

Т. Н. Литвинова, М. В. Соловьёва

Кубанский государственный медицинский университет, Краснодар

Наш подход к изучению

РЕАКЦИЙ В РАСТВОРАХ

Для учащихся медико-биологических классов изучение растворов и реакций, протекающих в них, представляет особый интерес. Поступив в медицинский вуз, первокурсники на занятиях по общей химии изучают основные типы реакций, происходящих в организме человека: протолитические, гетерогенные, лигандообменные и окислительно-восстановительные. Именно эти виды равновесий в живом организме определяют системный гомеостаз его внутренней среды. Для освоения фундаментального курса общей химии и последующих химических дисциплин (биоорганическая, биологическая химия, клиническая биохимия) студенты должны владеть хорошо усвоенной системой опорных знаний, умений, а также достаточным уровнем интеллектуального развития, формируемых на довузовском этапе. В связи с этим мы считаем, что главная задача этапа довузовского обучения — наряду с подготовкой к сдаче ЕГЭ — обеспечение системного, осознанного и прочного усвоения основных понятий, законов химии, вооружение абитуриентов обобщёнными ориентировочными основами действий по решению типовых и ситуационных задач.

С этой целью на основе системного, интегративно-функционального, личностно-дея-

тельностного, поисково-алгоритмического и аксиологического подходов, принципов фундаментальности, преемственности, непрерывности, профессиональной направленности образования нами разработана методическая система обучения химии учащихся медико-биологических классов факультета довузовской подготовки (ФДП) Кубанского государственного медицинского университета.

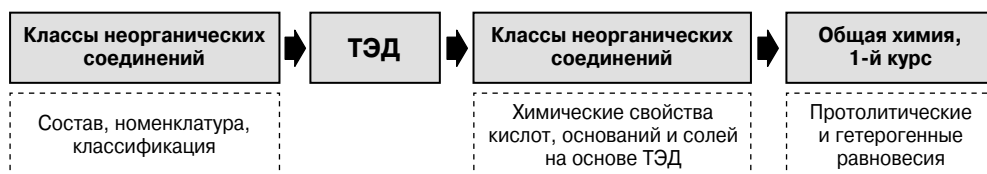
Рассмотрим методику преемственного формирования у учащихся медико-биологических классов знаний, умений и навыков фундаментального характера по профессионально значимой теме «Реакции в растворах электролитов». Именно базовые знания, умения и навыки позволяют формировать необходимые химические компетенции будущего врача.

Для обеспечения преемственного и последовательного изучения реакций, протекающих в растворах электролитов, мы выделили основные понятия, формируемые до и после изучения темы «Теория электролитической диссоциации», с учётом их интеграции в вузовский курс химии (схема 1).

В табл. 1 представлены этапы последовательного формирования у школьников и студентов в системе «медико-биологические

Схема 1

**Преемственное и последовательное изучение реакций,
протекающих в растворах электролитов**



Поэтапное преемственное изучение темы «Реакции в растворах электролитов»

Предпрофильный этап		Профильный этап: медико-биологический класс		Медицинский вуз, 1-й курс
8-й класс, 2/3 ч в неделю	9-й класс, 2/3 ч в неделю	10-й класс, 4 ч в неделю, 18 ч на изучение темы	11-й класс, 4 ч в неделю	Курс общей химии, 120 ч
Понятие об истинных растворах. Понятие о гидроксидах — кислотах и основаниях, солях	Сведения о растворах. Теория электролитической диссоциации (ТЭД) С. Аррениуса, электролиты и неэлектролиты. Диссоциация электролитов с разным типом химической связи. Степень диссоциации, сильные и слабые электролиты. Химические свойства кислот, солей и оснований в свете ТЭД. Ионные уравнения реакций	Основные положения ТЭД С. Аррениуса, учение о растворах Д. И. Менделеева, работы И. А. Каблукова. Гидратация ионов. Диссоциация кислот, оснований и солей в водных растворах. Кислотно-основные и гетерогенные реакции в растворах. Понятие о произведении растворимости (константе растворимости). Степень диссоциации; константа диссоциации, её роль. Сильные и слабые электролиты. Ступенчатая диссоциация. Диссоциация воды. Ионные уравнения. Условия необратимости ионных реакций. Ионное произведение воды. Понятие о водородном показателе, его медико-биологическое значение. Гидролиз солей: по аниону, по катиону, полный, совместный*	Кислотно-основные свойства органических соединений. Гидролиз органических соединений. Повторение, обобщение, внутрипредметная интеграция знаний по теме «Реакции в растворах электролитов»	Типы реакций в организме человека: протолитические, гетерогенные, окислительно-восстановительные, комплексообразования (лигандообменные), их совместный конкурирующий характер. Константа равновесия как системообразующий параметр для всех типов обратимых биохимических процессов

* Дальнейшее последовательное и преемственное использование знаний и умений по теме «Реакции в растворах электролитов» происходит при изучении классов неорганических соединений, а также неорганической химии.

классы — медицинский вуз» комплекса знаний, умений и способности их использовать (на базе программ по химии для 8–11-го классов под ред. Н. Е. Кузнецовой¹, авторизованной программы для профильных медико-биологических классов Т. Н. Литвиновой²).

Дальнейшее последовательное и преемственное использование знаний и умений по теме «Реакции в растворах электролитов» происходит при изучении классов неорганических соединений, а также неорганической химии.

Учитывая профессиональную значимость и востребованность данной темы при освоении общей и биологической химии в медицинском вузе и вместе с тем сложность её

восприятия учащимися 10-го медико-биологического класса, в разработанной нами методике её изучения мы выделяем несколько важных аспектов. Рассмотрим их.

- В ионообменных реакциях реагирующими частицами являются ионы и полярные молекулы. Катионы — электрофильные, а анионы — нуклеофильные частицы. Поэтому подобные реакции протекают по электрофильно-нуклеофильному механизму. В период изучения всего курса химии (10–11-й классы) мы постоянно приводим примеры реакций, протекающих по данному механизму.

- В растворах электролитов могут протекать реакции разного типа: гомогенные и гетерогенные, ионного обмена и окислительно-восстановительные, обратимые и необратимые. Фрагмент классификации реакций представлен в табл. 2, которую используем учащиеся.

- Все системы, в которых протекают обратимые реакции, стремятся к состоянию

¹ См.: Программы по химии для 8–11 классов общеобразовательных учреждений / Под ред. Н. Е. Кузнецовой. — М.: Вентана-Граф, 2006.

² См.: Литвинова Т. Н., Соловьёва М. В., Мельникова Е. Д. Из опыта составления программы для медико-биологических классов // Химия в школе. — 2008. — № 1. — С. 39; № 2. — С. 33.

**Классификация, характеристика и примеры реакций,
протекающих в растворах электролитов
(фрагмент)**

Реагенты	Продукты реакции	Признаки реакции, тип реакции	Пример
Реакции ионного обмена			
Растворимы в воде, сильные электролиты	Растворимы в воде, сильные электролиты	Реакция не происходит. В растворе набор ионов	$\text{NaCl} + \text{KNO}_3 \nrightarrow$
Растворимы в воде, сильные электролиты	Слабый электролит — вода и растворимый сильный электролит	Образование слабого электролита. Реакция гомогенная, необратимая	$\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O};$ $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
Растворимы в воде, сильный и слабый электролиты	Слабый электролит — вода и растворимый сильный электролит	Реакция гомогенная, обратимая; в левой и правой частях уравнения формулы слабых электролитов	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O};$ $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}$
Нерастворимое основание и растворимая сильная кислота	Слабый электролит — вода и растворимый сильный электролит	Реакция гетерогенная, обратимая; в левой части формула малорастворимого вещества, в правой — слабого электролита	$\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O};$ $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$

равновесия, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной. Равновесие количественно характеризуют константой равновесия $K_{\text{равн}}$, которая является выражением закона действующих масс для обратимых процессов.

• Положение равновесия диссоциации (ионизации) слабого электролита характеризует константа электролитической диссоциации (ионизации) — частный случай константы равновесия. Её определяют на основании закона действующих масс.

Для слабой кислоты:



$$K_{\text{равн}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}][\text{H}_2\text{O}]}.$$

Так как в разбавленных растворах вода присутствует в большом количестве, то изменением её концентрации можно пренебречь и считать, что концентрация воды постоянна: $[\text{H}_2\text{O}] = \text{const}$. Объединив две постоянные величины, получим новую константу — константу кислотности K_a (а — *acid*):

$$K_a = K_{\text{равн}}[\text{H}_2\text{O}];$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}.$$

Константа кислотности — очень маленькая величина, поэтому удобнее пользоваться

величиной $\text{p}K_a$, равной отрицательному десятичному логарифму K_a :

$$\text{p}K_a = -\lg K_a.$$

Аналогично можно вывести выражение для вычисления константы основности K_b для слабого основания.

Обе эти константы зависят от тех же факторов, что и степень электролитической диссоциации, и не зависят от концентрации вещества в растворе. По их значениям классифицируют электролиты:

$K > 10^{-2}$ — сильные электролиты;

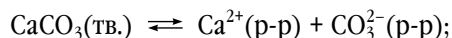
$K = 10^{-2} - 10^{-4}$ — умеренно слабые электролиты;

$K = 10^{-5} - 10^{-9}$ — слабые электролиты;

$K < 10^{-9}$ — очень слабые электролиты.

• Растворение малорастворимых веществ — процесс обратимый, а значит, в растворе устанавливается равновесие, которое характеризуют константой равновесия для гетерогенных процессов (константой растворимости) K_s .

Например:



$$K_s = [\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}].$$

Из математического выражения константы равновесия следует: чем меньше константа растворимости, тем устойчивее вещество, тем оно менее растворимо.

- Значения констант диссоциации и растворимости можно найти в справочных таблицах. Чем меньше константа диссоциации, тем более слабым является электролит; чем меньше константа растворимости, тем вещество менее растворимо.

- Равновесие в растворах электролитов всегда смещается в сторону образования:
 - а) более слабого электролита;
 - б) менее растворимого вещества.

Мы разработали последовательность изучения темы «Реакции в растворах электролитов» в медико-биологических классах ФДП.

1. Изучение и запоминание учащимися закономерностей протекания реакций в водных растворах электролитов и правил написания молекулярно-ионных уравнений³.

2. Преемственная и непрерывная совместная деятельность учителя и учащихся (тренинг) по составлению уравнений реакций, протекающих в растворах электролитов, как при изучении темы, так и при освоении всего курса химии по предлагаемым алгоритмам.

3. Самостоятельная внеаудиторная работа по разработанным учебным заданиям под контролем учителя.

4. Постоянный мониторинг и коррекция знаний и умений, внутрипредметная интеграция.

5. Контроль знаний и умений учащихся.

Приведём примеры заданий, которые мы предлагаем учащимся на этапе тренинга.

? Между какими из указанных веществ реакции в растворе протекают до конца, какие реакции являются обратимыми, какие не протекают в растворе? Почему?

- 1) $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{HNO}_3 \rightarrow$;
- 2) $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
- 3) $\text{AlCl}_3 + \text{AgNO}_3 \rightarrow$;
- 4) $\text{CH}_3\text{COOK} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;
- 5) $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
- 6) $\text{HF} + \text{NaOH} \rightarrow$.

³ См.: Учебные задания для учащихся медико-биологических классов // Под ред. Т. Н. Литвиновой. — Краснодар: КГМУ, 2008.

Решение

Для указанных случаев составляем молекулярные и сокращённые ионные уравнения реакций:

- 1) $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{HNO}_3 \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O}$;
- 2) $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S}\uparrow$;
 $\text{S}^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{S}\uparrow$;
- 3) $\text{AlCl}_3 + 3\text{AgNO}_3 = \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{AgCl}\downarrow$;
 $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}\downarrow$;
- 4) $\text{CH}_3\text{COOK} + \text{HON} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{KOH}$;
 $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$;
- 5) $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \nrightarrow$;
 $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightleftharpoons$
 $\rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{Cl}^- + \text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$;
- 6) $\text{HF} + \text{NaOH} \rightleftharpoons \text{NaF} + \text{H}_2\text{O}$;
 $\text{HF} + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{F}^- + \text{H}_2\text{O}$.

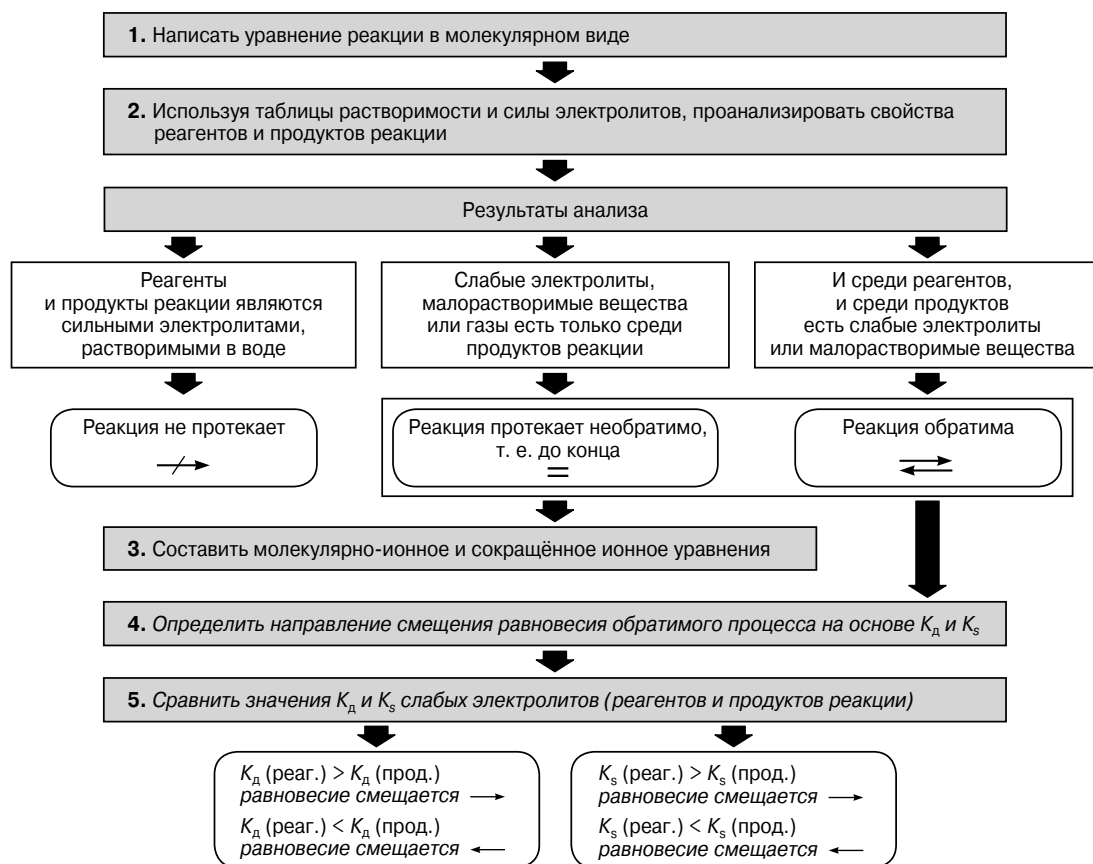
Реакции 2 и 3 необратимы, так как в результате их один из продуктов уходит из сферы реакции в виде газа (H_2S) или осадка (AgCl).

Реакции 1, 4 и 6 обратимы, так как среди и исходных веществ, и продуктов реакции имеются слабые электролиты. В зависимости от значений констант диссоциации равновесие смещается в сторону образования более слабого электролита с меньшим значением константы диссоциации. Так, $K_{\text{д}}(\text{H}_2\text{O}) = 1,8 \cdot 10^{-16}$; $K_{\text{д}}(\text{HF}) = 6,6 \cdot 10^{-4}$; $K_{\text{д}}(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 1,78 \cdot 10^{-5}$; $K_{\text{д}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,74 \cdot 10^{-5}$. Поскольку константа диссоциации воды — самая маленькая величина, равновесие данных обратимых процессов смещено в сторону образования воды. Вот почему гидролиз (реакция 4) — процесс обратимый и протекает преимущественно по первой ступени.

Реакция 5 в водном растворе не протекает, так как исходные вещества являются сильными электролитами, которые при взаимодействии не образуют малорастворимых или малодиссоциирующих веществ. При смешивании этих веществ в растворе образуется смесь ионов.

При выполнении заданий по теме «Реакции в растворах электролитов» учащиеся используют алгоритм (схема 2). Курсивом вы-

**Алгоритм выполнения заданий по теме
«Реакции в растворах электролитов»**



делен учебный материал, изучаемый на профильном уровне.

Следующее задание имеет проблемный характер.

? Чем различаются процессы гидролиза средних и кислых солей ортофосфорной кислоты? Почему меняются pH и характер среды?

Решение

Рассмотрим, что происходит в водных 1%-ных растворах солей (табл. 3).

В ряду $\text{H}_3\text{PO}_4 - \text{H}_2\text{PO}_4^- - \text{HPO}_4^{2-}$ константа кислотности уменьшается, следовательно, сила кислот также уменьшается.

Дигидрофосфат-ион диссоциирует с образованием ионов водорода, которые частич-

но нейтрализуют ионы OH^- , в связи с чем среда в растворе гидрофосфатов является слабощелочной.

В растворах дигидрофосфатов процесс диссоциации дигидрофосфат-ионов преобладает над процессом гидролиза, при этом ионы водорода не только нейтрализуют гидроксид-ионы, но и остаются в избытке, что и обуславливает слабокислотную реакцию среды.

Более глубокое объяснение гидролиза солей ортофосфорной кислоты на основе сравнения констант гидролиза и диссоциации мы предлагаем уже в курсе общей химии медицинского вуза, разбирая механизм действия фосфатной буферной системы $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$,

**Характеристика процессов,
протекающих в водных растворах солей ортофосфорной кислоты**

Соль	Химизм процесса	pH	Среда	K_a
Na_3PO_4	$\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NaOH};$ $\text{PO}_4^{3-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{OH}^-$	12,1	Сильнощелочная	$K_a(\text{HPO}_4^{2-}) = 4,57 \cdot 10^{-13}$
Na_2HPO_4	$\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{NaOH};$ $\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{OH}^-$	8,9	Слабощелочная	$K_a(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 6,17 \cdot 10^{-8}$
NaH_2PO_4	$\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH};$ $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{OH}^-$	6,4	Слабокислотная	$K_a(\text{H}_3\text{PO}_4) = 7,24 \cdot 10^{-3}$

необходимой для поддержания постоянного значения pH внутренней среды организма.

Таким образом, важные для будущего врача знания и умения, формируемые преемственно и последовательно, позволяют выпускникам медико-биологических классов

КГМУ не только успешно сдавать ЕГЭ (средний балл в 2009 г. равен 70, в 2010 г. — 68,7), но и без затруднений воспринимать вузовский материал — рассматривать константу равновесия как стержневой параметр, характеризующий все типы обратимых биохимических процессов. ■

Ключевые слова: профильное обучение, медико-биологический класс, методика преемственного изучения, реакции в растворах электролитов, константа равновесия.

Key words: profile instruction, biomedical class, the procedure of successive study, reaction in the solutions of electrolytes, equilibrium constant.