

УДК 541.132.4 + 541.135 + 541.8

В. В. Стецик

## СОГЛАСОВАННАЯ КЛАССИФИКАЦИЯ ПО ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ СИЛЕ СОЕДИНЕНИЙ РАЗНЫХ КЛАССОВ И РАСТВОРИМОСТИ

Степень связывания катионов и анионов, взятых в концентрациях по 0,1 М, в осадок характеризует силу электролитов наравне со степенью связывания ионов в молекулы или ассоциаты в растворе, поскольку в обоих случаях электролит переходит из активной формы в растворе в малоактивную. Малорастворимые соли и другие типы соединений, не способные в растворах на практике проявить свойства, являющиеся атрибутом электролита, с достаточно высокой интенсивностью, не могут считаться сильными электролитами в любой системе классификации.

*Ключевые слова:* сила электролитов, классификация электролитов, сила кислот, классификация кислот.

**Введение.** Классификация предметов и явлений является важной составной частью всех разделов науки. Рациональная классификация электролитов по силе позволяет предвидеть некоторые важные их свойства без специального изучения их индивидуальных особенностей. Рабочая классификация должна позволять экспрессно сравнивать силу разнообразных электролитов в растворах и опираться на реально проявляемые на практике свойства, а не акцентировать внимание на некоторых несущественных для практики деталях.

В работах [1, 2] были показаны противоречивость и несогласованность деления электролитов по силе в литературе и предложена классификация кислот и оснований Бренстеда, основанная на учете степени их диссоциации не только при обычных рабочих концентрациях, но и при бесконечном разбавлении растворов электролитов. В данной работе мы акцентируем внимание на обосновании отнесения к определенной группе по силе, прежде всего, малорастворимых хорошо диссоциированных электролитов, равновесия которых с насыщенным раствором описываются произведением растворимости (ПР). С использованием результатов [1, 2] и наиболее отработанных традиционных критериев, представленных, например, в [3], сделана попытка найти обоснования для сравнения «электролитической силы» соединений разных классов, составов и растворимости. Указанные общие вопросы в настоящее время в литературе, по нашему мнению, решены не всегда последовательно.

**Анализ принципов отнесения малорастворимых электролитов к определенным группам по силе.** Отметим, прежде всего, явную непоследовательность авторов в литературе даже по центральным вопросам об «электролитической силе» малорастворимых соединений. Большинство авторов малорастворимые соли называют сильными электролитами, мотивируя это тем, что растворенная часть соли диссоциирует практически нацело [4–6]. Это обоснование не выдерживает критики, если учесть, что при столь малых концентрациях и электролиты гарантированно средней силы и даже слабые могут диссоциировать почти нацело. Так, при концентрации, равной растворимости AgI, слабая уксусная кислота диссоциирует на 99,4 %, а иодуксусная кислота (средней силы) – практически полностью (на 99,98 %). Следует констатировать, что практически полная диссоциация малорастворимых солей в их насыщенных растворах не позволяет отличить их от электролитов средней силы или умеренно слабых и соответствующее широко применяемое в литературе обоснование отнесения малорастворимых солей к сильным электролитам не имеет силы. Принадлежность к сильным электролитам подтверждается достаточно высокой степенью диссоциации (найденную, например, из концентрационной константы) в области рабочих концентраций (около 0,1 М), а практически полная диссоциация при чрезвычайно малых концентрациях не является достаточным подтверждением принадлежности к сильным электролитам.

Отметим, что указанная непоследовательная, на наш взгляд, точка зрения в оценке электролитической силы малорастворимых солей широко распространена в литературе, но ее разделяют не все авторы. Некоторые авторы к сильным электролитам относят соли только хорошо растворимые [7], другие – причисляют малорастворимые соли типа AgCl, PbI<sub>2</sub> к слабым электролитам по причине происходящего комплексобразования в их растворах [8]. Проведенный анализ позволяет утверждать, что большую электролитическую силу на практике малорастворимые соли не подтверждают. Разве можно считать соль типа AgI сильным электролитом, если ее насыщенный раствор проявляет удельную электропроводность – атрибут электролита – практически такую же, как чистая вода? При достаточно подробной дифференциации электролитов по силе она должна быть проведена и среди малорастворимых соединений, которые могут сильно различаться между собой значениями произведений растворимости и, следовательно, относиться к разным группам по силе.

Многие авторы причисляют малорастворимые соли, о которых мы уже упоминали, и малорастворимые гидроксиды металлов к разным группам по силе [4, 6], называя малорастворимые соли сильными,

а гидроксиды – слабыми электролитами. Такой разный подход к этим двум группам соединений является необоснованным, поскольку по своей растворимости и подчинению закону действующих масс они принципиально не различаются (что фактически признается в литературе однотипными расчетами с их произведениями растворимости [5]). Обе группы могут давать комплексы, образование которых учитывают в точных расчетах. При делении на группы по силе следует непосредственно учитывать состояние соединений в растворе (в данном растворителе). Различия в твердой фазе потенциально обуславливают и особенности взаимодействия с растворителем и поведения в растворах. Таким образом, в воде (аналогично в растворителях с высокой диэлектрической проницаемостью) малорастворимые соли и гидроксиды металлов с близкими произведениями растворимости (при одинаковых формулах  $K_{тн}A_n$ ) фактически относятся к одинаковой группе по силе и не принадлежат к сильным электролитам.

Подтверждением принадлежности к сильным электролитам считают близость изотонического коэффициента к соответствующему целому числу (в разбавленном растворе) или хотя бы значительное превышение единицы. Найдем коэффициент в случае соли  $AgI$  ( $PP = 8,3 \cdot 10^{-17}$ ) с учетом ее растворимости  $S$  и ионов растворителя ( $H_2O$ ), поскольку они влияют на свойства раствора электролита аналогично ионам растворенного вещества. Гидролиз учитывать не будем. Изотонический коэффициент

$$i = \frac{[Ag^+] + [I^-] + [H^+] + [OH^-]}{S(AgI) + [H^+] + [OH^-]} = \frac{2 \cdot 9,1 \cdot 10^{-9} + 2 \cdot 10^{-7}}{9,1 \cdot 10^{-9} + 2 \cdot 10^{-7}} = 1,04 \approx 1,0.$$

Для  $AgI$  и других весьма плохо растворимых соединений изотонический коэффициент приближается к единице, если  $PP (K_tA) \ll K_{SH}$ , и большее значение практически не может быть достигнуто вследствие недостаточной растворимости. В таком плане изотонический коэффициент в литературе, по видимому, раньше не рассматривался, а мы считаем полученный результат подтверждением весьма небольшой электролитической силы плохо растворимых соединений.

Отметим, что степень связывания катионов и анионов, взятых в концентрациях по 0,1 М, в осадок характеризует силу электролитов наравне со степенью связывания ионов в молекулы или ассоциаты, поскольку в обоих случаях электролит переходит из активной формы в растворе в малоактивную. Такой подход уравнивает два способа выведения электролита из активной формы в растворе (сольватированные ионы) в малоактивные (осадок, молекулы в растворе) в характеристике силы электролита и в этом состоит преимущество указанного подхода. При степени объединения ионов в малоактивную форму менее 10 % электролит сильный, более 10 % – средней силы или слабее, более 97 % – слабый и т. д.

Важно проследить истоки указанной неточности в литературе. Обычно применяемая характеристика силы электролитов через значения степени диссоциации в 0,1 М растворах дает адекватное представление о силе электролитов, дискутировать можно лишь о деталях. Но когда те же авторы буквально на соседней странице без всяких обоснований сами отходят от ранее провозглашенных принципов и начинают опираться на значение степени диссоциации в насыщенных растворах малорастворимых соединений, то это приводит к значительным искажениям, когда к сильным электролитам причисляют соединения, неспособные в растворах практически проявлять характерные свойства электролитов с достаточной интенсивностью.

Следует учитывать, что типовая характеристика сильных электролитов, например,  $\alpha > 0,9$  (или другое высокое значение) в 0,1 М растворах, обеспечивает концентрацию ионов – продуктов диссоциации  $[X] > 0,09$  М и способность электролитов в растворах проявлять свойства, являющиеся атрибутом электролита, с достаточно высокой интенсивностью. Если же для характеристики сильных электролитов опираться только на высокую степень диссоциации, независимо от концентрации, как это часто делают в литературе при отнесении малорастворимых солей к сильным электролитам, то при этом теряется квинт-эссенция сильных электролитов. Таким образом, к сильным относятся те электролиты, которые проявляют достаточно высокую степень диссоциации именно в области обычных рабочих концентраций (обычно около 0,1 М), а не только при содержании на уровне следовых количеств.

Основной принцип, который необходимо соблюдать при делении электролитов на группы по силе, состоит в том, что разные классы электролитов (соли, кислоты и др.), создающие одинаковые общие концентрации ионов в растворе (если взято около 0,1 моль/л растворимого или малорастворимого соединения) относятся к одной и той же группе по силе. Поскольку здесь речь идет о приближенных величинах, для простых соединений, очевидно, нет необходимости учитывать эквиваленты, а в случае сложных соединений, формульная единица которых состоит из значительного числа ионов, эквиваленты стоит учитывать. Целью данной работы является наметить принципы системы классификации с учетом этого положения.

**Согласованные варианты классификации растворимых кислот (оснований) и малорастворимых соединений на группы по силе.** Как и в предложенной ранее отдельной классификации кислот и оснований [1, 2], в системе классификации, включающей соединения разных классов и растворимости, мы считаем актуальным и предусматриваем гибкую систему, построенную на единых принципах и поз-

воляющую объединять или дополнительно выделять группы в зависимости от потребности показать в явном виде отличительные особенности этих групп. Разные группы пользователей или разные вузовские курсы химии могут взять за основу систему с определенным количеством групп, на наш взгляд, в наиболее типовой ситуации рекомендуемое количество групп четыре. В данной статье в качестве основного предложен вариант достаточно подробной классификации кислот и оснований на пять групп по силе, намечены принципы укрупнения или выделения дополнительных групп, а также принципы согласованного подхода к оценке силы соединений разных классов и растворимости.

При делении на группы по силе растворимых кислот и оснований существует больше точек опоры, чем в случае других типов электролитов. Поведение кислот и оснований в сильно разбавленных растворах регламентируется с учетом влияния растворителя, из последних работ этот вопрос нашел отражение в статье [9]. Поэтому на первом этапе приведем в табл. 1 классификацию кислот и оснований, основанную на ранее изложенных принципах [1, 2] и согласующуюся с существующими традициями в той части, в которой они обоснованы [3]. Данные табл. 1 в принципе относятся к заряженным или нейтральным кислотам и основаниям в растворах не только в воде, но и в других протолитических растворителях с показателями констант автопротолиза, близкими к 14. Но при строгом подходе понятие «сила электролита» относится только к нейтральным соединениям, а сила кислоты (основания) совпадает с «электролитической силой» того же соединения лишь для нейтральных кислот (оснований).

Таблица 1

Классификация кислот и оснований Бренстеда по силе в воде и других протолитических растворителях с близкими значениями констант автопротолиза

Группы кислот и оснований по силе	Отличительные особенности групп	Критерии принадлежности к группам
I. Сильные	$\alpha > 0,9$ в 0,1 М растворах. $pH$ уже практически не изменяется с понижением $pK$ ниже 0. Практически предельная диссоциация достигается уже в области рабочих (разбавленных) растворов	$K > 1$
II. Средней силы	Частично диссоциируют в 0,1 М растворах ( $0,03 < \alpha < 0,9$ ), практически полностью диссоциируют при $C \rightarrow 0$ . Незаряженные кислоты и основания еще подчиняются (приближенно) закону аддитивности электропроводности при $C \rightarrow 0$	$1 > K \gg \sqrt{K_{SH}}$
III. Слабые	Малодиссоциированы в 0,1 М растворах, частично диссоциированы при $C \rightarrow 0$ . Незаряженные кислоты и основания уже не подчиняются закону аддитивности электропроводности при $C \rightarrow 0$	$K$ и $\sqrt{K_{SH}}$ соизмеримы или различаются не очень сильно
IV. Очень слабые	Практически не диссоциированы в 0,1 М растворах, малодиссоциированы при $C \rightarrow 0$ ( $\alpha_0 \ll 1$ )	$\sqrt{K_{SH}} \gg K > K_{SH}$
V. Чрезвычайно слабые	Практически не диссоциированы даже при $C \rightarrow 0$ . Практически предел диссоциации достигается уже в области рабочих (разбавленных) растворов. $pH$ 0,1 М раствора практически не изменяется при увеличении $pK$ выше $pK_{SH}$ . В 1 М растворах концентрация продуктов диссоциации меньше $\sqrt{K_{SH}}$	$K < K_{SH}$

Для большей определенности при пользовании системой классификации конкретизируем смысл приведенных в табл. 1 операторов «больше», «намного больше» и других. Ориентировочные границы трех групп кислот и оснований: средней силы –  $0 < pK < 0,28pK_{SH}$ , слабые –  $0,28pK_{SH} < pK < 0,66pK_{SH}$ , очень слабые –  $0,66pK_{SH} < pK < pK_{SH}$ .

В духе гибкой системы классификации в табл. 1 из группы V может быть дополнительно выделена группа под названием «практически не обладающие кислотно-основными свойствами» (при  $K \ll 1$ ), являющаяся переходной к неэлектролитам, из группы «сильных» можно дополнительно выделить группу «очень сильных» (при  $K \gg 1$ ), отличающихся полной диссоциацией даже в области больших концентраций. Больше потребности в выделении дополнительных групп на сегодня мы не видим. Группы V и IV можно объединить, при этом критерий объединенной группы «очень слабых» следует открыть с одной стороны:  $K \ll \sqrt{K_{SH}}$ , поскольку система не должна быть закрытой для всех более слабых кислот и оснований, включая переходящие в неэлектролиты.

Сравнение силы растворимых кислот (оснований) с силой малорастворимых соединений, равновесия которых описываются с помощью произведений растворимости, производили по принципу: соединения одинаковой электролитической силы, взятые по 0,1 моль/л, независимо от класса соединения и растворимости, создают в растворах равные общие концентрации ионов-продуктов диссоциации этого соединения. С целью получения простых и удобных по форме, но при этом обеспечивающих свое предназначение, критериев групп по силе при их обосновании мы допускали ряд упрощений. В частности, мы не учитывали

гидролиз. В данной работе, как и в предыдущих [1, 2], фигурируют концентрационные константы равновесия, значения которых зависят и от содержания индифферентных электролитов. При неполной диссоциации малорастворимого соединения концентрация недиссоциированных молекул (нейтральный комплекс) в насыщенном растворе обычно невелика и не превышает 2–3 % от общей растворимости [10]. В случае приближенного анализа равновесий ионных кристаллов с растворами в растворителях с высокой диэлектрической проницаемостью недиссоциированной частью можно пренебречь, как это обычно и делается при проведении приближенных расчетов равновесий с помощью произведений растворимости. В некоторых случаях применяли округление результатов до одной значащей цифры.

Для обоснования критериев использовали работающее с удовлетворительной точностью, не описанное, по-видимому, в литературе и позволяющее значительно упростить критерии групп соотношение (его погрешность по величине близка к поправке на ионную силу):

$$[X] \approx m+n \sqrt{PPP(Kt_m A_n)}, \text{ где } [X] = ([Kt^{n+}] + [A^{m-}]) / 2.$$

Аналогичное выражение будет справедливым и в случае, если соединение состоит не из двух, как это обычно бывает, а из большего числа видов ионов. Тогда  $[X]$  – это среднее значение концентраций, например, трех видов ионов. В духе гибкой системы классификации вариант, представленный в табл. 2, при потребности также может быть трансформирован, как и в системе классификации растворимых кислот и оснований. Из «сильных» может быть дополнительно выделена группа «очень сильных», которые должны быть хорошо растворимыми (можно предложить критерий растворимости  $S > 1$  М) и иметь константу диссоциации  $K \gg 1$  и отличающиеся практически полной диссоциацией даже при больших концентрациях. Поскольку данные по константам электролитической диссоциации некоторых типов соединений (соли, щелочи) более дефицитны, во многих случаях можно опираться на произведения растворимости. Если заранее известна высокая степень ионизации вещества в растворе (в твердом состоянии оно находится в виде ионных кристаллов), тогда в растворителях с высокой диэлектрической проницаемостью, в том числе в воде, и степень электролитической диссоциации будет высокой. Данные по значениям произведений растворимости многих хорошо растворимых соединений представлены в справочниках [11]. Хотя при высокой растворимости отклонения активности от концентрации становятся значительными, что необходимо учитывать в расчетах, мы считаем возможным для ориентировочной оценки силы электролитов использовать табличные данные по термодинамическим (истинным) значениям произведений растворимости хорошо растворимых веществ. Мы предлагаем следующий критерий принадлежности к «очень сильным» электролитам:  $pPP / (m+n) < -1$ .

Таблица 2

Классификация по электролитической силе растворимых и малорастворимых соединений через произведения растворимости

Группы малорастворимых соединений по силе	Отличительные особенности групп	Критерии принадлежности к группам
I. Сильные	Общая концентрация ионов соединения $Kt_m A_n$ в растворе больше, чем в 0,1 М $HA$ при $\alpha = 0,9$	$\frac{pPP}{m+n} < 1$
II. Средней силы	Общая концентрация ионов соединения $Kt_m A_n$ такая же, как в 0,1 М $HA$ при $\alpha = 0,03 - 0,9$	$1 < \frac{pPP}{m+n} < 2,5$
III. Слабые	Общая концентрация ионов соединения $Kt_m A_n$ такая же, как в 0,1 М $HA$ при $\alpha = 1 \cdot 10^{-4} - 0,03$	$2,5 < \frac{pPP}{m+n} < 5$
IV. Очень слабые	Общая концентрация ионов соединения $Kt_m A_n$ меньше, чем в 0,1 М $HA$ при $\alpha = 1 \cdot 10^{-4}$ , но больше концентраций ионов в растворителе	$\frac{1}{2} pK_{SH} > \frac{pPP}{m+n} > 5$
V. Чрезвычайно слабые	В насыщенном растворе концентрация ионов соединения $Kt_m A_n$ меньше $\sqrt{K_{SH}}$	$\frac{pPP}{m+n} > \frac{1}{2} pK_{SH}$

Для дифференциации по силе растворимых солей в более широком плане можно применить подход такой, как к растворимым кислотам и основаниям, выражая критерии групп (соответствующие определенному диапазону степени диссоциации) через константы диссоциации.

Наиболее широкое применение, на наш взгляд, может найти классификация, полученная исключением последней группы из табл. 2; ставшую при этом крайней группу «очень слабых» следует открыть с одной стороны:  $pPP / (m+n) > 5$ . Возможны и другие варианты трансформации. При этом границы, указанные в табл. 2, по нашему мнению, не должны изменяться. Хотя при объединении групп некоторые

границы становятся внутренними и не актуальными, т. е. не высвечиваются. Укрупненное деление электролитов всего на две группы (сильные и слабые) выглядит и обосновывается проще, но оно менее информативно по сравнению с более подробной классификацией и уместно в ситуации, когда в более детальной информации о силе электролитов нет потребности.

Предложенный путь позволяет оперативно сравнивать электролитическую силу нейтрально заряженных соединений разных классов и растворимости и, прежде всего, растворимых кислот (оснований) и малорастворимых соединений, равновесия которых описываются произведением растворимости. Как и во всех предыдущих системах классификации, в нашей системе границы между группами являются приближенными, некоторые соединения с равными основаниями можно отнести к любой из соседних групп.

Кроме рассмотренного варианта с табл. 1 и табл. 2, сравнение электролитической силы возможно и удобно реализовать с помощью графика. Для этого найдем значение константы диссоциации (при концентрации 0,1 М) кислоты (основания) при определенном значении концентрации ионов-продуктов диссоциации растворенного вещества и значение произведения растворимости в расчете на один ион  $pPP / (m+n)$  и получаем точку на графике. Для построения графика необходимо хотя бы 6–7 точек, такая зависимость приведена на рис. 1.

С помощью зависимости, приведенной на рис. 1, удобно экспрессно сравнивать электролитическую силу малорастворимых солей и соединений других классов с силой растворимых кислот и оснований: более сильному электролиту соответствует более левое положение проекции (с любой из двух осей) на графике. Например, из рисунка следует, что малорастворимое соединение с  $pPP / (m+n) = 10$  имеет такую же электролитическую силу, как растворимые кислота или основание с  $pK = 16$ .

Предложенная система классификации с численными значениями некоторых констант непосредственно относится к растворителям водоподобным, т. е. с константами автопротолиза около 14 и высокой диэлектрической проницаемостью, или смесям таких растворителей. Для ряда других протолитических растворителей подобный подход имеет свои особенности и потребует изменения некоторых численных соотношений. Можно надеяться, что предложенные нами принципы будут способствовать совершенствованию классификации электролитов по силе и искоренению элементов схоластики, присутствующих в современной классификации, когда к сильным электролитам причисляют и соединения, которые неспособны на практике проявить электролитическую силу с достаточной интенсивностью.

**Выводы.** Таким образом, в статье впервые разработан экспрессный метод сравнения электролитической силы соединений различных классов, формул и растворимости. Основной принцип согласованной классификации электролитов по силе состоит в том, что к одинаковой группе по силе в данном растворителе относятся соединения, создающие при диссоциации близкие общие концентрации (в пределах регламентированного для группы диапазона) ионов в растворе, если взято по 0,1 моль растворимого или малорастворимого соединения на литр раствора, независимо от его класса и растворимости.

Малорастворимые вещества (соли или другие классы) со значениями произведений растворимости  $PP(Kt_m A_n) \ll (K_{SH})^{0,5(m+n)}$  показывают в растворах значения изотонического коэффициента, практически равные единице, что свидетельствует об их принадлежности к слабым электролитам.

Малорастворимые соли и другие типы соединений, не способные в растворах на практике проявить свойства, являющиеся атрибутом электролита, с достаточно высокой интенсивностью, не являются сильными электролитами в любой системе классификации.

К «очень сильным» электролитам относятся хорошо растворимые соединения, независимо от класса, с константами электролитической диссоциации  $K \gg 1$ . От просто «сильных» они отличаются практически полной диссоциацией даже при больших концентрациях.

## СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Стецик В. В. Принципы классификации кислот и оснований по силе / В. В. Стецик // Вісник Донецьк. нац. ун-ту. Сер. А: Природн. науки. – 2014. – № 1. – С. 176–180.
2. Стецик В. В. Расширенная классификация кислот и оснований по силе / В. В. Стецик // Украинский химич. журн. – 2014. – Т. 80, № 3. – С. 67–72.

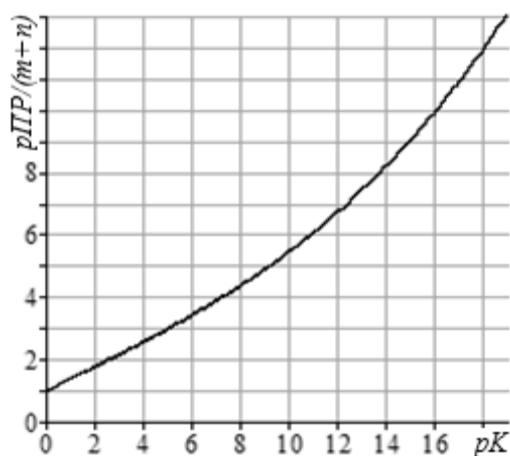


Рис. 1. Зависимость показателя произведения растворимости в расчете на один ион  $pPP / (m+n)$  от показателя константы диссоциации кислоты (или основания)  $pK$  равной электролитической силы

3. Новиков Г. И. Общая и экспериментальная химия / Г. И. Новиков, И. М. Жарский. – Минск: Современ. шк., 2007. – 832 с.
4. Михалічко Б. М. Курс загальної хімії / Б. М. Михалічко. – К.: Знання, 2009. – 549 с.
5. Кристиан Г. Аналитическая химия / Г. Кристиан: Пер. с англ. – Т. 1. – М.: БИНОМ. Лаборатория знаний, 2009. – 623 с.
6. Дробашева Т. И. Общая химия / Т. И. Дробашева. – Ростов н / Дону: Феникс, 2004. – 448 с.
7. Мустяца О. Н. Загальна хімія / О. Н. Мустяца, В. М. Янкович. – К.: Арістей, 2008. – 312 с.
8. Гольбрайх З. Е. Сборник задач и упражнений по химии / З. Е. Гольбрайх, Е. И. Маслов. – М.: АСТ: Астрель, 2007. – 383 с.
9. Стецик В. В. Уточнение значений предельных молярных электропроводностей слабых кислот и оснований / В. В. Стецик // Вісник Харківського нац. ун-ту. Хімія. – 2013. – № 1085, вип. 22 (45). – С. 134–139.
10. Васильев В. П. Аналитическая химия / В. П. Васильев. – Кн. 1. Титриметрические и гравиметрические методы анализа. – М.: Дрофа, 2005. – 366 с.
11. Новый справочник химика и технолога. Химическое равновесие. Свойства растворов / Под ред. С. А. Симановой. – СПб.: АНО НПО «Профессионал», 2004. – 998 с.

*Поступила в редакцию 26.05.2014 г.*

## РЕЗЮМЕ

Ступінь зв'язування катіонів і аніонів, взятих в концентраціях по 0,1 М, в осад характеризує силу електролітів нарівні із ступенем зв'язування іонів в молекули або асоціати в розчині, оскільки в обох випадках електроліт переходить з активної форми в розчині в малоактивну. Малорозчинні солі та інші типи сполук, не здатні в розчинах на практиці проявити властивості, що являються атрибутом електроліту, з достатньо високою інтенсивністю, не можуть вважатись сильними електролітами в будь якій системі класифікації.

*Ключові слова:* сила електролітів, класифікація електролітів, сила кислот, класифікація кислот.

## SUMMARY

The binding into sediment degree of cations and anions (0.1 M) characterizes the electrolyte's strength along with binding into molecules or ion associates in solution because in both cases electrolyte turns from active form in solution into less active one. The slightly soluble salts and other types of compounds, which can't visualize special electrolyte features in solutions with a high intensity, are not strong electrolytes in any system of classification.

*Keywords:* the strength of electrolyte; classification of electrolyte; the strength of acids; classification of acids.