

УДК 543.4+544.36

ЗАКОН БУГЕРА – ЛАМБЕРТА – БЕРА. СПЕКТРОФОТОМЕТРИЯ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

© 2024 г. Ю.Э. Зевацкий^{a,b,c}, С.С. Лысова^{a,b}, Т.А. Скрипникова^{a,b,*}, С.В. Ворона^{b,c}, Л.В. Мызников^{b,d}

^aСанкт-Петербургский государственный университет промышленных технологий и дизайна, 191186, Санкт-Петербург, Россия

^bАО «Новбытхим», 188300, ЛО, Гатчина, Россия

^cСанкт-Петербургский государственный технологический институт (Технический университет), 190013, Санкт-Петербург, Россия

^dИнститут экспериментальной медицины, 197376, Санкт-Петербург, Россия

*e-mail: t-star07@yandex.ru

Поступила в редакцию 16.12.2022

После доработки 18.05.2023

Принята к публикации 30.08.2023

В работе показано, что при формальной линейной зависимости оптической плотности от концентрации $A = f(C)$ с коэффициентом корреляции $r \approx 0.99$ и более для слабых электролитов можно обнаружить сильное отклонение от закона Бугера – Ламберта – Бера экспериментально определяемого молярного коэффициента поглощения $\epsilon_{\text{набл}}$ в зависимости от концентрации раствора электролита. В статье представлены экспериментальные и расчетные материалы, иллюстрирующие причины, приводящие к непостоянству молярного коэффициента поглощения $\epsilon_{\text{набл}} \neq \text{const}$ в растворах с концентрацией менее 10^{-3} моль/дм³. Показано, что при необходимости проведения прецизионных спектрофотометрических измерений наиболее информативной является зависимость $\epsilon_{\text{набл}} = f(C)$, а не $A = f(C)$. Впервые предложена теоретическая модель, достоверно описывающая зависимости $\epsilon_{\text{набл}} = f(C)$ для электролитов различной силы, что позволит в дальнейшем более детально изучать и анализировать равновесия в растворах электролитов, используя новый метод – концентрационную спектрофотометрию.

Ключевые слова: закон Бугера – Ламберта – Бера, УФ/вид спектрофотометрия, сильные и слабые электролиты, молярный коэффициент поглощения.

DOI: 10.31857/S0044453724020083, **EDN:** RDFWUU

Закон Бугера – Ламберта – Бера считается одним из ключевых в спектрофотометрических исследованиях. В последние десятилетия исследователи обращают внимание на различные факторы, влияющие на соблюдение этого закона. Объединенный закон Бугера – Ламберта и Бера впервые был представлен в 1913 году [1, 2]:

$$\lg \left(\frac{I_0}{I} \right) = A = \epsilon Cl, \quad (1)$$

где ϵ – молярный коэффициент поглощения, A – оптическая плотность, C – концентрация раствора, l – оптическая длина пути.

С тех пор полуэмпирический закон Бугера – Ламберта – Бера (БЛБ) успешно используется как одно из фундаментальных допущений в оптической спектроскопии и, в частности, в абсорбционной спектрометрии [3–5]. Самое главное ожидание всех исследователей заключается в том, что закон БЛБ обеспечивает точное описание эффектов, возникающих при взаимодействии света и материи [1, 6, 7]. Теоретически не существует никаких аргументов против справедливости закона БЛБ, поэтому он лежит в основе обязательной процедуры установления фотометрической линейности для

спектрофотометров на примере зависимости $A = f(C)$ [8].

Тем не менее соблюдение закона БЛБ зависит от условий проведения эксперимента [9]. Например, он может не соблюдаться в случаях, когда:

- а) источник света далек от монохроматического;
- б) среда обладает высокой рассеивающей способностью;
- с) концентрации анализируемых соединений очень высоки.

Кроме того, считается, что нелинейный вид зависимости $A = f(C)$ также может быть связан с химическим взаимодействием между частицами исследуемого соединения (процессами диссоциации, димеризации, агрегации) [10], т.е. при данной длине волны для соблюдения закона БЛБ должны поглощать только частицы одного типа и не должно протекать побочных химических реакций, изменяющих концентрацию поглощающих соединений.

В растворах слабых электролитов в результате диссоциации может присутствовать несколько частиц, обладающих разными спектрами поглощения. Поэтому диссоциацию стараются либо подавить (как это делают при анализе соединений методом ВЭЖХ [11–13]), либо зафиксировать путем использования буферных систем, как это принято при проведении традиционного спектрофотометрического рН-титрования для определения констант диссоциации pK_a^T [14–16]. Иными словами, исследователями принято решение работать только со спектрофотометрическими данными, полученными для систем, в которых зависимость $A = f(C)$ линейна, а, следовательно, $\varepsilon = \text{const}$ и не зависит от концентрации соединения в растворе.

Ранее мы посвящали свои работы определению термодинамических констант диссоциации pK_a^T соединений разного строения и силы в водных и органических растворах методом концентрационной спектрофотометрии [17–20]. По сравнению с традиционным спектрофотометрическим методом он обладает рядом преимуществ:

- не требует измерений значений рН-среды;
- не требует использования буферных систем с постоянной ионной силой;

- не требует внесения поправок на ионную силу по уравнениям Дебая – Хюккеля, Стокса – Робинсона и др.;

- позволяет получить значения молярных коэффициентов поглощения нейтральной и ионизированной форм без использования концентрированных растворов кислот или щелочей;

- позволяет получить точные значения термодинамических констант диссоциации для соединений с плохо разрешенными спектрами прототропных форм, что в традиционном спектрофотометрическом методе является затруднительным.

При проведении спектрофотометрических измерений мы постоянно сталкивались с тем, что экспериментально определяемый молярный коэффициент поглощения $\varepsilon_{\text{набл}}$ слабого электролита не является постоянной величиной и изменяется в зависимости от концентрации исследуемого соединения, при этом зависимость $A = f(C)$ имела практически линейный вид с коэффициентом корреляции $r \approx 0.99$. Стоит отметить, что исследуемые концентрации во многих случаях не превышали значений 10^{-3} моль/дм³. В этих растворах с очень низкой ионной силой ($I \rightarrow 0$) обычно пренебрегают межмолекулярными взаимодействиями и ассоциацией, считая такие растворы близкими к идеальным.

Поэтому в данной работе мы изучили это явление и на примере диссоциации электролитов показали, как теоретически, так и экспериментально, что закон БЛБ в растворах с протекающим процессом диссоциации не соблюдается для смеси частиц, но соблюдается отдельно для каждого типа частиц. Также мы продемонстрировали необходимость проверки соблюдения закона БЛБ не только в координатах оптической плотности A от концентрации C , но и в координатах $\varepsilon_{\text{набл}}$ от C и предложили теоретическую модель, позволяющую достоверно описывать зависимость $\varepsilon_{\text{набл}} = f(C)$ для электролитов различной силы.

ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

В растворах электролитов в результате процессов диссоциации и ионизации (например, образование ионов при протонировании оснований) происходит образование более одной частицы, причем их спектры могут различаться. Таким образом, проводя измерение

интенсивности проходящего света, следует учитывать, что поглощение осуществляется смесью частиц, каждая из которых может иметь свой спектр и свой молярный коэффициент поглощения. При изменении концентрации соотношение количества форм электролита при наличии равновесий между ними непостоянно, в случае предельно разбавленных растворов, оно определяется законом разбавления Оствальда:

$$K_a^T = \frac{C}{1-\alpha} \alpha^2, \quad (2)$$

где K_a^T — термодинамическая константа диссоциации, α — степень диссоциации электролита, C — его молярная концентрация.

При значениях концентраций порядка значения K соотношение количеств различных форм электролита будут существенно зависеть от изменения содержания электролита в растворе.

Согласно закону аддитивности светопоглощения, когда отсутствует взаимодействие между поглощающими компонентами, выражение для оптической плотности имеет вид:

$$A_{\text{см}} = \sum A_i = \sum \varepsilon_i C_i l, \quad (3)$$

в случае бинарного электролита с единой длиной оптического пути l имеет вид:

$$A = (x \varepsilon_1 + (1-x) \varepsilon_2) C l, \quad (4)$$

где C — общая концентрация раствора, x — молярная доля 1 компонента.

В применении к 1,1-валентным электролитам, которые диссоциируют в растворе, выражение приобретает вид:

$$A = (\alpha \varepsilon_{\pm} + (1-\alpha) \varepsilon_0) C l, \quad (5)$$

где $\varepsilon_{\pm}$ и ε_0 — молярные коэффициенты поглощения диссоциированной формы и нейтральной недиссоциированной формы электролита. Согласно закону БЛБ, нами было найдено выражение для наблюдаемого молярного коэффициента поглощения смеси $\varepsilon_{\text{набл}}$:

$$A = \varepsilon_{\text{набл}} C l = (\alpha (\varepsilon_{\pm} - \varepsilon_0) + \varepsilon_0) C l, \quad (6)$$

откуда

$$\varepsilon_{\text{набл}} = \varepsilon_0 + \alpha (\varepsilon_{\pm} - \varepsilon_0). \quad (7)$$

Степень диссоциации α , согласно закону разбавления Оствальда, — величина непостоянная и зависит от концентрации электролита C ; таким образом, $\varepsilon_{\text{набл}}$ тоже является непостоянной величиной, зависящей от концентрации.

Ниже приведена теоретическая модель расчетов $\varepsilon_{\text{набл}}$ для водных растворов кислот и оснований различной силы. Процесс диссоциации кислоты и константу ее равновесия можно записать следующим образом:



$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}^+]}{[\text{AH}]}. \quad (8)$$

Равновесные концентрации диссоциированной и нейтральной форм кислоты выражают через ее степень диссоциации α :

$$[\text{A}^-] = [\text{H}^+] = \alpha C, \quad (9)$$

$$[\text{AH}] = (1-\alpha) C.$$

В случае слабых кислот, для которых справедливо соотношение:

$$K_a \gg \sqrt{K_w},$$

где K_w — константа автопротолиза растворителя, можно пренебречь диссоциацией растворителя. Таким образом, получим выражение для расчета степени диссоциации:

$$\alpha = \frac{K_a}{2C} \left(\sqrt{1 + \frac{4C}{K_a}} - 1 \right). \quad (10)$$

Для раствора слабой кислоты $\varepsilon_{\text{набл}}$ можно записать, согласно (7):

$$\varepsilon_{\text{набл}} = \varepsilon_0 + \frac{K_a}{2C} \left(\sqrt{1 + \frac{4C}{K_a}} - 1 \right) (\varepsilon_{\pm} - \varepsilon_0). \quad (11)$$

В случае очень слабых кислот, для которых справедливо соотношение:

$$K_a \ll \sqrt{K_w},$$

в растворе преимущественно присутствует только нейтральная форма, $\varepsilon_{\text{набл}}$ не будет изменяться и совпадет с молярным коэффициентом поглощения нейтральной формы кислоты:

$$\varepsilon_{\text{набл}} \rightarrow \varepsilon_0.$$

Диссоциацию протонированного основания и его константу равновесия можно записать следующим образом:

$$\begin{aligned} \text{BH}^+ &\rightleftharpoons \text{B} + \text{H}^+, \\ K_{\text{BH}^+} &= \frac{[\text{B}][\text{H}^+]}{[\text{BH}^+]} = \frac{1-\alpha}{\alpha} [\text{H}^+] = \\ &= \frac{1-\alpha}{\alpha} \frac{K_w}{\alpha C}, \\ \frac{K_w}{K_{\text{BH}^+}} &= \frac{\alpha^2 C}{1-\alpha}. \end{aligned} \quad (12)$$

В случае слабых оснований, для которых справедливо соотношение: $K_{\text{BH}^+} \ll \sqrt{K_w}$, согласно (8), получим выражение для расчета $\varepsilon_{\text{набл}}$:

$$\begin{aligned} \varepsilon_{\text{набл}} &= \varepsilon_0 + \frac{K_w}{2 C K_{\text{BH}^+}} \times \\ &\times \left(\sqrt{1 + \frac{4 C K_{\text{BH}^+}}{K_w}} - 1 \right) (\varepsilon_+ - \varepsilon_0). \end{aligned} \quad (13)$$

В случае очень слабых оснований, для которых справедливо соотношение:

$$K_{\text{BH}^+} \gg \sqrt{K_w},$$

в растворе в подавляющем количестве присутствует нейтральная форма молекулы основания. Тогда:

$$\varepsilon_{\text{набл}} \rightarrow \varepsilon_0.$$

Результаты расчетов основываются на законе БЛБ и предположении, что для каждой отдельно взятой частицы в растворе слабого электролита зависимость $A = f(C)$ линейна, а $\varepsilon = \text{const}$. Поскольку изучаемая система представляет собой смесь частиц, могут наблюдаться отклонения от линейности при изображении зависимости $A = f(C)$, как представлено на рис. 1.

Кривая 3 описывает зависимость $A = f(C)$ в случаях, когда $C_1 < C < C_2$, $0 < \alpha < 1$, при этом $\varepsilon_{\text{набл}} \neq \text{const}$. На малых концентрациях оптическая плотность слабых электролитов совпадает с прямой 1 ($C < C_1$, $\alpha \rightarrow 1$ и $\varepsilon_{\text{набл}} = \text{const}$), а на больших – приближается к прямой 2 ($C > C_2$, $\alpha \rightarrow 0$ и $\varepsilon_{\text{набл}} = \text{const}$).

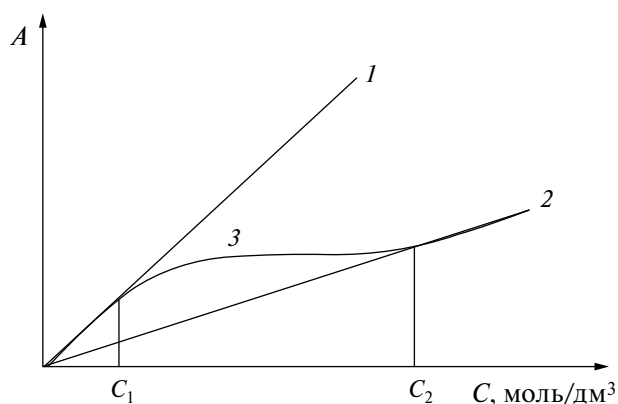


Рис. 1. Зависимости оптической плотности от концентрации: 1 – полностью диссоциированный электролит: $A = \varepsilon_+ C$; 2 – очень слабо диссоциированный электролит: $A = \varepsilon_0 C$; 3 – слабый электролит, где A рассчитана по формуле (6).

В качестве метода обработки результатов спектрофотометрических концентрационных измерений наилучшим образом себя зарекомендовал метод линейной регрессии [17–20]. В контексте данной работы его применение представляет собой процедуру минимизации суммы квадратов разных теоретических и экспериментальных значений. Допустим, имеется N пар экспериментальных значений оптической плотности A_i^{ex} при соответствующих значениях концентраций C_i . Согласно уравнению (11), можно при каждом C_i записать теоретическое значение оптической плотности:

$$A_i^{\text{th}} = \left[\varepsilon_0 C_i + \frac{K_a}{2} \left(\sqrt{1 + \frac{4 C_i}{K_a}} \right) (\varepsilon_- - \varepsilon_0) \right] \quad (14)$$

являющееся функцией от трех независимых неизвестных: константы диссоциации K_a , ε_0 – молярного коэффициента поглощения недиссоциированной и ε_- – молярного коэффициента поглощения диссоциированной формы электролита. Таким образом, требуется минимизировать сумму:

$$S = \sum_i^N (A_i^{\text{ex}} - A_i^{\text{th}})^2, \quad (15)$$

которая также является функцией трех неизвестных переменных K_a , ε_0 , ε_- . Необходимым условием существования глобального минимума функции S является совместное соблюдение трех равенств:

$$\frac{\partial S}{\partial K_a} = \frac{\partial S}{\partial \varepsilon_0} = \frac{\partial S}{\partial \varepsilon_-} = 0. \quad (16)$$

В настоящей работе для решения системы (16) использовали численные методы программного пакета MATHCAD [21]. В результате получены наиболее достоверные значения константы K_a и коэффициентов ε_0 и ε_- [17–20].

Далее будет рассмотрено несколько модельных систем (сильный электролит, слабый и очень слабый электролит), для каждой из которых мы получили экспериментальные и теоретические зависимости $A = f(C)$ и $\varepsilon_{\text{набл}} = f(C)$.

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

Объекты исследования. Триэтиламин (Sigma-Aldrich; $\geq 99.5\%$) использовали без дополнительной очистки. Бензойную кислоту (Sigma-Aldrich; $\geq 99.5\%$) и фенол (Sigma-Aldrich; $\geq 99\%$) очищали возгонкой при атмосферном давлении. Раствор перманганата калия готовили из фиксанала 0.1 н (Уралхиминвест). В качестве первичного стандарта для установления точной концентрации раствора перманганата калия использовали стандарт-титр щавелевой кислоты 0.1 Н ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) (Уралхиминвест).

Аппаратура. Аналитические весы МВ 210-А с электронной точностью ± 0.1 мг использовали для взвешивания образца исследуемого соединения и его растворов. Плотность водных растворов исследуемых соединений измеряли плотномером DMA-5000 М Anton Paar (Австрия) с электронной точностью $\pm 5 \times 10^{-5}$ г см⁻³. УФ/вид спектры каждого водного раствора с различной концентрацией исследуемых соединений регистрировали на спектрофотометре Shimadzu UV 2700 (Япония) с фотометрической точностью ± 0.002 Abs (при 0.5 Abs). Контроль температуры исследуемого раствора и кюветы сравнения осуществляли с помощью держателя кювет Shimadzu TCC-100 с точностью $\pm 0.1^\circ\text{C}$.

Метод концентрационной УФ/вид-спектрофотометрии

Серию рабочих растворов каждого соединения готовили весовым методом разбавления, преимущество которого было показано в работах [21, 22]. Небольшие навески исследуемых соединений и растворов взвешивали

на аналитических весах МВ 210-А. Время хранения растворов не превышало 24 ч.

Серию эксперимента начинали с регистрации УФ/вид спектра наиболее концентрированного раствора, используя спектрофотометр UV 2700 (Shimadzu, Япония). Затем постепенным разбавлением свежей дистиллированной водой снижали концентрацию исходного раствора, каждый раз измеряя оптическую плотность получившегося раствора.

Молярные концентрации растворов рассчитывали по результатам плотности растворов и взвешивания растворов до и после разбавления. Для измерения плотности растворов использовали плотномер DMA-5000 М (Anton Paar, Австрия). Все измерения проводили при температуре 25°C .

При спектрофотометрических измерениях использовали кварцевые кюветы размером 0.1 и 1.0 см. Аналитическую длину волны выбирали на максимуме поглощения исследуемого соединения.

ОБСУЖДЕНИЕ РЕЗУЛЬТАТОВ

Влияние концентрации на спектрофотометрические характеристики

Сильные электролиты. В качестве примера раствора сильного электролита мы рассмотрели водный раствор перманганата калия:



В растворе перманганата калия поглощает только одна частица — перманганат-ион. Этот случай, как и следовало ожидать, строго подчиняется закону БЛБ, и зависимость $A = f(C)$ имеет линейный вид с коэффициентом корреляции $r = 1.0000$, при этом $\varepsilon_{\text{набл}} = \text{const}$ (рис. 2).

На рис. 2 также представлен модельный вид зависимости $\varepsilon_{\text{набл}} = f(C)$, полученный расчетным методом, который показывает хорошее совпадение экспериментальных и расчетных данных. Аналогичным образом моделировались подобные зависимости и для других соединений.

Сильные электролиты рассматриваются здесь как частные случаи, так как на практике подобные соединения встречаются нечасто. Основными же объектами для изучения являются слабые электролиты — широко распространенные

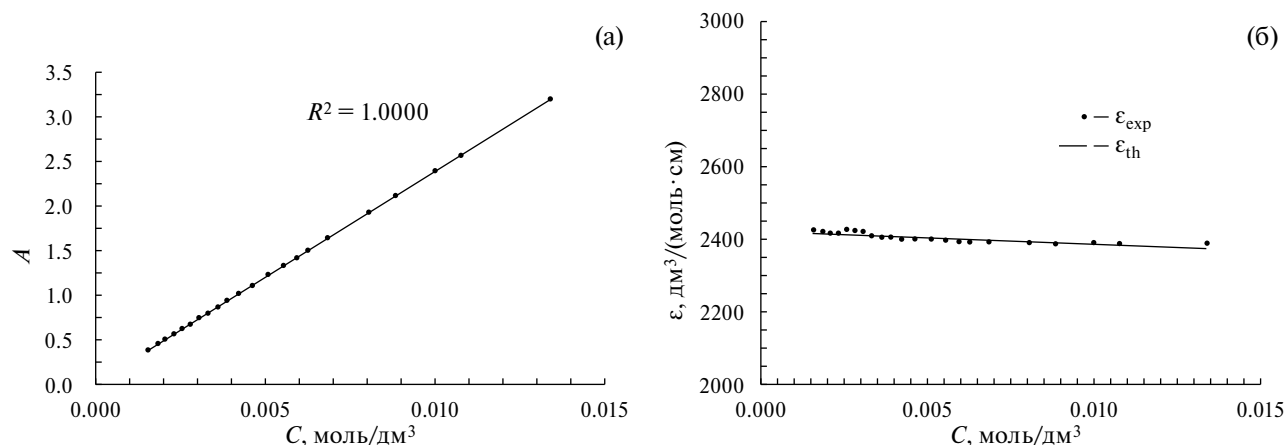


Рис. 2. Зависимости оптической плотности (а) и молярного коэффициента поглощения (б) от концентрации водного раствора перманганата калия ($\lambda=525.5$ нм, $l=0.1$ см).

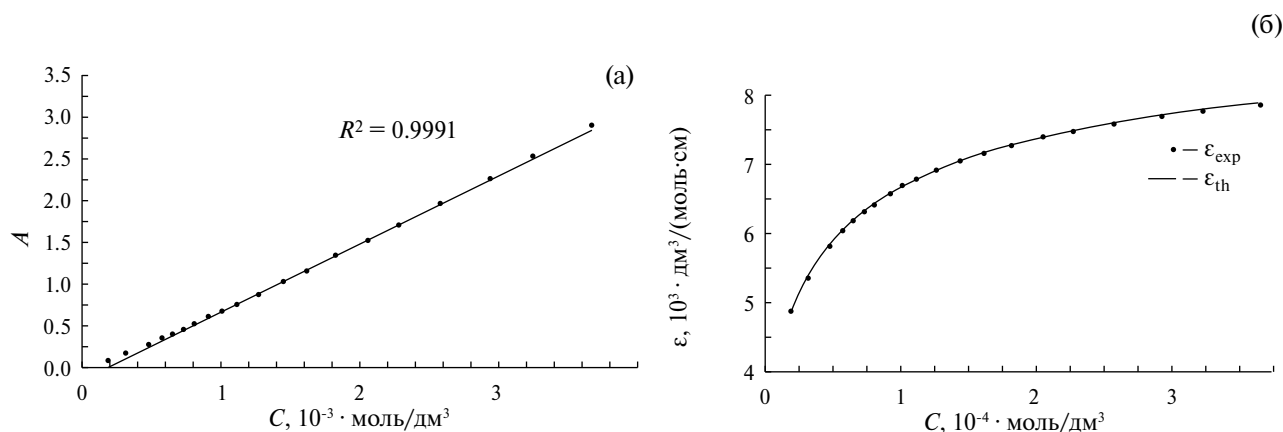
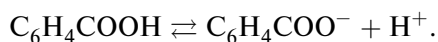


Рис. 3. Зависимости оптической плотности (а) и молярного коэффициента поглощения (б) от концентрации водного раствора бензойной кислоты ($\lambda=235.5$ нм, $l=1.0$ см).

химические соединения различного строения, представляющие практический интерес.

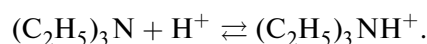
Слабые электролиты. В качестве примера раствора слабой кислоты мы рассмотрели водный раствор бензойной кислоты:



Зависимости $A = f(C)$ и $\epsilon_{\text{набл}} = f(C)$ представлены на рис. 3. Как видно, при практически линейном характере зависимости $A = f(C)$ для бензойной кислоты ($r = 0.9991$), $\epsilon_{\text{набл}}$ при малых концентрациях ($2 \times 10^{-5} - 2 \times 10^{-4}$ моль/дм³) исследуемого соединения существенно изменяется, так как в водном растворе бензойной кислоты поглощают два вида частиц — анионная и нейтральная формы. Очевидно, что если было бы возможно измерить $\epsilon_{\text{набл}}$ в более широком интервале концентраций, то такая зависимость

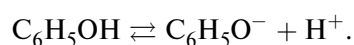
имела бы сигмоидный вид с выходом на значения $\epsilon(A)$ при малых концентрациях и $\epsilon(AH)$ при высоких концентрациях, как показано на рис. 1 (кривая 3).

В качестве примера раствора слабого основания мы рассмотрели водный раствор триэтиламина (рис. 4):



На рис. 4 зависимости $A = f(C)$ и $\epsilon_{\text{набл}} = f(C)$ для триэтиламина выглядят аналогично случаю с бензойной кислотой.

Очень слабые электролиты. Следует также рассмотреть пример раствора очень слабого электролита, такого как фенол (рис. 5):



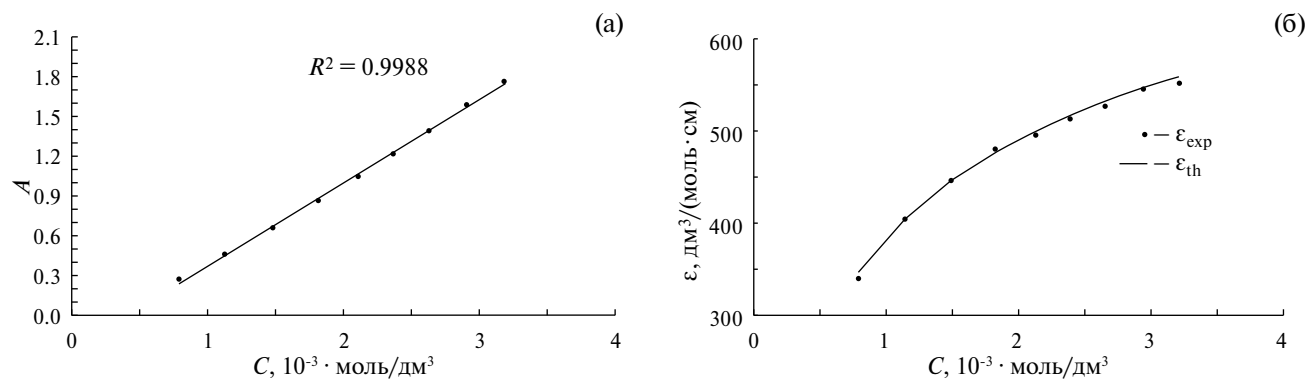


Рис. 4. Зависимости оптической плотности (а) и молярного коэффициента поглощения (б) от концентрации водного раствора триэтиламина ($\lambda=262.0$ нм, $l=1.0$ см).

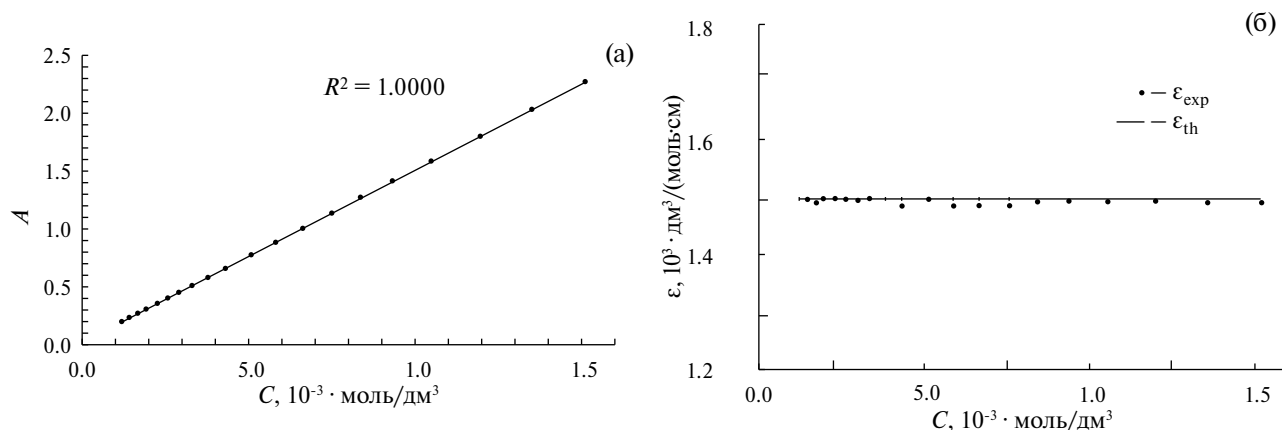


Рис. 5. Зависимости оптической плотности (а) и молярного коэффициента поглощения (б) от концентрации водного раствора фенола ($\lambda=269.5$ нм, $l=1.0$ см).

Здесь равновесие существенно смещено влево и зависимость $A=f(C)$ для этого соединения линейна, а $\epsilon_{\text{набл}} = \text{const}$. Полученные данные показывают, что такой электролит в водном растворе присутствует преимущественно в нейтральной форме.

ВЫВОДЫ

Показано, что в отсутствие буферных систем при изменении концентрации растворов слабых электролитов, для которых соблюдается условие $0 < \alpha < 1$, наблюдаемый молярный коэффициент поглощения не является постоянной величиной. В то же время в растворах электролитов, у которых степень диссоциации стремится к единице или к нулю, при изменении концентрации наблюдаемый молярный коэффициент поглощения остается постоянным.

Впервые предложен математический аппарат для расчета зависимости $\epsilon_{\text{набл}} = f(C)$ для электролитов различной силы в отсутствие буферных систем.

При проведении спектрофотометрических измерений зависимость $\epsilon_{\text{набл}} = f(C)$, а не $A = f(C)$ является более чувствительной к несоблюдению закона Бугера – Ламберта – Бера.

Зависимость $\epsilon_{\text{набл}} = f(C)$ может быть использована для детального изучения равновесий в растворах слабых электролитов, например для определения констант протолитических равновесий [17–20].

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Mayerhöfer T.G., Pahlow S., Popp D.J. // ChemPhysChem. 2020. V. 21 (18). P. 2029. <https://doi.org/10.1002/cphc.202000464>
2. Mayerhöfer T.G., Pipa A.V., Popp D.J. // Ibid. 2019. V. 20 (21). P. 2748. <https://doi.org/10.1002/cphc.201900787>
3. Perkampus H.-H.. Analytical Applications of UV-VIS Spectroscopy, UV-VIS Spectroscopy and Its Applications. Springer Lab Manuals. Springer, Berlin, Heidelberg, 1992. 26–80. https://doi.org/10.1007/978-3-642-77477-5_4

4. *Delgado R.* Misuse of Beer – Lambert Law and other calibration curves. Royal Society of Chemistry. 2022. V. 9 (2). P. 1.
<https://doi.org/10.1098/rsos.211103>
5. *Huang G., He J., Zhang X. et al.* // Construction and Building Materials. 2021. V. 273 (1). P. 1.
<https://doi.org/10.1016/j.conbuildmat.2020.121582>
6. *Proskurnin M.A., Khabibullin V.R., Usoltseva L.O., et al.* // Physics-Uspekhi. 2022. V. 65 (3). P. 270.
<https://doi.org/10.3367/UFNe.2021.05.038976>
7. *Hartley F.R., Burgess C., Alcock R.* Solution equilibria. Horwood, Chichester, 1980. P. 361.
8. <https://www.shimadzu.ru/sites/shimadzu.seg/files/SMO/brochures/UV-2600i-2700i-Brochure-C101-E169-RUS-10.21.pdf>
9. *Mamouei M., Budidha K., Baishya N., et al.* // Scientific Reports. 2021. V. 11 (1). P. 13734.
<https://doi.org/10.1038/s41598-021-92850-4>
10. *Tolbin A.Yu., Pushkarev V. E., Tomilova L. G. and Zefirov N. S.* // Phys.Chem.Chem.Phys. 2017. V. 19. P. 12953.
<https://doi.org/10.1039/C7CP01514C>
11. *Perrin D.D., Dempsey B.* Buffers for pH and Metal Ion Control. New York: John Wiley, 1974.
10.1007/978-94-009-5874-6
12. *Mutton I.M.* Practical HPLC method development, 2nd edition, Chromatographia, 1998. V. 47. P. 234.
10.1007/BF02466588
13. *Veldkamp C.T., Koplinski C.A., et al.* // Methods in Enzymology. 2016. V. 570. P. 539.
<https://doi.org/10.1016/bs.mie.2015.09.031>
14. *Berkhout Job Herman, Ram Aswatha HN.* // Indian J. of Pharmaceutical Education and Research. 2019. V. 53 (4). P. 475.
10.5530/ijper.53.4s.141
15. *Dohoda Deren, Tsinman Konstantin, Tsinman Oksana, et al.* // J. of Pharmaceutical and Biomedical Analysis. 2015. V. 114. P. 88.
<https://doi.org/10.1016/j.jpba.2015.05.009>
16. *Babić Sandra, Horvat Alka J.M., Pavlović Dragana Mutavdžić, Kaštelan-Macan Marija.* // TrAC Trends in Analytical Chemistry. 2007. V. 26 (11). P. 1043.
<https://doi.org/10.1016/j.trac.2007.09.004>
17. *Lysova S.S., Skripnikova T.A., Zevatskii Yu.E.* // Russ. J. of Phys.Chem. A. 2017. V. 91 (12). P. 2362.
<https://doi.org/10.1134/S0036024417110139>
18. *Lysova S.S., Skripnikova T.A., Zevatskii Yu.E.* // Ibid. 2018. V. 92 (5). P. 922.
<https://doi.org/10.1134/S0036024418050229>
19. *Skripnikova T.A., Lysova S.S., Zevatskii Yu.E.* // J. of Chemical and Engineering Data. 2017. V. 62 (8). P. 2400.
<https://doi.org/10.1021/acs.jced.7b00308>
20. *Skripnikova T.A., Lysova S.S., Zevatskii Yu.E et al.* // J. of Molecular Structure. 2018. V. 1154 (15). P. 59.
DOI: 10.1016/j.molstruc.2017.10.004
<https://doi.org/10.1016/j.molstruc.2017.10.004>
21. *Selitrenikov A.V., Zevatskiy Yu.E.* // Russ. J. of General Chemistry. 2015. V. 85 (1). P. 7.
<https://doi.org/10.1134/S1070363215010028>
22. *Zevatskiy Yu.E., Selitrenikov A.V.* // Ibid. 2013. V. 83 (5). P. 884.
<https://doi.org/10.1134/S1070363213050022>