

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ**

**«ДОНСКОЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»**

**(ДГТУ)**

КАФЕДРА «Химия»

**Окислительно-восстановительные реакции**

**Практикум**

по выполнению лабораторной работы № 10

по дисциплине

«Химия»

Ростов-на-Дону

2024 г

Составители: к.х.н., доцент Таутиева М.А., к.х.н., доцент Новикова А.А.

Практикум по выполнению лабораторной работы по дисциплине «Химия». ДГТУ, г. Ростов-на-Дону, 2024 г.

В практикуме кратко изложены теоретические вопросы, необходимые для успешного выполнения лабораторной работы, рабочее задание и контрольные вопросы для самопроверки.

Предназначено для обучающихся по направлению подготовки (код, название):

090302 Информационные системы и технологии

150301 Машиностроение

230302 Наземные транспортно–технологические комплексы

Ответственный за выпуск:

Зав. кафедрой (руководитель структурного подразделения, ответственного за реализацию ОПОП) \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

Ф.И.О.

ã Издательский центр ДГТУ, 2024 г.

**Введение**

Среди разнообразных химических реакций можно выделить две основные категории:

Реакции первого рода – в ходе реакции степень окисления участвующих в реакции вещества не изменяется. В ходе реакции взаимодействующие частицы не проявляют электронной активности. К этим реакциям относятся:

реакции обмена: AgNO3 + HCl = AgCl + KNO3,

реакция соединения: Na2O + H2O = 2NaOH,

реакция разложения: CaCO3 = CaO + CO2.

В реакциях второго рода взаимодействующие частицы (молекулы, атомы или ионы) проявляют электронную активность. Степень окисления электронноактивных частиц в процессе реакции изменяется

Fe0 + S0 = Fe+2S-2.

В этой реакции электронноактивными являются частицы железа (донор электронов) и серы (акцептор электронов). Степень окисления указанных веществ в ходе реакции изменилась: у Fe от 0 до +2, у S от 0 до -2.

Реакции второго рода известны под названием окислительно-восстановительных или редокс-реакций.

**Теоретическая часть**

Окислительно-восстановительными реакциями называют такие реакции, которые сопровождаются передачей всех или части валентных электро-нов от одних атомов, молекул или ионов к другим атомам, молекулам или ионам, что вызывает изменение величины или знака их электровалентности.

При окислительно-восстановительных реакциях протекает два взаимосвязанных процесса – процесс окисления и процесс восстановления.

Элемент, атомы которого отдают электроны, называется восстановителем. Элемент, атомы которого принимают электроны, называется окислителем.

В результате реакции восстановитель окисляется, а окислитель восстанавливается. Вещество в состав которого входят атомы или ионы, отдающие электроны, называют восстановителем; вещество в состав которого входят атомы или ионы, присоединяющие электроны, называют окислителем.

Например: Mg0 + Cl20 = Mg+2Cl2-

В этой реакции Mg, отдавая два электрона атомам Cl, окисляется, а атомы хлора восстанавливаются до ионов Cl-, имеющих внешнюю оболочку следующего за хлором инертного газа. Mg – восстановитель, Cl2 – окислитель.

При получении окислительно-восстановительных процессов и при составлении окислительно-восстановительных реакций следует различать понятия валентность и ковалентность атома данного элемента и степень окисления или электрохимическая валентность данного элемента.

Степень окисления атома – это кажущийся заряд атома, возникающий за счет отдачи или присвоения электронов в ионных соединениях или за счет притягивания или оттягивания электронных пар от одного атома к другому в полярных соединениях.

Степень окисления указывают арабской цифрой сверху символа элемента со значком плюс или минус перед цифрой: Cl+7, Fe+3, S-2 и т.д. Для вычисления степени окисления элемента в соединении руководствуются следующими правилами:

1) Степень окисления атома в простых веществах принимается равной нулю;

2) В нейтральных молекулах алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов, входящих в их состав, равна нулю, для сложных ионов эта сумма равна заряду ионов;

3) Степень окисления щелочных металлов в соединениях всегда равна +1, а в щелочно-земельных - +2;

4) Степень окисления водорода во всех соединениях, кроме гидридов металлов (NaH, CaH2 и др.) равна +1; в гидридах металлов степень окисления равна -1.

5) Кислород в большинстве соединений имеет степень окисления -2; в пероксидах содержащих группу -О-О-, степень окисления -1; во фториде кислорода ОF2 степень окисления +2;

6) Для любого элемента степень окисления не может быть выше, чем величина n, равная номеру группы периодической системы и быть меньше, чем (n-8).

**Инструкция по технике безопасности при выполнении лабораторной работы**

При работе в химической лаборатории необходимо придерживаться следующих правил:

1. Предварительно прочитать соответствующие разделы учебника, записи лекций и познакомится с содержанием лабораторной работы.

2. Внимательно следить за ходом опыта и замечать все изменения.

3. Если нет указания о дозировки реактивов для данного опыта, то брать их надо в возможном меньшем количестве (экономия материалов и времени, затрачиваемого на операцию).

4. Излишек реактива не высыпать и не выливать обратно в сосуд, из которого он был взят.

5. Не уносить приборы, аппараты, реактивы общего пользования на свое рабочее место. Не путать пробки от капельных пипеток и реактивных склянок.

6. Все опыты с ядовитыми и неприятно пахнущими веществами проводить в вытяжном шкафу.

7. С первых дней приучить себя работать аккуратно, внимательно, без торопливости.

8. Содержать своё рабочее место в чистоте: грязь нередко бывает причиной искажения результатов. Приборы и посуду мыть тотчас после окончания опыта, не откладывая до окончания всей работы. Если пролита вода или реактивы, быстро вытереть стол, но будьте осторожны, чтобы не повредить руки и одежду. Разбитое стекло, куски бумаги, испорченные сухие реактивы и т. д. не оставлять на столах, а выбросить в специальный бак, ни в коем случае не в водопроводную раковину.

9. Не загромождать стол ненужными в данный момент предметами, приборами, книгами. Личные вещи убирайте в ящик лабораторного стола.

10. Соблюдайте в лаборатории тишину.

11. По окончании работы вылить и сдать лаборанту приборы и посуду, привести в порядок рабочее место.

12. Обязательно вести запись проведённых лабораторных работ. Пока выполненный опыт не записан, не переходить к следующему.

**Цель работы:**

ознакомление с окислительно-восстановительными процессами; влияние среды на полноту протекания окислительно-восстановительных реакций, окислительно-восстановительная двойственность веществ. освоение методики составления окислительно-восстановительных реакций

**Рабочее задание**

1. Изучить теоретический материал по теме лабораторной работы
2. Ознакомиться с методикой проведения лабораторных опытов
3. Ознакомиться с правилами техники безопасности в химической лаборатории
4. Выполнить экспериментальную часть лабораторной работы
5. Написать и предоставить преподавателю отчет по лабораторной работе
6. Ответить на вопросы преподавателя при защите лабораторной работы.

**Общие положения**

1. *Подготовка к выполнению лабораторной работы*

Домашняя подготовка студента к выполнению лабораторной работы включает следующие этапы:

¾ Студент должен по учебникам (учебному пособию) проработать соответствующий теоретический материал, имеющий непосредственное отношение к теме лабораторной работы. Это нужно для осмысленного выполнения опытов. Краткие теоретические основы работы есть в «Лабораторном практикуме».

¾ Студент должен ознакомиться с методикой выполнения эксперимента по «Лабораторному практикуму». Студент знакомится с целью работы, необходимым оборудованием и материалами для работы, а также с ходом выполнения лабораторных работ.

¾ Студент описывает методику выполнения работы в своем лабораторном журнале (в тетради для лабораторных работ).

1. *Выполнение лабораторной работы на занятии*

Студент должен ознакомиться с лабораторной работой на рабочем месте (техникой безопасности, оборудованием, материалами и т.п.).

Только после получения у преподавателя допуска к выполнению лабораторной работы студент может приступать к работе.

В соответствии с «Лабораторным практикумом» выполнить всю практическую работу.

По полученным данным студенты производят расчеты (если необходимо), записывают наблюдения, строят графики и делают выводы. В конце занятия студенты получают у преподавателя письменное подтверждение, что работа выполнена верно. Для этого преподаватель расписывается в лабораторной тетради: пишет «выполнено», ставит дату и подпись. В случае получения неправильных результатов, работу надо переделать, т.е. выполнить повторно.

1. *Оформление лабораторной работы*

В большинстве случаев это домашний этап работы. В лабораторном журнале студент оформляет работу: заполняет отчеты по проведенным экспериментам. В отчетах должна быть представлена следующая информация: тема работы; цель работы; материалы и оборудование; результаты выполнения работы: наблюдения; ответы на контрольные вопросы; при необходимости начерчены графики функций; по целям работы должны быть сформулированы выводы.

Если время позволяет, то оформить работу можно на занятии (после выполнения лабораторной работы и подтверждения преподавателем правильности полученных результатов). Если студент по какой-либо причине не успевает это сделать на занятии, то оформляет работу дома.

1. *Защита лабораторной работы*

Под защитой лабораторной работы подразумевается:

¾ Представление преподавателю своего лабораторного журнала (тетради) с полностью оформленной работой и проверка её преподавателем.

¾ Ответы на контрольные вопросы по теории и методике эксперимента, которые приводятся в «Лабораторном практикуме».

¾ Сдать работу преподавателю (т.е. защитить её на оценку) можно на этом же занятии. Но если оформление работы громоздкое или большая часть времени ушла на выполнение работы, то чаще всего защита выполненной лабораторной работы проводится на следующем занятии.

Преподаватель в конце занятия выдает каждому студенту индивидуальных задачи, решение которых студент представляет преподавателю на следующем занятии. Правильное решение задач оценивается определенной суммой баллов и засчитывается преподавателем как защита выполненной лабораторной работы.

Студенты, не защитившие лабораторные работы в срок и не набравшие необходимой суммы баллов, защищают все выполненные лабораторные работы на занятии, выделенном как защита блока лабораторных работ. Студенты, уже защитившие часть лабораторных работ, защищают последнюю из выполненных работ. Защита выполненных лабораторных работ допускается не более двух раз и оценивается при этом минимальным количеством баллов. Лабораторный практикум считается выполненным, если студент отработал и защитил все лабораторные работы, набрав при этом минимально необходимую сумму баллов.

Для оценки результатов лабораторной работы используются следующие критерии:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Критерий | Показатель | Вес |
| 1. Выполнение лабораторной работы | - освоение типовой методики проведения лабораторной работы, с использованием необходимого оборудования, включая подготовку образцов | 0,15 |
| 2. Подготовка отчета по лабораторной работе | - краткое теоретическое описание физических основ используемого метода, включающее, описание компоновки и принципа работы оборудования,  схемы работы оборудования и этапы проведения обработки образцов,  - достоверность полученных данных,  - правильность статистической обработки массива экспериментальных данных  - наглядность представления полученных результатов (табличное, графическое, аналитическое)  - логичность, обоснованность сделанных в работе выводов | 0,35 |
| 3. Защита лабораторной работы | - правильность и полнота ответов, их обоснованность  - анализ недостатков и достоинств использованного метода исследования | 0,35 |
| 4. Соблюдение требований по оформлению отчета | - правильное оформление текста отчета, грамотность и культура изложения  - правильность оформления графического материала с указанием единиц измерения величин | 0,15 |

**Материально-техническое обеспечение работы**

Химическая лаборатория: лабораторные столы, лабораторные стулья, вытяжной шкаф, меловая доска;

Лабораторная посуда: штатив с пробирками;

Химические реактивы:, 2н H2SO4, 2н NaOH, растворы KI, KNO2, KMnO4, Na2SO3, K2Cr2O7, FeSO4

**Порядок выполнения работы**

**Опыт 1. Окислительно-восстановительная двойственность веществ**

А) К 2 - 3 см3 раствора иодида калия KI прилейте несколько капель раствора серной кислоты H2SO4 и добавьте 2 - 3 см3 нитрита калия KNO2. Наблюдайте и опишите изменения в пробирке. Определите изменение степени окисления иода и азота. Какие свойства проявляют эти элементы в данной реакции? Составьте уравнение реакции.

Б)К 2 - 3 см3 раствора перманганата калия KMnO4 прилейте несколько капель раствора серной кислоты H2SO4 и добавьте 2 - 3 см3 нитрита калия KNO2. Наблюдайте и опишите изменения в пробирке. Определите изменение степени окисления азота и марганца. Какие свойства проявляют эти элементы в данной реакции? Сравните роль азота в первом и во втором опытах. Составьте уравнение реакции.

**Опыт 2. Влияние среды на окислительную способность перманганата калия**

А) К 2 - 3 см3 раствора перманганата калия KMnO4 прилейте несколько капель раствора серной кислоты H2SO4 и добавьте 2 - 3 см3 сульфита натрия Na2SO3. Наблюдайте и опишите изменения в пробирке. Определите изменение степени окисления серы и марганца. Какие свойства проявляют эти элементы в данной реакции? Сравните роль марганца во втором и третьем опытах. Составьте уравнение реакции.

Б) К 2 - 3 см3 раствора перманганата калия KMnO4 добавьте 2 - 3 см3 сульфита натрия Na2SO3. Наблюдайте и опишите изменения в пробирке. Определите изменение степени окисления серы и марганца. Какие свойства проявляют эти элементы в данной реакции? Составьте уравнение реакции.

В) К 2 - 3 см3 раствора перманганата калия KMnO4 прилейте немного раствора щелочи NaOH или KOH и добавьте 2 - 3 см3 сульфита натрия Na2SO3. Наблюдайте и опишите изменения в пробирке. Определите изменение степени окисления серы и марганца. Какие свойства проявляют эти элементы в данной реакции? Сделайте вывод о глубине протекания процесса восстановления марганца в кислой, нейтральной и щелочной средах. Составьте уравнение реакции.

**Опыт 3. Окислительные свойства бихромата калия**

К 2 - 3 см3 раствора бихромата калия K2Cr2O7 прилейте несколько капель раствора серной кислоты H2SO4 и добавьте немного кристаллического сульфата железа (II) FeSO4. Наблюдайте и опишите изменения в пробирке. Определите изменение степени окисления хрома и железа. Какие свойства проявляют эти элементы в данной реакции? Составьте уравнение реакции.

**Контрольные вопросы**

1. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР).
2. Типы ОВР.
3. Важнейшие окислители и восстановители.
4. Влияние среды на характер протекания ОВР (показать на примерах).
5. Эквивалент вещества в ОВР.
6. Указать, какие из перечисленных реакций являются окислительно-восстановительными. Ответ мотивировать. Определить окислитель и восстановитель:

а) С + О2 = СО2 ;

б) Zn + H2SO4 (к) = ZnSO4 + SO2 + 2H2O;

в) Zn + H2SO4 (р) = ZnSO4 + Н2;

г) 2FeCI2 + 6NaOH + С12 = 2Fe(OH)3 + 6NaCl;

д) NaOH + НСl = NaCI + H2O.

1. Какие из указанных веществ могут проявлять только окислительные свойства; только восстановительные свойства; проявляют окислительно-восстановительную двойственность:

а) КМnО4 , МnО2, P2O5, Na2S;

б) К2SO3, HNO3, Н2S, NO2 ;

в) Na2CrO4, KCrO2, К2Сr2O7, Сr ;

г) NH3 , KNO2, N2, KNO3 .

1. Какие из указанных ионов играют роль окислителей, какие – восстановителей : S2-, Fe3+, Sn4+, СI-, I-, Cu2+ ?
2. Составить уравнения следующих окислительно-восстановительных реакций при помощи ионно-электронного метода:

а) КNO2 + КМnO4 + Н2SO4 → КNO3 + MnSO4 + К2SO4 + Н2O;

б) Nа2SO3 + KJO3 + Н2SO4 → J2 + Na2SO4 + К2SO4 + Н2O;

в) Вi2O3 + С12 + КОН → КВiO3 + KCl + Н2O;

г) Zn + HNO3 → Zn(NO3)2 + NH4NO3 + H2O;

д) J2 + С12 + Н2O → HJO3 + HCI;

е) CrCl3 + Н2O2 + NаОН → Na2CrO4 + NaС1 + Н2O;

ж) К2МпО4 + Н2О → КМnO4 + МnO2 + КОН;

з) МnSO4 + РbO2 + HN03 → PbSO4 + НМпО4 + Рb(NO3)2 + Н2O;

и) HCI + РbO2 → РbС12 + Cl2 + Н2O;

к) Сr(OН)3 + Вr2 + КОН → К2СrO4 + КВr + Н2O;

л) НСlO + SO2 → HCl + H2SO4;

м) К2Сr2O7 + H2SO4 + H2S → Сr2(SO4)3 + S + К2O4 + Н2O;

н) Zn + KOH + KClO3 → К2ZnO2 + KCl + H2O;

о) FeSO4 + H2SO4 + KNO2 → Fe2(SO4)3 + NO + K2SO4 + H2O;

п) Cl2 + КОН + КСrO2 → K2CrO4 + KCl + H2O

10. Дописать уравнения окислительно-восстановительных реакций и расставить коэффициенты с помощью электронного баланса :

а) Сu + HNO3 (разб.)→ в) Al + HNO3 (разб.)→

б) C + HNO3 (конц.)→ г) Bi + HNO3 (разб.)→

**Перечень информационных ресурсов**

1. Глинка Н.Л. Общая химия: учебное пособие для вузов. Издательство: М.: Интеграл-Пресс, 2003. - 728 с.

2 Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие для вузов. Издательство: Москва "Интеграл-Пресс", 2005. - 240 с.

3. Коровин Н.В. Общая химия: учебник для технических направлений и спец.вузов. Издательство: М.: Высшая школа, 1998.- 559 с.

**Приложения**

Приложение А

**Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева**

