыта. Обратит внимание на выпадение осадка, отметить его цвет и цвет раствора после добавления крахмала.

Сделать вывод.

Опыт 7. Окислительная активность галогенов.

В две пробирки налить пипеткой необходимое количество раствора KI и KBr . В каждую пробирку добавить несколько капель хлорной воды (Cl_2). После, добавить по несколько капель бензола в каждую пробирку и встряхнуть.

Написать уравнения реакций и проставить коэффициенты методом электронного баланса.

Запись данных опыта. Обратит внимание на изменение цвета раствора после добавления хлорной воды, а так же отметить цвет бензольного слоя. Учесть, что свободные галогены лучше растворяются в бензоле и дают характерную окраску.

Сделать вывод.

ЛИТЕРАТУРА

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М.: Высш. шк., 2001.
2. Хомченко Г.П., Савостьянова К.И. Окислительно-восстановительные реакции: Пособие для учащихся. М.: Просвещение, 1980.
3. «Общая химия» В.И. Сидоров, Е.Е. Платонова, Т.П. Никифорова. Учебное пособие. М.: Изд-во АСВ, 2003.
4. «Общая химия» Владимир Стародуб. Издательство: Фолио, 2007г.

СОДЕРЖАНИЕ

1. Теоретическое введение.....	3
1.1. Окислительно-восстановительные реакции.....	3
1.2. Степень окисления.....	4
1.3. Окислительно-восстановительные свойства веществ.....	5
1.4. Типы окислительно-восстановительных реакций.....	6
1.5. Метод электронного баланса.....	7
2. Экспериментальная часть.....	9
Литература.....	12