МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

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

ИНСТИТУТ ЯДЕРНОЙ ЭНЕРГИИ И ПРОМЫШЛЕННОСТИ

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ВОДОРОДНОГО ПОКАЗАТЕЛЯ В ВОДНОМ РАСТВОРЕ

Методические указания
к выполнению лабораторной работы
по дисциплине «Химия»
для студентов очной и заочной форм обучения

Севастополь
СевГУ
2022

УДК 544.355-13(076.5)
ББК 24.12я73
О-624

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

Составитель: А.В. Львов

О-624 Определение водородного показателя в водном растворе : 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 ; сост. А.В. Львов. – Севастополь : СевГУ, 2022. – 15 с. – Текст : электронный.

Целью методических указаний является оказание помощи студентам для систематизации знаний при подготовке и выполнении лабораторной работы и самостоятельном изучении темы "Определение водородного показателя в водном растворе".

УДК 544.355-13(076.5)
ББК 24.12я73

Методические указания рассмотрены и рекомендованы к изданию на заседании Ученого совета ИЯЭиП, протокол № 8 от 26 апреля 2022 г.

© ФГАОУ ВО «Севастопольский
государственный университет», 2022

СОДЕРЖАНИЕ

1. Краткие теоретические положения 4
1.1. Водородный и гидроксильный показатели 4
1.2. Равновесия в растворах кислот и оснований 5
2. Экспериментальная часть 7
2.1. Лабораторная работа «Определение водородного показателя в водном растворе» 7
3. Контрольные вопросы 11
Библиографический список 12
Приложение А 13

1. КРАТКИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ПОЛОЖЕНИЯ

1.1. Водородный и гидроксильный показатели

Если концентрация ионов водорода в каком-либо растворе больше, чем в чистой воде ($>10^{-7}$), то такие растворы называют кислыми. В этих растворах $[H^+]>[OH^-]$. Если концентрация ионов водорода $[H^+]<10^{-7}$, растворы называют щелочными, если $[H^+]=[OH^-]=10^{-7}$ – нейтральными.

Для того чтобы удобнее характеризовать концентрацию ионов H^+ и OH^- в растворе, точнее, их активность, Бренстед ввел понятия о водородном и гидроксильном показателях. Водородный показатель, обозначаемый pH, представляет собой отрицательный десятичный логарифм концентрации ионовH^+:

$$pH = -lg[H^+]$$

Соответственно гидроксильный показатель $pOH = -lg[OH^-]$, Например, если $[H^+] = 10^{-4}$ моль/л, то $pH = -lg10^{-4} = 4$. Таким образом, в воде и нейтральных растворах pH = pOH = 7, в кислых растворах pH < 7 < pOH, в щелочных растворах pH > 7 > pOH. Величины pH количественно характеризуют кислотность и щелочность растворов:

pH указывает среду раствора:

0 – 3 Сильнокислая

4 – 6 Слабокислая

7 Нейтральная

8 – 10 Слабощелочная

11 – 14 Сильнощелочная

Если прологарифмировать уравнение $[H^+][OH^-] = K_b = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$ и сменить знаки на обратные, получим:

$$-lgK_b = pK_b = pH + pOH = 14 \quad \text{при } T = 298\ K$$

Определение значение pH раствора – важнейшее условие проведения аналитических реакций. Величину pH можно определить экспериментально или рассчитать. При экспериментальном определении точное значение pH измеряют на специальных приборах – pH-метрах с помощью стеклянного электрода. Менее точным, но более быстрым и доступным способом является определение pH с помощью различных кислотно-основных индикаторов. Индикаторы – это особые вещества, окраска которых зависит от pH раствора. Индикаторы могут быть из бумаги. Каждый индикатор дает возможность

определить pH в определенном интервале. Например, метиловый оранжевый при значении pH < 3 имеет розовую окраску, при pH > 4,4 – желтую, а при pH от 3 до 4,4 – оранжевую.

Универсальный индикатор, представляющий способ смесь различных индикаторов, позволяют определить pH в широком интервале значений, например, от 1 до 10, от 7 до 14. Каждому значению pH соответствует определенная окраска универсального индикатора:

pH	окраска индикатора
1	Ярко-красная
2	Красная
3	Красно-оранжевая
4	Оранжевая
5	Желто-оранжевая
6	Лимонно-желтая
7	Желто-зеленая
8	Зеленая
9	Сине-зеленая
10	Фиолетовая

Шкала окраски прилагается к сухому индикатору и к индикаторной бумаге. pH анализируемого раствора определяют, нанося каплю этого раствора на полоску индикаторной бумаги и сравнивая полученную окраску с окраской шкалы.

1.2. Равновесия в растворах кислот и оснований

pH в растворах сильных кислот и оснований.

Сильные кислоты в водных растворах диссоциируют полностью. Например, $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$. Поэтому, если известна общая концентрация сильной кислоты в растворе C_k, то легко рассчитать концентрацию ионов водорода, образовавшихся при диссоциации:

$$[H^+] = C_k \qquad (1)$$

Отсюда

$$pH = -\lg C_k \qquad (2)$$

Тогда

$$pH = p\,C_k \qquad (3)$$

pH в растворах слабых одноосновных кислот и однокислотных оснований.

Мы уже рассмотрели диссоциацию одноосновной слабой кислоты и рассчитали степень ее диссоциации α.

Зная степень диссоциации, легко рассчитать pH в растворе слабой одноосновной кислоты. Пусть известна общая концентрация одноосновной кислоты $C_{HAn.}$ Тогда концентрация ионов водорода равна:

$$[H^+] = \alpha\ C_{HAn}$$
$$pH = -\lg[H^+] = -\lg(\alpha\ C_{HAn})$$

Однако pH раствора можно определить и не рассчитывая степень диссоциации. Согласно закону действующих масс

$$\frac{[H^+][An^-]}{[HAn]} = K_{Han}$$

Общую концентрацию одноосновной кислоты можно представить уравнением материального баланса:

$$C_{Han} = [HAn] + [An^-]$$

В растворе одноосновной кислоты справедливо уравнение электронейтральности:

$$[An^-] = [H^+].$$

2. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

2.1 Лабораторная работа. Определение водородного показателя в водном растворе

Приборы и реактивы: pH-метры; стаканчики емкостью 50 мл; стеклянные палочки; безразмерные пипетки (стеклянные трубки с оттянутым концом). Индикаторы: лакмус, фенолфталеин, метиловый оранжевый, метиловый красный, тимоловый синий, ализарин желтый, индиго – кармин, универсальная индикаторная бумага. Растворы: соляной кислоты (0,1 н.; 1 н.); уксусной кислоты (0,1 н.); едкого натра (0,1 н., 1 н.); аммиака (0,1 н.); хлорида аммония (0,1 н.).

Опыт 1. Приближенное определение pH в водных растворах при помощи индикаторов. Окраска некоторых индикаторов в различных средах

Для определения pH среды применяют так называемые кислотно-основные индикаторы. Большинство из них представляют собой слабые органические кислоты или основания, недиссоциированные молекулы которых и их ионы сообщают раствору различную окраску. Например, в присутствии недиссоциированных молекул фенолфталеина раствор бесцветен, а его ионы окрашивают раствор в малиновый цвет. Обозначив молекулу фенолфталеина, являющегося слабой кислотой, через НИнд, диссоциацию его в водных растворах выразится схемой:

$$\underset{\text{раствор бесцветный}}{\text{НИнд}} \leftrightarrow H^+ + \underset{\text{малиновый цвет}}{\text{Инд.}^-}$$

Если к этому раствору прибавить раствор сильной кислоты (или внести фенолфталеин в раствор кислоты), равновесие диссоциации его сместится влево, H^+-ионы сильной кислоты почти полностью свяжут окрашенные ионы $Инд^-$в бесцветные молекулы НИнд и раствор обесцветится. Если же к раствору фенолфталеина прибавить щелочи (или внести фенолфталеин в раствор щелочи), то ее OH^--ионы будут связывать H^+-ионы фенолфталеина, равновесие диссоциации последнего сместится вправо, в сторону увеличения ионов $Инд^-$, и раствор окрасится в малиновый цвет.

Каждый индикатор меняет окраску раствора в определенном, характерном для него интервале значений pH, который называется областью перехода индикатора. Так, в присутствии фенолфталеина раствор бесцветен при pH $\leq$ 8, а при H $\geq$ 10 имеет интенсивно малиновую окраску. Область

перехода фенолфталеина лежит интервале pH, равном 8 – 10, т.е. в щелочной среде. Независимо от того, в кислой или щелочной среде находится область перехода, форма индикатора, в которой он существует в растворах, имеющих pH меньше нижнего предела области перехода, называется его кислотной формой, а та форма, в которой существует индикатор при значениях pH выше верхнего предела области перехода, называется его щелочной формой. При значениях pH, лежащих внутри области перехода, окраска раствора получается смешанная, приближаясь по оттенку либо к кислотной, либо к щелочной форме в зависимости от pH среды.

Выполнение работы. Определить окраску кислотной и щелочной форм индикаторов, приведенных в табл. 1. Наблюдение провести в сильнокислой, нейтральной и сильнощелочной средах, чтобы в первом случае pH был заведомо ниже, а во втором – заведомо выше pH области перехода указанных индикаторов. Для этого в пронумерованные пробирки внести по 10 мл 0,1 н. раствора соляной кислоты; в другие пробирки с теми же номерами – такой же объем 0,1 н. раствора гидроксида натрия и столько же пробирок с дистиллированной водой. Разместить пробирки в штативе таким образом, чтобы за пробиркой с кислотой следовала пробирка с тем же номером, содержащая дистиллированную воду и далее со щелочью. После этого в пробирки добавить по 2-3 капли перечисленных индикаторов.

Запись данных. Свои наблюдения по окраске кислотной и щелочной форм индикаторов записать прилагаемой ниже форме, где уже проставлены интервалы pH областей перехода каждого индикатора и окраска его в этой области.

Таблица 1

Наименование индикатора	pH области перехода	Окраска индикатора		
		Кислотной формы	Нейтральная среда	Щелочная форма
Бромфеноловый синий	3,0 – 4,6			
Нейтральный красный	6,8 – 8,0			
Метиловый оранжевый	3,1 – 4,4			
Метиловый красный	4,4 – 6,2			
Лакмус (бумага)	1,0 – 10,0			
Фенолфталеин	8,0 – 10,0			
Универсальный	1,0 – 12,0			
Ализариновый красный	4,6 – 6,0			

Область перехода какого из исследованных индикаторов находится ближе всего к нейтральной среде? Какие индикаторы имеют область

перехода в кислой среде? В щелочной? Вычислить pH в 0,1 н. растворе соляной кислоты? Вычислить pH в 0,1 н. в растворе гидроксида натрия.

Опыт 2. Определение pH раствора при помощи набора индикаторов основано на изменении окраски испытуемого раствора при добавлении к нему разных индикаторов. Каждый индикатор добавляется к отдельной порции раствора, и на основании окраски раствора делается оценка pH среды с точностью определения ±0,5 pH.

Выполнение работы. Получить у преподавателя 3-4 мл раствора. В чистую пробирку до 1/3 ее объема налить раствор нейтрального лакмуса, внести в него 3-4 капли исследуемого раствора и размешать палочкой, наблюдая за окраской. Если при этом раствор покраснеет, то реакция исследуемого раствора кислая, pH $\leq$ 5. Посинение лакмуса покажет, что раствор имеет щелочную реакцию, pH $\geq$ 8. Если окраска не меняется, раствор считают нейтральным, pH = 7.

Если на лакмус реакция раствора окажется кислая, уточнить pH. Взять в другую пробирку 5 капель исследуемого раствора и прибавить к нему одну каплю метилового красного. Появление желтой окраски определит pH, равное 6,2; при оранжевой окраске раствора pH индикатора составляет 4,4 до 6,2; красная окраска раствора покажет, что pH $\leq$ 4,4. В этом случае следует продолжить уточнение pH. Взять снова в чистую пробирку 5 капель исследуемого раствора и добавить одну каплю метилового оранжевого. Какая окраска должна наблюдаться с этим индикатором, если pH исследуемого раствора равна 4,4? Если окраска окажется розовой, следовательно, pH < 3,1. Продолжить уточнение pH с тимоловый синим (первая область перехода).

В том случае, если реакция раствора на лакмус оказалась щелочная, уточнить pH, аналогично описанному выше с помощью индикаторов, область перехода которых лежит в щелочной среде, начиная с фенолфталеина или тимолового синего (вторая область перехода последнего).

Проверить у преподавателя правильность определения pH в исследованном растворе.

Опыт 3. Определение pH раствора при помощи универсального индикатора.

Для приближенного определения pH удобно пользоваться так называемыми универсальными индикаторами, представляющими собой смеси нескольких индикаторов, изменяющими окраску раствора в широком интервале pH. Бумага, пропитанная универсальным индикатором и высушенная, называется универсальной индикаторной бумагой. К пачке такой бумаги прилагается цветная шкала, показывающая какие окраски

принимает индикаторная бумага при различных величинах pH нанесенного на нее раствора.

Универсальные индикаторы применяются и в виде растворов. В этом случае предварительно готовится серия эталонов в герметически закрытых сосудах с указанием на каждом из них pH, соответствующего цвету эталона – раствора.

Выполнение работы. Получить у преподавателя раствор, pH которого требуется определить. При помощи пипетки перенести 2-3 капли этого раствора на индикаторную бумагу. Сравнить окраску еще сырого пятна, полученного на бумаге, с цветной шкалой и выбрать на ней оттенок, наиболее близкий к цвету полученного пятна. На цветной шкале приводятся окраски, соответствующие целым значениям pH, поэтому, в случае необходимости, можно по промежуточной окраске пятна ориентировочно оценивать десятые доли pH. Сделать вывод о pH исследуемого раствора и указать реакцию среды. Проверить правильность своего вывода у преподавателя.

3. КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Концентрацию ионов OH^- в растворе увеличили в 100 раз. Как изменится концентрация H^+?

2. Как влияет изменение температуры на значение ионного произведения воды?

3. К воде добавили раствор HNO_3. Как изменится концентрация ионов H^+ и OH^-?

4. Как изменится pH воды при нагревании ее от 298 до 373 К?

5. Как изменится концентрация H^+ при изменении pH раствора на единицу?

6. Как изменится концентрация OH^- ионов при изменении pH раствора от 8 до 10?

7. Вычислить концентрацию H^+, pH и OH^- равна $7{,}5 \cdot 10^{-10}$ моль/л.

8. Вычислить $[H^+]$ и $[OH^-]$ в растворе, pH которого 10,5.

9. Вычислить pH 0,05 М раствора серной кислоты.

10. Вычислить pH раствора гидроксида калия, если массовая доля KOH в растворе равна 1 %, ρ = 1 г/мл.

11. Сколько граммов NOH потребуется для приготовления 500 мл раствора, pH которого 9.

12. В растворе какой кислоты, азотистой HNO_2 или йодноватая HIO_3 больше $[H^+]$ при равной концентрации растворов?

13. Вычислить pH 1М раствора циановодородной кислоты.

14. Вычислить pH 10 % раствора аммиака.

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 ^{o}C (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

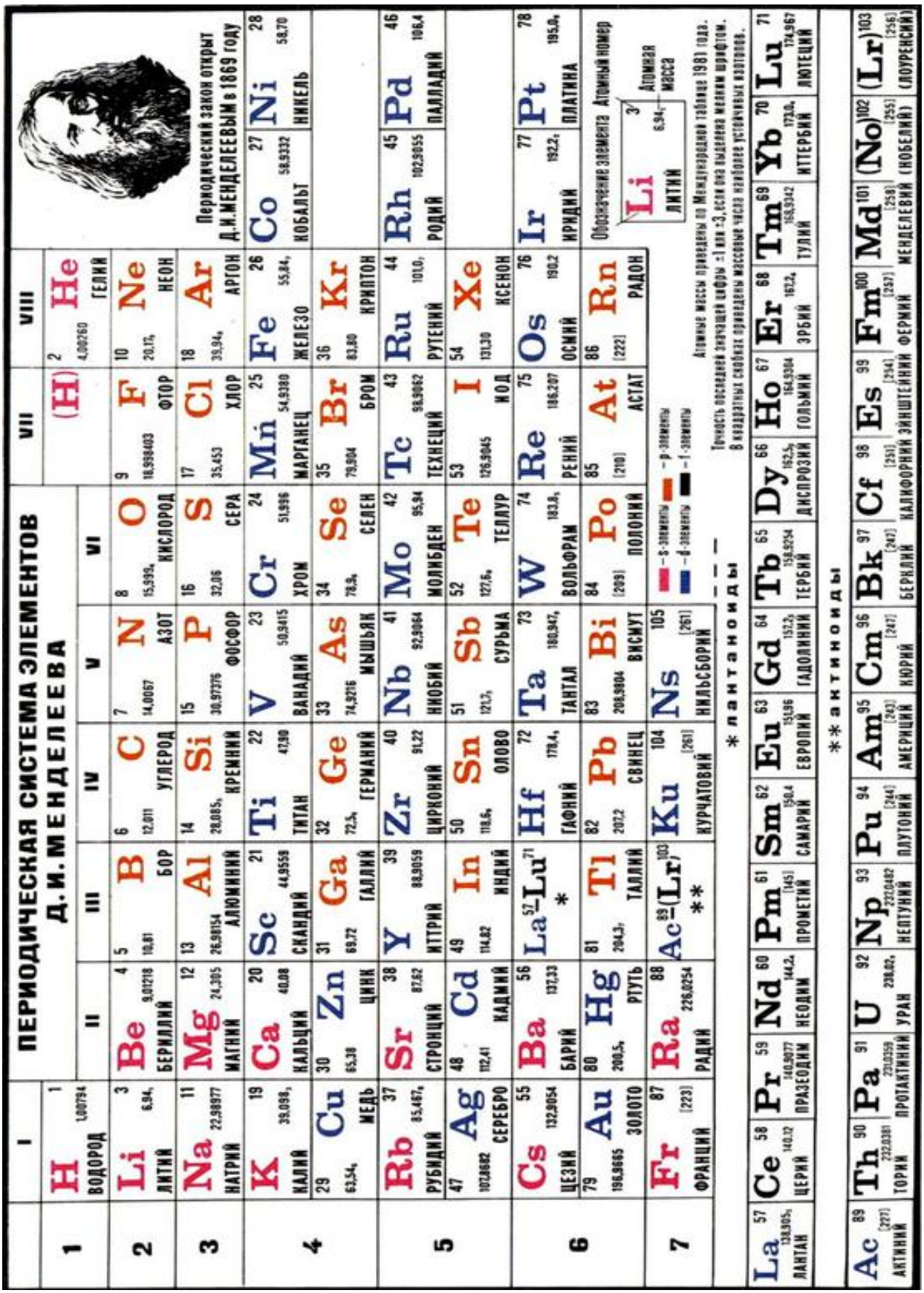

Таблица А.3 – Таблица растворимости кислот, оснований и солей в воде

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

zapartoj.my1.ru

ОПРЕДЕЛЕНИЕ
ВОДОРОДНОГО ПОКАЗАТЕЛЯ
В ВОДНОМ РАСТВОРЕ

Методические указания

Составитель : **Львов** Александр Владимирович

В авторской редакции

Изд. № 88/2022. Объем 1 п.л. Усл. печ. л. 0,93. Уч.-изд. л. 0,98.
РИИЦМ ФГАОУ ВО «Севастопольский государственный университет»