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»

ИОННЫЕ РЕАКЦИИ

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
И75

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

Составитель: А.В. Львов

И75 **Ионные реакции :** 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. – 19 с. – Текст : электронный.

Целью методических указаний является оказание помощи студентам для систематизации знаний при подготовке и выполнении лабораторной работы и самостоятельном изучении темы "Ионные реакции".

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.

© ФГАОУ ВО «Севастопольский
государственный университет», 2021

СОДЕРЖАНИЕ

1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ПОЛОЖЕНИЯ 4
1.1. Обменные реакции в растворах 4
1.2. Гидролиз солей 4
1.3. Реакции с газовыделением 8
1.4. Реакции с образованием осадков. Произведение растворимости 9
2. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ 11
2.1. Лабораторная работа по теме "Ионные реакции" 11
2.2. Лабораторная работа по теме "Гидролиз солей" 12
3. Контрольные вопросы 13
3. БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК 16
4. Приложение А 17

1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ПОЛОЖЕНИЯ

1.1. Обменные реакции в растворах

Все реакции, протекающие в растворах, сопряжены с тем, что реагирующие ионы или молекулы, сталкиваясь, передают друг к другу какие-то частицы. Если передаются протоны, то речь идет о кислотно-основных взаимодействиях, таких, например, как реакции нейтрализации. К передаче протонов сводятся также процессы взаимодействия некоторых солей с водой – реакции гидролиза солей.

При смешивании разбавленных водных растворов двух солей часто между ними не будет происходить заметного взаимодействия. Например, смеси разбавленных растворов солей NaCl и KNO_3 содержа независимые гидратированные ионы Na^+, K^+, Cl^-, NO_3^-, но не содержа определенные соли и это есть равновесный состав. Технологически необходимы способы смещения обменных равновесий направленных на то, чтобы выделить нужный продукт с максимальным выходом или избавиться от примесей. Эти смещения сопряжены в первую очередь с образованием малодиссоциированных соединений – слабых кислот и оснований, выделением газообразных и малорастворимых продуктов, а также с комплексообразованием.

1.2 Гидролиз солей

При определении водородного показателя (pH) среды необходимо учитывать все равновесия с участием слабых электролитов, присутствующих в растворах. В растворах солей слабых кислот или оснований или тех и других вместе происходит их частичное взаимодействие с водой с образованием соответствующего слабого электролита. Например, в растворе ацетата натрия ионы Ac^-, связываясь с ионами H^+, усиливают диссоциацию воды, что приводит к подщелачиванию среды.

Эти процессы можно изобразить следующим образом:

$$NaAc\ (кр) \rightarrow Na^+(водн) + Ac^-(водн);$$

$$H_2O \leftrightarrow H^+(водн) + OH^-(водн)$$

$$Ac^-(водн) + H^+(водн) \leftrightarrow HAc\ (водн)$$

Сумма этих процессов дает реакцию взаимодействия аниона слабой кислоты с водой или гидролиза соли:

$$NaAc\ (кр) + H_2O \leftrightarrow HAc\ (водн) + OH^-(водн) + Na^+\ (водн)$$

или

$$Ac^-(водн) + H_2O \leftrightarrow HAc + OH^-$$

Формально – это реакция, обратная реакции нейтрализации слабой кислоты сильным основанием.

Гидролизу подвержены все соли, образованные с участием слабых электролитов. При гидролизе солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой (например, NaClO), происходит подщелачивание среды; соли слабого основания и сильной кислоты (например, NH_4NO_3) дают кислую среду:

$$NH_4NO_3\ (кр) + H_2O \leftrightarrow NH_3\ (водн) + NO_3^-\ (водн) + H^+\ (водн)$$

$$или\ NH_4\ (водн) + H_2O \leftrightarrow NH_3\ (водн) + H^+\ (водн)$$

Наиболее сильно подвергаются гидролизу соли, образованные слабой кислотой и слабым основанием, например NH_4Ac:

$$NH_4Ac\ (кр) + H_2O \leftrightarrow NH_3\ (водн) + HAc\ (водн) + H_2O$$

На практике часто возникает необходимость расчета pH раствора соли после гидролиза, а также степени гидролиза, т.е. отношение числа молей соли, подвергшихся гидролизу, к исходному количеству растворенной соли в молях. Если обозначить степень гидролиза через h, то равновесные концентрации для гидролиза ацетата натрия составляет:

$$[HAc] = [OH^-] = hC \text{ и } [Ac^-] = C\,(1 - h),$$

где C – исходная концентрация соли.

Выражение для константы равновесия гидролиза можно записать в виде

$$K = \frac{[HAc]}{[Ac-]} \times \frac{[OH-]}{[H2O]}$$

или, учитывая постоянство $[H_2O]$ и обозначив $K[H_2O] = K_h$ (от англ. Hydrolysis), в виде

$$Kh = \frac{[HAc][OH-]}{[Ac-]}$$

или

$$K_h = \frac{Kw}{Kg}.$$

То есть константа гидролиза обратно пропорциональна $K_д$ (константа диссоциации). Для расчета степени гидролиза подставим в уравнение для K_h, выражения для равновесных концентраций:

$$K_h = \frac{h^2C^2}{C(1-h)};$$

$$K_h = \frac{h^2C}{(1-h)}.$$

Выражение по форме аналогично выражению, связывающему степень и константу диссоциации слабого электролита. При h <<1

$$h = \sqrt{Kw/K_{д}C}$$

и концентрации водородных ионов будет равна

$$[H^+] = K_w /[OH^-] \approx K_w/hC.$$

Если же значение h сопоставимо с единицей, то необходимо решать квадратное уравнение.

Из полученных выражений видно, что степень гидролиза ацетата натрия и концентрация водородных ионов обратно пропорциональны корню квадратному из концентрации соли, т.е. чем более разбавлен раствор, тем глубже идет гидролиз

Например, для 0,1 моль/л раствора NaAc Ka(HAc) = $1{,}8*10^{-5}$ степень гидролиза составит

$$h = \sqrt{\frac{10^{-14}}{1{,}98*10^{-5}*0{,}1}} \approx 0{,}7*10^{-4} = 0{,}007\%;$$

$$[H^+] \approx \frac{10^{-14}}{0?7*10^{-4}*0{,}1} \approx 1{,}4*10^{-9} \qquad pH = 8{,}8.$$

Если этот раствор разбавить еще в 100 раз, то h≈0,07% $[H^+]$ =$1{,}3*10^{-11}$ и pH≈10,8

В некоторых случаях степень гидролиза многозарядных катионов в разбавленных растворах оказывается настолько высокой, что образуются малорастворимые гидроксосоединения. Например, при разбавлении концентрированных растворов солей Bi^{3+} начинают выпадать в осадок малорастворимые продукты гидролиза – смесь основных солей, содержащих группы $BiOH^{2+}$ или $Bi(OH)^+_2$, и гидратированного оксида висмута $Bi_2O_3*xH_2O$.

В достаточно кислых растворах гидроксосоединения и гидратированные оксиды могут переходить в оксокатионы, например

$$Bi_2O_3*xH_2O + 2H^+ \rightarrow 2BiO^+ \text{ (водн)} + H_2O$$

Такие процессы сопровождают гидролиз, так как в результате гидролиза кислотность раствора растет и находящиеся в нем гидроксоформы, в частности $Bi(OH)^+_2$, в этих условиях могут терять воду, переходя в оксокатионы:

$$Bi(OH)^+_2 = BiO^+ + H_2O$$

В случае солей многоосновных кислот из-за гидролиза часто осаждаются не средние, а кислые соли, например $CaHPO_4$.

Подобная же ситуация возникает, если пытаться осадить из раствора такую соль, как карбонат алюминия $Al_2(CO_3)_2$. При добавлении к раствору карбоната натрия или калия, скажем, нитрата алюминия осаждается не карбонат, а гидроксид алюминия с примесью основных солей:

$$2Al^{3+} + 3CO_3^{2-} + 3H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3\downarrow + 3CO_2\uparrow$$

Как избежать гидролиза, если возникает такая потребность? Прежде всего, руководствуясь принципом Ле Шателье, можно сместить равновесие гидролиза, добавляя кислоту или щелочь, т.е. вещество, образующееся в процессе гидролиза. Очевидно, что в случае солее слабых оснований надо подкислять раствор для подавления гидролиза, а в случае солей слабых кислот – подщелачивать.

Этот прием позволяет, например, подавить гидролиз ионов алюминия при достаточном подкислении:

$$Al(OH)_n(H_2O)_{(6-n)}^{(3-n)} + nH^+ \rightarrow Al(H_2O)_6^{3+}$$

Можно также подавить гидролиз карбонатов подщелачиванием:

$$HCO^-_3 + OH^- \rightarrow CO_3^{2-} + H_2O \text{ и } H_2CO_3 + OH^- \rightarrow CO_3^{2-} + 2\,H_2O$$

Однако очевидно, что ни подкисление, ни подщелачивание так и не дадут возможности осадить из водного раствора среднюю соль $Al_2(CO_3)_3$: из достаточно кислого для подавления гидролиза алюминия раствора будет улетучиваться диоксид углерода:

$$CO_3^{2-} + 2H^+ \rightarrow CO_2 + H_2O,$$

а из щелочного – осаждаться гидроксид алюминия:

$$Al^{3+}\ (\text{водн}) + 3OH^- \rightarrow AL(OH)_3\ (\text{тв})$$

Понижение концентраций, разбавление раствора, способствует гидролизу, поэтому, чтобы избежать гидролиза, надо по возможности иметь дело с концентрированными растворами. Отметим, что это малоэффективно, если соль,

подвергающаяся гидролизу, образована и слабым основанием, и слабой кислотой.

О влиянии температуры на гидролиз. Гидролиз – эта реакция, обратная нейтрализации, то, следовательно, гидролиз – реакция эндотермическая, и степень его и константа растут с повышением температуры.

1.3. Реакции с газовыделением

Образование летучего соединения при реакции обмена приводит к выделению его из раствора в виде газа и согласно принципу Ле Шателье смещает положение равновесия в сторону образования этого соединения. Реакции с газовыделением весьма распространены, особенно в случае окислительно-восстановительных взаимодействий, а среди обменных реакций к ним относятся процессы с образованием единственного летучего основания – аммиака (не считая некоторых органических оснований), например

$$NH_4Cl + NaOH = NH_3\uparrow + NaCl + H_2O$$

И летучих кислот, например уксусной:

$$NAc + H_2SO_4 = HAc\uparrow + NaHSO_4$$

Кроме уксусной кислоты к распространенным летучим кислотам относятся соляная и другие галогенводородные кислоты в концентрированных растворах, сернистая, угольная, сероводородная, синильная и другие.

Очевидно, что наиболее полному протеканию обмена с образованием летучих веществ будет способствовать повышение температуры раствора и удаление выделяющегося газа из систем. Получая аммиак или кислоты, имеем дело с реакциями переноса катиона водорода. Скорость их и положение равновесия зависят от кислотности среды.

Например, один из простых способов получения соляной кислоты заключается в действии концентрированной серной кислоты на твердую поваренную соль с последующим растворением в воде выделяющегося хлороводорода

$$NaCl_{тв.} + H_2SO_{4конц.} = NaHSO_4 + HCl\uparrow$$

Это – типичная реакция получения летучей кислоты при действии на ее соль другой нелетучей сильной кислоты. Важными условиями эффективного проведения процесса являются высокая концентрация водородных ионов в растворе (берут концентрированную серную кислоту) и интенсивное удаление образующегося хлороводорода посредством нагревания реакционного сосуда. В некоторых случаях даже малый сдвиг равновесий диссоциации слабого электролита вследствие образования летучего соединения оказывается практически очень важным.

Например, растворы ацетатов, сульфидов, цианидов всегда имеют запах соответствующих кислот. Действительно, в результате гидролиза, например, KCN возникает следующая система равновесий:

$$CN^- (р\text{-}р) + H_2O \leftrightarrow HCN (р\text{-}р) + OH^- (р\text{-}р)$$

$$HCN (р\text{-}р) \leftrightarrow HCN(г)$$

Считая раствор синильной кислоты идеальным, можно оценить концентрацию HCN в газовой фазе над раствором цианида калия заданной концентрации. Расчет показывает, что уже при концентрации KCN 0,1 моль/л и степени гидролиза 1,5 %, концентрации HCN над раствором примерно в 100 раз превышает предельно допустимую концентрацию (ПДК), безопасную для работающего с таким раствором. Это означает, что работа с растворами цианидов, сульфидов, селенидов и других подобных солей, при гидролизе которых образуются летучие ядовитые вещества, требует специальных условий и большой осторожности.

1.4. Реакции с образованием осадков. Произведение растворимости

Если при проведении обменной реакции в растворе окажутся катионы и анионы, образующие малорастворимый продукт, то мы можем ожидать, что из раствора выпадает осадок, равновесие сместится в сторону его образования, и реакция пойдет «до конца». Такой характер носят реакции образования многих гидроксидов, например:

$$Pb^{2+} + 2OH^- \rightarrow Pb(OH)_2$$

и солей, например

$$Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl$$

Равновесие между малорастворимой солью, например AgCl, и ее насыщенным раствором:

$$AgCl (кр) \leftrightarrow Ag^+ (водн) + Cl^- (водн)$$

Константа этого равновесия, называемая произведением растворимости (ПР), имеет вид ПР = $[Ag^+][Cl^-]$. Хлорид серебра образует самостоятельную твердую фазу, и его концентрация не входит в выражение для ПР. Произведение растворимости, как и растворимость, зависит от температуры (подобно любой константе равновесия). Для AgCl при 25 °C оно составляет ПР = $1{,}75*10^{-10}$. Такая малая величина указывает на практически количественное осаждение данного вещества в обменной реакции.

Добавлением одноименных с осадком ионов часто пользуются для более еще полного выделения малорастворимого вещества.

Если в растворе, из которого производится осаждение малорастворимой соли, присутствуют ионы, склонные к гидролизу (многозарядные катионы малого размера, анионы слабых кислот), то необходимо учитывать реальное состояние ионов и конкуренцию между осаждением и гидролизом.

На этой конкуренции также основано широко применяемое в аналитической химии разделение катионов металлов посредством последовательного осаждения их сульфидов.

2. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

2.1. Лабораторная работа по теме "Ионные реакции"

Опыт № 1. Ионные реакции с образованием осадков.

а) Налейти в три пробирки по 1 мл раствора хлорида бария и добавьте в одну из них 1-2 мл раствора сульфата натрия; в другую раствора серной кислоты, в третью – раствора сульфата алюминия. Наблюдайте появление одинакового осадка. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций. Что можно сказать о сущности реакций в проделанном опыте?

б) Пользуясь таблицей растворимости, подберите реактивы, с помощью которых можно осуществить следующие процессы:

$$Cu^{2+} + 2OH^{-} \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow$$

$$Pb^{2+} + 2I^{-} \rightarrow PbI_2\downarrow$$

$$3Ca^{2+} + 2PO^{3-}_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2\downarrow$$

Опыт 2. Реакции с участием слабых электролитов.

а) В две пробирки налейте по 1-2 мл 2Н раствора едкого натрия, в каждую пробирку добавьте по 1 капле фенолфталеина, затем в первую пробирку добавьте соляной, во вторую уксусной кислоты (до исчезновения краски). Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения.

б) В две другие пробирки налейте по 1-2 мл 2Н раствора аммиака (NH_4OH), добавьте 1-2 капли фенолфталеина. Обратите внимание на цвет раствора. Затем в первую пробирку добавьте азотной кислоты, во вторую уксусной (до обесцвечивания раствора). Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения процессов. К какому типу реакции относятся разобранные Вами процессы. Можно ли все процессы записать единым ионно-молекулярным уравнением.

Опыт 3. Амфотерные электролиты.

Налейте в пробирку 1 мл раствора сульфата цинка и по каплям добавляйте к нему раствор гидроокиси натрия. Образовавшийся осадок разделите в две пробирки и подействуйте на него в одном случае 2н раствором HCl, а в другом 10% NaOH. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций. Какими свойствами обладает гидроксид цинка?

2.2. Лабораторная работа по теме "Гидролиз солей"

Опыт 1. В четыре пробирки налейте по 2 мл воды и по 1-2 капли нейтрального лакмуса. В каждую пробирку добавьте 1-2 кристалла следующих солей: Na_2CO_3, $ZnCl_2$, $(NH_4)CO_3$, $NaNO_3$

Обратите внимание на окраску раствора индикатора в каждой пробирке. Какие из используемых солей подверглись гидролизу? Составьте молекулярные ионно-молекулярные уравнения реакций.

Опыт 2. К раствору ацетата натрия – CH_3COONa прилейте 1-2 капли фенолфталеина. Заметьте интенсивность окраски. Нагрейте пробирку с раствором до кипения. Как меняется интенсивность окраски? Объясните полученный результат. Охладите пробирку. Что происходит?

Опыт 3. В пробирку налейте 10 капель раствора нитрата висмута и постепенно добавляйте по каплям воду до помутнения раствора. Составьте уравнение гидролиза с образованием основной соли висмута. Как влияет количество воды на степень гидролиза? В пробирку с осадком добавьте несколько капель концентрированной азотной кислоты. Почему осадок растворился? Составьте уравнение реакций.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:

а) $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl\downarrow$
б) $AgCl + 2\ NH_4OH \rightarrow [Ag(NH_3)_2]^+ + 2H_2O$

2.Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:

а) $Pb(NO_3)_2 + K_2Cr_2O_7 \rightarrow$
б) $Pb(CH_3COO)_2 + KI \rightarrow$

3. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:

а) $Hg_2(NO_3)_2 + K_2CrO_4 \rightarrow$
б) $Hg_2(CH_3COO)_2 + KI \rightarrow$

4. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:

а) $Mg(HSO_4)_2 + NaOH \rightarrow$
б) $CaCl_2 + Na_2CO_3 \rightarrow$

5. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:

а) $Ca(HCO_3)_2 + K_2SO_4 \rightarrow$
б) $MgCl_2 + CO_2 + H_2O \rightarrow$

6. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:

а) $Ca(HCO_3)_2 + Al_2(SO_4)_3 \rightarrow$
б) $CaCl_2 + (NH_4)_2C_2O_4 \rightarrow$

7. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:

а) $Mg(HSO_3)_2 + Na_2CO_3 \rightarrow$
б) $Sr(NO_3)_2 + K_2CrO_4 \rightarrow$

8. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:

а) $CaCl_2 + K_3PO_4 \rightarrow$
б) $Ba(HSO_4)_2 + KOH \rightarrow$

9. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:

а) $BaCl_2 + (NH_4)_2C_2O_4 \rightarrow$
б) $AlCl_3 + NaOH_{(изб.)} \rightarrow$

10. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:

а) $ZnCl_2 + KOH_{(изб.)} \rightarrow$
б) $Cr(CH_3COO)_3 + NH_4OH \rightarrow$

11. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:

а) $CoCl_2 + Hg(CNS)_2 \rightarrow$
б) $FeCl_3 + K_4[Fe(CN)_6] \rightarrow$

12. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:

а) $FeCl_2 + K_3[Fe(CN)_6] \rightarrow$
б) $Fe(CH_3COO)_3 + NH_4CNS \rightarrow$

13. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:

а) $Bi(CH_3COO)_3 + KI_{(изб.)} \rightarrow$
б) $CuSO_4 + NH_4OH_{(изб.)} \rightarrow$

14. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:

а) $NiSO_4 + NH_4OH \rightarrow$
б) $CoCl_2 + NH_4OH_{(недост.)} \rightarrow$

15. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:

а) $CuCl_2 + K_4[Fe(CN)_6] \rightarrow$
б) $Hg(NO_3)_2 + KI \rightarrow$

16. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:

а) $CoCl_2 + NH_4CNS \rightarrow$
б) $CdCl_2 + K[BiI_4] \rightarrow$

17. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:

а) $CoOHCl + NaOH_{(изб.)} \rightarrow$
б) $NiCl_3 + NH_4OH_{(изб.)} \rightarrow$

18. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:

а) $Hg_2(CH_3COO)_2 + KI \rightarrow$
б) $NiCl_2 + NaOH \rightarrow$

19. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:

а) $Ag(CH_3COO) + KBr \rightarrow$
б) $CrCl_3 + NH_4OH \rightarrow$

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

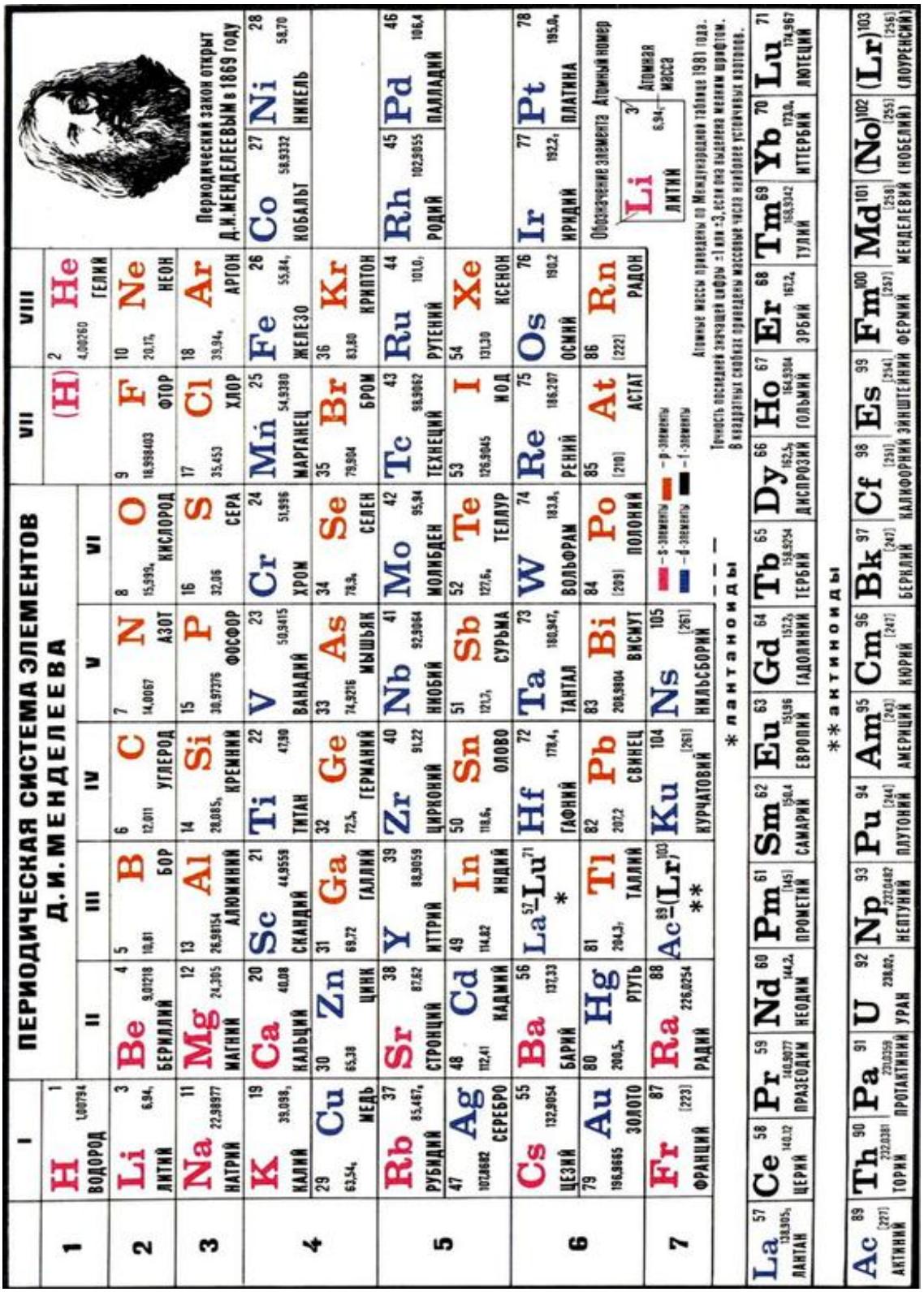

Таблица А.3 - Таблица растворимости кислот, оснований и солей в воде

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

ИОННЫЕ РЕАКЦИИ

Методические указания
к выполнению лабораторной работы

Составитель : **Львов** Александр Владимирович

В авторской редакции

Изд. № 118/2021. Объем 1,25 п.л.
РИИЦМ ФГАОУ ВО «Севастопольский государственный университет»