МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

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

А. В. Львов

РАСТВОРИМОСТЬ.
ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ.

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

Севастополь
СевГУ
2023

УДК 544.351.3(076.5)
ББК 24.5я73
Л89

Р е ц е н з е н т:
Л.А. Ничкова - канд. техн. наук, доцент,
заведующий кафедрой "Техногенная безопасность и метрология"

Львов, А. В.

Л89 Растворимость. Произведение растворимости : методические указания к выполнению лабораторной работы и самостоятельному изучению темы по дисциплине «Химия» для студентов очной и заочной форм обучения технических специальностей / А. В. Львов ; Севастопольский государственный университет. – Севастополь : СевГУ, 2023. – 17 с.

Целью методических указаний является оказание помощи студентам для систематизации знаний при подготовке и выполнении лабораторной работы и самостоятельном изучении темы «Растворимость. Произведение растворимости».

УДК 544.351.3(076.5)
ББК 24.5я73

Рассмотрены и рекомендованы к изданию на заседании ученого совета Института ядерной энергии и промышленности, протокол № 7 от 27 февраля 2023 г.

© ФГАОУ ВО «Севастопольский государственный университет», 2023
© Львов А. В., 2023

СОДЕРЖАНИЕ

1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ПОЛОЖЕНИЯ 4
1.1. Растворимость 4
1.2. Равновесие в системе раствор – осадок. Произведение растворимости 5
1.3. Растворимость и произведение растворимости 6
1.4. Факторы, влияющие на растворимость труднорастворимых электролитов 7
1.5. Условия образования и растворения осадков 7
1.6. Условия достижения полноты осаждения 8
1.7. Дробное осаждение 9
1.8. Влияние pH на осаждение и растворение труднорастворимых электролитов 9
2. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ 11
2.1. Лабораторная работа по теме «Произведение растворимости» 11
2.2. Контрольные вопросы и задания 12
БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК 14
Приложение А 15

1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ПОЛОЖЕНИЯ

1.1. Растворимость

Растворимость веществ в разных растворителях различна. Для большинства веществ существует предел, по достижении которого вещество перестает растворяться в данном растворителе. Такие растворы являются насыщенными. Насыщенным называют раствор, содержащий максимальное количество вещества, которое может растворяться в данном количестве растворителя при данной температуре, и сохраняющий устойчивость во времени.

Различают насыщенные, ненасыщенные и перенасыщенные растворы. Если концентрация растворенного вещества меньше, чем в насыщенном растворе, раствор называют ненасыщенным. В пересыщенных растворах концентрация растворенного вещества больше, чем в насыщенных. В некоторых случаях пересыщенные растворы могут существовать довольно долго. Однако добавление в них нескольких кристаллов растворенного вещества приводит к выпадению избытка вещества в осадок. Раствор из пересыщенного становится насыщенным.

Концентрацию вещества в его насыщенном растворе называют растворимостью данного вещества.

Растворимость обычно выражают в молях (или граммах) на литр. По растворимости различают хорошо растворимые и труднорастворимые вещества.

Хорошо растворимые вещества образуют в данном растворителе концентрированные насыщенные растворы (например, NaCl, KCl в воде). Иногда растворитель и растворенное вещество смешиваются в неограниченных соотношениях (например, этанол и вода).

Труднорастворимые вещества образуют очень разбавленные растворы (например, сульфат бария или бензол в воде). Существует группа веществ, занимающая по растворимости промежуточное положение между хорошо и труднорастворимыми соединениями. Их обычно называют малорастворимыми.

Абсолютно нерастворимых веществ в природе не существует. Следовательно, даже малорастворимые и труднорастворимые вещества в какой-то, пусть незначительной степени, растворяются и существуют в растворах в виде молекул или ионов.

Любой труднорастворимый электролит растворяется при данных условиях до тех пор, пока раствор относительно его ионов не станет насыщенным. Время, необходимое для растворения, может быть различным. Иногда насыщенные растворы получить довольно легко. Иногда для полного растворения вещества до насыщения раствора требуется очень много времени, даже при интенсивном перемешивании и нагревании. Если так или иначе получен насыщенный раствор и концентрация растворенного вещества больше не изменяется, то можно говорить о наступлении химического равновесия раствор-осадок.

1.2. Равновесие в системе раствор-осадок. Произведение растворимости

Рассмотрим гетерогенную систему – труднорастворимый электролит B_mA_n, находящийся в равновесии с осадком. В наиболее простом случае электролит B_mA_n при растворении полностью диссоциируют на ионы:

$$B_mA_n \leftrightarrow mB^{n+} + nA^{m-} \quad (1)$$

Применяя к этому равновесию закон действующих масс, получим

$$\frac{[B^{n+}]^m[A^{m-}]^n}{[B_mA_n]} = K. \quad (2)$$

В знаменателе это уравнения находится значение концентрации труднорастворимого соединения в осадке. Осадок образует самостоятельную фазу, и его концентрация в ней составляет 100 %. Поэтому $[B_mA_n]$ в осадке является постоянной величиной. Тогда, преобразуя уравнение (2), получим

$$[B^{n+}]^m[A^{m-}]^n = K[B_mA_n]_{осадок} = K_p. \quad (3)$$

Правая часть этого уравнения – величина постоянная, которую называют *константой растворимости K_p*. Часто употребляют и другое название – *произведение растворимости* и обозначают эту константу ПР

$$[B^{n+}]^m[A^{m-}]^n = ПР. \quad (4)$$

Более строгим является выражение закона действующих масс, если концентрации заменены активностями.

Однако концентрация растворов труднорастворимых электролитов мала, поэтому можно считать, что коэффициенты активности ионов равны 1, и необходимо пользоваться на практике уравнением (4). Лишь в тех случаях, когда раствор труднорастворимого электролита содержит в больших концентрациях другие хорошо растворимые электролиты, следует применять вместо концентраций активности ионов.

Произведение растворимости является постоянной величиной при постоянной температуре и давлении, как и всякая константа равновесия. Следует помнить, что ПР в определенной степени зависит от ионной силы раствора, поэтому уравнение (4) имеет приближенный характер.

Уравнение (4) можно получить, рассматривая сам процесс наступления равновесия между растворенным веществом и осадком.

Рассмотрим, например, процесс растворения труднорастворимого электролита $BaSO_4$ в воде. В узлах кристаллической решетки сульфата бария находятся ионы Ba^{2+} и SO_4^{2-}. Полярные молекулы воды ориентируются относительно ионов поверхностного слоя кристаллической решетки и гидратируют их. Связь этих ионов с кристаллом ослабевает, и в гидратированном состоянии они переходят в раствор:

$$BaSO_4 \rightarrow Ba^{2+} + SO_4^{2-}$$

Скорость растворения прямо пропорциональна числу ионов на единице площади поверхности твердой фазы, так как эта величина практически постоянная величина при данной температуре.

В выражение для ПР концентрация ионов записывается в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам в уравнении диссоциации. Так, для хлорида свинца $PbCl_2$:

$$PbCl_2 \leftrightarrow Pb^{2+} + 2Cl^-$$
$$ПР_{PbCl_2} = [Pb^{2+}][Cl^-]^2$$

Для фосфата бария $Ba_3(PO_4)_2$:

$$Ba_3(PO_4)_2 \leftrightarrow 3Ba^{2+} + 2PO^{3-}$$
$$ПР_{Ba_3(PO_4)_2} = [Ba^{2+}]^3[PO_4^{3-}]^2$$

Значение ПР для ряда труднорастворимых электролитов приведены в справочных таблицах.

1.3. Растворимость и произведение растворимости

Растворимость вещества в воде и произведение растворимости связаны между собой. Рассмотрим, например, растворимость сульфата бария в воде. Очевидно, что растворимость (обозначение ее *P*) равна как концентрация ионов Ba^{2+}, так и концентрация ионов SO_4^{2-}:

$$P = [Ba^{2+}] = [SO_4^{2-}]$$

Это – условие электронейтральности раствора. Подставляя значение P в уравнение (4), получим:

$$P^2 = ПР_{BaSO4}$$
$$P = \sqrt{ПР}_{BaSO4}$$

Для других случаев также можно установить связь между растворимостью и ПР, необходимо только всегда учитывать стехиометрические коэффициенты в уравнении химического равновесия. Например, для хромата серебра Ag_2CrO_4, диссоциирующего по уравнению:

$$Ag_2CrO_4 \leftrightarrow 2Ag^+ + CrO_4^{2-},$$
$$P = [CrO_4^{2-}], \quad \text{тогда } [Ag^+] = 2P$$

Представим эти значения в выражении $ПР_{Ag_2CrO_4}$

Подставим эти значения в выражение $ПР_{Ag_2CrO_4} = [Ag^+]^2[CrO_4^{2-}]$, получим:

$$(2P)^2P = ПР_{Ag_2CrO4}$$

откуда

$$P = \sqrt[3]{\frac{ПР_{Ag_2CrO_4}}{4}}.$$

Для фосфата кальция, диссоциирующего по уравнению

$$Ca_3(PO_4)_2 \leftrightarrow 3Ca^{2+} + 2PO_4^{3-}$$

$[Ca^{2+}]=3P$;
$[PO_3^{3-}]=2P$;
$ПР_{Ca_3(PO_4)_2} = (3P)^3(2P)^2 = 108P^5$

$$P=\sqrt[5]{\frac{ПР_{Ca_3(PO_4)_2}}{108}}.$$

Растворимость труднорастворимых соединений можно сравнивать как по величине Р (моль/л), так и по величине ПР для однотипных соединений. В последнем случае, чем меньше значение ПР, тем менее растворимо соединение. Так, сульфат бария $BaSO_4$ менее растворим, чем сульфат кальция $CaSO_4$, так как $ПР_{BaSO_4}=1,1*10^{-10}$, а $ПР_{CaSO_4}=2,5*10^{-5}$.

1.4. Факторы, влияющие на растворимость труднорастворимых электролитов

Растворимость труднорастворимых электролитов зависит от природы электролита и растворителя, температуры, ионной силы раствора.

При растворении появляется правило «подобное растворяется в подобном», например, соединения с полярной связью растворяются в полярных растворителях, а соединения с неполярной связью – в неполярных. Зависимость растворимости от природы растворителя можно использовать для понижения растворимости осаждаемых соединений. Так, осаждение сульфатов катионов IIIгруппы проводят спиртовым раствором серной кислоты, так как растворимость сульфата кальция в этаноле (10^{-5} моль/л) меньше, чем в воде ($7,9\cdot10^{-3}$ моль/л).

1.5. Условия образования и растворения осадков

Основное условие равновесия в системе раствор – осадок выражается уравнением (4), а для наиболее простого вида этого равновесия – уравнением:

$$[B^+][A^-]=ПР_{BA}$$

Если изменить равновесные концентрации ионов B^+ и A^-, добавив в раствор вещество, содержащие эти ионы, или добавив реагент, связывающий их в другие соединения, установившееся равновесие нарушается. При этом возможны два случая:

1. Концентрация ионов B^+и A^-изменены таким образом, что произведение их концентраций становиться больше ПР

$$C(B^+)*C(A^-) > ПР_{BA} \quad (6)$$

Тогда пойдет процесс, который приведет к уменьшению концентрации ионов B^+ и A^-, установиться новое равновесие и условие равновесия раствор – осадок станет выполняться снова. Этот процесс – образование осадка. Таким образом, условие (6) - необходимое и достаточное условие образование осадка.

2. Концентрация ионов B^+ и A^- изменены таким образом, что произведение их концентраций становится меньше ПР, т.е.

$$C(B^+)*C(A^-) < ПР_{BA} \quad (7)$$

В этом случае пойдет процесс, который должен привести к увеличению концентраций ионов B^+и A^-до установления химического равновесия. Таким образом, условие (6) – это условие растворения осадка.

Произведение концентраций ионов B^+и A^-для любого раствора называют ионным произведением и обозначают ИП:

$$C(B^+)*C(A^-)^- = ИП$$

Для любого насыщенного раствора труднорастворимого электролита ИП = ПР, в ненасыщенном растворе ИП < ПР, в пересыщенном – ИП >ПР. Осадок труднорастворимого электролита образуется, если раствор пересыщен относительно произведения растворимости, т.е. ИП>ПР.

Труднорастворимые соединения со сравнительно большим значением ПР можно осадить из растворов с достаточно большой концентрацией соответствующих ионов. Осаждение труднорастворимых соединений с малым значением ПР возможно и из разбавленных растворов, т.е. чем меньше ПР, тем больше чувствительность реакции осаждения.

1.6. Условия достижения полноты осаждения

Уравнение (4) показывает, что добавление иона одноименного с одним из ионов, образующих осадок, приводит к более полному осаждению. Допустим, что к насыщенному раствору хлорида серебра AgCl добавляют KClили HCl. Увеличении концентрации Cl^- - иона в растворе приводит к нарушению равновесия. ИП становится больше ПР, начинает выпадать в осадок AgCl до тех пор, пока не установится новое равновесие, при котором

$$[Ag^+] = ПР_{AgCl}/[Cl^-]$$

Так как новая концентрация Cl^- - иона станет больше, то концентрация ионов Ag^+уменьшится. Таким образом, добавление одноименного иона приводит к уменьшению концентрации иона Ag^+в растворе, т.е. к уменьшению растворимости хлорида серебра.

В общем случае, увеличивая концентрацию ионов A^-, мы уменьшаем концентрацию ионов B^+ в растворе, т.е. увеличиваем полноту осаждения. Однако значительное увеличение концентрации иона A^- не всегда возможно и не всегда желательно. На практике стоит задача добиться такой полноты осаждения како-

го – либо иона, которая отвечала бы решению конкретной практической задачи. Для многих задач качественного и количественного анализа полнота осаждения считается достаточной, если в растворе концентрация осаждаемого иона не превышает 10^{-4} – 10^{-6} моль/л.

Основными факторами, влияющими на полноту осаждения, являются произведение растворимости данного соединения и количество осадителя. При прочих равных условиях осаждения будет тем более полным, чем меньше произведение растворимости соединения, в виде которого осаждается определяемый ион. Например, ион Ca^{2+}можно осадить в виде сульфата $CaSO_4$, карбоната $CaCO_3$, оксалата CaC_2O_4. Значение ПР этих соединений соответственно равны $6{,}1*10^{-5}$, $3{,}8*10^{-9}$, $2{,}3*10^{-9}$. Наименьшее значение ПР имеет оксалат кальция CaC_2O_4, т.е. наиболее полно ион Ca^{2+}можно осадить в виде оксалата.

1.7. Дробное осаждение

Становится ясным, чем больше различие в величинах ПР осаждаемых соединений, тем лучше и полнее можно разделить их.

Осаждение происходить в той последовательности, в которой достигается величина ПР труднорастворимых электролитов. Такое осаждение называется дробным или фракционным. Последовательность осаждения ионов зависит не только от растворимости осаждаемых электролитов, но и от концентрации ионов в растворе. При соответствующих изменениях концентраций последовательность осаждения может быть нарушена.

1.8. Влияние pH на осаждение и растворение труднорастворимых электролитов

Добавление к насыщенному раствору труднорастворимого электролита кислоты или щелочи позволяет регулировать pH раствора и тем самым во многих случаях изменять растворимость электролитов. С другой стороны, добавляя в раствор перед осаждением кислоту или щелочь и изменяя pH раствора в желательном направлении, можно либо добиться большей полноты осаждения, либо создать условия, препятствующие образованию осадка.

Рассмотрим влияние pH на растворимость труднорастворимых соединений более подробно. Труднорастворимые основания растворяются в кислотах, когда ион OH^- связывается в молекулах воды более прочно, чем он был связан в осадке. Например:

$$Mg(OH)_2 + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + 2H_2O$$
$$Mg(OH)_2 + 2H^+ \rightarrow Mg^{2+} + 2H_2O$$

Механизм растворения $Mg(OH)_2$ может быть представлен схемой:

$$Mg(OH)_2 \leftrightarrow \underset{\text{насыщенный раствор}}{Mg^{2+} + 2OH^-}$$

$$2HCl \rightarrow 2Cl^- + 2H^+$$
$$2OH^- + 2H^+ \rightarrow 2H_2O$$

Ионы H^+связывают OH^--ионы, имеющиеся в насыщенном растворе, в малодиссоциирующие молекулы H_2O, в результате раствор становится ненасыщенным, ИП < ПР. Процесс растворения, при котором в раствор поступают ионы Mg^{2+}и OH^-, становится преобладающим и протекает до тех пор, пока весь осадок не растворится. Таким образом, чтобы повысить концентрацию ионов Mg^{2+} в растворе, необходимо понизить концентрацию ионов OH^-, связывая их в молекулы H_2O действием кислоты. Для осаждения $Mg(OH)_2$, наоборот, необходимо увеличение концентрация OH^-.

2. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

2.1. Лабораторная работа по теме «Произведение растворимости»

Опыт № 1. Условие выпадение осадка.

Внести в две пробирки по 2-3 капли раствора сульфата марганца (II). В одну из них добавьте такой же объем сероводородной воды, в другую – раствора сульфида аммония $(NH_4)_2S$. В каком случае выпал осадок? Напишите ионное уравнение реакции. В чем заключается условие выпадения осадка по правилу произведения растворимости.

Пользуясь этим правилом, объясните выпадение осадка сульфида марганца в одной из пробирок. Почему в другом случае произведение концентрации ионов $[Mn^{2+}]$ $[S^{2-}]$ не достигло произведения растворимости?

Опыт № 2. Влияние одноименных ионов на выпадение осадка.

В две пробирки внесите по 6 - 8 капель насыщенного раствора хлората калия $KClO_3$. В одну пробирку добавьте 3-4 капли насыщенного раствора хлорида калия, в другую хлорида натрия. В каком случае появились блестящие кристаллики хлората калия? Напишите выражение произведения растворимости для хлората калия и объясните, пользуясь правилом произведения растворимости, выпадение осадка $KClO_3$в одном случае и его отсутствие в другом. Увеличилась или уменьшилась при этом растворимость хлората калия?

Опыт № 3. Зависимость последовательности выпадения осадков малорастворимых веществ от величины их произведения растворимости.

В одной пробирке получите осадок сульфата свинца $PbSO_4$: взяв 2-3 капли раствора сульфата натрия, добавьте к ним столько же раствора нитрата свинца (II). В другой пробирке получите осадок хромата свинца $PbCrO_4$ из хромата калия и нитрата свинца. Заметьте цвет выпавших осадков. В третью пробирку возьмите по 3 капли тех же растворов сульфата натрия и хромата калия, перемешайте раствор и добавьте 2 капли нитрата свинца. Определите по цвету, какое вещество выпало в осадок в первую очередь: $PbSO_4$ или$PbCrO_4$. Найдите величину произведения растворимости каждой из этих солей и объясните последовательность выпадения исследуемых вами солей свинца.

Опыт № 4. Условие растворения осадков в результате химического взаимодействия.

В двух пробирках получили дигидроксид магния, внеся в каждую по две капли растворов соли магния и едкого натра. Добавьте в первую пробирку 2н раствор соляной кислоты, а во вторую 2н раствор хлорида аммония, перемешивая содержимое пробирок стеклянной палочкой и отсчитывая число капель, необходимых для полного растворения осадка. Результаты отчета запишите в журнал.

В чем заключается условие растворения осадков по правилу произведения растворимости? Пользуясь этим правилом, объясните растворение гидроксида магния в соляной кислоте и хлориде аммония. В каком случае растворение происходит легче? Почему?

Опыт № 5. Влияние величины произведения растворимости электролита на его способность к химическому взаимодействию.

В одну пробирку внесите две капли раствора сульфата железа (II), в другую – две капли раствора сульфата меди. В каждую пробирку добавьте по две капли раствора сульфида аммония. Наблюдайте выпадение осадков.

Напишите уравнения реакций сульфидов железа и меди. К осадкам сульфида добавьте по 5 - 7 капель 2н раствора соляной кислоты. Какой из сульфидов растворяется? Объясните, применив правило произведения растворимости, почему один из полученных сульфидов переходит в раствор при взаимодействии с соляной кислотой; напишите ионной уравнение реакции. Почему второй сульфид в HCl не растворяется?

2.2. Контрольные вопросы и задания

1. Смешали равные объемы 0,02н растворов хлорида кальция и сульфата натрия. Образуется ли осадок сульфата кальция? ПР($CaSO_4$)=$1,3*10^{-4}$.

2. Выпадает ли осадок сульфата кальция при смешении 500мл раствора $CaCl_2$, содержащего 0,555г вещества и 250мл раствора Na_2SO_4, содержащего 0,355г вещества. ПР($CaSO_4$) =$1,3*10^{-4}$.

3. К 50мл 0,001н раствора *HCl*добавили 450мл 0,0001н раствора $AgNO_3$. Выпадет ли осадок хлорида серебра? ПР(AgCl)=$1,8*10^{-10}$.

4. К раствору объемом 500 мл, содержащему 0,05 моль $Pb(NO_3)_2$ и к раствору объемом 750 мл содержащему $2,5*10^{-3}$ моль, добавили 100 мл 0,001 М раствора KCl. В обоих ли растворах появится осадок? ПР ($PbCl_2$)=$2*10^{-5}$; ПР ($HgCl_2$)=$1,3*10^{-5}$.

5. ПР(CaC_2O_4) =$2*10^{-9}$. Образуется ли осадок оксалата кальция (CaC_2O_4) при смешении 750мл 0,01н раствора хлорида кальция и 250мл 0,002М оксалата натрия?

6. Образуется ли осадок хлорида свинца (II), если 0,1нраствору нитрата свинца добавить равный объем 0,04н раствора хлорида натрия? ПР($PbCl_2$) =$2*10^{-5}$.

7. Образуется ли осадок сульфата серебра, если к 100мл 0,02М раствора нитрата серебра добавить 10мл 0,01н раствора серной кислоты. ПР($AgSO_4$) =$2*10^{-5}$.

8. К 0,01н раствору серной кислоты медленно добавляют раствор, содержащий 0,01 моль/л $CaCl_2$ и 0,001 моль/л $SrCl_2$. Какой осадок начнет выпадать раньше:

а) $SrSO_4$б) $CaSO_4$. Считать разбавление вдвое. ПР($CaSO_4$) =$1,3*10^{-4}$; ПР($SrSO_4$)=$3,2*10^{-7}$.

9. Произведение растворимости сульфата кальция равно $1,3*10^{-4}$. Выпадет ли осадок сульфата кальция при смешении равных объемов 0,05М растворов нитрата кальция и сульфата калия?

10. Образуется ли осадок сульфида марганца (II), если к нему 0,01М раствору нитрата марганца (II) добавить равный объем 0,01н раствора сульфида натрия*? ПР(MnS)* $=2,5*10^{-10}$.

11. В 200мл раствора содержится по 0,001 моль хлорида натрия и 0,02моль сульфата натрия. К раствору добавляют $AgNO_3$. Какое вещество начнет выпадать в осадок раньше AgClили Ag_2SO_4? ПР(AgCl) $=1,8*10^{-10}$; ПР(Ag_2SO_4) = $= 2*10^{-5}$.

12. Смешали равные объемы 0,01н раствора хлорида бария и 0,02М раствора карбоната натрия. Образуется ли осадок карбоната бария, если произведение растворимости этой соли равно $5*10^{-9}$.

13. Образуется ли осадок иодида серебра, если к 0,02М раствору нитрата серебра добавить равный объем 10^{-5}н раствора иодида калия. Произведение растворимости иодида серебра равно $1,18*10^{-16}$.

14. Образуется ли осадок сульфата серебра, если к 100мл 0,01М раствора нитрата серебра прибавить 25мл 0,2н раствора H_2SO_4. ПР(Ag_2SO_4) $=2*10^{-5}$.

15. Выпадет ли осадок сульфата стронция, если смешать равные объемы 0,04н раствора хлорида стронция и 0,01М раствора сульфата натрия. ПР($SrSO_4$)$=3,2*10^{-7}$.

16. Выпадет ли осадок оксалата кальция (CaC_2O_4) при смешении равных объемов 0,001М растворов хлорида кальция и оксалата натрия? ПР(CaC_2O_4)$=2*10^{-9}$.

17. Выполняя реакцию на ион Ca^{2+}, смешали равные объемы 0,01М растворов хлорида кальция и сульфата калия. Выпадет ли осадок сульфата кальция. ПР($CaSO_4$) $=1,3*10^{-4}$.

18. Образуется ли осадок сульфата серебра, если к 0,02М раствору нитрата серебра добавить равный объем 0,1н раствора сульфата калия? ПР(Ag_2SO_4) = $= 2*10^{-5}$.

19. Произведение растворимости хлорида свинца (II) равно $2,3*10^{-4}$. Образуется ли осадок хлорида свинца (II), если к 0,03н раствору нитрата свинца (II) прибавить равный объем 0,01н раствора хлорида натрия?

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Глинка Н. Л. Общая химия / Н. Л. Глинка. – М. : КноРус, 2010. – 752 с.
2. Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н. Л. Глинка. – М. : Интеграл-Пресс, 2004. – 240 с. ― Текст : непосредственный.
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. ― Текст : непосредственный.

Приложение А

Таблица А.1 – 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)

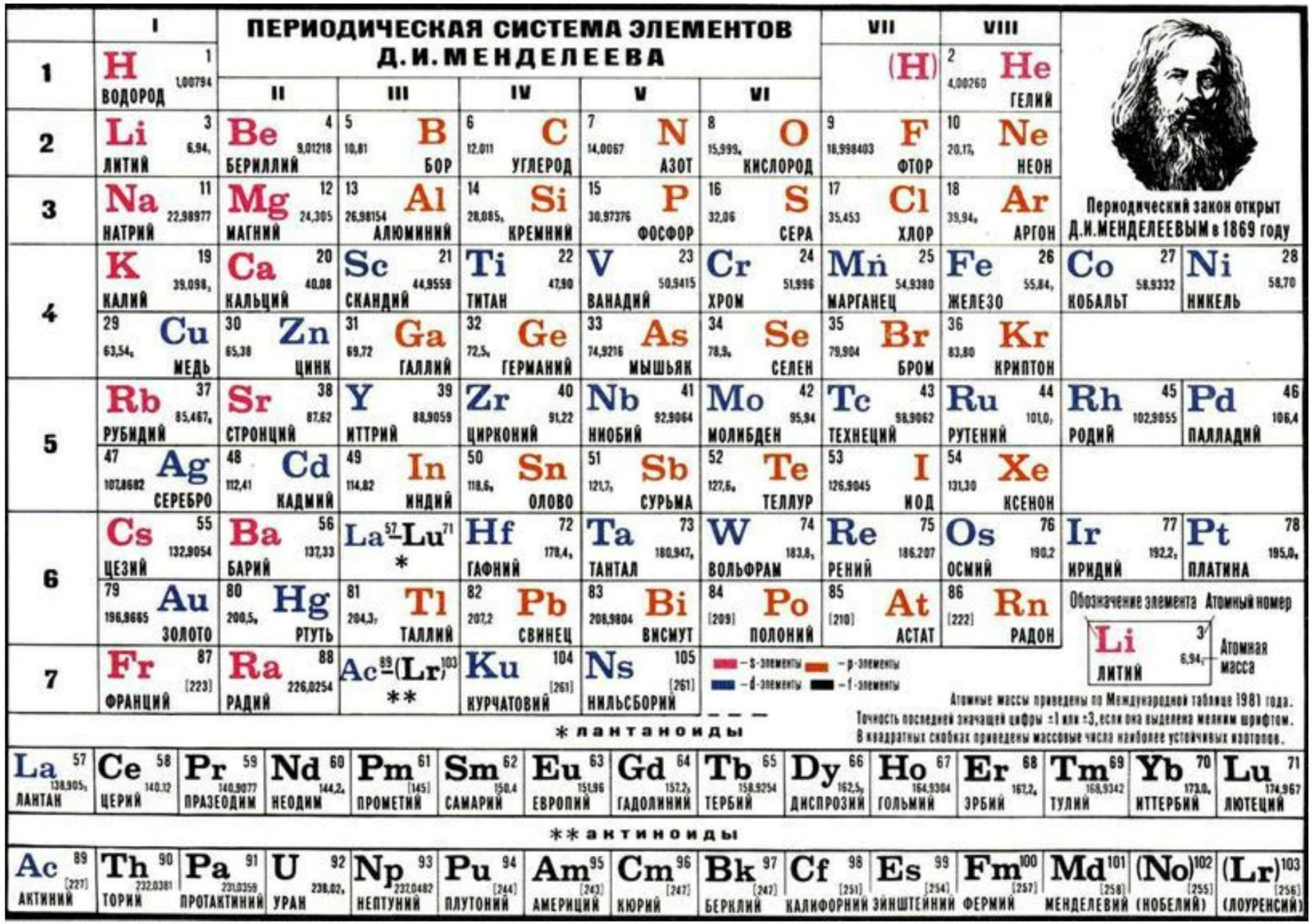
Н - нерастворимые (меньше 0,001 г в 100 г воды)

– - разлагаются водой или не существуют

Таблица А.2 – Стандартные электродные потенциалы металлов в водных растворах при 25 °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.3 – Периодическая система Д.И. Менделеева



Львов Александр Владимирович

РАСТВОРИМОСТЬ.
ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ.

Методические указания
к выполнению лабораторной работы
и самостоятельному изучению темы

В авторской редакции

Изд. № 90/2023. Объем 1,25 п.л. Усл. печ. л. 1,16. Уч.-изд. л. 1,23.
РИИЦМ ФГАОУ ВО «Севастопольский государственный университет»