

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ**

**«ДОНСКОЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»**

**(ДГТУ)**

КАФЕДРА «Химия»

**Ионные реакции в растворах электролитов**

**Практикум**

по выполнению лабораторной работы № 8

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**

Основоположником теории электролитической диссоциации является шведский ученый С. Аррениус. Согласно теории ***электролитической диссоциацией***  называется распад молекул на ионы при их растворении в воде, причем это происходит без воздействия электрического тока. Однако эта теория не отвечала на вопросы: какие причины обусловливают появление в растворах ионов и почему положительные ионы, сталкиваясь с отрицательными, не образуют нейтральных частиц.

Свой вклад в развитие этой теории внесли русские ученые: Д.И. Менделеев, И. А. Каблуков – сторонники химической теории растворов, обращавшие внимание на влияние растворителя в процессе диссоциации. Каблуков утверждал, что растворенное вещество взаимодействует с растворителем (***процесс сольватации***) образуя продукты переменного состава (***сольваты***).

Сольват представляет собой ион, окруженный молекулами растворителя (сольватная оболочка), которых может быть разное количество (именно за счет этого достигается переменный состав). Если растворителем является вода, то процесс взаимодействия молекул растворенного вещества и растворителя называется г***идратацией,*** а продукт взаимодействия - ***гидратом.***

Таким образом, причиной электролитической диссоциации является сольватация (гидратация). И именно сольватация (гидратация) ионов препятствует обратному соединению в нейтральные молекулы.

**Теоретическая часть**

**Электролитами** называются вещества, водные растворы или расплавы которых проводят электрический ток. Свойства растворов-электролитов описываются теорией электролитической диссоциации (С.Аррениус 1883 г.):

* молекулы электролитов при растворении распадаются на ионы; этот процесс называется **электролитической диссоциацией**; отношение числа продиссоциировавших молекул к общему числу молекул электролита в растворе называют **степенью электролитической диссоциации**;
* электролитическая диссоциация вызывается полярным растворителем в момент растворения электролита;
* диссоциация усиливается с разбавлением раствора;
* химическая активность электролитов обусловлена их степенью диссоциации: чем больше степень диссоциации, тем больше химическая активность.

Процесс электролитической диссоциации изображается в виде химических уравнений.

**Диссоциация кислот**. Кислоты – это электролиты при диссоциации, которых в качестве катионов образуются ионы водорода H+:

HCI = H+ + CI-

Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато:

H2SO3 = H+ + HSO3 -

HSO3- = H+ + SO3 -2

Свойства кислот определяют ионы водорода.

**Диссоциация оснований**. Основания – это электролиты, при диссоциации которых в качестве аниона образуется гидроксид-ионы (OH):

KOH = K+ + OH-

Многокислотные основания диссоциируют ступенчато:

Ba(OH) 2 = BaOH + + OH-

BaOH+ = Ba+2 + OH-

Свойства оснований определяют гидроксид-ионы.

**Диссоциация солей**. Соли – это электролиты, при диссоциации которых образуются катионы, отличные от иона водорода, и анионы, отличные от гидроксид-иона. При этом нормальные (средние) соли диссоциируют в одну ступень:

NaCI = Na+ + CI-

AlCI3 = Al+3 + 3CI-

Кислые и основные соли диссоциируют по ступеням:

NaHCO3 = Na+ + HCO3-

HCO3- = H+ + CO3 -2

CuOHCI = CuOH+ + CI-

CuOH+ = Cu+2 + OH-

По степени диссоциации электролиты делятся на сильные и слабые. **Сильные электролиты** имеют α > 0,3. К сильным электролитам относятся почти все растворимые соли и также следующие кислоты и основания: HNO3, HCIO4, H2SO4, HBr, HCI, HJ, LiOH, KOH, NaOH, Bа(OH)2, Ca(OH)2, Sr(OH2). **Слабые электролиты** – это электролиты, степень диссоциации которых меньше 0.3 (α < 0.3). Такая степень диссоциации характерна почти для всех органических кислот, а также для H2CO3, H2SO3, H2S, HCN, HNО2, H2SiO3, H3PO4, NH4OH, Мg(ОН)2 и др.

Процесс диссоциации является обратимым. Применительно к диссоциации слабых электролитов константа равновесия называется **константой диссоциации**, например:

CH3COOH Û H+ + CH3COO-

Kдис = [H+][CH3COO-] / [CH3COOH]

Величина константы диссоциации зависит от природы электролита и растворителя, температуры, но не зависит от концентрации раствора. Чем больше константа диссоциации, тем легче электролит диссоциирует на ионы, тем более сильным он является.

**Реакции в растворах электролитов** протекают между ионами растворённых веществ и идут необратимо т.е. до конца, если в результате реакции образуются:

1. Труднорастворимые соединения (выпадает осадок)

AgNO3 + NaCI → AgCI↓ + NaNO3

Ag+ + NO3- + Na+ + CI- → AgCI↓ + Na+ + NO3-

Ag+ + CI- = AgCI↓

1. Легколетучее газообразное вещество (выделяется газ)

Na2S + 2HCl → 2NаCl + Н2S↑

2Na+ + S-2 + 2H+ + 2Cl- → H2S↑ + 2Na+ +2CI-

2H+ + S2-= H2S↑

1. Слабый электролит (малодиссоциирующее вещество)

NaOH + HCI → NaCI + H2O

Na+ + OH- + H+ + CI- → H2O + Na+ + CI-

H+ + OH- → H2O

**Ионное произведение воды, водородный показатель (pH).** Ионным произведением воды называется константа KH2O = [H+][OH-], которая при неизменной температуре есть величина постоянная, например при температуре 250C KH2O = [H+][OH-] = 10-14

Так как ионное произведение воды постоянно при данной температуре, то, зная концентрацию ионов водорода, можно определить концентрацию гидроксид-ионов и наоборот. В зависимости от соотношения концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов среда в растворе может быть нейтральная, кислая или щелочная. Для характеристики среды растворов используют водородный показатель, равный отрицательному десятичному логарифму концентрации ионов водорода (моль/л):

рH = - ℓg[H+]

- нейтральная среда: [H+] = [OH-] = 10-7; рН = 7

- кислая среда: [H+] > [OH-]; [H+] > 10-7 ; рН < 7

- щелочная среда: [H+] < [OH-]; [H+] < 10-7; рН > 7

**Гидролиз солей.** Гидролизом солей называется взаимодействие их с водой. Гидролизу подвергаются три типа солей.

1. Соли, образованные слабой кислотой и сильным основанием, гидролиз протекает по аниону. Например, гидролиз соли K2CO3

1 ступень:

K2CO3 + H2O ⇆ KHCO3 + KOH

2K+ + (CO3) -2 + H2O ⇆ K+ + (HCO3) - + K+ + OH-

(CO3) -2 + H2O ⇆ (HCO3) - + OH-

2 ступень:

KHCO3 + H2O ⇆ H2CO3 + KOH

K+ + (HCO3) - + H2O ⇆ H2CO3 + K+ +OH-

(HCO3) - + H2O ⇆ H2CO3 + OH-

В растворах таких солей щелочная среда, pH>7. Гидролиз протекает, в основном, по первой ступени, так как накопление продукта реакции (КОН в данном случае) вызывает смещение равновесия в сторону, противоположную гидролизу.

1. Соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием, гидролиз протекает по катиону. Например, гидролиз соли ZnCI2

1 ступень:

ZnCI2 + H2O ⇆ ZnOHCI + HCI

Zn+2 + 2CI- + H2O ⇆ (ZnOH)+ + CI- + H+ + CI-

Zn+2 + H2O ⇆ (ZnOH) + + H+

2 ступень:

ZnOHCI + H2O ⇆ Zn(OH) 2 + HCI

(ZnOH) + + CI- + H2O ⇆ Zn(OH) 2 + H+ + CI-

(ZnOH) + + H2O ⇆ Zn(OH) 2 + H+

В растворах таких солей кислая среда, pH<7. Гидролиз также протекает, в основном, по первой ступени.

1. Cоли, образованные слабой кислотой и слабым основанием, гидролиз протекает одновременно по катиону и по аниону, поэтому идет практически до конца. Например, гидролиз соли (NH4) 2SO3

(NH4) 2SO3 + 2H2O → 2NH4OH + H2SO3

2(NH4) + + (SO3) -2 + 2H2O → 2NH4OH + H2SO3

В растворах таких солей среда, близкая к нейтральной, т.е. pH ≈ 7.

**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:**

изучение некоторых свойств сильных и слабых электролитов, реакций ионного обмена, смещения ионного равновесия в растворе слабых электролитов, реакций гидролиза

**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: пробирки 10 шт;

Химические реактивы: растворы кислот H2SO4, CH3COOH, H3BO3, HCl, растворы оснований NaOH, NH4OH, индикаторы метиловый оранжевый, металлы магний, растворы солей CaCl2, NaCl, AgNO3, MgSO4, Na2SO4, BaCl2, Na2CO3, Al2(SO4)3, (NH4)2CO3

**Порядок выполнения работы**

**Опыт 1.** Сравнение степени диссоциации растворов кислот и оснований:

**а)** В три пробирки налейте по 1-2 мл 0.1N растворов серной H2SO4, уксусной CH3COOHи борной H3BO3 кислот. В каждую пробирку добавьте по 2-3 капли раствора метилоранжа (м-о). Какую окраску приобрел раствор в каждой из пробирок? В каждую пробирку бросьте по небольшому кусочку магния.

Что при этом наблюдается? Какой газ выделяется? Изменяется ли окраска индикатора к концу реакции? Почему? Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном видах. От концентрации каких ионов в растворе зависит скорость реакции между кислотой и магнием?

**б)**  В две пробирки налейте 1-2 мл хлорида кальция СаСl2. В одну пробирку добавьте 0,2N раствор гидроксида натрия NaOH, а в другую – 0,2N раствор гидроксида аммония NH4OH. В какой из пробирок образовалось осадка больше? Почему? Между какими ионами идут реакции в данных растворах? Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном видах.

**Опыт 2.** Качественная реакция на ион хлора CI-

Проведите в отдельных пробирках реакции между растворами соляной кислоты HCI, хлорида натрия NaCI, хлорида кальция СаСl2 и раствором нитрата серебра AgNO3. Что наблюдается? Между какими ионами идёт реакция? Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном видах. Какой ион является аналитическим (определяющим) на ион хлора?

**Опыт 3.** Качественная реакция на сульфат-ион (SO4)-2.

Проведите в отдельных пробирках реакции между растворами разбавленной серной кислоты, сульфата магния MgSO4, сульфата натрия Na2SO4  и раствором хлорида бария BaCI2. Что наблюдается? Между какими ионами идёт реакция? Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном видах. Какой ион является аналитическим на ион SO4-2?

**Опыт 4.** Смещение ионного равновесия слабого электролита.

Налейте в одну пробирку 3 мл 0,1 N раствора уксусной кислоты, а в другую 3 мл чистой воды. Прибавьте в обе части по 2-3 капли метилоранжа. Какую окраску имеет индикатор в каждой пробирке? Почему? Оставьте пробирку с водой для сравнения. В пробирку с раствором уксусной кислоты насыпьте немного сухого уксуснокислого натрия CH3COONa. Слегка взболтайте содержимое пробирки. Концентрация каких ионов увеличилась в растворе после добавления уксуснокислого натрия? Как изменяется окраска раствора? Почему? Объясните свои наблюдения, используя принцип Ле-Шателье.

**Опыт 5.** Гидролиз солей.

В 4 отдельные пробирки налейте по 2-3 мл разбавленных растворов следующих солей: в первую – карбоната натрия Na2CO3, во вторую – сульфата алюминия Al2(SO4)3, в третью – углекислого аммония (NH4)2CO3, в четвёртую хлорида натрия NaCI. В каждую пробирку опустите универсальную индикаторную бумагу. Как изменяется окраска индикаторной бумаги в каждой из пробирок? Почему? Напишите в молекулярном и ионном видах уравнения реакций гидролиза солей. В какой пробирке гидролиз не происходит? Почему?

**Контрольные вопросы**

1. Что такое ионы? Какие ионы называются катионами, а какие – анионами? Приведите примеры катионов и анионов.

2. Какова главная причина электролитической диссоциации в водных растворах?

3. Что называется степенью диссоциации? От чего она зависит?

4. Что характеризует константа диссоциации?

5. Почему водный раствор серной кислоты проводит электрический ток, а безводная серная кислота не проводит? Ответ объясните.

6. Изобразите схему образования гидратированных ионов фторида калия при его растворении в воде.

7. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций между K2SiO3 и HCl; BaCl2 и Na2SO4; Al2(SO4)3 и Pb(NO3)2.

8. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионными уравнениями:

Zn2+ + H2S = ZnS↓ + 2H+;

Mg2+ + CO32- = MgCO3↓;

H+ + OH- = H2O.

9. К каждому из веществ Al(OH)3; H2SO4; Ba(OH)2 добавили раствор KOH. В каких случаях произошли реакции? Выразите их молекулярными и ионными уравнениями.

10. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающих между веществами H2SO4 и Ba(OH)2; FeCl3 и NH4OH; CH3COONa и HCl; Hg(NO3)2 и NaI; NH4Cl и Ca(OH)2.

**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**



**Приложение Б**

**Таблица растворимости**

