

МИНОБРНАУКИ РОССИИ

**Филиал федерального государственного бюджетного образовательного учреждения
высшего образования
«Майкопский государственный технологический университет»
в поселке Яблоновском**

С.М. ЦИКУНИБ

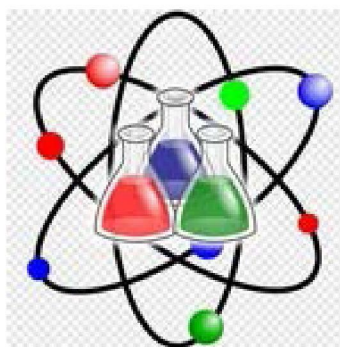
В.А. ХРИСОНИДИ

Учебно-методические указания

по выполнению лабораторных работ по дисциплине

«Химия»

Часть 1.



п. Яблоновский
2021

УДК 54(07)

ББК 24

У 91

Рецензенты:

Чуев И.Н. к.э.н., доцент, заведующий кафедрой транспортных процессов и техносферной безопасности филиала ФБГОУ ВО «МГТУ» в п. Яблоновском.

Амбарцумян Л.И. к.х.н., доцент кафедры торговли и общественного питания, Краснодарский филиал ФБГОУ ВО «РЭУ» им. Г.В.Плеханова.

Составители - к.т.н., доцент **Цикуниб СМ.**, ст. преп. **Хрисониди В.А.**

Цель учебно-методических указаний - оказать учебно-методическую помощь бакалаврам и специалистам, для повышения качества усвоения учебного материала и формирования устойчивых компетенций по дисциплине «Химия».

Содержание

ВВЕДЕНИЕ.....	5
ОБЩИЕ ТРЕБОВАНИЯ К ВЫПОЛНЕНИЮ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ И ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ.....	6
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 1. ИЗУЧЕНИЕ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ.....	8
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 2. КЛАССЫ ХИМИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ	10
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 3. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ.....	16
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 4. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ВОДОРОДНОГО ПОКАЗАТЕЛЯ.....	24
ЛИТЕРАТУРА.....	28

ВВЕДЕНИЕ

Изучение химии как одной из фундаментальных естественных наук необходимо для формирования научного мировоззрения, для развития образного мышления, творческого роста будущих специалистов.

Важную роль играет химия в жизни каждого человека, в его практической деятельности. Еще в 1751 г. М.В. Ломоносов в своем знаменитом «Слове о пользе химии» писал: «Широко распространяет химия руки свои в дела человеческие. Куда ни посмотрим, куда ни оглянемся – везде обращаются перед очами нашими успехи ее применения». Особенно велико значение науки о веществе в технике, развитие которой немыслимо без понимания процессов превращения веществ. Глубокое понимание законов химии и их применение позволяет как совершенствовать существующие, так и создавать новые процессы, машины, установки и приборы.

Получение электроэнергии, топлива, металлов, различных материалов (сверхчистых, сверхтвердых, сверхпроводящих и т. п.) непосредственно связано с химическими реакциями. Возросла роль химии в развитии электротехники, микроэлектроники, радиотехники, космической техники, автоматики и вычислительной техники.

Понимание законов химии и их использование исключительно важно при решении проблемы повышения эффективности производства и качества продукции, так как ухудшение качества и надежности продукции во многих случаях вызывается нежелательными химическими процессами, например, коррозией металлов, старением полимеров и т. п. Изучение механизмов химических реакций позволяет выбрать рациональные методы охраны окружающей среды.

Химия – это наука, изучающая вещества и процессы их превращения, сопровождающиеся изменением состава и строения. В химическом процессе происходит перегруппировка атомов, разрыв химических связей в исходных веществах и образование химических связей в продуктах реакции. В результате химических реакций происходит превращение химической энергии в теплоту, свет и пр.

Язык химии – формулы вещества и уравнения химических реакций. В формуле вещества закодирована информация о составе, структуре, реакционной способности этого вещества. Из уравнения реакции можно получить информацию о химическом процессе и его параметрах. Научиться расшифровывать эту информацию – важная задача изучения курса химии.

Современная химия представляет собой систему отдельных научных дисциплин: общей, неорганической, аналитической, органической, физической, коллоидной, биохимии, геохимии, космохимии, электрохимии и т. д.

Основой химической науки являются атомно-молекулярное учение, закон сохранения материи, периодический закон и теория строения вещества, учение о химическом процессе.

Получение полноценных знаний по химии должно основываться на конкретном представлении об изучаемых веществах и их превращениях, чему в значительной мере должно способствовать серьезное и самостоятельное выполнение лабораторных работ и решение задач и упражнений.

ОБЩИЕ ТРЕБОВАНИЯ К ВЫПОЛНЕНИЮ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ И ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ

Студент допускается к выполнению лабораторной работы при наличии подготовленного лабораторного журнала, включающего название лабораторной работы, цель, краткие теоретические сведения, практическую часть (название опытов, таблицы и пр.).

Студент, не подготовившийся к выполнению лабораторной работы заранее, готовится к ней во время занятия и отрабатывает пропущенную работу во внеурочное время. В таком случае оценка в баллах при защите лабораторной работы снижается.

Лабораторный практикум считается выполненным, если студент отработал и защитил все лабораторные работы.

С самого начала студент должен приучить себя к аккуратности, работать в лаборатории следует без лишней торопливости, соблюдать тишину и порядок на лабораторном столе.

Необходимо внимательно следить за ходом опыта, отмечая и записывая в лабораторный журнал все наблюдения (изменение окраски растворов, выпадение и растворение осадков, изменение температуры и т.д.). Отмеченные наблюдения, как правило, составляют основу выводов о результате исследуемого процесса, реакции.

Для проведения опыта не следует расходовать реактивов больше требуемого по методике количества. Если же случайно взяли избыток реактива, то эти излишки следует отправить в отходы во избежание загрязнения реактива. Нельзя путать пробки от капельных пипеток и реактивных склянок.

Работы с вредными, дурно пахнущими веществами, концентрированными кислотами и щелочами надо проводить осторожно и только в вытяжном шкафу при включенной вытяжке. Пролитую кислоту или раствор щелочи нейтрализуют, затем смывают струей воды из водопроводного крана, после чего приводят в порядок рабочее место.

Попавшую на тело кислоту или щелочь нужно быстро смыть струей воды, затем с помощью лаборанта обработать пораженное место специальными растворами, имеющимися в каждой лаборатории в доступном месте.

При порезах стеклом необходимо удалить из раны осколки стекла, смыть кровь 2 %-м раствором перманганата калия, смазать края раны йодом и забинтовать. При раздражении дыхательных путей удушливыми газами следует вывести пострадавшего на свежий воздух.

При всех несчастных случаях необходимо немедленно обратиться к лаборанту или преподавателю.

Отработанные растворы кислот и щелочей следует сливать в специальные банки для отходов, находящиеся в вытяжном шкафу.

Самостоятельно, без указания на то преподавателя, проводить дополнительные опыты не разрешается.

Запрещается принимать пищу в лаборатории.

По окончании работы необходимо вымыть использованную посуду, руки, а приведенное в порядок рабочее место сдать дежурному лаборанту.

ПРИМЕЧАНИЕ. Лабораторные работы зачитывается после защиты и выполнения тестовых заданий, которые необходимо получить у преподавателя.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 1.

ИЗУЧЕНИЕ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ ТАБЛИЦЫ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Цель работы

Ознакомление с Периодической таблицей химических элементов.

Научиться определять характеристику элемента по таблице.

Краткие теоретические сведения

В основу построения таблицы Периодической системы химических элементов положен Периодический закон Д.И.Менделеева (1 марта 1869г):

Свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от их относительных атомных масс.

В основу построения таблицы лежат два основных признака: величина атомной массы и свойства. Д.И.Менделеев обнаружил, что свойства элементов изменяются в пределах определенных их совокупностей линейно (монотонно возрастают или убывают), а затем повторяются периодически, то есть через определенное число элементов встречаются сходные. Периодический закон и Периодическая система имеют периодические закономерности: горизонтальную (по периодам) периодичность, вертикальную (по группам) периодичность и диагональную.

Периоды делятся на малые и большие (ряды). Группы делятся на главную и побочную. Период - это горизонтальный ряд химических элементов, расположенных по возрастанию порядкового номера, начинаются щелочным металлом и заканчивается инертным газом; слева направо в периодах нарастают неметаллические свойства, что связано с нарастанием числа электронов на последнем слое в атоме, а значит, по способности их присоединять электроны. Группа - вертикальная группировка элементов, в которой один под другими размещены сходные между собой элементы. Группа делится на главную и побочную подгруппы.

Группа (главная подгруппа) – вертикальный ряд химических элементов, где сверху вниз нарастают металлические свойства, что связано с нарастанием числа электронных слоев в атоме, а значит со способностью отдавать электроны.

В главную подгруппу входят химические элементы только больших периодов.

В побочную подгруппу входят химические элементы только больших периодов.

Номер периода показывает число электронных слоев.

Номер группы показывает высшую валентность элементов и число электронов на последнем слое.

Порядковый номер элемента показывает заряд ядра и число электронов в атоме.

Под **диагональной** периодичностью понимают повторяемость сходства химических свойств и соединений элементов, расположенных по диагонали друг от друга в Периодической системе.

Сходство в свойствах между простыми веществами и соединениями, образованными химическими элементами, расположенными по диагонали, объясняется тем, что нарастание неметаллических свойств в периодах слева направо приблизительно уравнивается эффектом увеличения металлических свойств в группах сверху вниз.

Например, Li похож на Mg во всем, что отличает его от Na.

Аналогично В больше напоминает Si, чем Al.

Лучше всего диагональную периодичность свойств неметаллов характеризует хорошо известная диагональ B-Si-As-Te-At, которая условно делит элементы на металлы и неметаллы.

2. Характеристика химического элемента по Периодической таблице Д.И. Менделеева.

2.1 порядковый номер, название элемента, химический знак

2.2 металл или неметалл

2.3 относительная атомная масса

2.4 номер периода (малый или большой)

2.5 номер группы, подгруппа (главная или побочная)

2.6 электронная схема, электронная формула, графическая формула наружного электронного слоя

2.7 формула высшего оксида

2.8 формула водородного соединения неметалла

2.9 сравнение металлических или неметаллических свойств по периоду и по подгруппе.

Контрольные вопросы:

1. Современная формулировка Периодического закона.

2. Дать характеристику двум диагоналям:

Al-Ge-Sb и Zn-Ln-Pb.

3. Почему так похожи свойства лантана и лантаноидов, актиния и актиноидов?

4. Дать характеристику химического элемента по таблице:

4.1 Li, Al, P

4.2 Na, Be, Cl

4.3 K, Ti, F

4.4 Rb, Zn, Br

4.5 Ag, Mg, O

4.6 Cs, Ca, C

4.7 Fr, Sn, N

4.8 Hg, Sr, N

4.9 Cu, Fe, I

4.10 Ni, Mn, B

4.11 Mo, Au, P

4.12 Fe, Ag, C

4.13 Co, Al, S

4.14 Ni, Zn, Cl

4.15 Pt, Ca, O

4.16 Cd, Pb, H

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 2. КЛАССЫ ХИМИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Цель работы

Ознакомление с важнейшими классами неорганических соединений: оксидами, основаниями, кислотами и солями; способами их получения и свойствами.

Краткие теоретические сведения

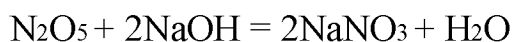
Известно около 300 тысяч неорганических соединений; их можно разделить на четыре важнейших класса – оксиды, основания, кислоты и соли. *Оксиды* – продукты соединения элементов с кислородом. Различают солеобразующие и несолеобразующие оксиды, а также пероксиды, которые по свойствам относятся к солям пероксида водорода H_2O_2 . Пероксиды образуют щелочные металлы Li, Na, K, Rb, Cs и щелочноземельные металлы Ca, Sr, Ba. В пероксидах атомы кислорода связаны между собой ковалентной связью (например, K_2O_2 : $K-O-O-K$) и легко разлагаются с отщеплением атомарного кислорода, поэтому они являются сильными окислителями. Несоле-

образующих оксидов немного (например, CO, NO, N₂O), они не образуют солей ни с кислотами, ни с основаниями. Солеобразующие оксиды подразделяют на основные, кислотные и амфотерные.

Основные оксиды образуют металлы с низшими степенями окисления +1, +2, их гидратами являются основания. Основания щелочноземельных металлов (Ca, Sr, Ba) также образуются при растворении в воде соответствующих оксидов, но их растворимость меньше, к щелочам приближается только гидроксид бария Ba(OH)₂. Основные оксиды реагируют с кислотными оксидами и кислотами, образуя соли:



Неметаллы (B, C, N, P, S, Cl и др.), а также металлы, расположенные в побочных подгруппах больших периодов в высших степенях окисления +5, +6, +7 (V, Cr, Mn и др.), образуют кислотные оксиды, взаимодействие которых с основными оксидами и основаниями приводит к солям:



Металлы главных и побочных подгрупп средних степеней окисления +3, +4 (Cr, Mn, Sn и др.), иногда +2 (Sn, Pb) образуют амфотерные оксиды. Их гидраты проявляют как основные, так и кислотные свойства, реагируя как с кислотами, так и с основаниями:



Оксиды можно получить реакцией соединения элемента с кислородом:

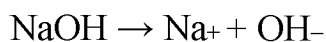


или реакцией разложения сложного вещества:



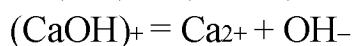
Продукты взаимодействия оксидов с водой называют гидроксидами или гидроокисями. Их состав выражают общей формулой Э(OH)_n, где Э – атом элемента, n – индекс соответствующий степени окисления Э. В зависимости от природы атома элемента Э гидроксиды диссоциируют по связи Э–ОН и по связи ЭО–Н с образованием основных (основания), кислотных (кислоты) и амфотерных гидроксидов (амфолиты).

Основания при диссоциации в растворе в качестве анионов образуют только гидроксид-ионы:



Кислотность основания определяется числом ионов OH[–].

Многокислотные основания диссоциируют ступенчато:

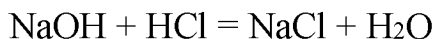


Водные растворы хорошо растворимых оснований называют щелочами. Щелочи получают растворением оксидов в воде:



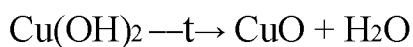
Индикаторы в щелочных растворах меняют окраску: так фиолетовый лакмус приобретает синий цвет, бесцветный фенолфталеин становится малиновым, метиловый оранжевый – желтым.

Основания реагируют с кислотами, образуя соль и воду:

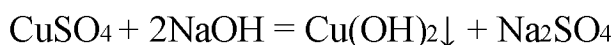


Если основание и кислота взаимодействуют в эквивалентных отношениях, то среда становится нейтральной. Такая реакция называется реакцией нейтрализации.

Многие нерастворимые в воде основания при нагревании разлагаются:

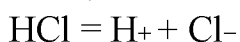


Нерастворимые в воде основания обычно получают действием щелочей на растворимые соли металлов:



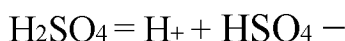
Кислоты, согласно теории электролитической диссоциации, в качестве катиона образуют только катионы водорода H^+ (точнее ионы гидроксония

H_3O^+):



Различают кислоты бескислородные (HCl , HI , H_2S , HCN и др.) и кислородсодержащие (HNO_3 , H_2SO_4 , H_2SO_3 , H_3PO_4 и др.).

Основность кислоты определяется числом катионов водорода, образующихся при диссоциации. Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато:

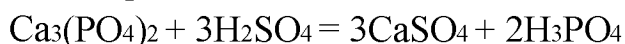


В растворах кислот лакмус становится красным, метиловый оранжевый – розовым, фенолфталеин остается бесцветным.

Кислоты получают растворением кислотных оксидов в воде:



или по реакции обмена соли с кислотой:



Амфолиты представляют собой гидроксиды, проявляющие в реакциях как основные, так и кислотные свойства. К ним относятся $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и др. Амфотерные гидроксиды реагируют с основаниями как кислоты, с кислотами – как основания:



Соли при диссоциации образуют катионы металлов (или ион аммония $+4\text{NH}$) и анионы кислотных остатков.

Различают средние, кислые и основные соли. Существуют также двойные соли, образованные разными металлами и одним кислотным остатком $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, и смешанные, образованные одним металлом и разными кислотными остатками CaClOCl .

Средние соли можно рассматривать как продукты полного замещения атомов водорода в кислоте атомами металла или гидроксогрупп основания кислотными остатками: NaCl , K_2SO_4 , AlPO_4 . Средние соли диссоциируют на катионы металла и анионы кислотных остатков.

Кислые соли (гидросоли) являются продуктами неполного замещения атомов водорода многоосновных кислот атомами металла: NaHSO_4 , $\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$, KHCO_3 .

Диссоциация кислой соли выражается уравнением
 $\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3 = \text{Al}^{3+} + 3(\text{H}_2\text{PO}_4)^-$

Анион $(\text{H}_2\text{PO}_4)^-$ дальнейшей диссоциации подвергается в незначительной степени.

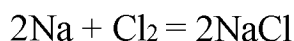
Основные соли (гидроксосоли) являются продуктами неполного замещения гидроксогрупп многокислотного основания на кислотные остатки: AlOHHSO_4 , MgOHCl , $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$.

Диссоциация основной соли выражается уравнением
 $\text{AlOHHSO}_4 = (\text{AlOH})^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$

Катион $(\text{AlOH})^{2+}$ дальнейшей диссоциации подвергается в незначительной степени.

Средние соли могут быть получены многими способами:

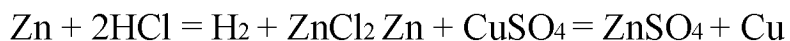
1) соединением металла и неметалла:



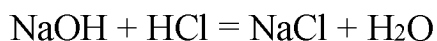
2) соединением основного и кислотного оксидов:



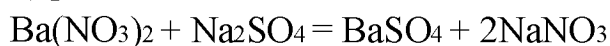
3) вытеснением активным металлом водорода или менее активного металла:



4) реакцией нейтрализации:

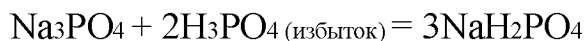


5) реакцией обмена:

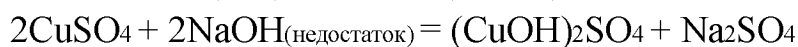
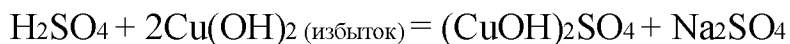


и др.

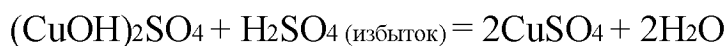
Кислые соли могут быть получены в кислой среде:



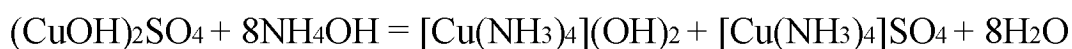
Основные соли могут быть получены в щелочной среде:



Кислые соли при избытке щелочи и основные соли при избытке кислоты переходят в средние соли:



Для многих металлов характерны комплексные соединения, которые диссоциируют в растворе как сильные электролиты, образуя устойчивые комплексные ионы:



Комплексные соединения многих d-металлов окрашены, что позволяет их использовать в аналитической практике для обнаружения ионов металлов.

Вопросы для подготовки к лабораторной работе

1. Какие бинарные соединения называются оксидами? Какими способами можно получить оксиды? Приведите примеры реакций.
2. Какие вещества называются кислотами? Приведите примеры реакций получения кислот.
3. Чем определяется основность кислот? Приведите примеры кислот различной основности.
4. Какие вещества называются основаниями? Приведите примеры реакций получения оснований.
5. Чем определяется кислотность оснований? Приведите примеры оснований различной кислотности.
6. Какие химические соединения относятся к классу солей? Приведите примеры солей различных типов и способов их получения.

Экспериментальная часть

Опыт 1

Получение оксида магния высокотемпературным окислением

Стружку сплава магния возьмите тигельными щипцами и внесите в пламя спиртовки. Опыт проводите над асбестовой сеткой или фарфоровой

чашкой. Магний горит ярким белым пламенем, покрываясь белым налетом оксида магния. Напишите уравнения реакции образования оксида магния. Осторожно опустите стружку с образовавшимся оксидом в пробирку с дистиллированной водой, добавьте 2-3 капли фенолфталеина, который является индикатором на наличие ионов OH^- , определяющих щелочную среду, отметьте окраску раствора. Напишите уравнение реакции образования гидроксида магния.

О п ы т 2

Получение оксида реакцией разложения

Возьмите тигельными щипцами кусочек мела и прокалите его в пламени спиртовки. Напишите уравнение реакции разложения карбоната кальция. Опустите прокаленный мел в пробирку с дистиллированной водой, добавьте 2-3 капли фенолфталеина, отметьте окраску раствора, напишите уравнение реакции образования гидроксида кальция.

Контрольные вопросы и задачи

1. Через какой промежуточный продукт, легко разлагающийся при нагревании, можно получить оксид металла из его соли? Покажите на примерах: а) $\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$; б) $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuO}$; в) $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$
2. Возможно ли взаимодействие между оксидами:
а) Li_2O и SO_3 ; г) BaO и MgO ;
б) Na_2O и BeO ; д) N_2O_5 и ZnO ?
в) Al_2O_3 и K_2O ;
3. Анализом установлено, что в образце оксида бария массовая доля примеси сульфата бария составляет 10 %. Как был проведен анализ, и какой объем раствора нужного реагента концентрации 2 моль/л был затрачен на обработку навески массой 5 г? (*Ответ: 30 мл реагента.*)
4. С какими из перечисленных веществ взаимодействует соляная кислота: MgO ; AgNO_3 ; SO_3 ; CuSO_4 ; $\text{Ca}(\text{OH})_2$; Cu ; Fe ; KOH ?
5. Какие свойства гидроксидов NaOH , $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Ni}(\text{OH})_2$ могут быть использованы для их разделения из твердой смеси?
6. Найдите массовую долю гидроксида натрия, превратившегося в карбонат за счет поглощения углекислого газа из воздуха, если масса гидроксида возросла с 200 г до 232,5 г. Чему равен объем поглощенного при этом CO_2 (условия нормальные). (*Ответ: 50 %, 28 л.*)

7. Какими способами можно получить из данной соли другую соль с тем же катионом или тем же анионом:
- а) $\text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl}$ б) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{BaSO}_4$
в) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{FeCl}_3$ г) $\text{Na}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{BaCrO}_4$?
8. При помощи каких реакций можно осуществить следующие переходы:
- а) $\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{FeOH}\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}$
б) $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnS} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow (\text{ZnOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{Zn}$?
9. Какой объем CO_2 (условия нормальные) потребуются для растворения 1,0 г свежесажженного CaCO_3 ? Какие процессы произойдут в растворе:
- а) при кипячении,
б) добавлении щелочи,
в) при добавлении соляной кислоты? (Ответ: 0,224 л.)
10. К какому классу относится каждое из следующих соединений:
 Cs_2O ; $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$; H_4SiO_4 ; NO_2 ; $[\text{Fe}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$; $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 3. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

Цель работы

Изучение процессов, протекающих в электролитах; электролитическая диссоциация, степень и константа диссоциации, ионообменные реакции, электрическая проводимость, произведение растворимости. Цель работы-приобрести навыки составления молекулярных и ионных уравнений реакций, протекающих в растворах электролитов. Научиться определять направление протекания ионных реакций.

Краткие теоретические сведения

Электролитами называют вещества, которые при растворении в полярном растворителе придают раствору способность проводить электрический ток. Определение *электролиты* применительно непосредственно и к растворам, которые проводят электрический ток. Таким образом, *электролиты* это и вещества, это и растворы. Растворы, не проводящие электрический ток, называются неэлектролитами. Примерим неэлектролита является раствор сахарозы в воде.

Если поместить электролит в полярный растворитель, то происходит распад электролита на положительно заряженные *катионы* и отрицательно

заряженные *анионы* (*электролитическая диссоциация*) в результате сложного физико-химического взаимодействия молекул электролита с полярными молекулами растворителя.

При растворении некоторых веществ в воде (или других полярных растворителях) под воздействием молекул растворителя происходит распад молекул данного вещества на ионы. В результате этого процесса раствор содержит не только молекулы растворителя и растворенного вещества, но и образовавшиеся ионы. Растворы веществ, которые при растворении в воде или других полярных растворителях распадаются на ионы, называются электролитами.

Процесс распада молекул растворенного вещества (электролита) на ионы под действием полярных молекул растворителя называется электролитической диссоциацией.

Растворы электролитов обладают ионной электропроводностью (в переносе электрических зарядов участвуют ионы) и являются проводниками второго рода.

Количественной характеристикой процесса распада растворенного вещества на ионы является степень электролитической диссоциации —. Степенью диссоциации называется отношение числа молекул растворенного вещества, распавшихся на ионы в растворе (n), к общему числу растворенных молекул (N):

Степень электролитической диссоциации определяется опытным путем и выражается либо в долях единицы, либо в процентах. Степень диссоциации электролита зависит от природы электролита, концентрации и температуры.

По степени диссоциации электролита в растворе с молярной концентрацией эквивалента, равной 0,1 моль/л (0,1 н.), растворы условно делят на три группы: сильные, слабые и средние электролиты. Если в 0,1 н. растворе электролита 0,3 (30 %) электролит считается сильным, 0,03 (3 %) — слабым электролитом. Электролиты с промежуточными значениями степени диссоциации считают средними.

К сильным электролитам, если растворителем является вода, относятся:

– кислоты: HNO_3 , H_2SO_4 , HCNS , HCl , HClO_3 , HClO_4 , HBr , HBrO_3 , HBrO_4 , HI , HIO_3 , HMnO_4 , H_2SeO_4 , HReO_4 , HTcO_4 ; а также кислоты H_2CrO_4 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6$ которые являются сильными по первой ступени диссоциации, т. е. при отрыве первого иона H^+ ;

– основания: гидроксиды щелочных (Li , Na , K , Rb , Cs , Fr) и щелочноземельных металлов (Ca , Sr , Ba , Ra): LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH , FrOH , Ca(OH)_2 , Ba(OH)_2 , Sr(OH)_2 ; Ra(OH)_2 ; а также TlOH ;

– большинство солей. Исключение: $\text{Fe}(\text{SCN})_3$, $\text{Mg}(\text{CN})_2$, HgCl_2 , $\text{Hg}(\text{CN})_2$.

К слабым электролитам относятся:

– кислоты: H_2CO_3 , HClO , H_2S , H_3BO_3 , HCN , H_2SO_3 , H_2SiO_3 , CH_3COOH , HCOOH , $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ и т. д. (Приложение, табл. 2);

– основания (p- и d-элементов): $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$; гидроксид аммония NH_4OH , а также органические основания – амины (CH_3NH_2) и амфолиты ($\text{H}_3\text{N}^+\text{CH}_2\text{COO}^-$).

Вода является очень слабым электролитом (H_2O) = $2 \cdot 10^{-9}$, т. е.

молекулы воды также могут распадаться на ионы за счет взаимодействия молекул между собой.

Сильные электролиты – вещества, которые при растворении в воде полностью распадаются на ионы, т. е. диссоциируют практически нацело.

После разрыва связи между ионами в молекуле электролита под действием молекул воды, образовавшиеся ионы окружают себя молекулами воды и поэтому в растворе находятся в гидратированном состоянии. С учетом гидратации ионов уравнение электролитической диссоциации можно было бы записать таким образом:

Уравнение диссоциации сильного электролита записывают упрощенно, например:

К слабым электролитам относятся вещества, которые при растворении в воде частично диссоциируют на ионы. Между ионами, концентрация которых в растворе невелика, и реально существующими недиссоциированными молекулами устанавливается равновесие:

Такая запись означает, что в растворе одновременно происходят два процесса: распад молекул на ионы и образование молекул из ионов. Равновесие в растворах слабых электролитов смещено в сторону исходных продуктов, поэтому слабые электролиты в растворе существуют преимущественно в виде молекул.

Химические свойства растворов электролитов зависят от свойств ионов и молекул, находящихся в растворе. Направление протекания реакций между ионами и молекулами в растворах электролитов определяется возможностью образования малорастворимых веществ или слабых электролитов. Если в результате реакции не происходит образования малорастворимого вещества или слабого электролита, то такая реакция протекать не может. Например, при сливании растворов нитрата натрия и хлорида калия реакция не протекает, так как по обменной реакции из ионов находящихся в растворе не может образоваться какое либо малорастворимое вещество или слабый электролит. Эти соли относятся к сильным электролитам и хорошо растворяются в воде, поэтому в растворе будет находиться смесь ионов:

из которых состояли исходные вещества. Следовательно, в этом случае нельзя написать молекулярное уравнение обменной реакции. Реакцию, протекающую в растворе, можно представить в виде:

- молекулярного уравнения реакции;

- ионно-молекулярного уравнения (полного или сокращенного).

Уравнение реакции, содержащее только формулы недиссоциированных веществ, называется молекулярным уравнением. Молекулярная форма уравнения показывает, какие вещества и в каком количестве участвуют в реакции. Оно позволяет производить необходимые расчеты, связанные с данной реакцией. Уравнение, содержащее формулы недиссоциированных слабых электролитов и ионы сильных электролитов, называется полным ионным или ионно-молекулярным уравнением реакции.

Сократив одинаковые продукты в левой и правой части ионномолекулярного уравнения реакции, получаем сокращенное или краткое ионное уравнение реакции. Ионное уравнение, не содержащее одинаковых веществ (ионов или молекул) в левой и правой части реакции, называется сокращенным или кратким ионным уравнением реакции. Это уравнение и отражает сущность происходящей реакции.

При записи ионных уравнений реакций необходимо помнить:

1) сильные электролиты следует записывать в виде отдельных составляющих их ионов;

2) слабые электролиты и малорастворимые вещества следует записывать в виде молекул.

В качестве примера рассмотрим взаимодействие соды с кислотой.

В молекулярном уравнении реакции исходные вещества и продукты реакции записывают в виде молекул:

Принимая во внимание, что в водном растворе молекулы электролитов распадаются на ионы, полное ионное уравнение этой реакции имеет вид. Сократив катионы натрия Na^+ и сульфат-ионы SO_4^{2-} в правой и левой частях уравнения, получим сокращенное ионное уравнение:

В ионном уравнении слабые электролиты, газы и малорастворимые вещества записывают в виде молекул. Знак, стоящий при формуле вещества, обозначает, что это вещество выведено из сферы реакции в виде осадка, а знак обозначает, что вещество удаляется из сферы реакции в виде газа.

Вещества, молекулы которых полностью диссоциируют на ионы (сильные электролиты), записывают в виде ионов. Сумма электрических зарядов левой части уравнения должна быть равна сумме электрических зарядов правой части.

При написании ионных уравнений следует руководствоваться таблицей растворимости кислот, оснований и солей в воде, т. е. обязательно проверять растворимость реагентов и продуктов, отмечая это в уравнениях, а также

таблицей констант диссоциации слабых электролитов (Приложение, табл. 1 и 2). Рассмотрим примеры записи некоторых ионномолекулярных уравнений.

Пример 1. Образование трудно- и малорастворимых соединений (осадка).

а) Образование сульфата бария Молекулярное уравнение реакции:

Полное ионное (ионно-молекулярное) уравнение реакции:

Сокращенное ионное уравнение реакции (краткая форма уравнения):

б) Образование карбоната бария

Пример 2. Образование газообразного вещества.

б) $K_2CO_3 + 2 HCl = 2 KCl + CO_2 + H_2O$ (молекулярное уравнение)

Пример 3. Образование слабого электролита.

$2Na + 2OH + 2H + SO_4 = 2H_2O + 2Na + SO_4$ (полное ионное уравнение)

Реакция нейтрализации сильной кислоты сильным основанием сводится к взаимодействию ионов водорода с гидроксид-ионами;

б) слабой кислоты:

$2Na + 2NO_2 + 2H + SO_4 = 2HNO_2 + 2Na + SO_4$ Сильные кислоты

вытесняют слабые кислоты из их солей;

в) слабого основания:

Сильные основания вытесняют слабые основания из их солей.

Пример 4. Когда среди исходных соединений и продуктов реакции есть слабый электролит или малорастворимое вещество, то в уравнении применяется знак равновесия. Равновесие в реакции смещается в сторону более слабого электролита или малорастворимого вещества, что обозначается значком ()..

В результате реакции образуется более слабый электролит – вода. Равновесие смещается в сторону прямой реакции.

В результате реакции образуется менее растворимая соль – карбонат кальция. Равновесие смещается в сторону прямой реакции.

Пример 5. Составьте три возможных молекулярных уравнения реакции, соответствующих сокращенному ионному уравнению:

Решение. В левой части ионного уравнения указаны свободные ионы CH_3COO^- и H^+ . Эти ионы образуются при диссоциации каких-либо растворимых сильных электролитов. Ионы CH_3COO^- могут образовываться при диссоциации, например солей KCH_3COO , $NaCH_3COO$, $Mg (CH_3COO)_2$; донорами ионов H^+ могут быть любые сильные кислоты. Молекулярные уравнения реакций, которым отвечает данное молекулярно-ионное уравнение, могут быть:

1. Соблюдайте особую осторожность при работе с растворами кислот и щелочей, не допускайте их попадания на кожу и одежду.

2. Если в процессе эксперимента выделяется токсичный газообразный продукт, то обязательно проводите опыт в вытяжном шкафу при работающей вентиляции.

3. Соблюдайте осторожность при работе с токсичными солями и их растворами (соли бария, хрома, меди и др.).

Реактивы. Разбавленные растворы солей, оснований, кислот: CuSO_4 , NiSO_4 , MgCl_2 , ZnCl_2 , ZnSO_4 , CaCl_2 , CaCO_3 , BaCl_2 , Na_2S , Na_2SO_4 , Na_2SO_3 , Na_2CO_3 , AlCl_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, K_2CrO_4 , $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, NaOH , HCl , H_2SO_4 (1:4).

Кристаллы Na_2CO_3 , Na_2SO_3 , NaHCO_3 , CaCO_3 , дистиллированная вода.

Оборудование. Штатив с пробирками.

Получите у преподавателя вариант задания для проведения эксперимента (варианты заданий смотрите в таблице 1.1).

Варианты заданий для экспериментальной работы студентов I. Ионные реакции обмена, протекающие с образованием трудной малорастворимых соединений (осадка)

1. Ионные реакции обмена, протекающие с образованием

Опыт 1. В пробирку налейте примерно 0,5–1 мл раствора сульфата меди(II) CuSO_4 и 3–5 капель разбавленного раствора гидроксида натрия NaOH . Наблюдайте образование осадка гидроксида меди(II). Осадок разделите на две пробирки. В одну из пробирок прилейте примерно 1 мл разбавленной серной кислоты H_2SO_4 . В другую пробирку – 1 мл раствора щелочи NaOH . Что наблюдаете в каждом случае? Запишите уравнения реакций в молекулярной и сокращенной ионной формах.

Опыт 2. В пробирку налейте примерно 1 мл раствора сульфата никеля(II) NiSO_4 и 3–5 капель разбавленного раствора гидроксида натрия NaOH . Наблюдайте образование осадка гидроксида никеля(II). Осадок разделите на две пробирки. В одну из пробирок прилейте примерно 1 мл разбавленной серной кислоты H_2SO_4 . В другую пробирку – 1 мл раствора щелочи NaOH . Что наблюдаете в каждом случае? Запишите уравнения реакций в молекулярной и сокращенной ионной формах.

Опыт 3. В пробирку налейте примерно 1 мл раствора соли алюминия (AlCl_3 или $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$) и добавьте по каплям разбавленный раствор гидроксида натрия NaOH до образования осадка гидроксида алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$.

Осадок разделите на две пробирки. В одну из пробирок прилейте примерно 1 мл разбавленной серной кислоты H_2SO_4 . В другую пробирку – 1 мл разбавленного раствора щелочи NaOH . Что наблюдаете в каждом случае?

Запишите уравнения реакций в молекулярной и сокращенной ионной формах.

Опыт 4. В пробирку налейте примерно 1 мл раствора хлорида цинка ZnCl_2 и добавьте по каплям разбавленный раствор гидроксида натрия NaOH до образования осадка гидроксида цинка $\text{Zn}(\text{OH})_2$. Осадок разделите на две пробирки. В одну из пробирок прилейте 1 мл разбавленной серной кислоты H_2SO_4 . В другую пробирку – 1 мл разбавленного раствора щелочи NaOH . Что наблюдаете в каждом случае? Запишите уравнения реакций в молекулярной и сокращенной ионной формах.

2. Ионные реакции обмена, протекающие с образованием

Опыт 5. В пробирку налейте 0,5–1 мл раствора хлорида цинка $ZnCl$ или сульфата цинка $ZnSO_4$, прибавьте примерно такой же объем раствора сульфида натрия Na_2S (под тягой!). Что наблюдаете? Запишите уравнения реакций в молекулярной и сокращенной ионной формах.

Опыт 6. В пробирку поместите небольшое количество кристалликов соды Na_2CO_3 , добавьте 1–2 мл дистиллированной воды и перемешайте.

К полученному раствору карбоната натрия Na_2CO_3 добавьте примерно 1 мл раствора хлорида кальция $CaCl_2$. Что наблюдаете? Запишите уравнения реакций в молекулярной и сокращенной ионной формах.

Опыт 7. В пробирку налейте 0,5–1 мл раствора гексацианоферрата(II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$, затем добавьте 1 мл раствора сульфата меди(II) $CuSO_4$.

Что наблюдаете? Запишите уравнения реакций в молекулярной и сокращенной ионной формах.

Опыт 8. В пробирку налейте 0,5–1 мл раствора хлорида бария $BaCl_2$, затем добавьте примерно такой же объем раствора сульфата натрия Na_2SO_4 . Что наблюдаете? Запишите уравнения реакций в молекулярной и сокращенной ионной формах.

Опыт 9. В пробирку налейте 0,5–1 мл раствора хлорида кальция $CaCl_2$, затем добавьте примерно такой же объем сульфата натрия Na_2SO_4 .

Что наблюдаете? Запишите уравнения реакций в молекулярной и сокращенной ионной формах.

Опыт 10. В пробирку поместите несколько кристалликов сульфита натрия Na_2SO_3 и растворите их в небольшом количестве дистиллированной воды, затем добавьте 1 мл раствора хлорида магния $MgCl_2$. Что наблюдаете? Запишите уравнения реакций в молекулярной и сокращенной ионной формах.

Опыт 11. В пробирку налейте 0,5–1 мл раствора сульфата меди(II) $CuSO_4$, затем добавьте примерно такой же объем раствора хромата калия K_2CrO_4 . Что наблюдаете? Запишите уравнения реакций в молекулярной и сокращенной ионной формах.

Опыт 12. В пробирку налейте 0,5–1 мл раствора хлорида бария $BaCl_2$, затем добавьте примерно такой же объем раствора хромата калия K_2CrO_4 .

Что наблюдаете? Запишите уравнения реакций в молекулярной и сокращенной ионной формах.

3. Ионные реакции обмена, протекающие с образованием

Опыт 13. В пробирку налейте 0,5–1 мл раствора соды Na_2CO_3 , добавьте примерно такой же объем разбавленного раствора серной кислоты H_2SO_4 . Что наблюдаете? Запишите уравнения реакций в молекулярной и сокращенной ионной формах.

Опыт 14. В пробирку поместите несколько кристалликов гидрокарбоната натрия $NaHCO_3$ и растворите их в небольшом количестве воды. К полученному

раствору добавьте 1–2 мл разбавленного раствора серной кислоты H_2SO_4 . Что наблюдаете? Запишите уравнения реакций в молекулярной и сокращенной ионной формах.

Опыт 15. В пробирку поместите несколько кристалликов карбоната кальция CaCO_3 и добавьте в 1–2 мл дистиллированной воды. Растворилась ли соль в воде? К полученному раствору прилейте 1–2 мл разбавленного раствора серной кислоты H_2SO_4 . Запишите уравнения реакций в молекулярной и сокращенной ионной формах.

Опыт 16. В пробирку налейте 1–2 мл раствора соды Na_2CO_3 , добавьте 1 – 2 мл разбавленного раствора соляной кислоты HCl . Что наблюдаете?

Запишите уравнения реакций в молекулярной и сокращенной ионной формах.

Опыт 17. В пробирку поместите несколько кристалликов сульфита натрия Na_2SO_3 и добавьте 1–2 мл дистиллированной воды. Растворилась ли соль в воде? К полученному раствору прилейте 1–2 мл разбавленного раствора серной кислоты H_2SO_4 . Что наблюдаете? Запишите уравнения реакций в молекулярной и сокращенной ионной формах.

Контрольные вопросы и задачи

1. Что называют электролитической диссоциацией?
2. Какие реакции называются ионно-обменными?
3. Как рассчитать степень диссоциации электролита?
4. Чем отличаются сильные и слабые электролиты? Приведите примеры электролитов сильных, слабых и средней силы.
5. В каком случае обменные реакции протекают до конца? Приведите примеры.
6. Какие из приведенных пар веществ реагируют между собой в растворе практически до конца? Составьте уравнения реакций в молекулярной, полной ионной (ионно-молекулярной) и сокращенной ионной формах.
7. Завершите приведенные ниже ионные уравнения. Приведите примеры двух уравнений в молекулярной форме, соответствующих этому ионному уравнению:
 - а) ион водорода + гидроксид-ион...;
 - б) карбонат-ион + ион водорода ...;
 - в) ион серебра + гидроксид-ион
8. Каким молекулярным и ионно-молекулярным уравнениям соответствуют следующие сокращенные ионные уравнения?
 - ж) $\text{Zn}^{2+} + \text{HON} \rightarrow \text{ZnOH}^+ + \text{H}^+$;
9. Какие из приведенных ниже веществ реагируют практически до конца:
 - а) соляная кислота и нитрат серебра; б) серная кислота и хлорид натрия;

в) сульфат натрия и гидроксид бария; г) азотная кислота и гидроксид калия; д) хлорид натрия и гидроксид калия? Ответ обоснуйте.

10. Закончите уравнения реакций. Запишите для каждой реакции ионное уравнение.

11. Могут ли в растворе одновременно находиться следующие пары веществ:

а) NaOH и P₂O₅, б) Ba(OH)₂ и CO₂, в) KOH и NaOH, г) NaHSO₄ и BaCl₂, д) HCl и Al(NO₃)₃? Ответ поясните.

12. Меняется ли концентрация ионов Ba²⁺ в насыщенном растворе при добавлении в него сухого Na₂SO₄ (температура постоянна)?

13. Какое из веществ: Al(OH)₃; H₂SO₄; Ba(OH)₂ – будет взаимодействовать с гидроксидом калия? Выразите эти реакции молекулярными и ионными уравнениями.

14. Составьте по три молекулярных уравнения реакций, которые выражаются сокращенными ионными уравнениями:



15. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакции взаимодействия в растворах между:

16. Какое из веществ: KHCO₃, CH₃COOH, NiSO₄, Na₂S – взаимодействует с раствором серной кислоты? Запишите молекулярные и ионные уравнения этих реакций.

17. Предложите несколько реагентов для полного осаждения всех ионов бария в растворе хлорида бария. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 4. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ВОДОРОДНОГО ПОКАЗАТЕЛЯ

Цель работы

Цель работы: изучить методику расчета и определения pH растворов.

Краткие теоретические сведения

Многие реакции протекают лишь при определенном характере среды в растворе. Характер среды, т. е. кислотность или щелочность раствора выражают через концентрацию ионов H⁺ или OH⁻. Концентрацию водородных ионов принято выражать через водородный показатель pH. Водородный показатель является важнейшим показателем, который определяют и контролируют при

проведении реакций и в лаборатории, и в ходе технологических процессов на производстве.

Диссоциация воды. Вода является очень слабым электролитом. Она в ничтожно малой степени диссоциирует на катионы водорода H^+ и гидроксид-ионы OH^- , упрощенно процесс диссоциации воды записывается в соответствии с уравнением:

В растворе ионы водорода не существуют в свободном состоянии, а образуют ионы гидроксония H_3O^+ , и правильнее было бы записывать уравнение таким образом:

Для упрощенного уравнения диссоциации воды константу диссоциации воды можно записать так:

Поскольку константа диссоциации воды очень мала ($1,8 \cdot 10^{-16}$), то равновесная концентрация недиссоциированных молекул воды $[H_2O]$ с достаточной точностью будет равна исходной концентрации воды ($1000/18 = 55,55$ моль/л), и ее можно считать постоянной величиной. Подставив величину равновесной концентрации воды в выражение константы диссоциации, получим:

Произведение двух постоянных величин $[H^+][OH^-] 1,8 \cdot 10^{-16}$ – величина постоянная при данной температуре, равная 10^{-14} , которую обозначают и называют ионным произведением воды.

В соответствии с теорией электролитической диссоциации С. Аррениуса ионы H^+ являются носителями кислотных свойств, а ионы OH^- – носителями основных свойств. При температуре 25 °C то в чистой воде концентрации ионов водорода равна концентрации гидроксид-ионов и составляют 10^{-7} моль/л.

Растворы, в которых $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ моль/л, называются нейтральными растворами. В кислых растворах концентрация ионов водорода больше концентрации гидроксильных ионов $[H^+] > [OH^-]$, т. е. больше чем 10^{-7} моль/л. В щелочных растворах концентрация ионов водорода меньше концентрации гидроксильных ионов $[H^+] < [OH^-]$, т. е. меньше чем 10^{-7} моль/л.

Для характеристики кислотности (или щелочности) среды применяются различные шкалы, которые используют различные способы выражения концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов.

Использовать обычный способ выражения концентрации ионов водорода в моль/л не совсем удобно из-за отрицательных степеней концентрации ионов H^+ . Поэтому введен специальный параметр – водородный показатель, или pH.

Водородным показателем pH называют отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода в растворе:

По аналогии введен гидроксильный показатель, или рОН.

Гидроксильным показателем рОН называют величину отрицательного десятичного логарифма концентрации гидроксид-ионов в растворе.

Экспериментальная часть.

1. Работу выполняйте с соблюдением общих правил работы с реактивами: кислотами, щелочами, солями.

2. При проведении эксперимента используйте минимальные количества реактивов.

Реактивы. Растворы: NaOH, HCl, CH₃COOH, NH₄OH с концентрацией 0,1 моль/л. Дистиллированная вода.

Индикаторы: метилоранж, фенолфталеин, универсальная индикаторная бумага.

Оборудование: штатив с пробирками.

Опыт. Определение характера среды с помощью индикаторов. Налейте в три пробирки по 2–3 мл дистиллированной воды. В первую пробирку добавьте 1–2 капли метилового оранжевого (метилоранжа), во вторую – 1–2 капли фенолфталеина. В третью пробирку опустите полоску универсальной индикаторной бумаги. Запишите окраску индикаторов в нейтральной среде. В пробирки с индикаторами добавьте несколько капель раствора щелочи NaOH, посмотрите, как изменилась окраска метилоранжа и фенолфталеина, и, погрузив новую полоску индикаторной бумаги в третью пробирку, отметьте ее цвет. Запишите окраску индикаторов в щелочной среде.

Метилоранж. Фенолфталеин. Универсальная индикаторная бумага. Налейте в три пробирки по 2–3 мл дистиллированной воды и несколько капель раствора соляной кислоты HCl. В первую пробирку добавьте 1–2 капли метилового оранжевого (метилоранжа), во вторую – 1– капли фенолфталеина, в третью – полоску универсальной индикаторной бумаги. Запишите окраску индикаторов в кислой среде. По результатам работы заполните таблицу 1.

Таблица 1 – Значения pH образцов, определенные различными способами

Исследуемый образец	Цвет индикатора и область значения pH			Примеч.
	Универс.индикаторная бумага, pH	фенолфталеин, pH	метилоранж, pH	
№ 1 Дист вода				
№ 2 p-p NaOH				
№ 3 P-p HCl				
№ 4 P-p CH ₃ COOH,				
№ 5 P-p NH ₄ OH				

Контрольные вопросы

1. Что называют ионным произведением воды?
2. Как можно рассчитать коэффициенты активности ионов?
4. От каких параметров зависит константа диссоциации?
5. Какие растворы называют нейтральными, кислыми, щелочными?
6. В каких пределах изменяется водородный показатель?
7. Рассчитайте ионную силу раствора и активности ионов в 0,08 М растворе Cu(NO₃)₂.
8. Рассчитайте активности и коэффициенты активности ионов в растворе, полученном смешением 1 л 0,05 М раствора CuSO₄ и 1 л 0,01 М раствора
9. Рассчитайте активности ионов в 0,02 М растворе NaCl.
10. Рассчитайте pH 0,01 М раствора HNO₃.

ЛИТЕРАТУРА

1. Химия [Электронный ресурс]: учебник для вузов/ Ю.А. Лебедев, Г.Н. Фадеев, А.М. Голубев, В.Н. Шаповал; под общ. ред Г.Н. Фадеева. - Москва: Юрайт, 2020. – 435 с. - ЭБС «Юрайт» - Режим доступа: <https://urait.ru/bcode/450175>
2. Иванов, В.Г. Основы химии [Электронный ресурс]: учебник / В.Г. Иванов, О.Н. Гева. - М.: КУРС: ИНФРА-М, 2019. - 556 с. - ЭБС «Znanium.com» - Режим доступа: <http://znanium.com/catalog/product/1022478>
3. Химия. Задачник [Электронный ресурс]: учебное пособие для вузов / Ю.А. Лебедев [и др.]; под общ. ред. Г.Н. Фадеева. - Москва: Юрайт, 2020. – 238 с. - ЭБС «Юрайт» -Режим доступа: <https://urait.ru/bcode/450460>
4. Мартынова, Т.В. Химия [Электронный ресурс]: учебник и практикум для вузов / Т.В. Мартынова, И.В. Артамонова, Е.Б. Годунов; под общ. ред. Т.В. Мартыновой. - Москва: Юрайт, 2020. – 368 с. - ЭБС «Юрайт» -Режим доступа: <https://urait.ru/bcode/450500>
5. Семенов, И.Н. Химия [Электронный ресурс]: учебник / Семенов И.Н., Перфилова И.Л. - СПб.: ХИМИЗДАТ, 2016. - 656 с. - ЭБС «IPRbooks» - Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/49800>
6. Елфимов В.И. Основы общей химии [Электронный ресурс]: учебное пособие / В.И. Елфимов. - М.: ИНФРА-М, 2015. - 256 с. - ЭБС «Znanium. com» - Режим доступа: <http://znanium.com/catalog.php?bookinfo=469079>
7. Иванов В.Г. Основы химии [Электронный ресурс]: учебник / В.Г. Иванов, О.Н. Гева. - М.: КУРС: ИНФРА-М, 2014. - 560 с. - ЭБС «Znanium. com» - Режим доступа: <http://znanium.com/catalog.php?bookinfo=421658>

Информационно-телекоммуникационные ресурсы сети «Интернет»

1. Пакет программ «Виртуальная лаборатория».
2. <http://chemistry.ru/>
3. <http://chemistry.narod.ru/>
4. <http://www.himhelp.ru/>
5. <http://www.xumuk.ru/>
6. <http://www.hij.ru/>

МИНОБРНАУКИ РОССИИ

**Филиал федерального государственного бюджетного образовательного учреждения
высшего образования
«Майкопский государственный технологический университет»
в поселке Яблоновском**

С.М. ЦИКУНИБ

В.А. ХРИСОНИДИ

**Учебно-методические указания
по выполнению лабораторных работ по дисциплине**

«Химия»

Часть 1.

В авторской редакции

Подписано в печать 02.10.2020. Формат 60 × 84 ¹/₁₆.

Усл. печ. л. – 1,69.

Тираж 50 экз. Заказ № 143-4.

**Типография «ПринтТерра»
350002, г. Краснодар, ул. Садовая 161/2, корп. 2, оф. 511**