МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное автономное образовательное
учреждение высшего образования
«СЕВАСТОПОЛЬСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

ИНСТИТУТ ЯДЕРНОЙ ЭНЕРГИИ И ПРОМЫШЛЕННОСТИ

Кафедра «Химия и химические технологии»

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОПРОВОДНОСТИ РАСТВОРОВ

Методические указания
к выполнению лабораторной работы
и самостоятельному изучению темы
по дисциплине «Химия»
для студентов очной и заочной форм обучения
технических специальностей

Севастополь
СевГУ
2021

УДК 546.30'04(076.5)
ББК 24.12я73-5
О-62

Р е ц е н з е н т:
Л.А. Ничкова - зав. кафедрой «Техносферная безопасность»,
доцент, канд. тех. наук

Составитель: А.В. Львов

О-62 Определение электропроводности растворов : методические указания к выполнению лабораторной работы и самостоятельному изучению темы по дисциплине «Химия» для студентов очной и заочной форм обучения технических специальностей / Севастопольский государственный университет, Институт ядерной энергии и промышленности, кафедра «Химия и химические технологии» ; сост. А.В. Львов. – Севастополь: Изд-во СевГУ, 2021. – 16 с. – Текст : электронный.

Целью методических указаний является оказание помощи студентам для систематизации знаний при подготовке и выполнении лабораторной работы и самостоятельном изучении темы "Определение электропроводности растворов"

УДК 546.30'04(076.5)
ББК 24.12я73-5

Рассмотрены и рекомендованы на заседании Ученого совета ИЯЭиП, протокол № 7 от 31 марта 2021 г.

В авторской редакции

Изд. № 119/2021. Объем 1 п.л.
РИИЦМ ФГАОУ ВО «Севастопольский государственный университет»

© ФГАОУ ВО «Севастопольский
государственный университет», 2021

СОДЕРЖАНИЕ

1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ПОЛОЖЕНИЯ 4
1.1. Электропроводности раствор электролитов 4
1.2. Эквивалентная электропроводность сильных электролитов 6
1.3. Эквивалентная электропроводность слабых электролитов 7
2. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ 9
2.1. Лабораторная работа "Определение эквивалентной электропроводности" 9
2.2. Контрольные вопросы 11
БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК 13
Приложение А 14

1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ПОЛОЖЕНИЯ

1.1. Электропроводность растворов электролитов

Электропроводность растворов электролитов – это способность электролитов проводить электрический ток при приложении электрического напряжения. Носителями тока являются положительно и отрицательно заряженные ионы – катионы и анионы, которые существуют в растворе вследствие электролитической диссоциации. Ионная электропроводность электролитов, в отличие от электронной, характерной для металлов, сопровождается переносом вещества к электродам с образованием вблизи них новых химических соединений. Общая (суммарная) проводимость состоит из проводимости катионов и анионов, которые под действием внешнего электрического поля движутся в противоположных направлениях. Доля общего количества электричества, переносимого отдельными ионами, называются числами переноса, сумма которых для всех видов ионов, участвующих в переносе, равна единице.

Количество электропроводности электролитов характеризуют эквивалентной электропроводностью

$$\lambda = 1000\ \sigma/c, \qquad (1)$$

где с – концентрация раствора в моль-экв./л.

Эквивалентная электропроводность зависит от природы растворенного вещества и растворителя, от концентрации, температуры и других факторов. Предельно разбавленному раствору, в котором все молекулы диссоциированы на ионы, соответствует предельное значение электропроводности (λ_∞). В соответствии с законом Кольрауша λ_∞ равна сумме эквивалентных электропроводностей катионов и анионов. Эквивалентная электропроводность отдельного иона пропорциональна скорости его движения в растворе и характеризует подвижность иона в растворе.

Описание концентрационной зависимости λ, как и других свойств растворов электролитов, обычно базируется на ионном подходе, в рамках которого растворитель рассматривается как бесструктурная диэлектрическая среда, в которой ионы движутся в соответствии с законами гидродинамики и характером межионного взаимодействия. Простейшей моделью является модель заряженных твердых сфер, движущихся в вязком растворителе под влиянием силы, обусловленной градиентом потенциала. Для одного и того же электролита в любых растворителях произведение предельного значения эквивалентной электропроводности λ_∞ на вязкость растворителя η является постоянной величиной, которая не зависит от природы растворителя, но является функцией температуры. Сравнительно хорошо это правило выполняется только для слабо сольватированных ионов, в частности ионов, имеющих большие размеры в кристаллической фазе. С увеличением

концентрации значение λ уменьшается в основном в растворах слабых электролитов и в области малых концентраций, что удовлетворительно описывается законом разведения Оствальда.

В растворах сильных электролитов контрационная зависимость λ определяется межионным взаимодействием. Движение иона тормозится ионной атмосферой, которая имеет заряд, противоположный центральному иону, и под влиянием поля движется в направлении, противоположном перемещению иона (электрофоретический эффект). Также при движении иона под действием электрического поля его ионная атмосфера деформируется и теряет сферическую симметрию, при чем большая часть заряда ионной атмосферы концентрируется позади центрального иона (релаксационный эффект).

В переменных электрических полях при достаточно высокой частоте ион не уходит далеко от центра ионной атмосферы, вследствие чего она не деформируется. Обусловленный деформацией релаксационный эффект не возникает, что приводит к увеличению λ. Величина λ возрастает также в постоянных электрических полях достаточно высокой напряженности (10^4- 10^5 В/см). В этих условиях ионы движутся настолько быстро, что ионная атмосфера не успевает образоваться, вследствие чего практически отсутствуют и релаксационный и электрофоретический эффекты. В результате λ стремится к предельному значению λ_∞ (так называемый эффект Вина). В слабых электролитах эффект Вина вызывается также смещением диссоциативного равновесия в сильном электрическом поле в сторону образования ионов.

Влияние температуры и давления на электропроводность электролитов обусловлено изменением предельного значения λ_∞ вследствие изменения структуры растворителя и характера ион – молекулярного взаимодействия, изменения влияния межионного взаимодействия и смещения диссоциативного равновесия.

Специфический механизм электропроводности характерен для кислот и оснований, содержащих соответствующие ионы H^+ и OH^-, которые в водных растворах (или других протонных растворителях) имеют подвижность на порядок больше остальных ионов. Для объяснения аномально высокой проводимости ионов H^+ и OH^- предполагается, что под влиянием электрического поля протоны перемещаются не только путем миграции, но и по механизму протонного обмена, включающему перенос протона в кислой среде от ионов гидроксония H_3O^+ к молекуле воды, а в щелочной – от молекулы воды к иону OH^-

Экспериментальное изучение электропроводности электролитов – важное направление физико-химического анализа, поскольку зависимость электропроводности электролитов от состава раствора позволяет судить о концентрации солей, качественный состав которых известен. Измерения λ используют для определения подвижностей ионов.

1.2. Эквивалентная электропроводность сильных электролитов

Сильный электролит – соединение, которое в растворе нацело распадается на ионы. Поскольку ионы заряжены и подвижны, растворы электролитов обладают электропроводностью. Удельная электропроводность *k* – это обратное сопротивление проводника единичной площади и единичной длины:

$$k = \frac{l}{R \times s} \quad , \qquad (2)$$

где *R* – электрическое сопротивление, *l* – длина проводника, *S* – площадь его поперечного сечения.

Единица измерения удельной электропроводности – Ом*м, она же – См/м, Сименс – величина обратная Ому, (система единиц СИ). В химии чаще используют единицу мСм/см.

Электропроводность электролита зависит от концентрации ионов в нем и их природы (подвижности). Для характеристики природы электролита используют величину эквивалентной электропроводности Δ, для чего величину удельной электропроводности делят на концентрацию положительных или отрицательных зарядов в растворе электролита (считая, что электролита продиссоциирован нацело):

$$\lambda = k/См * n(+)*n_{z+} = k/См * z(-)*n_{z-} \ldots\ldots\ldots\ldots \qquad (3)$$

где С – молярная концентрация электролита, z – заряд иона соответствующего знака, n – число таких ионов в формульной единице электролита. Например, для Na_2SO_4 z(+) = 1, n(+) = 2, а z(-) = 2, n(-) = 1. Эквивалентная электропроводность измеряется в См*см^2/моль (система единиц СИ), чаще используют единицу мСм*см^2/моль. Чтобы пересчитать удельную электропроводность, выраженную в мСм/см, в эквивалентную, выраженную в мСм*см^2/моль, молярную концентрацию в формуле (3) необходимо выражать в моль/см^3 (0,001М). Другой вариант (учитывая, что 1л = 1 дм^3) – пересчитывать удельную электропроводность мСм/дм, тогда эквивалентная электропроводность будет выражаться в мСм*дм^2/моль.

При относительно высоких (более 0,01 М), концентрациях ионы электролита начинают взаимодействовать друг с другом, поэтому эквивалентная электропроводность уменьшается. Поэтому электролит характеризуют величиной эквивалентной электропроводности при бесконечном разбавлении. Ее можно определить из начального участка зависимости электропроводности от концентрации. Тангенс угла наклона на этом участке есть эквивалентная электропроводность, делённая на произведение $z(_+)*n_-$.

1.3. Эквивалентная электропроводность слабых электролитов

Слабый электролит – электролит, диссоциирующий в растворах не полностью. При разбавлении его степень диссоциации (отношение концентрации продиссциировавших молекул к концентрации непродиссоциировавших) растет. Поэтому эквивалентная электропроводность слабых электролитов растет по мере разбавления.

Чтобы оценить вид этой зависимости, следует иметь в виду, что удельная электропроводность в разбавленных растворах прямо пропорциональна концентрации ионов. Для электролита, который диссоциирует на два однозарядных иона по уравнению

$$КА \leftrightarrow К^{+} + А^{-} \qquad (4)$$

Концентрацию ионов можно рассчитать, решив систему из трех математических уравнений. Одно из них – выражение для константы равновесия процесса диссоциации *К* которая называется константой диссоциации электролита:

$$Кд = \frac{[К+][А-]}{[KA]}, \qquad (5)$$

где квадратными скобками обозначены молярные равновесные концентрации, то есть реальные концентрации частиц в равновесном растворе (моль/л). Второе уравнение системы следует из стехиометрического уравнения (4):

$$[К^{+}] = [А^{-}]. \qquad (6)$$

Третье уравнение, так называемое уравнение материального баланса, следует из того, что из всего электролита, введенного в раствор (с аналитической концентрацией С, то есть концентрацией, предполагающей отсутствие химических превращений), одна часть его не продиссоциировала, а другая – продиссоциировала:

$$С(КА) = [КА] + [К^{+}]\ . \qquad (7)$$

Если электролит слабый, можно считать, что он почти не диссоциирует, то есть $[К^{+}] \ll [КА]$. Слагаемым, которое значительно меньше остальных слагаемых в сумме, мы можем пренебречь и записать уравнение (7) как

$$С(КА) = [КА]\ . \qquad (8)$$

Решая систему {5,6,8}, получаем

$$[К^{+}] = [А^{-}]\sqrt{Кд \times С(КА)}. \qquad (9)$$

То есть удельная электропроводность раствора слабого электролита прямо пропорциональна корню из его аналитической концентрации и из его константы диссоциации.

Кроме концентрации и константы диссоциации удельная электропроводность слабого электролита зависит от подвижности составляющих его ионов. При этом константы диссоциации могут различаться на порядки, а подвижности ионов (H^+ и OH^-) различаются не более чем в 2 раза. Поэтому, сравнивая зависимость удельной электропроводности электролитов одной и той же концентрации (особенно если они имеют хотя бы один общий ион), можно сравнить их константы диссоциации.

2. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

2.1. Лабораторная работа по теме "Электропроводность электролитов"

Цель. Исследовать зависимость электропроводности растворов от природы веществ и от концентраций, и сравнить их.

Оборудование. Компьютер, датчик электропроводности, цилиндр на 100 мл., мерные стаканы на 150 мл., штатив химический, USB – кабель.

Реактивы. Растворы электролитов, электропроводность которых необходимо определить растворы: CH_3COOH с концентрацией – 2 %, 6 %, 10 %, 16 %, 30 %; водный раствор сахарозы – 2 %; раствор хлорида натрия – 2 %.

Методика выполнения работы

Подготовка к работе. Собирают установку. К USB – портам компьютера подключают датчик электропроводности. Выбирают режим «Химия. практикум» и «Электропроводность растворов»

Ход работы. В стакан на 100 мл мерным цилиндром отбирают 100 мл дистиллированной воды, погружают датчик электропроводности. Нажатием на экранную кнопку «Запустить измерение» запускают процесс измерения.

Опыт № 1. Электролиты и неэлектролиты.

В два сосуда № 1 и № 2 налить по 100 мл 2%-ных растворов сахарозы и уксусной кислоты. Погрузить датчик электропроводности в раствор № 1, провести измерения, промыть датчик в дистиллированной воде и опустить в раствор № 2. Нажатием на экранную кнопку «Остановить измерения» останавливаем измерения. Затем нажатием на экранную кнопку «Экспорт всех данных во внешний файл» проводят экспорт всех собранных данных в папку «Документы», дают имя файлу и сохраняют результаты.

Опыт № 2. Сильные и слабые электролиты.

В два сосуда № 1 и № 2 налить по 100 мл 2 %-ных растворов хлорида натрия и уксусной кислоты. Погрузить датчик электропроводности в раствор

№ 1, провести измерения, промыть датчик в дистиллированной воде и опустить в раствор № 2. Нажатием на экранную кнопку «Остановить измерения» останавливаем измерения. Затем нажатием на экранную кнопку «Экспорт всех данных во внешний файл» проводят экспорт всех собранных данных в папку «Документы», дают имя файлу и сохраняют результаты.

Опыт № 3. Влияние концентрации слабого электролита на электропроводность.

В качестве слабого электролита взять раствор уксусной кислоты различной концентрации, которые в объеме по 100 мл налить в сосуды соответственно:

№ 1 - концентрация 2 %;

№ 2 - концентрация 6 %;

№ 3 - концентрация 10 %;

№ 4 - концентрация 16 %;

№ 5 - концентрация 30 %.

Погрузить датчик электропроводности в раствор № 1, провести измерения, опустить в раствор № 2 провести измерения, и т.д. Нажатием на экранную кнопку «Остановить измерения» останавливаем измерения. Затем нажатием на экранную кнопку «Экспорт всех данных во внешний файл» проводят экспорт всех собранных данных в папку «Документы», дают имя файлу и сохраняют результаты.

Обработка результатов. Нажатием экранной кнопки в главном окне программы «Этот компьютер», входят в папку «Документы», копируют сохраненный файл на флеш-носитель. Далее работают в программе «Excel» и открывают в ней полученные файлы. Первый столбец в них – объем раствора электролита, второй – удельная электропроводность при этом объеме. Поскольку требуется построить зависимость электропроводности от концентрации, ее рассчитывают в столбце, вставленном между первыми и вторым. При расчете учесть увеличение объема раствора, считая, что объемы суммируются. Эквивалентную электропроводность рассчитывают в четвертом столбце по формуле (следить за размерностями!). Строят графики зависимостей удельной электропроводности от концентрации и эквивалентной электропроводности от концентрации (оба электролита – на одном графике, итого должно получиться два графика по зависимости кривых на каждом). Сравнивают, у какого электролита график зависимости удельной электропроводности от концентрации идет выше.

Отчет. В отчете следует указать использованные электролиты. Также нужно привести графики зависимости удельной и эквивалентной электропроводности от концентрации. В выводе отметить, какой электролит сильнее.

2.2. КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Удельная электропроводность 0,135 моль/л раствора пропионовой кислоты C_2H_5COOH при 18 ^{0}C равна 4,79*10^{-2} См/м. Вычислить эквивалентную электропроводность, степень электролитической диссоциации, концентрацию ионов водорода и константу электролитической диссоциации, если:

$\lambda_{0C2H5COO^-}$ = 37,2 См*см^2/моль; λ_{0H^+} = 349,8 См*см^2/моль.

2. 70 % H_2SO_4 имеет при 18 ^{0}C плотность 1,615 г/см^3 и удельную электропроводность 21,5 См/м. Найти эквивалентную и молярную электропроводности.

3. Удельная электропроводность 0,011 моль/л раствора NH_4OH при 18 ^{0}C равна 1,02*10^2 См/м, а удельная электропроводность 0,022 моль/л раствора NH_4OH при той же температуре 1,50*10^{-2} См/м. Вычислить для указанных растворов степень диссоциации. Проверить, насколько точно приведенные растворы следуют закону разведения, если подвижности ионов при бесконечном разведении равны:

λ_{0NH4^+} = 63,6 См*см^2/моль; λ_{0OH^-} = 174 См*см^2/моль.

4. Вычислить эквивалентную электропроводность бромида натрия при бесконечном разведении, если значения электропроводностей для бромида калия, йодида калия, йодида натрия соответственно равны 146 См*см^2/экв; 147,90 См*см^2/экв; 124,25 См*см^2/экв.

5. При 25 ^{0}C удельная электропроводность 5%-ного раствора $Mg(NO_3)_2$ равна 4,38 См/м, его плотность – 1,038 г/см^3. Вычислить эквивалентную электропроводность этого раствора и кажущуюся степень диссоциации соли в растворе, если подвижности ионов при бесконечном разведении равны:

λ_{0Mg2^+} = 44,6 См*см^2/моль; λ_{0NO3^-} = 62,6 См*см^2/моль.

6. Константа диссоциации масляной кислоты C_3H_7COOH равна 1,54 моль/л. Вычислить степень диссоциации кислоты при разведении 1024 моль/л, концентрацию ионов водорода и эквивалентную электропроводность при бесконечном разведении, если эквивалентная электропроводность при данном разведении равна 41,3 См*см^2/моль.

7. Рассчитать при 25 ^{0}C эквивалентную электропроводность раствора этиламина $C_2H_5NH_3OH$ при разведении до концентрации 0,0625 моль/л, если эквивалентная электропроводность при бесконечном разведении составляет 232,6 См*см^2/моль, а удельная электропроводность равна 1,312*10^{-3} См/см. Найти концентрацию ионов гидроксила, степень диссоциации и константу диссоциации этиламина в растворе.

8. Эквивалентная электропроводность $1,59*10^{-4}$ моль/л раствора уксусной кислоты при 25 ^{0}С равна 12,77 См*см^2/моль. Вычислить константу диссоциации и pH раствора, если

$\lambda_{0H}+$ = 349,8 См*см^2/моль; $\lambda_{0C2H5COO}-$ = 40,9 См*см^2/моль.

9. Молярная электропроводность 0,5 моль/л раствора K_2SO_4 при 25 ^{0}С равна 162,7 См*см^2/моль. Вычислить удельную и эквивалентную электропроводности при этой температуре.

10. Удельная электропроводность 0,05 моль/л раствора уксусной кислоты равна $3,24*10^{-2}$ См/м. Удельная электропроводность 0,0001 моль/л раствора ацетата натрия составляет $7,75*10^{-4}$ См/м. Подвижности ионов водорода и натрия в разбавленных растворах соответственно равны 349,8; 50,11 См*см^2/моль. Найти константу диссоциации уксусной кислоты, считая соль полностью диссоциированной.

11. Вычислить эквивалентную электропроводность хлорида натрия при одинаковой концентрации веществ в растворе, если значения электропроводности для хлорида калия, нитрата калия, нитрата натрия при 18 ^{0}С 99,9 См*см^2/моль, 89,2 См*см^2/моль, 71,8 См*см^2/моль.

12. Удельная электропроводность 4% - ной H_2SO_4 при 25 ^{0}С 0,168 См/см, плотность раствора – 1,026 г/см^3. Найти эквивалентную электропроводность раствора.

13. Удельная электропроводность при 18 ^{0}С насыщенного раствора $BaCO_3$ равна 25,475 См/см. Подвижности ионов:

$\lambda_{0Ba}2+$ = 55 См*см^2/моль; $\lambda_{0CO3}2-$ = 66 См*см^2/моль.

Удельная электропроводность воды, взятой для растворения соли, при этой температуре равна $4,5*10^{-5}$ См/м. Вычислить растворимость соли в молях на литр, если считать ее полностью диссоциированной, а подвижности ионов – равными подвижностям при бесконечном разведении.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Глинка Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – М.: Юрайт, 2013. – 914 с.

2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2004. – 240 с.

3. Рабинович В.А. Краткий химический справочник / В.А. Рабинович, З.Я. Хавин; под ред. А.А. Потехина, А.И. Ефимова. – Л.: Химия, 1991. – 432 с.

4. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов. – 2-е изд., испр. / Я.А. Угай. – М.: Высш. шк., 2000. – 527 с.

Приложение А

Таблица А.1 - Стандартные электродные потенциалы металлов в водных растворах при 25 ^{0}С (ряд напряжений металлов)

Электрод	Электродная реакция	E^0, В
Li^+/Li	$Li^+ + \bar{e} = Li$	-3,05
K^+/K	$K^+ + \bar{e} = K$	-2,93
Cs^+/Cs	$Cs^+ + \bar{e} = Cs$	-2,92
Ra^{2+}/Ra	$Ra^{2+} + 2\bar{e} = Ra$	-2,91
Ba^{2+}/Ba	$Ba^{2+} + 2\bar{e} = Ba$	-2,90
Ca^{2+}/Ca	$Ca^{2+} + 2\bar{e} = Ca$	-2,87
Na^+/Na	$Na^+ + \bar{e} = Na$	-2,71
La^{3+}/La	$La^{3+} + 3\bar{e} = La$	-2,52
Mg^{2+}/Mg	$Mg^{2+} + 2\bar{e} = Mg$	-2,36
Be^{2+}/Be	$Be^{2+} + 2\bar{e} = Be$	-1,85
Al^{3+}/Al	$Al^{3+} + 3\bar{e} = Al$	-1,66
Ti^{2+}/Ti	$Ti^{2+} + 2\bar{e} = Ti$	-1,63
V^{2+}/V	$V^{2+} + 2\bar{e} = V$	-1,19
Mn^{2+}/Mn	$Mn^{2+} + 2\bar{e} = Mn$	-1,18
Cr^{2+}/Cr	$Cr^{2+} + 2\bar{e} = Cr$	-0,91
Zn^{2+}/Zn	$Zn^{2+} + 2\bar{e} = Zn$	-0,76
Cr^{3+}/Cr	$Cr^{3+} + 3\bar{e} = Cr$	-0,74
Fe^{2+}/Fe	$Fe^{2+} + 2\bar{e} = Fe$	-0,44
Cd^{2+}/Cd	$Cd^{2+} + 2\bar{e} = Cd$	-0,40
Co^{2+}/Co	$Co^{2+} + 2\bar{e} = Co$	-0,28
Ni^{2+}/Ni	$Ni^{2+} + 2\bar{e} = Ni$	-0,25
Mo^{3+}/Mo	$Mo^{3+} + 3\bar{e} = Mo$	-0,20
Sn^{2+}/Sn	$Sn^{2+} + 2\bar{e} = Sn$	-0,14
Pb^{2+}/Pb	$Pb^{2+} + 2\bar{e} = Pb$	-0,13
W^{3+}/W	$W^{3+} + 3\bar{e} = W$	-0,05
Fe^{3+}/Fe	$Fe^{3+} + 3\bar{e} = Fe$	-0,04
$2H^+/H_2$	$2H^+ + 2\bar{e} = H_2$	0
Ge^{2+}/Ge	$Ge^{2+} + 2\bar{e} = Ge$	+0,01
Sb^{3+}/Sb	$Sb^{3+} + 3\bar{e} = Sb$	+0,20
Bi^{3+}/Bi	$Bi^{3+} + 3\bar{e} = Bi$	+0,23
Cu^{2+}/Cu	$Cu^{2+} + 2\bar{e} = Cu$	+0,34
Cu^+/Cu	$Cu^+ + \bar{e} = Cu$	+0,52
Ag^+/Ag	$Ag^+ + \bar{e} = Ag$	+0,80
Hg^{2+}/Hg	$Hg^{2+} + 2\bar{e} = Hg$	+0,85
Pd^{2+}/Pd	$Pd^{2+} + 2\bar{e} = Pd$	+0,99
Pt^{2+}/Pt	$Pt^{2+} + 2\bar{e} = Pt$	+1,20
Au^{3+}/Au	$Au^{3+} + 3\bar{e} = Au$	+1,50
Au^+/Au	$Au^+ + \bar{e} = Au$	+1,70

Таблица А.2 - Периодическая система Д.И. Менделеева

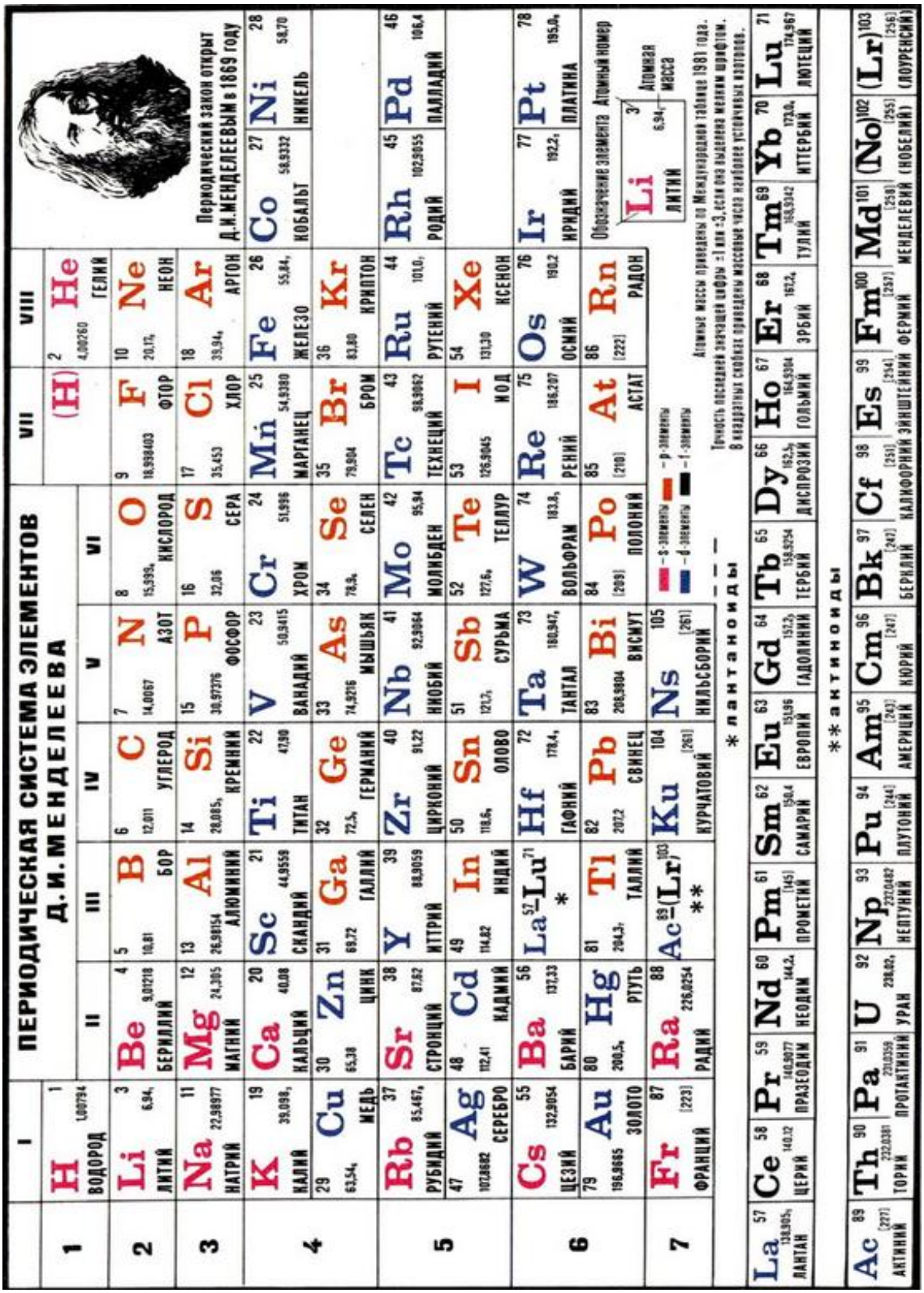

Таблица А.3 - Таблица растворимости кислот, оснований и солей в воде

РАСТВОРИМОСТЬ СОЛЕЙ, КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

анион \ катион	H^+	NH_4^+	K^+	Na^+	Ag^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Zn^{2+}	Cu^{2+}	Hg^{2+}	Pb^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Al^{3+}
OH^-		Р	Р	Р	–	Р	М	М	Н	Н	–	М	Н	Н	Н
NO_3	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Cl^-	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р
S^{2-}	Р	Р	Р	Р	Н	Р	–	–	Н	Н	Н	Н	Н	Н	–
SO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	М	М	М	Р	М	–	–	Н	М	–	–
SO_4^{2-}	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Р	Р	Р	–	М	Р	Р	Р
CO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	М	М	–	Н	Н	Н	–	–
SiO_3^{2-}	Н	–	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	–	–	Н	Н	–	–
PO_4^{3-}	Р	–	Р	Р	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CH_3COO^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р

Р - растворимые (больше 1 г в 100 г воды)

М - малорастворимые (от 0,001 г до 1 г в 100 г воды)

Н - нерастворимые (меньше 0,001 г в 100 г воды)

– - разлагаются водой или не существуют