

Т. Л. Луканина

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

**ОСНОВЫ ТЕОРИЙ КИСЛОТ
И ОСНОВАНИЙ**

Учебное пособие

**Санкт-Петербург
2026**

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
**«Санкт-Петербургский государственный университет
промышленных технологий и дизайна»
Высшая школа технологии и энергетики**

Т. Л. Луканина

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

ОСНОВЫ ТЕОРИЙ КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ

Учебное пособие

Утверждено Редакционно-издательским советом ВШТЭ СПбГУПТД

Санкт-Петербург
2026

УДК 544.36
ББК 24.116
Л 84

Рецензенты:

кандидат химических наук, доцент, заведующий кафедрой МиТМ Высшей школы
технологии и энергетики Санкт-Петербургского государственного университета
промышленных технологий и дизайна

А. Н. Евдокимов;

кандидат химических наук, доцент кафедры неорганической химии Российского
государственного педагогического университета имени А. И. Герцена

А. Н. Борисов

Луканина, Т. Л.

Л 84 Неорганическая химия. Основы теорий кислот и оснований: учеб. пособие
/ Т. Л. Луканина. — СПб.: ВШТЭ СПбГУПТД, 2026. — 33 с.
ISBN 978-5-91646-494-8

Учебное пособие соответствует программам и учебным планам дисциплины «Неорганическая химия» для студентов, обучающихся по направлениям подготовки: 18.03.01 «Химическая технология», 18.03.02 «Энерго- и ресурсосберегающие процессы в химической технологии, нефтехимии и биотехнологии», 29.03.03 «Технология полиграфического и упаковочного производства». Учебное пособие содержит основы теорий кислотно-основных свойств веществ: теории Аррениуса, теории Льюиса, теории сольвосистем Г. Кэди, Э. Франклина и Ч. Крауса, теории Брэнстеда–Лоури и теории Усановича–Измайлова. Здесь подробно описаны особенности, преимущества и недостатки указанных теорий. Объяснены причины, которые вызвали необходимость изучения поведения различных соединений в системах водных, неводных и безводных растворителей. Приведена сравнительная таблица основных положений разработанных теорий и понятий: «кислота–основание». Указана область применения каждой из них. В конце пособия есть контрольные вопросы и задания, позволяющие глубже понять изложенный материал.

Пособие предназначено для подготовки бакалавров очной и заочной форм обучения.

УДК 544.36
ББК 24.116

ISBN 978-5-91646-494-8

© ВШТЭ СПбГУПТД, 2026
© Луканина Т. Л., 2026

ОГЛАВЛЕНИЕ

ВВЕДЕНИЕ	4
1. Теория Аррениуса	5
2. Классификация растворителей по кислотно-основным свойствам	6
3. Теория сольвосистем.....	7
4. Теория Льюиса.....	13
4.1. Понятие силы кислоты согласно теории Льюиса. Структурный фактор	15
4.2. Понятие силы кислоты согласно теории Льюиса. Электроотрицательность заместителя	16
5. Теория Брёнстеда–Лоури.....	17
6. Теория Усановича–Измайлова.....	23
7. Практические задания.....	29
БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК.....	33

Введение

Применение различных теорий кислотно-основного взаимодействия связано с тем, что одного общего определения (теории Аррениуса) оказалось недостаточно для описания всех кислотно-основных реакций. Разные теории понадобились, чтобы объяснить поведение веществ в воде и неводных средах. Кроме того, в разных теориях по-разному объясняется поведение реагентов в реакциях, идущих с переносом протона и в реакциях без переноса протона. А такое вещество, как «соль» – основной продукт взаимодействия кислоты и основания, – как оказалось, может быть получен и без участия воды. Типичным примером этого являлась реакция между аммиаком и хлороводородом.

В связи с этим, появилась необходимость расширить рамки понятий кислоты и основания, поскольку в разных обстоятельствах без участия воды «кислота» могла оказаться «основанием» и наоборот. Возникновение различных теорий происходило постепенно с конца XIX до середины XX века¹.

Так, самая первая теория – теория Аррениуса – хорошо описывала реакции в водных растворах, но не могла быть применимой для других сред, в которых термины «кислота» и «основание» зачастую становились непонятными. Последовавшая за ней теория сольвосистем расширила эти представления на неводные системы, но ограничила их возможностью *автопротолиза*².

При этом под *неводными растворителями* следует понимать не полное отсутствие воды в их смесях, но возможное ее присутствие в концентрациях, сопоставимых с концентрациями других компонентов.

Далее примерно в одно и то же время возникли теории Брэнстеда–Лоури и Льюиса. Теория Брэнстеда–Лоури уточнила кислотно-основное взаимодействие как перенос протона, что оказалось удобнее для многих реакций. Теория Льюиса расширила понятие до донорно-акцепторного взаимодействия и позволила объяснять реакции, где протон вообще не участвует. Однако, первая из них была ограничена необходимостью содержать протон, а другая – вообще не учитывала протонную теорию.

Десятилетием позже появились более общие подходы, например, теория Усановича. Она охватывала еще более широкий круг кислотно-основных процессов и была настолько общей, что оказалась слишком сложна для восприятия. Кроме того, она стирала различие кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств.

Многообразие теорий появилось в результате того, что химики часто сталкивались с реакциями, которые не укладывались в прежние представления о кислотно-основных свойствах веществ. Так, при замене растворителей или типов веществ, менялся механизм их взаимодействия, поэтому каждая новая теория не отменяла предыдущую полностью, а расширяла область, где можно корректно описывать кислотно-основное поведение.

¹ В том числе химическая теория кислот была развита в многочисленных работах А. Ганча, публиковавшихся в течение почти сорока лет (1899–1935 гг.).

² *Автопротолиз* – способность одинаковых молекул «обмениваться» между собой, например, протоном: одна молекула отдает H^+ , другая его принимает.

1. Теория Аррениуса

Созданная шведским физикохимиком Сванте Аррениусом в 1884 году теория легла в основу первоначального курса химии, который изучают в средней общеобразовательной школе. Сванте Аррениус впервые предположил, что некоторые вещества, называемые электролитами, при растворении распадаются (диссоциируют) на катионы и анионы.

Его теория ограничивает понятие кислот и оснований такими веществами, которые диссоциируют в водных растворах следующим образом:

- кислоты – с образованием катиона водорода и аниона кислотного остатка, например



- основания – с образованием гидроксида и катиона металла либо MeOH^+ или NH_4^+ , например



То есть **кислотами** называются вещества, способные отдавать ион водорода. Соответственно, **основанием** называют вещества, способные отдавать гидроксид-ионы.

При этом сила кислоты или основания определяется величиной константы равновесия процесса электролитической диссоциации, которую чаще называют **константой диссоциации** (K).

$$\text{Для кислоты } K_a = \frac{[\text{H}^+]^m \times [\text{A}^{m-}]}{[\text{H}_m\text{A}]} \quad \text{для основания } K_b = \frac{[\text{Me}^{n+}] \times [\text{OH}^-]^n}{[\text{Me}(\text{OH})_n]},$$

где K_a – константа диссоциации кислоты (константа кислотности);

K_b – константа диссоциации основания (константа основности)³;

$[\text{H}^+]$, $[\text{A}^{m-}]$, $[\text{H}_m\text{A}]$ – равновесные концентрации ионов водорода, кислотного остатка и самой кислоты;

m – степень окисления аниона кислотного остатка;

$[\text{Me}^{n+}]$, $[\text{OH}^-]$, $[\text{Me}(\text{OH})_n]$ – равновесные концентрации ионов металла, гидроксил-ионов и самого основания;

n – степень окисления катиона металла.

Часто в виде нижнего индекса обозначают также номер ступени, если электролит диссоциирует не сразу, а постепенно, что характерно, главным образом, для слабых электролитов.

Однако теория Аррениуса имеет ограниченный характер, а именно:

³ Значения констант кислотности и основности приводятся в справочниках химика, например: Бокач Н. А. и др. Справочные таблицы по теоретическим основам органической химии и металлоорганической химии переходных элементов: учебное пособие. – СПб.: Изд-во ВВМ, 2020. – 58 с.; Новый справочник химика и технолога. Химическое равновесие. Свойства растворов. – СПб.: АНО НПО «Профессионал», 2004. – 998 с.

1. Она не объясняет, почему, например, молекулы NH_3 или N_2H_4 , не содержащие иона OH^- проявляют в водном растворе свойства основания, а молекулы SO_3 или CO_2 , не содержащие ионов H^+ проявляют свойства кислот.

2. Теория Аррениуса рассматривала растворитель – воду – лишь как среду, в которой происходит распад на ионы, не учитывая взаимодействия их с растворителем. На самом же деле в водных растворах практически полностью отсутствуют протоны, а существуют лишь ионы гидроксония (H_3O^+).

3. Теория признавала существование кислотно-основного взаимодействия лишь в водных растворах и не объясняла кислотно-основного взаимодействия в неводных растворителях или в отсутствие их.

Таким образом

- a. Теория Аррениуса применима только в случае водных растворов и не способна объяснить кислотно-основные свойства в целом ряде других растворителей.
- b. Кроме того, данная теория не позволяет объяснять основные свойства органических веществ, не содержащих OH^- -групп (например, молекул белков). Лишь достаточно ограниченное количество соединений с ее помощью возможно описать как основания. Она также не объясняет проявление кислотных свойств и некоторых спиртов, (например, фенола).
- c. Теория Аррениуса давала сбой в случае концентрированных растворов электролитов, так как не учитывала межионные (электростатические) взаимодействия.

В настоящее время существует ряд теорий кислот и оснований, стремящихся преодолеть недостатки теории Аррениуса.

2. Классификация растворителей по кислотно-основным свойствам

Кислотно-основные взаимодействия в неводных (прежде всего в органических) средах донорного типа качественно отличаются от водных: в донорных растворителях усиливаются кислотные свойства слабых кислот и подавляются основные свойства оснований. С этим явлением чаще всего сталкиваются исследователи в своей практике. Прежде чем перейти к подробной разборке теорий, которые предлагали ученые в связи с данной проблемой на протяжении почти столетия, представим классификацию растворителей по кислотно-основным свойствам.

Все растворители можно подразделить на ***протогенные, протофильные, апротонные и амфипротные***. Важнейшие качественные характеристики этих растворителей и их представители указаны в таблице 1.

Ключевыми количественными характеристиками донорных растворителей являются ***донорное число*** (DN), измеряемое калориметрически как теплота реакции с пентахлоридом сурьмы (SbCl_5) в дихлорэтаноле. Оно имеет такую же размерность: $\text{DN} = -\Delta H$, ккал/моль, а также ***диэлектрическая проницаемость*** (ϵ – степень ослабления электрического поля в веществе по сравнению с вакуумом).

Таблица 1. Классификация растворителей

Тип растворителя	Характеристика	Примеры
Протогенные (кислотные)	Доноры протонов, усиливают основные свойства	Уксусная кислота, пропионовая кислота, уксусный ангидрид
Протофильные (основные)	Акцепторы протонов, усиливают кислотные свойства	Пиридин, бензол, жидкий аммиак, гидразин
Амфипротные (амфотерные)	Проявляют обе функции	Спирты, фенолы, кетоны
Апротонные (не содержат H^+ , способного отщепляться)	Не участвуют в протолитическом взаимодействии	Гексан, дихлорэтан, диметилформамид (ДМФ), диметилсульфоксид (ДМСО)

Количественные характеристики некоторых представителей с краткими пояснениями приводятся ниже⁴:

Амфипротные (протонные) растворители – способные как отдавать, так и принимать протон. Например: вода, спирты, карбоновые кислоты. У них обычно умеренные или высокие DN и высокие ϵ (вода: DN = 18, ϵ = 78,3).

Протогенные – преимущественно доноры протона (кислоты). Их DN обычно очень низкие, а ϵ может быть высокой (например, H_2SO_4 : $\epsilon \approx 100$).

Протофильные – преимущественно акцепторы протона (основания). Характеризуются высокими DN, например, пиридин (DN = 33,1, ϵ = 12,3).

Апротонные – не содержат подвижного протона, подразделяются на:

- **диполярные** апротонные (ДМСО, ацетонитрил) – высокие ϵ , DN от низких до высоких (ДМСО: DN = 29,8, ϵ = 46,5; ацетонитрил: DN = 14,1, ϵ = 35,9);
- **неполярные** (бензол, неполярный DN ≈ 0 , ϵ = 2,3).

3. Теория сольвосистем⁵

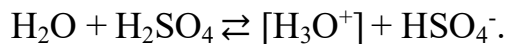
Работая над изучением химических реакций, протекающих в таких средах, как жидкий аммиак, американскими химиками Г. Кэди, Э. Франклином и Ч. Краусом в 1896–1905 годах была предложена новая теория, которая получила название «**Теория сольвосистем**». Она явилась расширением теории кислот и оснований Аррениуса на неводные самоионизирующие растворители. Ее целью являлось определение, объяснение и возможности предсказания кислотно-основных свойств веществ не только в водных, но и в неводных растворах.

⁴ Трубочев А. В., Трубочева Л. В. Т77 Минерально-органические растворители в вольтамперометрии металлов: монография. – Ижевск: Издательский центр «Удмуртский университет», 2018.

⁵ Cady, G. Работы по теории сольвосистем, 1896–1905. Журналы по химии конца XIX – начала XX века.

В самом деле, из теории Аррениуса не вытекает, почему одни вещества при растворении диссоциируют, а другие нет. Например, Д. И. Менделеев считал, что растворение веществ есть процесс химический, т.е. процесс химического взаимодействия растворенного вещества с растворителем.

Так, при растворении серной кислоты в воде происходит следующее взаимодействие:



Такая запись более верно отражает сущность процесса, чем упрощенная и общепринятая по теории Аррениуса:



Образующийся в процессе взаимодействия кислот с водой ион гидроксония $[\text{H}_3\text{O}^+]$ показывает, что в нем ион водорода H^+ более прочно соединен с молекулой воды, чем с анионом кислоты.

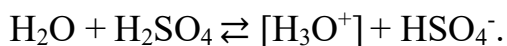
Именно по этой причине и происходит электролитическая диссоциация, которая по Д. И. Менделееву всегда связана с химическими явлениями при растворении.

Те вещества, в которых, атом водорода отсутствует или более прочно удерживается химическими связями, чем в ионе гидроксония, не должны проявлять свойства кислот. Т. е. в процессе растворения эти вещества не будут отделять ион водорода. К таким веществам относятся, например, металлы, сахара, парафины.

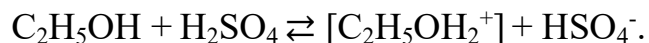
Если бы можно было и для серной кислоты подобрать такой растворитель, с которым она не взаимодействует, то в нем такое соединение, как серная кислота, проявлять свойств кислоты тоже не будет. Реально же подобрать такое соединение (растворитель) очень трудно.

Тем не менее такие соединения есть и с ними серная кислота взаимодействует значительно меньше, чем с водой. По этой причине в таких растворителях серная кислота будет проявлять свойства более слабой кислоты, чем в воде.

Например, первая константа диссоциации H_2SO_4 в избытке воды составляет 10^3 , а вторая 10^{-2} .



Однако в этаноле ее константа диссоциации первой ступени составляет $\sim 10^{-1}$ - 10^0 :



Интересно, что в олеуме, сверхконцентрированной серной кислоте с содержанием 100 % по массе H_2SO_4 , константа диссоциации, протекающая по реакции: $2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons [\text{H}_3\text{SO}_4^+] + \text{HSO}_4^-$, составит $\sim 2,7 \cdot 10^{-4}$.

В таблице 2 (стр. 10) приведены константы кислотности (K_a) кислот в разных растворителях.

Следовательно, свойства вещества как кислоты, или кислотные свойства веществ, в значительной мере определяются свойствами растворителя, то есть степенью его химического взаимодействия с растворенным веществом.

На приведенных примерах можно убедиться, что в разбавленных водных растворах серная кислота проявляет свойства сильной кислоты, в этаноле — слабой, а при растворении серной кислоты в самой серной кислоте (*олеум*-пересыщенный раствор с избытком SO_3) ее свойство как кислоты, также ослабевает⁶.

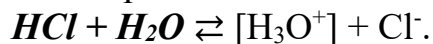
Если взаимодействие вещества происходит с водой, его разложение под действием воды называют *гидролизом*. Если же растворитель другой, то в общем случае это взаимодействие вещества с растворителями, носит общее название: *сольволиз*.

Согласно *теории сольвосистем*, предложены основные положения, определяющим фактором которых является поведение вещества в любом растворителе. То есть способность растворителя к собственной *автопротолитической* (или ионной) диссоциации.

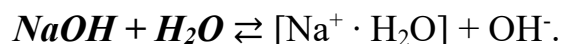
1. **Кислотой** при этом **является** вещество, которое увеличивает концентрацию катионов, идентичных катионам, образующимся при диссоциации самого растворителя.
2. **Основанием является** вещество, увеличивающее концентрацию анионов, идентичных анионам растворителя.

Реакция же нейтрализации — это процесс взаимодействия кислоты и основания, результатом которого является образование соли и молекул чистого растворителя.

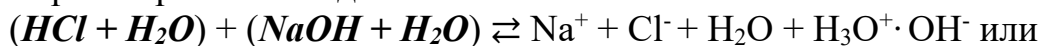
Так, в водном растворе соляная кислота диссоциирует с образованием гидратированного иона водорода:



А щелочь, например, NaOH , диссоциирует с образованием гидроксид иона:

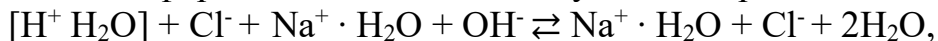


В результате их взаимодействия и происходит нейтрализация, при которой образуется растворитель — вода:



кислота основание соль вода-растворитель

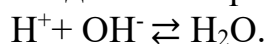
В полной ионной форме это запишется следующим образом:



А в краткой записи это выглядит так:



а поскольку количество ионов натрия и ионов хлора не изменилось, то последняя реакция выглядит привычным для нас образом:



⁶ Именно поэтому олеум можно перевозить в железных цистернах.

Таблица 2. Константы диссоциации кислот в некоторых растворителях

Кислота	K _д							
	H ₂ O	(C ₃ H ₇) ₂ N(C ₂ N ₅) ₂	C ₅ H ₅	NH ₃	CH ₃ CONHCH ₃	CH ₃ COOH	CH ₃ CLCOOH	HCOOH
HClO ₄	10 ⁸	10 ⁴	10 ^{-2,23}	10 ^{-2,27}	—	10 ⁻²⁷	10 ^{-1,1}	10 ^{-0,56}
HBr	10 ⁷	10 ³	10 ⁻⁴	10 ^{-2,62}	—	—	—	—
HNO ₃	10 ⁴	10	10 ^{-4,3}	10 ^{-2,37}	—	—	—	—
HCl	10 ⁷	10 ³	10 ^{-5,4}	10 ^{-2,89}	—	—	—	—
CF ₃ COOH	10 ^{-0,23}	10 ^{-2,56}	—	—	10 ^{-1,52}	—	—	—
CHCl ₂ COOH	10 ^{-1,25}	10 ^{-3,12}	—	—	10 ^{-2,89}	—	—	—
CH ₂ CLCOOH	10 ^{-2,84}	10 ^{-3,82}	—	—	10 ^{-4,88}	—	—	—
CH ₃ COOH	10 ^{-4,75}	10 ^{-4,8}	—	—	10 ^{-7,16}	—	—	—
H ₂ S ₂ O ₇	10 ⁷	—	—	—	—	10 ^{-3,3}	10 ⁻²⁴	—
H ₂ SO ₄	10 ⁵	—	—	—	—	10 ^{-4,3}	10 ^{-1,54}	10 ^{-0,54}

Из этого подробного описания примера и можно сделать вывод о том, что в теории сольвосистем **кислота** – это вещество, которое в процессе диссоциации образует катион, аналогичный катиону растворителя, а **основание** – это вещество, которое в процессе электролитической диссоциации образует анион, аналогичный аниону растворителя. Это положение является основным в теории сольвосистем.

Для любого самоионизирующегося растворителя (аммиак, диоксид серы, вода) строится своя «система» кислот и оснований.

Например, в среде жидкого аммиака растворитель диссоциирует по схеме:



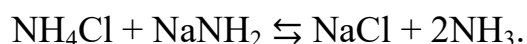
где ион аммония $[\text{NH}_4]^+$ выступает в роли кислоты, а амид-ион NH_2^- в роли основания.

Можно сопоставить:

$$\text{H}_3\text{O}^+ \cong [\text{H}^+\text{H}_2\text{O}]$$

$$[\text{NH}_4]^+ \cong \text{H}^+\text{NH}_3.$$

Отсюда приходим к выводу, что, например, при взаимодействии хлорида аммония с амидом натрия реакция сопровождается образованием самого растворителя – аммиака:



кислота основание соль аммиак-растворитель

Следовательно, теория сольвосистем по отношению к теории Аррениуса является более общей, так как включает в себя кислотно-основное взаимодействие в водных растворах, как частный случай. При этом количество частных случаев составляет столько, сколько существует растворителей.

Эти вещества должны содержать катионы и анионы такие же, как катионы и анионы растворителя.

То есть **сольволиз** – это реакция, обратная нейтрализации, только в случае воды она называется *гидролизом*, в случае других растворителей приобретает корень растворителя, например: аммиак – *аммонолиз* и тому подобное (см. табл. 3).

Таблица 3. Специфические названия автопротолизом различных растворителей

Растворитель	Название	Процесс образования лиония и лиата
Вода	гидролиз	$2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{H}_3\text{O}^+] + \text{OH}^-$
Аммиак	аммонолиз	$2\text{NH}_3 \rightleftharpoons [\text{NH}_4]^+ + [\text{NH}_2]^-$
Серная кислота	сульфолиз	$2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{H}_3\text{SO}_4^+ + \text{HSO}_4^-$
Этанол	этаноллиз	$2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_2^+ + \text{C}_2\text{H}_5\text{O}^-$
Уксусная кислота	ацетоллиз	$2\text{CH}_3\text{OH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}_2^+ + \text{CH}_3\text{O}^-$
Фтороводород	фтороллиз	$3\text{HF} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{F}^+ + \text{HF}_2^-$
Формаид	формаидоллиз	$2\text{HCONH}_2 \rightleftharpoons \text{HCONH}_3^+ + \text{HCONH}^-$

Сольвосистемы – это системы растворителей, способных к автоионизации с образованием характерной пары ионов (**лиония** «+» и **лиата** «-»), определяющей в них кислотно-основные свойства веществ.

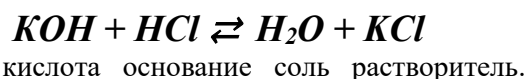
Данные процессы имеют специфические названия, определяемые видом растворителей, которые образуются путем добавления окончания «-лиз» к названию аниона этого соединения.

Помимо растворителей, указанных в таблице 3, в теории сольвосистем вид кислоты или основания могут принимать также и такие, которые описаны в таблице 4.

Таблица 4. Примеры кислот и оснований в различных растворителях

Раствори- тель	Катион лионий «+»	Анион лиат «-»	Кислота	Основа- ние	Соль	Раствори- ель
SO ₂	SO ²⁺	SO ₃ ²⁻	SOCl ₂	Na ₂ SO ₃	NaCl	SO ₂
I ₂	I ⁺	I ⁻	ICl	NaI	NaCl	I ₂
SbCl ₅	SbCl ₄ ⁺	SbCl ₆ ⁻	SbCl ₄ F	NaSbCl ₆	NaF	SbCl ₅
KCl _{распл}	K ⁺	Cl ⁻	KOH	HCl	H ₂ O	KCl _{распл.}

Действительно, в таком растворителе, как *расплавленный KCl*, такое вещество, как *HCl*, является основанием, а *KOH* выполняет роль кислоты. *Вода* же в данном случае, оказывается *солью*:



Этот пример показывает, что растворитель играет решающую роль в проявлении одним и тем же веществом свойств либо *кислоты*, либо *основания*.

Ключевыми свойствами каждой сольвосистемы является наличие собственной шкалы силы кислот и оснований, зависящей от *константы автопротолиза (K_s)* растворителя. Это понятие подробно рассмотрено далее в разделе 4 (см. таблица 5). Реакция нейтрализации всегда сводится к взаимодействию ионов *лиония и лиата*.

Для неводных (не являющихся сильно разбавленными) или безводных растворов теория сольвосистем сыграла значительную роль для систематизации экспериментальных данных. Это позволило прогнозировать химические свойства веществ в безводной или неводной среде. Тем не менее она опирается на принципы теории Аррениуса, которую большинство исследователей привыкли считать классической.

Поскольку вода может являться не только растворителем, но и химическим агентом в *неводных системах* (не являющихся сильно разбавленными водными растворами), целесообразно рассмотреть некоторые процессы в ее присутствии, как-то: образование *аквакомплекса, гидролиз, растворение без изменения химической природы или простое присоединение*.

Например, хлорид цинка или алюминия, в зависимости от их исходной концентрации в воде и температуры могут образовать аквакомплексы по донорно-акцепторному механизму либо подвергнутся одно- или двух (трех)-стадийному гидролизу.

Al³⁺ имеет больший заряд и меньший радиус → сильнее поляризует молекулы воды в аквакомплексе → более кислый аквакомплекс → гидролиз

более выражен. Zn^{2+} имеет меньший заряд $\rightarrow$ гидролиз менее выражен, но среда тоже кислая.

- **Аквакомплекс** образуется **всегда**, поскольку катионы металлов взаимодействуют с водой донорно-акцепторной связью, формируя их со степенью окисления комплексообразователя « n^+ » – $[Me^{n+}(H_2O)_m]^{n+}$.

Обычно аквакомплексы существуют в **разбавленных растворах** и при невысокой кислотности.

- **Гидролиз** протекает во вторую очередь, когда ионы H^+ и OH^- взаимодействуют с ионами соли, образуя слабый электролит – малодиссоциирующее соединение, например $Me^{n+} + HON \rightleftharpoons MeOH^{(n-1)+} + H^+$.

- **Растворение в воде** (равномерное распределение частиц растворенного вещества между молекулами растворителя) без изменения химической природы происходит во всех случаях, когда реакции между молекулами нет или обе части соли являются сильными электролитами, то есть практически всегда пребывают в ионном состоянии: (KCl, Na_2SO_4).

- **Простое присоединение** может протекать бурно (с выделением большого количества тепла) или не слишком, в случае, когда вода является химическим реагентом, например



Конечно, как и все ранее предложенные теории, теория *сольвосистем* имеет свои существенные недостатки, как-то:

во-первых, ограничивается только самоионизирующимися растворителями;

во-вторых, не объясняет поведение типичных кислот и оснований в инертных (неионизирующих) растворителях;

и, в-третьих, не учитывает многие кислотно-основные процессы, не сопровождающиеся образованием типичных солей или протекающие без участия ионов растворителя.

Теория сольвосистем может служить частным случаем в сравнении с протонной (Брэнстеда–Лоури) или электронной теорией Льюиса.

4. Теория Льюиса

Одна из предложенных в 1923 году теорий получила название **электронной**. В теории Гилберта Льюиса⁷ кислотнo-основные свойства связаны с электронным строением.

Теория Льюиса расширяет понятие кислоты и основания. Так, согласно ей, **основание** – это вещество, способное представить необобщенную электронную пару для образования ковалентной связи, т.е. **это донор**, а **кислота** – вещество, **способное эту пару принять**, т.е. это **акцептор**.

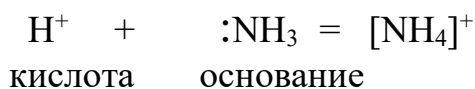
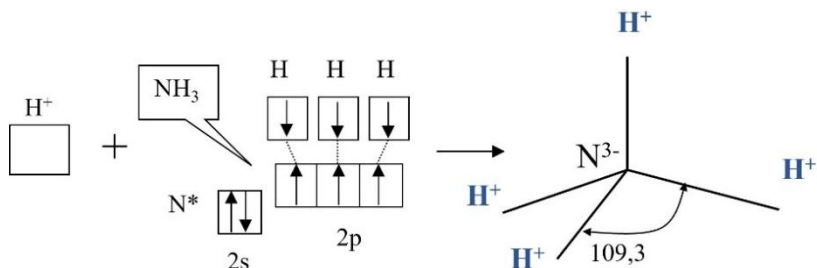
⁷ Храмов Ю. А. Льюис Гилберт Ньютон (Lewis Gilbert Newton) // Физики : Биографический справочник / Под ред. А. И. Ахиезера. – Изд. 2-е, испр. и доп. – М. : Наука, 1983. – С. 171. – 400 с.; Lewis, G. N. Acids and Bases / G. N. Lewis. – Journal of the American Chemical Society, 1923. – Vol. 45, No. 9. – P. 2049–2053.

Пример 1:

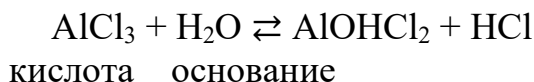


В данном примере **ион водорода** выступает в роли кислоты, а **гидроксид-ион** в роли основания.

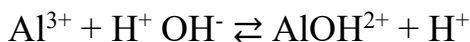
Пример 2:



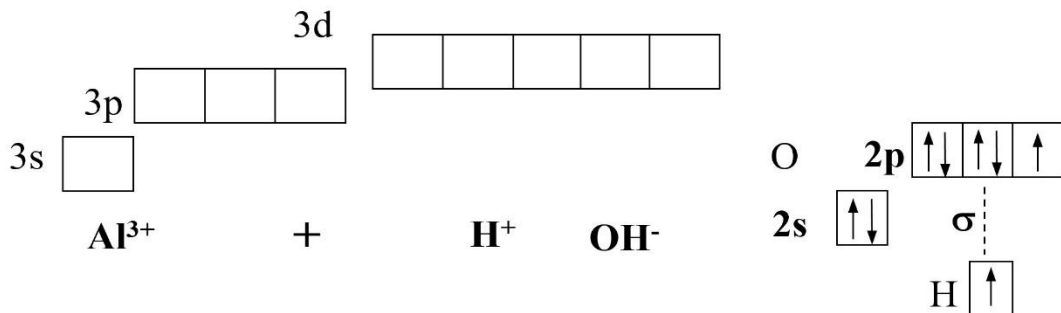
Пример 3:



Поскольку ион алюминия является акцептором электронной пары от воды, которая содержит электронные пары на гидроксильной группе (см. далее схему электронных орбиталей):



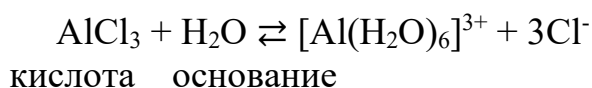
кислота основание



По Льюису к реакциям кислотно-основного взаимодействия будут относиться также и реакции комплексообразования.

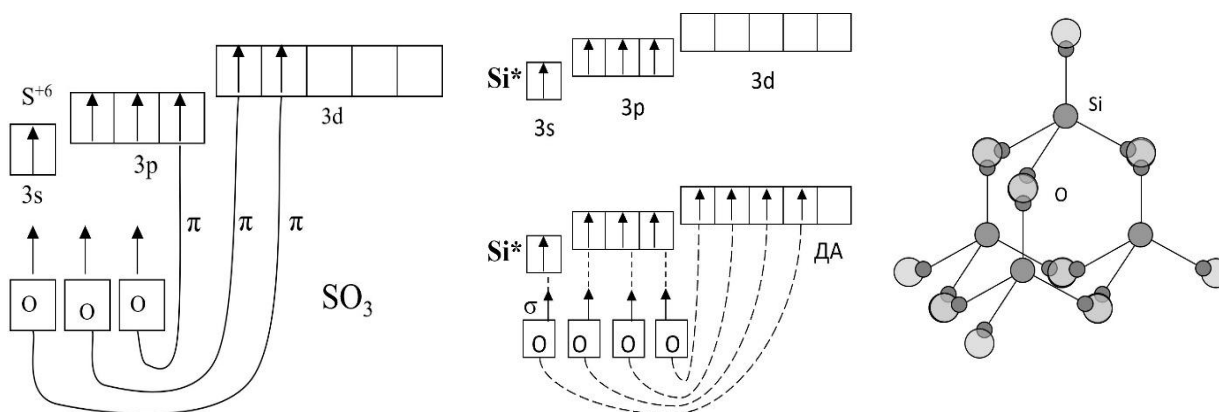
Данная реакция при низких концентрациях соли в воде может протекать с образованием **аддукта**⁸, то есть является прямым взаимодействием двух компонентов за счет донорно-акцепторного механизма с образованием аквакомплекса, что также подтверждает теорию Льюиса:

⁸ **Аддукт** (от лат. *adducto* – приведенный, созданный) – продукт прямого присоединения молекул друг к другу в химической реакции, например: при взаимодействии соединений А и В, образуется химическое соединение АВ, при котором не происходит отщепления фрагментов.



Согласно данной теории, к таким кислотам можно отнести, например:

- галогениды, поскольку они являются координационно ненасыщенными, то есть имеют свободные атомные орбитали (BF_3 , AlCl_3 , ZnCl_2 , FeCl_3 , SnCl_4 , SbCl_5 , PCl_5 ;
- некоторые оксиды неметаллов (SO_3 , SiO_2)⁹.



В теории Аррениуса существуют понятия **силы кислоты и основания**, определяемые величинами констант кислотности и основности и являющиеся их количественными характеристиками.

В теории Льюиса также существует **понятие кислотности Льюиса** – это способность молекулы выступать в роли **кислоты Льюиса (акцептора электронной пары)**. Оно определяется двумя ключевыми факторами: **структурным фактором и электроотрицательностью заместителей**.

Рассмотрим их влияние по отдельности и в сравнении.

4.1. Понятие силы кислоты согласно теории Льюиса

Структурный фактор

Структурный фактор или структурные особенности молекулы влияют на кислотность Льюиса через:

1. Доступность вакантных орбиталей.

Чем ближе к внешней оболочке расположены вакантные орбитали (например, *d*-орбитали у BF_3 , AlCl_3), тем легче они принимают электронную пару.

2. Стерический фактор.

Объемные заместители могут затруднять подход нуклеофила к кислотному центру (эффект стерического экранирования). Например: этанол ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) относительно легко реагирует с HCl , в то время как

⁹ На схеме представлен оксид кремния в виде тетрасиликат-иона, реально существующий в составе природных соединений. Б. П. Никольский и др. – 3-е изд., испр. – Л.: Химия, 1971. – Т. 2. – 1168 с.

2,2-диметилпропанол-1((CH₃)₃CSH₂OH) практически не реагирует с HCl из-за объемных метильных групп, экранирующих гидроксильную группу.

3. Гибридизацию центрального атома.

В sp²-гибридизации электронная плотность смещена таким образом, что у атома углерода (в C₂H₄) остается меньше электронной плотности по сравнению с sp³-гибридизацией (у CH₄). Это может создавать условия, при которых атом становится более восприимчивым к принятию дополнительных электронов или образованию химических связей. Таким образом, более электрон-дефицитные состояния при гибридизации sp², чем при sp³, что и усиливает кислотность.

4. Резонансные эффекты.

Сопряжение может стабилизировать зарядовое состояние после присоединения электронной пары.

Например: BF₃ – более сильная кислота Льюиса, чем BCl₃, из-за лучшей доступности 2p-орбиталей бора и меньшего размера фтора (меньше стерических препятствий).

4.2. Понятие силы кислоты согласно теории Льюиса Электроотрицательность заместителя

Электроотрицательные заместители способны:

- оттягивать электронную плотность от центрального атома через **индуктивный эффект** (–I)¹⁰, увеличивая его электронодефицитность.
- повышать кислотность Льюиса, так как центральный атом становится более «притягивающим» для электронной пары.

Так, в ряду CH₃BF₂ → CF₃BF₂ кислотность растет из-за электроноакцепторного эффекта CF₃-группы.

При сравнении влияния описанных факторов **структурный фактор** чаще определяет **абсолютный уровень** кислотности (например, BF₃ более сильная кислота, чем B(OH)₃. То есть структурные эффекты задают **базовую способность** молекулы быть кислотой Льюиса.

Электроотрицательность же заместителей влияет на **относительную кислотность** в гомологических рядах (например, сравнение R – BF₃, где R может являться разными заместителями, как-то CH₃[•], OH[•], NO₂[•], [Hal][•] и т. п.). Электроотрицательность заместителей **модулирует** эту способность, усиливая или ослабляя электронодефицитность центрального атома.

Структурные факторы и электроотрицательность заместителей дополняют друг друга, но действуют через разные механизмы. Структурные особенности определяют пространственную доступность акцепторного центра и стабильность образующегося комплекса, тогда как электроотрицательность заместителей влияет на электронную плотность центрального атома. В

¹⁰ **Индуктивный эффект (I-эффект) в органической химии** – это смещение электронной плотности вдоль σ-связей молекулы под влиянием различий в электроотрицательности атомов. Этот эффект возникает из-за способности атома или группы атомов притягивать или отталкивать общие электроны, что изменяет полярность соседних связей.

Пример: CH₃ – CH₂ → CH₂ → CH₂^{δ+} → Br^{δ-}.

конкретных случаях один из факторов может доминировать, но часто их воздействие носит **синергетичный**¹¹ характер.

Например, в системах с **редокс-активными**¹² лигандами (производными **катехола**¹³), которые могут замещать атомы водорода в молекуле силана (SiH_4), структурные и электронные эффекты сочетаются и могут приводить к достижению высокой кислотности Льюиса.

В реальных системах оба фактора действуют **совместно**, и их вклад зависит от конкретной молекулы.

При образовании аддуктов с основаниями, некоторые элементы могут также менять и тип гибридизации (например, с участия только атомных орбиталей p^3 на гибридизацию sp^3). Таким образом молекула аммиака переходит в ион аммония (см. пример 2, стр. 14).

Аналогичным образом могут вести себя и молекулы фторида бора в присутствии доноров электронных пар. Например, при замене фтора на пиридин ($\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$) тип гибридизации бора меняется с sp^2 на sp^3 .

Тем не менее данная теория имеет и слабые места, наиболее слабой в теории Льюиса является трактовка протонных кислот (H_2SO_4 , HCl и т.д.), так как понятно, что электронных пар они присоединять не могут.

Но еще большим недостатком этой теории является ее несостоятельность в решении вопроса о **силе кислот: теория объясняет причину изменения кислотности свойств (см. предыдущие объяснения), но не дает возможности количественно определить относительную силу кислот и оснований**.

5. Теория Брэнстеда–Лоури¹⁴

В 1923 году независимо друг от друга датским ученым Йоханнесом Брэнстедом и английским ученым Томасом Лоури была предложена новая кислотно-основная теория.

Оба ученых определили кислоты как доноры протонов (H^+), а основания – как акцепторы протонов. Эта **протолитическая** теория вводит понятие **сопряженных пар** кислота–основание и работает в любых растворителях.

Кислотно-основные реакции сводятся к протонному обмену:

- **кислота** отдает протон, образуя **сопряженное основание**,
- **основание** принимает его, образуя **сопряженную кислоту**.

¹¹ **Синергетика** – самоорганизация хаотичных систем в упорядоченную структуру.

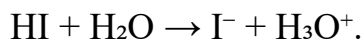
¹² **Редокс-активные** – то есть обладающие окислительно-восстановительными свойствами (с участием переноса электронов).

¹³ 1,2 дигидрокситолуол (пирокатехин).

¹⁴ Brønsted, J. N. Concerning an Acid–Base Theory / J. N. Brønsted. – The Journal of the American Chemical Society, 1923. – Vol. 45, No. 2. – P. 183–190.

Lowry, T. M. The Strengths of Acids and Bases / T. M. Lowry. – Transactions of the Faraday Society, 1923. – Vol. 19. – P. 298–308.

Так, в реакции



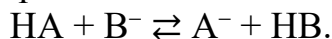
Иодоводородная кислота – донор протона, вода – ее акцептор.

Эта схема иллюстрирует обмен протоном между HI и H₂O, где I⁻ становится сопряженным основанием HI, а H₃O⁺ – сопряженной кислотой H₂O.

В результате этого каждая кислота имеет сопряженное основание, и наоборот; их сила обратно пропорциональна.

Например, сильная кислота (HI, K_a >> 1) дает слабое сопряженное основание (I⁻), а слабая кислота (CH₃COOH) – дает более сильное сопряженное основание (CH₃COO⁻). Это связано с тем, что сильный электролит легко диссоциирует, а слабый – неохотно распадается на ионы.

Равновесие реакции распада на ионы всегда смещено в сторону слабой пары:

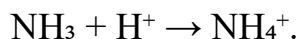


Таким образом, можно охарактеризовать силу кислоты и основания.

Сила кислоты характеризуется константой кислотности – K_a (pK_a = –lgK_a), сила основания – константой основности – K_b (pK_b = –lgK_b).

Амфотерные вещества, такие, как вода, могут выступать и как кислота (H₂O → H₃O⁺ + OH⁻ – если она **отдает** ион водорода), и как основание (H₂O + H⁺ → H₃O⁺ – если она ион водорода **принимает**).

Теория объясняет и свойства аммиака (NH₃), который способен принять ион водорода:



В отличие от теории Аррениуса (ограниченной только водными растворами), теория Брэнстеда–Лоури имеет явные преимущества и применима к неводным средам и даже к газовой фазе. Она может быть дополнена электронной теорией Льюиса с точки зрения понятий «донор» и «акцептор», но фокусируется на протонах.

По этой теории **кислота** – это вещество, *стремящееся отдать протоны* (донор протонов), а **основание** – вещество, *присоединяющее протон* (акцептор протонов).

Таким образом **доноры протона** – это кислоты, их сила характеризует способность отдавать протоны. **Акцепторы протона** – это основания по теории Брэнстеда–Лаури, и их сила характеризует способность прочно связывать протоны.

Согласно протонной теории, не требуется особого вида ионов и нет ограничения только водным растворителем.

Теория Брэнстеда–Лоури хорошо объясняет, почему гидроксид содержащее соединение **является основанием**, но она объясняет также и почему основаниями являются аммиак, гидразин и пиридин.

Наибольшее отличие от теории Аррениуса заключается в том, что по Бренстеду, кислота сохраняет свои свойства и в присутствии, и в отсутствие растворителя.

Так, HCl – **кислота**, поскольку она **может** отдать ион H⁺, а не потому, что она отдает его в водном растворе.

Процесс **ионизации вещества** в растворе осуществляется в контакте с растворителем, при этом растворитель выполняет либо функцию кислоты, либо функцию основания. Если сродство к протону у растворителя больше, чем у растворенного вещества, то растворитель выполняет функцию основания, если меньше, то функцию кислоты.

Для каждой частицы сопряженная кислота получается при присоединении иона H^+ , а сопряженное основание – при отщеплении иона H^+ .

Сродство к протону определяется энергией, выделяющейся при сольватации иона в данном растворителе. Количественно сродство к протону определяется как **энтальпия реакции присоединения протона** к молекуле растворителя. По этому показателю все растворители можно расположить в следующий ряд (по мере уменьшения сродства к протону, то есть по увеличению способности его отдавать), хотя в литературе эти данные приводятся не для всех указанных веществ:

$NH_3, N_2H_4, H_2O, C_2H_5OH, HCN, H_2S, CH_3COOH, HCOOH, HF, HNO_3, H_2SO_4, HCl, HClO_4$.

Увеличение способности отдавать водород

NH_3 – сильное основание, сродство ~ 880 кДж/моль;

N_2H_4 – основание, сродство чуть ниже NH_3 ;

H_2O – амфотерный, сродство ~ 690 кДж/моль;

C_2H_5OH – слабое основание;

HCN – очень слабое основание;

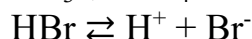
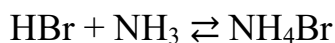
H_2S – сродство ~ 510 кДж/моль;

$CH_3COOH, HCOOH$ – кислоты, низкое сродство;

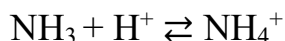
HF – сродство ~ 572 кДж/моль;

$HNO_3, H_2SO_4, HCl, HClO_4$ – сильные кислоты, минимальное сродство к протону.

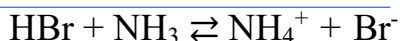
Кислотно-основные реакции по Бренстеду получили название *протолитических* реакций. Подобно окислительно-восстановительным, протолитические реакции также являются суммой двух процессов: отдачи протона и его присоединения.



кислота1 кислота2 основание1



основание2 кислота3



Примеры протолитических реакций

CH_3COOH	+	H_2O	$\rightleftharpoons$	CH_3COO^-	+	H_3O^+	1
кислота 1		основание 2		основание 1		кислота 2	
NH_3	+	H_2O	$\rightleftharpoons$	NH_4^+	+	OH^-	2
основание 1		кислота 2		кислота 1		основание 2	
$CH_3COOH_{б/в}$	+	HNO_3	$\rightleftharpoons$	$[CH_3COOH_2]^+$	+	NO_3^-	3
основание 1		кислота 2		основание 2		кислота 2	
H_2O	+	H_2O	$\rightleftharpoons$	H_3O^+	+	OH^-	4
основание 1		кислота 2		кислота 1		основание 2	

HClO ₄	+	HNO ₃ б/в	⇌	ClO ₄ ⁻	+	[H ₂ NO ₃] ⁺	5
кислота 1		основание 2		основание 1		кислота 2	
H ₂ PO ₄ ⁻	+	H ₂ O	⇌	HPO ₄ ²⁻	+	H ₃ O ⁺	6
кислота 1		основание 2		основание 1		кислота 2	
H ₂ PO ₄ ⁻	+	H ₃ O ⁺	⇌	H ₃ PO ₄	+	H ₂ O	7
основание 1		кислота 2		кислота 1		основание 2	
HPO ₄ ²⁻	+	H ₂ O	⇌	PO ₄ ³⁻	+	H ₃ O ⁺	8
кислота 1		основание 2		основание 1		кислота 2	
HPO ₄ ²⁻	+	H ₂ O	⇌	H ₂ PO ₄ ⁻	+	ОН ⁻	9
основание 1		кислота 2		кислота 1		основание 2	
HPO ₄ ²⁻	+	H ₃ O ⁺	⇌	H ₂ PO ₄ ⁻	+	H ₂ O	10
основание 1		кислота 2		кислота 1		основание 2	

В равновесиях 1 и 6 растворитель (вода) является акцептором протона (проявляет свойства основания), а в случаях 2 и 7 – растворитель является донором протона (кислотой).

Равновесие 4 также свидетельствует об амфотерном характере воды.

Уксусная кислота проявляет кислотные свойства по отношению к воде 1, а безводная уксусная кислота по отношению к азотной кислоте ведет себя как основание – 3. Азотная же кислота по отношению к более сильной кислоте HClO₄ ведет себя, как основание – 5.

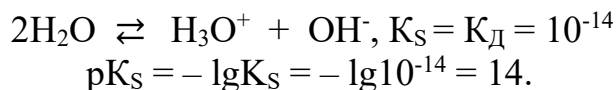
Дигидрофосфат-ион в воде проявляет кислотные свойства 6, а в более кислой среде – основные 7. Гидроортофосфат в воде также может проявить амфотерность: явиться в кислой среде кислотой (8 или 10), а в щелочной среде – основанием (9)¹⁵.

Относительная сила кислот и оснований может быть определена с помощью понятий констант равновесия – K_P или K_D – констант диссоциации, однако в этом случае она имеет иной смысл.

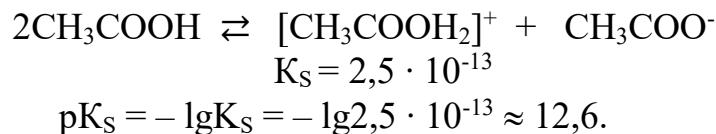
Важное значение в протонной теории имеет представление о собственной диссоциации растворителя, происходящей с отщеплением протона. Константа равновесия этого процесса называется **константой автопротолиза** – K_S (см. табл. 5).

Константа автопротолиза **не является** характеристикой сродства к протону. Она является лишь характеристикой протяженности шкалы кислотности данного растворителя.

Так, для воды:

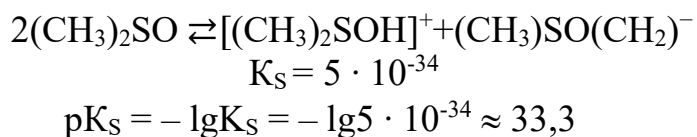


Для уксусной кислоты:



¹⁵ Смесь гидрофосфата и дигидрофосфата – фосфатная **буферная система**, где гидрофосфат-ион действует как сопряженное основание, а дигидрофосфат-ион – как слабая кислота.

Для ДМСО:



Подобно тому, как собственная ионизация воды вызывает *гидролиз солей* в водном растворе, собственная ионизация неводных растворителей вызывает *солюволиз* (взаимодействие веществ с растворителем) растворенных веществ.

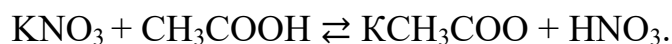
Например, в водном растворе KNO_3 гидролиза нет (соль состоит из сильной кислоты и сильного основания). Но, если выбрать такой растворитель, собственная ионизация которого протекает полнее, т.е. величина K_s больше, чем у воды, то будет иметь место *солюволиз*.

Таблица 5¹⁶. Константы автопротолиза некоторых растворителей при 25°C

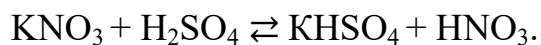
Растворитель	Реакция самоионизации	K_s	pK_s
1	2	3	4
Аммиак (жидкий)	$2\text{NH}_3 \rightleftharpoons [\text{NH}_4]^+ + \text{NH}_2^-$	10^{-22}	22
Ацетон (самоионизация за счет водородной связи)	$2(\text{CH}_3)_2\text{CO} \rightleftharpoons (\text{CH}_3)_2\text{C}(\text{OH})^{\delta+} \cdots \delta^- \text{CH}_2\text{COCH}_3$	$2,51 \cdot 10^{-20}$	19,6
Вода	$2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{H}_3\text{O}^+] + \text{OH}^-$	10^{-14}	14
Гидразин	$2\text{N}_2\text{H}_4 \rightleftharpoons [\text{N}_2\text{H}_5]^+ + \text{N}_2\text{H}_3^-$	$2 \cdot 10^{-25}$	24,7
Диметилсульфоксид (ДМСО)	$2(\text{CH}_3)_2\text{SO} \rightleftharpoons [(\text{CH}_3)_2\text{SOH}]^+ + (\text{CH}_3)\text{SO}(\text{CH}_2)^-$	$5 \cdot 10^{-34}$	33,3
Диметилформамид (ДМФА)	$2\text{HCON}(\text{CH}_3)_2 \rightleftharpoons [\text{H}_2\text{CON}(\text{CH}_3)_2]^+ + \text{HCON}(\text{CH}_3)_2^-$	10^{-18}	18
Диоксан (70 %-й)	$2\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2 \rightleftharpoons [\text{C}_4\text{H}_9\text{O}_2]^+ + \text{C}_4\text{H}_7\text{O}_2^-$	$1,41 \cdot 10^{-18}$	17,85
Метанол	$2\text{CH}_3\text{OH} \rightleftharpoons [\text{CH}_3\text{OH}_2]^+ + \text{CH}_3\text{O}^-$	$2 \cdot 10^{-17}$	16,7
Муравьиная кислота	$2\text{HCOOH} \rightleftharpoons [\text{HCOOH}_2]^+ + \text{HCOO}^-$	$5 \cdot 10^{-7}$	6,2
Изопропиловый спирт	$2\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_3 \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{CH}(\text{OH}_2^+)\text{CH}_3 + \text{CH}_3\text{CH}(\text{O}^-)\text{CH}_3$	$1,44 \cdot 10^{-21}$	20,84
Серная кислота	$2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons [\text{H}_3\text{SO}_4]^+ + \text{HSO}_4^-$	10^{-5}	5
Уксусный ангидрид	$2(\text{CH}_3\text{CO})_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{CH}_3\text{CO})_2\text{O}^- + [(\text{CH}_3\text{CO})_2\text{O} \cdots \text{H}]^+$ ацетилий ион	$3,16 \cdot 10^{-15}$	14,5
Уксусная кислота	$2\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons [\text{CH}_3\text{COOH}_2]^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$ ацетилгидроксоний ацетат	$2,5 \cdot 10^{-13}$	12,6
Фтороводород (жидк.)	$2\text{HF} \rightleftharpoons [\text{H}_2\text{F}]^+ + \text{F}^-$	10^{-10}	10
Цианистый метил	$2\text{CH}_3\text{CN} \rightleftharpoons [\text{CH}_4\text{CN}]^+ + \text{CH}_2\text{CN}^-$	$3,4 \cdot 10^{-20}$	19,5
Этанол	$2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightleftharpoons [\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_2]^+ + \text{C}_2\text{H}_5\text{O}^-$	$6 \cdot 10^{-20}$	19,2
Этиленгликоль	$2\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{OH} \rightleftharpoons \text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{O}^- + \text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{OH}_2^+$	$3,16 \cdot 10^{-15}$	15,6

¹⁶ Значительная часть данных этой таблицы позаимствована из учебника: Крешков А. П. Аналитическая химия неводных растворов. – М.: Химия, 1982. – 256 с.

Так, в растворе *безводной уксусной кислоты* в случае нитрата калия будет иметь место *сольволиз*:



Еще, как и следовало ожидать, интенсивнее он протекает в *безводной серной кислоте*:



На практике часто приходится сталкиваться с вопросом: «Как меняется кислотность системы при добавлении в раствор одноименного иона?»

При добавлении небольшого количества соли, дающей **общий ион** (ион, уже присутствующий в системе автопротолиза), равновесие автопротолиза смещается в сторону **подавления** реакции автопротолиза. Это хорошо известно для слабых кислот и оснований в воде и легко описывается принципом Ле Шателье. То есть кислотный ион увеличивает кислотность, а основной ион – ее уменьшает (см. табл.5).

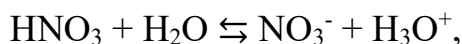
Пример 1. Если растворителем является гидразин N_2H_4 , то добавки гидразин хлорида $\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl}$ кислотность повысят, поскольку данная соль содержит кислотный ион. Равновесие смещается вправо.

Пример 2. При добавлении к ледяной уксусной кислоте ацетата натрия, соль содержит CH_3COO^- – общий ион. Равновесие сдвигается влево. В результате среда становится менее кислой за счет снижения концентрации $[\text{CH}_3\text{COOH}_2]^+$.

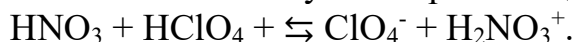
Растворитель может оказывать нивелирующее действие на силу кислот: чем выше его сродство к протону, тем выше его дифференцирующее действие и наоборот, соответственно. Так азотная кислота, проявляющая кислотные свойства по отношению к воде, может выступать в роли основания в паре с растворителями, проявляющими более выраженные свойства доноров H^+ .

Согласно теории Брэнстеда–Лоури, реакции протекают с переносом протона. Отдает протон вещество, более склонное к отдаче H^+ .

Пользуясь схемой на странице 19, можно предположить, например, что HNO_3 в сильно разбавленных водных растворах – донор протона, следовательно, реакция протекает по уравнению:



но в паре с хлорной кислотой – она выступает в роли акцептора:



Таким образом, сила и роль кислоты или основания будут зависеть от вида растворителя для каждой неводной системы.

Известно, также, что нивелирующее действие на силу кислот оказывают протофильные растворители. Даже слабые кислоты, например, в жидком аммиаке могут оказаться сильными.

К недостаткам теории Брэнстеда–Лоури относят:

1. Применимость только для протонных растворов (по большей части являющихся водными).

2. Невозможность объяснить кислотно-основные свойства веществ в апротонных растворителях¹⁷ (бензол, метиленхлорид).
3. Нет возможности описать кислотно-основные взаимодействия в неводных органических средах и растворителях донорного типа.
4. В данную теорию не вписываются вещества, проявляющие основные свойства, такие как аммиак и амины, не содержащие гидроксильных групп.
5. Отсутствует количественная характеристика силы кислот и оснований.
6. Теория не объясняет механизм гидролиза солей.

6. Теория Усановича–Измайлова¹⁸

Теория Усановича–Измайлова – это обобщение представлений о кислотах и основаниях, где кислотно-основное поведение рассматривается гораздо шире, чем в протонной теории. В соответствии с новой теорией кислоты и основания определяются не только через перенос протона, но также через способность отдавать или присоединять катионы, или анионы.

Согласно предположению Усановича **кислота** может присоединять анион или отдавать катион, а **основание** – присоединять катион или отдавать анион.

В 1939 году М. И. Усанович сформулировал общую теорию кислот и оснований. Основная его мысль заключалась в том, что кислотно-основное взаимодействие можно понимать как реакцию солеобразования в самом широком смысле, а кислотность и основность зависят от партнера по реакции. Однако, это делает теорию очень общей: в нее можно включать не только протолитические реакции, но и многие другие процессы, включая некоторые окислительно-восстановительные превращения.

Согласно теории Усановича

- **кислотами** будут являться частицы, отщепляющие катионы (включая H^+) или присоединяющие анионы (включая e^-);
- **основаниями** будут являться частицы, присоединяющие протоны (катионы) или отдающие анионы или электроны.

То есть: кислотность и основность – функции вещества, зависящие от партнера. Тогда некоторые вещества можно классифицировать, например, как:

Кислоты

- HCl , CH_3COOH – отщепляют H^+ ;
- BF_3 , $AlCl_3$, Cu^{2+} – присоединяют анионы (электронные пары);
- CO_2 , SO_2 – присоединяет анионы.

Основания

- NH_3 , N_2H_4 – присоединяют H^+ ;
- $NaOH$, Cl^- , NH_2^- – отдает анион (электрон).

Амфотерные

¹⁷ Все растворители классифицируются на протогенные, протофильные, апротонные и амфипротные (см. раздел 5).

¹⁸ Usanovich A. I. A generalized concept of acids and bases / A. I. Usanovich. – Russian Chemical Reviews (Engl. transl.), 1950. – Vol. X, P. 45–62.

- H_2O , NO_2 – зависят от партнера.

Рассмотрим несколько примеров кислотно-основного взаимодействия в рамках теории Усановича.

1. Согласно предложенной теории можно провести анализ водного раствора хлорида аммония. При его растворении происходит электролитическая диссоциация:



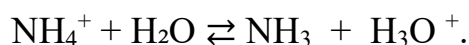
Молекулы воды также подвержены диссоциации:



По теории Усановича NH_4^+ – кислота, поскольку может отщеплять протон (катион):

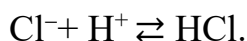


При взаимодействии с водой происходит ее гидролиз:

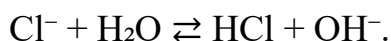


NH_4^+ – является кислотой, так как отщепляет катион H^+ .

Анион Cl^- – основание, так как может присоединить катион (согласно теории Усановича):



В водном растворе:



Молекула H_2O может быть и кислотой, и основанием. Как кислота она отщепляет $\text{H}^+ \rightarrow \text{OH}^-$; как основание – присоединяет $\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+$.

2. Рассмотрим пример образования хлорида серебра.

Взаимодействие $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}$ приводит к образованию нерастворимой соли (AgCl), что по Усановичу является признаком кислотно-основного взаимодействия.

Ag^+ – кислота, присоединяющая анион; Cl^- – основание, отдающее анион.

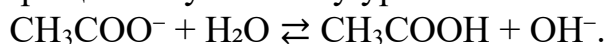
Данная теория позволяет формально классифицировать реакцию осаждения AgCl как кислотно-основную через признак солеобразования, однако этот подход **не позволяет** предсказать свойства и дать количественное описание системы. В этом случае наиболее целесообразными являются описанные выше теории Брэнстеда и Льюиса.

3. Определенный интерес представляет реакция гидролиза ацетата натрия с точки зрения теории Усановича.

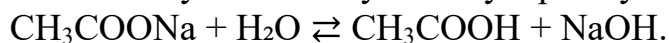
При растворении в воде соль полностью диссоциирует:



Далее происходит взаимодействие с водой слабого электролита, приводящее к сокращенному ионному уравнению:



Это уравнение соответствует полному молекулярному в виде:



Гидролиз – это *протолитическая реакция*, где вода выступает как кислота, а ацетат-ион – как основание. Реакция описывается как перенос

протона. То есть гидролиз по Усановичу – это процесс, в котором анион соли CH_3COO^- присоединяет катион H^+ , а вода отдает анион OH^- , что приводит к образованию новых веществ (кислоты и основания/соли).

4. Согласно данной теории **кислотами и основаниями** могут выступать не только протонные соединения, но и оксиды. Исходя из этого, взаимодействие оксидов металлов и неметаллов можно отнести к кислотно-основному.

Например, реакцию между



можно представить как кислотно-основную, если использовать следующее определение Усановича:

- **кислота** – донор катионов или акцептор анионов (и электронов);
- **основание** – вещество, способное отдавать анионы (например, O^{2-}) и присоединять катионы.

То есть признаком кислотно-основного взаимодействия Усанович считает солеобразование.

Таким образом, по Усановичу:

SO_2 – **кислота** (акцептор аниона O^{2-});

Na_2O – **основание** (донор аниона O^{2-});

продукт Na_2SO_3 – **соль**, что и является признаком кислотно-основного взаимодействия.

Преимуществом теории, описываемой в данном разделе, является, то, что ее автор акцентирует внимание на утверждении, что кислотно-основное взаимодействие – **это не только перенос протона, но и перенос любых катионов, анионов и электронов.**

К кислотам–основаниям Усанович относит также реакции образования солей и многие окислительно-восстановительные процессы. Он утверждает, что **кислоты и основания** – не классы соединений; **кислотность и основность** – **это функции вещества.**

«Будет ли вещество кислотой или основанием, зависит от партнера».

Н. А. Измайлов развивал количественное описание кислотно-основных свойств в неводных и сольватационных системах; его подход связывают с более строгим анализом диссоциации кислот и оснований в конкретной среде.

Таким образом, в литературе общей теории Усановича сопутствуют разработки Измайлова, позволяющие придать ей прикладной (количественный) характер.

Максимальная обобщенность – главное достоинство теории Усановича. Под одним понятием **кислотно-основного взаимодействия** объединяется широкий круг реакций.

Тем не менее такой подход не лишен существенных недостатков.

1. Определения понятий «кислота» и «основание» становятся слишком расплывчатыми.

2. Теория плохо поддается количественным предсказаниям и не всегда удобна для практической классификации реакций.

Если, согласно протонной теории: кислота – донор протона, а основание – акцептор протона, то в теории Усановича кислота и основание определяются шире, через катионы и анионы, а не только через H^+ .

Сравнить все рассмотренные теории целесообразно в таблице 6.

Так, теория сольвосистем пригодна для безводных растворителей. Она позволяет расширить шкалы кислотности за счет реакций автопротолиза и объяснить поведение многих веществ при их взаимодействии, в частности, поведение азотной безводной кислоты при нитровании органических соединений или проявление ей основных свойств ($NO_2^+OH^-$ – гидроксид нитроила) при взаимодействии с другими кислотами. Согласно теории Аррениуса, кислотность сильно разбавленных (менее 0,001 моль/л) водных растворов кислот, оснований или солей определяется водной шкалой кислотности (рН), однако эта шкала становится непригодной, если растворы имеют концентрацию уже более 0,1 моль/л. Результаты измерения или расчеты рН могут оказаться за пределами этой шкалы. Это означает, что в растворе присутствуют другие катионы, не являющиеся ионами $[H_3O^+]$, а в системе, возможно, протекает самоассоциация неводных растворителей или сольволиз.

Комментируя данные таблицы, можно подвести итоги. Так, из предложенных теорий наиболее оптимальными для практического использования могли бы быть, наряду с классической теорией Аррениуса (более простой для понимания процессов, протекающих в водных растворах), также теория Брёнстеда–Лоури (применимая для протонных водно-неводных систем) и теория Льюиса (основанная на донорно-акцепторных взаимодействиях, объясняющая проявление кислотных свойств координационных соединений). Примеры этих реакций приведены ранее.

Таблица 6. Сравнительная характеристика кислотно-основных теорий

Теория	Аррениуса 1887	Сольвосистем 1896–1905	Брэнстеда–Лоури 1923	Льюиса 1923	Усановича 1934
1	2	3	4	5	6
Определение кислоты	Вещество, диссоциирующее с образованием иона водорода	Катион, образующийся при диссоциации в данном растворителе	Донор протона в любой реакции	Акцептор электронной пары	Все частицы, которые могут принимать электроны, протоны или другие положительно заряженные частицы
Примеры кислот	CH ₃ COOH, H ₂ SO ₄ , HCl и т.д.	$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaNH}_2 \rightleftharpoons \text{NaCl} + 2\text{NH}_3$ кислота основание соль растворитель	В порядке усиления кислотности NH ₃ , N ₂ H ₄ , H ₂ O, C ₂ H ₅ OH, HCN, H ₂ S, CH ₃ COOH, HCOOH, HF, H ₂ SO ₄ , HNO ₃ , HClO ₄	BCl ₃ , ZnCl ₂ , FeCl ₃ , SnCl ₄ , SbCl ₅ , Fe ³⁺ , Al ³⁺	Na ⁺ , Cl ₂ , H ⁺ , BF ₃ , ē
Определение основания	Вещество, диссоциирующее в воде с образованием ОН-	Анион, образующийся при диссоциации в данном растворителе	Акцептор протона	Донор электронной пары	Все вещества, которые могут отдавать электроны, протоны или другие отрицательно заряженные частицы
Примеры оснований	NaOH, NH ₄ OH, Mg(OH) ₂	$\text{KOH} + \text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{KCl}$ кислота основание соль растворитель	В порядке усиления основности HClO ₄ , HNO ₃ , H ₂ SO ₄ , HF, HCOOH, CH ₃ COOH, H ₂ S, HCN, C ₂ H ₅ OH, H ₂ O, N ₂ H ₄ , H ₃	NH ₃ , H ₂ O, OH ⁻ , CN ⁻ , Cl ⁻	HCl, NH ₃ , OH ⁻

Окончание табл. 6

Теория	Аррениуса 1887	Сольвосистем 1896–1905	Брёнстеда–Лоури 1923	Льюиса 1923	Усановича 1934
1	2	3	4	5	6
Растворитель	Вода	Любой способный к автопротолизу (вода, аммиак, серная кислота и др.)	Любой (включая воду), но требующий переноса протона	Любая среда, включающая безрастворительные процессы	Любая среда
Ключевой процесс	Электролитическая диссоциация по воде	Автопротолиз растворителя и образование ионов растворителя	Процесс переноса протона	Образование координационной связи (перенос электронной пары)	Перенос электронов, протонов или любых заряженных частиц
Главные ограничения	Только водные растворы	Требует способность растворителя к автопротолизу	Требует наличия протона (не может объяснить кислотные свойства без наличия водорода BF_3)	Не учитывает протонную природу некоторых реакций	Стирает грань между кислотно-основными и кислотно-восстановительными реакциями
Общность теории	Слишком узкая	Обобщает теорию Аррениуса на другие растворители	Частный случай теории Льюиса	Наиболее общая из «классических» теорий	Чрезмерно широкая
Связь между теориями	Базовая с исторической точки зрения	Расширяет теорию Аррениуса на неводные растворители	Шире, чем теория Аррениуса	Включает теорию Брёнстеда–Лоури как частный случай	Включает все теории

7. Практические задания

Ответы на предлагаемые задачи можно найти непосредственно в тексте пособия, внимательно его прочитав. Пояснения к ссылкам даются в конце страницы либо в конце пособия.

1. Определить, что является кислотой и основанием Льюиса в реакциях. Объяснить почему. Для каждой пары изобразить энергетические диаграммы (см. раздел 3) $\text{NH}_3 + \text{Cl}^- \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{Cl}$; $\text{AlCl}_3 + \text{Cl}^- \rightleftharpoons [\text{AlCl}_4]^-$; $\text{PCl}_5 + \text{Cl}^- \rightleftharpoons \text{PCl}_6^-$; $\text{Ag}^+ + \text{NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$; $\text{BF}_3 + \text{F}^- \rightleftharpoons \text{BF}_4^-$.
2. Для молекул BF_3 , BCl_3 , BBr_3 , BI_3 , объяснить, почему их кислотность Льюиса различается, и расположить их в ряд по увеличению кислотности. Чем объясняются кислотные свойства этих соединений (см. раздел 3).
3. Объяснить, как меняется гибридизация атома бора при образовании аддукта с основанием, например, пиридином ($\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$). Изобразить этот процесс графически с указанием свободных атомных орбиталей и электронных пар.
4. Сравнить влияние структурного фактора и электроотрицательности заместителей на кислотность Льюиса.
5. Разобрать подробно с изображением электронографических формул, какие соединения в данных парах выступают донорами, а какие – акцепторами электронной пары: $\text{NH}_3\text{-BF}_3$, $\text{H}_2\text{O-AlCl}_3$, $\text{Cl}^-\text{-BCl}_3$, $\text{C}_5\text{H}_5\text{N-BF}_3$.
6. В следующих примерах для реакции с водой определить, где образуется стабильный аддукт, где идет бурное гидролитическое разложение с тепловым эффектом, а где происходит растворение без изменения химической структуры веществ и объяснить причину $\text{H}_2\text{O-AlCl}_3$, $\text{H}_2\text{O-SO}_3$, $\text{H}_2\text{O-Na}_2\text{O}$, $\text{H}_2\text{O-KCl}$.
7. В уравнениях реакций обозначить: кислоту-донор протона, основание-акцептор протона, сопряженную кислоту и сопряженное основание. Объяснить, почему по теории Брэнстеда кислота и основание – не только целые вещества, но и отдельные частицы на примере продуктов этих реакций $\text{H}_2\text{O} + \text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$; $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$; $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$.
8. Для каждой приведенной частицы предложить сопряженные пары и записать в виде уравнения: а) ее сопряженную кислоту, б) ее сопряженное основание. H_2O ; HSO_4^- ; NH_3 ; CO_3^{2-} ; HCO_3^- .
9. Какие из частиц: H_3O^+ ; HAsO_4^{2-} ; NH_2^- ; CO_3^{2-} ; HPO_3 могут проявлять амфотерные свойства? Составить сопряженные пары по примерам на стр. 18.
10. Указать, какие из следующих частиц могут выступать как амфотерные, а какие только как кислота или как основание, и пояснить это с точки зрения Брэнстеда–Лоури: H_2SO_4 ; F^- ; KCl ; H_2O . Записать по одному уравнению для каждого случая и условия протекания реакций.
11. Указать, какие из следующих частиц могут выступать как амфотерные, а какие только как кислота или как основание, и пояснить это с точки зрения Брэнстеда–Лоури: HSO_4^- ; Cl^- ; KF ; H_3O^+ . Записать по одному уравнению для каждого случая и условия протекания реакций.

12. Указать, какие из следующих частиц могут выступать как амфотерные, а какие только как кислота или как основание, и пояснить это с точки зрения Брэнстеда–Лоури: HSO_4^- ; NH_3 ; SO_3^{2-} ; HCO_3^- . Записать по одному уравнению для каждого случая и условия протекания реакций.
13. Записать уравнение реакции переноса протона для: HCl в водном растворе; HCl (в чистом ацетоне); CH_3COOH (в жидком аммиаке). Указать, какая частица в каждом случае является кислотой, какая – основанием по Брэнстеду–Лоури. Составить реакции.
14. Среди перечисленных частиц выбрать только те, которые могут быть только кислотами и те, которые могут быть только основаниями по теории Брэнстеда–Лоури: H_2PO_4^- , Na^+ , HNO_3 , NO_3^- . Обосновать выбор с помощью уравнений принятия или отдачи протона.
15. Среди перечисленных частиц выбрать только те, которые могут быть только кислотами и те, которые могут быть только основаниями по теории Брэнстеда–Лоури: HCO_3^- , Cl^- , HPO_4^{2-} , PO_4^{3-} . Обосновать выбор с помощью уравнений принятия или отдачи протона.
16. В чем отличие определений кислоты–основания по Аррениусу от определения по Брэнстеду–Лоури? Привести по 2 примера реакций по обеим теориям (выбрать их из данного пособия и предложить самостоятельно).
17. Привести примеры трех реакций, которые можно объяснить по Брэнстеду–Лоури в неводной среде, но нельзя объяснить по теории Аррениуса (выбрать из данного пособия и предложить самостоятельно).
18. Показать, что теория Брэнстеда–Лоури расширяет понятие кислоты/основания на любые растворители и на отдельные ионы. Взять 3 примера из данного пособия и 3 предложить самостоятельно.
19. Для каждого из предложенных растворителей указать, какие частицы будут кислотами, а какие – основаниями по теории сольвосистем: а) в жидком аммиаке, б) в уксусной кислоте. Дать пояснения, какие ионы образует растворитель.
20. Для каждого из предложенных растворителей указать, какие частицы будут кислотами, а какие – основаниями по теории сольвосистем: а) в жидком фтороводороде, б) в серной кислоте. Дать пояснения, какие ионы образует растворитель.
21. Записать уравнения автопротолиза для: воды, жидкого аммиака, уксусной кислоты, муравьиной кислоты. Определить, как изменится кислотность/основность среды при добавлении небольшого количества соли, дающей общий ион. Найти ответ в данном пособии.
22. Записать уравнения автопротолиза для: диметилформамида, гидразина, метанола. Определить, как изменится кислотность/основность среды при добавлении небольшого количества соли, дающей общий ион.
23. Записать уравнения автопротолиза для: уксусного ангидрида изопропанола, метанола. Определить, как изменится кислотность/основность среды при добавлении небольшого количества соли, дающей общий ион.

24. Для каждого из растворителей определить, как будут вести себя вещества:
а) NH_4Cl в жидком аммиаке, б) NaNH_2 в жидком аммиаке. Нужно указать, какое вещество является кислотой, основанием или солью в данной сольвосистеме, и объяснить это через протолитическое равновесие.
25. Для каждого из растворителей определить, как будут вести себя вещества:
а) CH_3COONa в ледяной уксусной кислоте, б) HClO_4 в уксусной кислоте. Нужно указать, какое вещество является кислотой, основанием или солью в данной сольвосистеме, и объяснить это через протолитическое равновесие.
26. Составить уравнения реакций нейтрализации: H_2SO_4 + пиридин в уксусной кислоте. Описать, какие продукты образуются и почему в данной среде реакция идет именно так. Какова роль уксусной кислоты?
27. Составить уравнения реакций нейтрализации: H_2SO_4 + пиридин в жидком аммиаке. Описать, какие продукты образуются и почему в данной среде реакция идет именно так.
28. Расположить вещества по возрастанию кислотности: HCl , HBr , HI в жидком аммиаке. Ответ найти в данном учебном пособии.
29. Расположить вещества по возрастанию кислотности: уксусная кислота, трихлоруксусная кислота, HClO_4 в ледяной уксусной кислоте. Ответ найти в данном учебном пособии.
30. В каком растворителе сила кислот уксусной, ортофосфорной и хлорной могут оказаться одинаковыми? Объяснить, почему сила кислоты зависит не только от строения молекулы, но и от природы растворителя.
31. Предсказать, что будет наблюдаться при добавлении в жидкий аммиак – NH_4Cl , NaNH_2 , NaCl . Для каждого случая написать, будет ли вещество усиливать кислотность, основность или не проявит заметного эффекта.
32. Предсказать, что будет наблюдаться при добавлении в ледяную уксусную кислоту – CH_3COONa , HClO_4 , CaCO_3 . Для каждого случая написать, будет ли вещество усиливать кислотность, основность или не проявит заметного эффекта.
33. Почему теория сольвосистем особенно полезна для неводных растворителей? Пояснить на примерах. В чем роль автопротолиза растворителя?
34. Чем отличается теория Аррениуса от теории сольвосистем и от теории Брэнстеда и как связана с кислотно-основными идеями Льюиса и Усановича?
35. Определить понятия кислота–основание по теории Усановича: привести по 3 примера молекул или ионов, которые в этой теории считаются кислотами, и 3 – основаниями; пояснить в 2–3 предложениях выбор для каждого примера.
36. Для заданной соли (например, NH_4Cl) показать, какие частицы при растворении будут считаться кислотами и основаниями по теории Усановича, и написать уравнения их ионного баланса в растворе.
37. Набор из 8 веществ: HCl , NH_3 , BF_3 , AlCl_3 , H_2O , CO_2 , NO_2 , CH_3COOH классифицировать как кислоты–основания по теории Усановича и по теории Аррениуса. Кратко прокомментировать расхождения.

38. Набор из 8 веществ: HCl , NH_3 , BF_3 , AlCl_3 , H_2O , CO_2 , NO_2 , CH_3COOH классифицировать как кислоты–основания по теории Усановича и по теории Брэнстеда. Кратко прокомментировать расхождения.
39. Набор из 8 веществ: HCl , NH_3 , BF_3 , AlCl_3 , H_2O , CO_2 , NO_2 , CH_3COOH классифицировать как кислоты–основания по теории сольвосистем и по теории и Брэнстеда. Кратко прокомментировать расхождения.
40. Набор из 8 веществ: HCl , NH_3 , BF_3 , AlCl_3 , H_2O , CO_2 , NO_2 , CH_3COOH классифицировать как кислоты–основания по теории Льюиса и по теории и Усановича. Кратко прокомментировать расхождения.
41. Показать, как по теории Усановича можно представить данную ионную реакцию $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}\downarrow$ как кислотно-основную и обсудить ограничения такого подхода.
42. Подробно разобрать реакцию гидролиза соли CH_3COOK и показать, какие этапы и интерпретации дает теория Усановича по сравнению с теорией Брэнстеда.
43. Показать, как по теории Усановича можно представить данную ионную реакцию $\text{CO}_2 + \text{K}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3$ как кислотно-основную и обсудить ограничения такого подхода.
44. Представить критический разбор о сильных и слабых сторонах теории Усановича: области ее применения, где она чрезвычайно общая, и указать, какие современные подходы, ее дополняют или заменяют.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Arrhenius S. The theory of electrolytic dissociation / S. Arrhenius. – Stockholm : Norstedt, 1889. – 112 p.;
2. Дей, К. Теоретическая неорганическая химия / К. Дей, Д. Селбин. – М. : Химия, 1976. – 570 с.;
3. Крешков, А. П. Аналитическая химия неводных растворов / А. П. Крешков. – М. : Химия, 1982. – 256 с.
4. Еремин, В. Физическая и коллоидная химия / В. Еремин, А. Ф. Чиркин. – М. : Высшая школа, 2002. – 511 с.
5. Основы общей химии / В. В. Еремин, А. С. Карцов, Л. Н. Сидоров [и др.]. – М.: Экзамен, 2004. – 752 с.;
6. Панкратов, А. Н. Кислоты и основания в химии / А. Н. Панкратов. – Саратов: Изд-во Саратовского университета, 2006. – 196 с.;
7. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высшая школа, 2006. – 743 с.;
8. Киселев, Ю. М. Неорганическая химия / Ю. М. Киселев. – М. : Академия, 2007. – 432 с.

Учебное издание

Луканина Татьяна Львовна

Неорганическая химия
Основы теорий кислот и оснований

Учебное пособие

Редактор и корректор Д. А. Романова
Техн. редактор М. Д. Баранова

Учебное электронное издание сетевого распространения

Системные требования:
электронное устройство с программным обеспечением
для воспроизведения файлов формата PDF

Режим доступа: http://publish.sutd.ru/tp_get_file.php?id=202016, по паролю.
- Загл. с экрана.

Дата подписания к использованию 27.08.2026 г. Рег.№ 5288/26

Высшая школа технологии и энергетики СПбГУПТД
198095, СПб., ул. Ивана Черных, 4.