

ОБ ОПРЕДЕЛЕНИЯХ ПОНЯТИЙ „КИСЛОТА“ и „ОСНОВАНИЕ“*

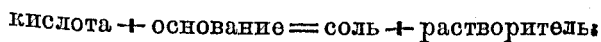
А. И. Штенштейн

Ответ на вопрос о том, какие вещества являются кислотами и основаниями и от чего зависят их характерные свойства, все время менялся с развитием химии. И до сих пор этот вопрос остался животрепещущим и дискуссионным.

Определение кислоты и основания „должно логически связывать друг с другом понятие «кислота» и «основание», освещать причину исключительного положения этих веществ и позволить определять кислоты и основания, свойства которых проявляются столь универсально в разных явлениях, вне зависимости от растворителя“.⁵ Этим требованиям удовлетворяет определение кислоты и основания как донора и акцептора протона, сформулированное в 1923 г. Лоури¹ и Брэнстедом.² На основе этого определения Брэнстед^{3—6} разработал количественную термодинамическую теорию протонного равновесия, позволяющую обобщить обширный экспериментальный материал и облегчающую планомерное исследование кислотно-основного равновесия в растворах, особенно неводных.

Однако в последнее время в литературе все чаще появляются работы, в которых высказывается неудовлетворенность теорией Брэнстеда, в частности тем „культом протона“, который характерен для нее.

Таковы, в частности, работы, базирующиеся на теории сольвосистем соединений, впервые предложенной Франклином^{7—10} и в дальнейшем видоизмененной некоторыми авторами.^{11—22} Кислоты и основания рассматриваются этой теорией как производные молекул „типового“²³ растворителя, в растворе которого они реагируют (напр. аммонийные соли и амиды металлов в жидком аммиаке). В качестве признака кислоты и основания принимается их способность реагировать друг с другом по уравнению:



Если при собственной диссоциации „типового“ растворителя образуются сольватированные протоны, теория сольвосистем соединений не вступает в конфликт с теорией Брэнстеда. Наоборот, последняя объясняет физический смысл формальной аналогии между химическими реакциями аквосоединений в воде, аммоносоединений в жидком аммиаке, тиосоединений в жидком сероводороде и т. д.

Но, когда в качестве „типового“ растворителя Джерман¹¹ принял жидкий фосген, считая хлористый алюминий фосгенкислотой, а хлористый кальций фосгенооснованием, между обеими теориями обнаружилось противоречие. Кстати заметим, что определения, предложенные Джерманом, — неудачны, так как, согласно им, галоидоводороды и другие бескислородные соединения в воде и аммонийные соли в жидком аммиаке не относятся к числу кислот, а аммиак, амины и пр. — в воде — к числу оснований.

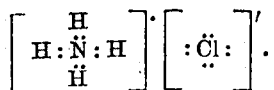
Определение Кэди и Мак Элсей¹² — более общее. Кислотами они называют вещества, при диссоциации которых образуются катионы, идентичные с катионами, образующимися при диссоциации растворителя. Основания — вещества, при диссоциации которых образуются те же анионы, что и при

* Доложено на коллоквиуме Физ.-хим. инст. им. Карпова 22 февраля 1939 г.

** Франклин называет его „parent-solvent“.

диссоциации растворителя. Очевидно, что это определение предусматривает существование апротонных кислот в апротонных растворителях (например в жидкой двуокиси серы $2\text{SO}_2 \rightleftharpoons \text{SO}^+ + \text{SO}_3^-$ кислота — SO^+Cl_2 , основание — K_2SO_3). Многочисленные работы Яндера¹⁴⁻²⁰ посвящены экспериментальной разработке этой точки зрения.

Не изменяя сущности определений и не внося в них ничего принципиально нового,* Виккерт²¹ воспользовался представлениями октетной теории, не избегав, однако, при этом противоречий. Например он считает кислотами аммонийные соли, растворенные в жидком аммиаке. Но это не согласуется с его определением кислоты, так как центральные атомы обоих ионов имеют завершенную электронную оболочку из восьми электронов, например:



Наконец, Смит²² пользуется терминологией теории кислот и оснований Льюиса, но, в сущности, близок к представлениям Джермана.

Ряд авторов, особенно Франклин и Яндер с сотрудниками, осуществил много реакций в жидком аммиаке, жидкой двуокиси серы и других неводных растворителях, руководствуясь аналогией между сольвосоединениями и аквосоединениями. В этом — несомненный успех и положительное значение теории сольвосистем соединений. Но ни одно из определений кислот и оснований, предложенных в рамках этой теории, не может нас удовлетворить.

Предполагая, что признаком кислот и оснований является их способность реагировать с образованием соли и растворителя, допускают некоторое логическое противоречие, на которое указал Брønстед^{4, 23}. Еще важнее то, что этот критерий не удовлетворяет фактам проявления кислотных и щелочных свойств (изменение окраски индикаторов, катализ реакций, возможность потенциометрического титрования с водородным электродом) в таких неионизированных растворителях, как бензол. Вообще, теория сольвосистем соединений не предусматривает существования кислот и оснований в этих растворителях. Теория не предусматривает также существования протонных кислот в ионизированных апротонных растворителях. Неправильность этого была нами²⁴ показана на примере жидкой двуокиси серы как растворителя.

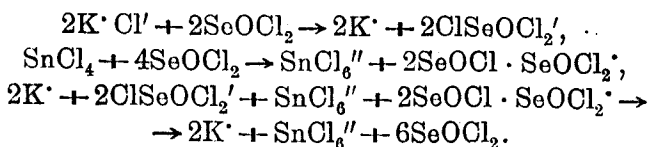
Еще Ганч доказал и другие авторы подтвердили,⁴ что кислотами и основаниями могут быть как ионы, так и неионизированные молекулы. Несмотря на это, Виккерт²¹ и др. подчеркивают, что кислоты и основания состоят из частиц разного знака, связанных между собой электростатическими силами.**

Каждая кислота и основание считаются специфичными только для растворителя, в качестве производных которого они рассматриваются, вследствие чего эта теория принципиально не может предвидеть поведение кислот и оснований и особенности кислотно-основного равновесия в зависимости от свойств кислоты, основания и растворителя.

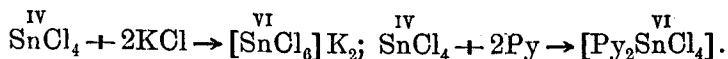
Следует также указать, что причисление ряда веществ к сольвосоединениям недостаточно обосновано. Все соединения, находящиеся в растворе, можно считать сольватированными, и поэтому реакцию между ними легко изобразить как протекающую по схеме реакции нейтрализации. Например, согласно Смигу,²² реакция между хлористым калием и четыреххлористым оловом в растворе хлороксида селена протекает по уравнениям:

* Мы имеем в виду „частную“ формулировку определений Виккерта применительно к „водоподобным“ растворителям.

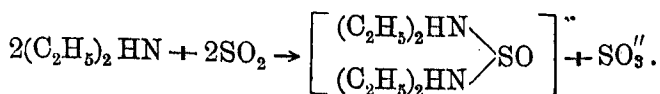
** В этом отличие „общей“ формулировки определений Виккерта от определений Льюиса (1923 г.).



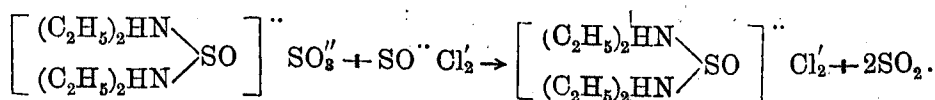
Но известно,²⁵ что $SnCl_4$ и KCl (или пиридин) реагируют и в других условиях. Реакция объясняется координационной ненасыщенностью атома олова:



Яндер и Виккерт¹⁴ изображают реакцию между тионилхлоридом и диэтиламино, протекающую в жидкой двуокиси серы, как реакцию между сольвокислотой — тионилхлоридом и сольвооснованием — тионил-ди-(диэтиламмоний)-сульфитом. Последний образуется в результате взаимодействия амина с растворителем:

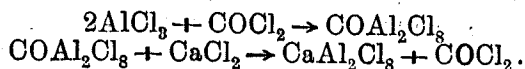


Реакция нейтрализации:



Известно,²⁶ что то же соединение образуется при реакции диэтиламина с тионилхлоридом в эфирном растворе.

Хлористый алюминий — фосгенокислота и хлористый кальций — фосгенооснование Джермана реагируют друг с другом не только в жидком фосгене, но и в расплаве с образованием соединения $AlCl_3 \cdot CaCl_2$.²⁷ Следовательно, для того чтобы объяснить эту реакцию, нет необходимости писать ее уравнение следующим образом:



Образование молекул растворителя не характерно для упомянутых реакций. Поэтому необоснованно считать реагирующие вещества сольвокислотой и сольвооснованием. Растворитель функционирует как среда, в которой устойчивы соответствующие соединения.

Обоснованно можно называть вещество сольвокислотой или сольвооснованием, если известно, как диссоциируют молекулы растворителя, и доказано, что при растворении в нем данного вещества образуются ионы, общие с ионами растворителя. Вследствие незначительной диссоциации растворителя сольвокислота и сольвооснование будут реагировать друг с другом.

Как всякая классификация, выделение группы веществ в качестве кислот и оснований условно и зависит от того, какие признаки положены в основу определения. Выше мы привели соображения, показывающие, что теория сольвосистем соединений не пригодна в качестве основы для определения понятия кислоты и основания, примененного для любых растворов. Поэтому и вывод из теории о существовании апротонных кислот в апротонных растворителях сам по себе еще недостаточен для того, чтобы такие вещества признать кислотами.

Льюис ставит вопрос об апротонных кислотах гораздо шире, чем теория сольвосистем соединений. В недавно вышедшей работе²⁸ он пишет: „Ограничение группы кислот такими соединениями, которые содержат водород, столь же мешает систематическому пониманию химии, как ограничение окислителей — веществами, содержащими кислород“.

Льюис находит, что предложенное им в 1923 г.²⁹ определение основания и кислоты как донора и акцептора пары электронов вполне оправдало себя и помогает пониманию существа этих двух групп веществ и причины реакции между ними. Но одновременно Льюис пишет: „Было бы неправильно определять такие важные понятия, как кислота и основание, при помощи в известной мере гипотетической структуры, предусматривающей пару электронов“. Поэтому он считает, что „целесообразно такое определение, которое основано на поведении этих веществ при химических реакциях и не зависит от теории молекулярной структуры“. Льюис ограничивается, однако, тем, что приводит феноменологические признаки кислот и оснований (которые мы обсудим ниже), но не дает точного определения понятий.

По мнению Льюиса, атомы сравнительно небольшого числа элементов (азота, кислорода, галогенов, отчасти углерода) придают веществам свойства оснований. Основаниями могут быть молекулы органических веществ (амины, ацетон, эфир и др.), анионы кислот, атомы аргона. Все перечисленные вещества (кроме аргона) способны присоединять протон. Поэтому в отношении того, какие вещества считать основаниями, точка зрения Льюиса и Брэнстеда — близки. Но как указывалось, они резко расходятся в отношении кислот.

Льюис полагает, что почти все элементы могут функционировать в качестве кислот, может быть, за исключением высших членов группы щелочных и щелочно-земельных металлов и редких газов. В качестве примера кислот Льюис называет Ag^+ , Li^+ , O , SO_3 , BCl_3 , SnCl_4 , CO_2 , SO_2 и др.

Согласно Льюису, понятия „кислота“ и „основание“ могут быть распространены на органические радикалы. Некоторые вещества приобретают свойства кислот и оснований в энергетически возбужденном состоянии.

Теперь рассмотрим, удовлетворяют ли перечисленные вещества признакам кислот и оснований, предложенным Льюисом, а также насколько можно руководствоваться этими признаками для того, чтобы отнести вещества к кислотам или основаниям, если не касаться их электронной структуры.

1. „Когда кислота и основание могут соединяться, процесс соединения, или нейтрализация, протекает быстро“. Не все „обобщенные“ кислоты и основания могут реагировать друг с другом.

Возьмем несколько пар кислот и оснований Льюиса, напр. $\text{O} + \text{Cl}^+$, $\text{Li}^+ + \text{Ag}^+$; насколько нам известно, такие вещества не реагируют. Некоторые из перечисленных Льюисом реакций нейтрализации, напр. реакции нейтрализации „вторичных“ кислот и оснований, взаимодействие S^+ с фенолфталеном, протекают с измеримой скоростью, т. е. требуют энергии активации.

2. „Кислоты и основания могут вытеснять более слабые кислоты и основания из их соединений“. Льюис несколько раз подчеркивает, что полнота реакции, определяемая относительной силой кислоты и основания, в высокой степени зависит от индивидуальных, специфических особенностей каждой кислоты и каждого основания. В настоящее время предсказать особенности этого специфического взаимодействия далеко не всегда возможно, что вполне естественно, принимая во внимание крайнее разнообразие химической природы „обобщенных“ кислот и оснований.

Льюис считает принципиально невозможным расположить кислоты и основания по признаку их относительной силы. В таком случае совершенно непоследовательно принимать такой признак в качестве определяющего, не говоря уже о практических трудностях, возникающих при установлении возможности вытеснения многих „обобщенных“ кислот и оснований из их соединений.

3. „Кислоты и основания могут быть оттитрованы с применением индикаторов, веществ обычно окрашенных“. Способность индикаторов изменять окраску при действии кислот и оснований обычно вызвана тем, что индикаторы реагируют с ними, будучи сами основаниями и кислотами. Соображения, высказанные относительно специфичности „обобщенных“ кислот, остаются в силе и применительно к индикаторам. Поэтому реакции,

осуществимость которых меняется от случая к случаю (что подтверждается опытами, изложенными в работе Льюиса), не пригодны в качестве признака для того, чтобы причислить вещество к кислотам или основаниям. Заметим также, что для многих веществ, которые Льюис называет кислотами и основаниями, трудно, а в некоторых случаях и невозможно, подобрать цветные индикаторы, в присутствии которых они могли бы быть оттитрованы. Таковы, например, реакция между BCl_3 и Ag , между катионами и анионами ($\text{Li}^+ + \text{Cl}^-$) и т. д.

4. „Кислоты и основания играют чрезвычайно важную роль в протонировании химических процессов, действуя в качестве катализаторов“. Этот признак в еще меньшей мере, чем предыдущий, пригоден для отбора „обобщенных“ кислот и оснований. Применимость же его к большинству из названных Льюисом соединений может быть проверена лишь в результате длительной исследовательской работы, для которой к тому же трудно наметить путеводные линии.

Итак, в работе Льюиса отсутствует четкое определение понятий „кислота“ и „основание“, базирующееся на их химических реакциях. Феноменологические признаки кислот и оснований, предложенные Льюисом, не согласуются с его представлением об индивидуальной специфичности реакций каждой пары кислот и оснований. Часть „обобщенных“ соединений (принцип отбора которых не вполне ясен и уж во всяком случае недостаточно определен) не удовлетворяет этим признакам. Все это в известной мере обесценивает чрезвычайно содержательную и интересную работу Льюиса.

Работа Усановича³² также посвящена пересмотру определений кислоты и основания.

Дефектом теории Брэнстеда Усанович считает не только то, что она не предусматривает апротонных кислот, но и то, что она отказывается признать солеобразование необходимым следствием взаимодействия между кислотой и основанием. В этой части критика не вполне последовательна, так как Усанович сам признает, что не при всех реакциях кислоты с основанием (напр. при реакции иона лиония и лиата*) образуется соль.

Усанович приписывает непоследовательность теории Брэнстеда. Одна соль — NH_4Cl , указывает он, состоит из кислоты NH_4^+ и основания Cl^- , т. е. нейтральна. Другая же соль NaCl , будучи тоже нейтральна, согласно теории Брэнстеда содержит основание Cl^- , но лишена кислоты. В действительности же, по Брэнстеду, кислотно-основное взаимодействие возможно только как двойное буферное равновесие. Если вещество реагирует как кислота, то в системе обязательно присутствует корреспондирующее ей основание. Проявление основных свойств вещества приводит к появлению корреспондирующей кислоты. Таким образом противоречие, указанное Усановичем, — чисто формальное.** Ион аммония — потенциальная кислота, так же как и ион Cl^- — потенциальное основание. Но ни в сочетании с ионом NH_4^+ , ни в сочетании с ионом Na^+ основные свойства Cl^- не проявились, поскольку корреспондирующая кислота HCl отсутствует.

Чтобы избежать этого чисто формального противоречия, а также включить в единую схему реакции с протонными и апротонными кислотами, Усанович рассматривает все ионы металлов как кислоты. Согласно его определению кислоты — вещества, отдающие катионы или присоединяющие анионы, а основания — вещества, отдающие анионы или присоединяющие катионы.***

Усанович считает нужным сделать дальнейший шаг по пути формальных обобщений. Окислительно-восстановительные процессы, по его мнению, лишь

* Терминология Бьеррума.³³

** Тем более, что применять понятие „нейтральность“ к соли навряд ли вообще целесообразно. Например раствор NH_4Cl в жидком аммиаке и даже в воде обладает кислотными свойствами по причине, объясняемой теорией Брэнстеда.

*** Термин катион и анион Усанович толкует расширительно. Например CH_3J — кислота, так как отдает катион CH_3^+ . На основании этого определения каждая соль — вещество не только нейтральное, но и амфотерное.

частный случай кислотно-основного взаимодействия ($\text{Na} + \text{Cl} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$). Еще раз повторим, что можно условиться любым образом определять кислоты и основания и согласно определению классифицировать вещества. Но чрезмерно широкая трактовка кислотно-основных процессов, сведение их к миграции любых электрически заряженных частиц, несомненно, лишает понятия „кислота“ и „основание“ содержания, характерного для них.

С первого взгляда точки зрения Льюиса и Усановича близки. Например оба автора принимают, что катионы металлов — кислоты.* Но в то время как Усанович обосновывает это положение формальным соображением — нейтральностью соли, Льюис исходит из факта существования реакций между ними и типичными основаниями или же из наличия связи, образованной за счет пары электронов аниона. В противоположность Усановичу Льюис считает, что не все ионы металлов (а также четвертично-замещенные ионы аммония) — кислоты, как и не все анионы (например ClO^-) — основания. В отличие от Усановича Льюис признает, что не всякую реакцию между кислотой и основанием можно изобразить по схеме двойного буферного равновесия, которую вслед за Брэнстедом использует Усанович. Таковы реакции между электронейтральной кислотой и основанием, при которых получаются соединения, состоящие не из ионов [например $\text{Ag} + \text{BCl}_3 \rightarrow \text{AgBCl}_3$; $(\text{CH}_3)_3\text{N} + \text{O} \rightarrow (\text{CH}_3)_3\text{NO}$].

Заметим, что теория сольвосистем соединений вытекает как частный случай из обеих теорий.

Все три теории считают теорию Брэнстеда уже пройденным этапом в виду того, что она не может предусмотреть существования апротонных кислот.

Экспериментальный материал, приведенный в работе Льюиса, убедительно говорит о сходстве свойств некоторых апротонных соединений и протонных кислот (так, напр., BCl_3 , SnCl_4 изменяют окраску индикаторов и каталитически активны).

Изучая индикаторы в жидкой двуокиси серы и жидком аммиаке и сопоставляя литературные данные относительно реакций нитросоединений с основаниями, мы^{30, 31} независимо также пришли к выводу о существовании индикаторного равновесия, в котором роль кислот играют апротонные соединения.

Усанович³² обратил внимание на то, что кривая электропроводности раствора хлористого мышьяка в эфире близко напоминает кривые электропроводности протонных кислот в этом растворителе. В обоих случаях электропроводность объясняется образованием соединения с растворителем. В этом соединении треххлористый мышьяк занимает место кислоты.

Приведенные и другие факты позволяют считать несомненным, что ряд характерных свойств протонных соединений (реакция с индикаторами, катализ, электропроводность) может быть обнаружен и в растворах апротонных соединений.

Легко заметить, и это отмечалось в литературе,^{28, 31, 32} что такие свойства обнаруживают соединения, содержащие координационно-ненасыщенный атом. Колоссальное количество примеров реакций, подобных тем, которые рассматривались как реакции основания с апротонной кислотой, можно найти в книгах Вернера²⁵ и Пфееффера.³⁴ Сам Вернер неоднократно проводил аналогию между реакциями комплексообразования и кислотно-основным взаимодействием.

Последнее время свойства апротонных аналогов кислот стали изучать несколько шире (отношение к индикаторам, катализ, электропроводность), чем прежде, и это позволило углубить аналогию.

Эта аналогия обусловлена тем, что и протон координационно-ненасыщен в момент проявления веществом кислотных свойств.

Любая, даже самая совершенная, классификация не может охватить все богатство явлений природы. Существуют переходные формы, которые труднее

* Кстати отметим, что по Брэнстеду все катионы, сольватированные молекулами растворителя, способные отдавать протоны, — кислоты.

всего поддаются определению. По существу этим обстоятельством вызвана дискуссия последних лет по вопросу о кислотах и основаниях.

В виду того, что водород — только один из многих элементов периодической системы, естественно, что характерные для него свойства в большей или меньшей степени проявляются и другими элементами. Но, с другой стороны, водород занимает совершенно исключительное положение в периодической системе. Это исключительное положение протона закономерно подчеркнуто в теории Брэнстеда.

На самом деле, на ряду со сходством между протонным и апротонным кислотно-основным равновесием, от случая к случаю более или менее близким или отдаленным, налицо и различие, достаточно серьезное, чтобы протонные кислоты выделить в особый класс соединений.

Как уже указывалось, при взаимодействии апротонных кислот с основаниями обнаруживаются индивидуальные особенности реакции, специфичные для каждой пары кислот и оснований, наличие которых справедливо подчеркивает Льюис. Поэтому его „обобщенные“ кислоты не всегда удовлетворяют признакам, которые он принимает в качестве характерных для кислот.*

Как правило, эти признаки оправдываются в качестве группового отличия протонных кислот. Например, изучая кислотно-основное равновесие в жидком аммиаке, мы неоднократно убеждались в том, что если соединение удовлетворяет одному из признаков кислоты, то обычно для него справедливы и остальные признаки. Так, соединения, химически реагирующие с основаниями, катализируют определенные типы реакций и изменяют окраску соответствующих индикаторов.³¹ То же справедливо и для растворов кислот в других растворителях.

Наименование „кислота“ мы считаем целесообразным сохранить для протонных соединений, не распространяя его на всю область комплексных соединений, для того чтобы не лишать понятия четкости и определенности его химической характеристики.

Поэтому мы не считаем своевременным отказаться от определений Брэнстеда, удачных во многих отношениях. Они правильно выделяют протолитические реакции среди других химических реакций. Они подчеркивают, что понятие „кислота“ и „основание“ нельзя закреплять за конкретным веществом вне зависимости от условий, в которые оно поставлено.

Мы признаем наличие апротонных кислотоподобных соединений, свойства которых близки к свойствам протонных кислот. Их химическим признаком следует считать способность участвовать в таком равновесии с основанием, которое может смещаться при введении протонной кислоты.

Работа Льюиса своевременно обращает внимание на необходимость и плодотворность более детального изучения кислотоподобных соединений.

Выводы

1. Критически рассмотрены определения понятий „кислота“ и „основание“, предложенные в рамках теории сольвосистем соединений и теорий Льюиса, Усановича и Брэнстеда.

2. В теории Брэнстеда правильно подчеркнуты исключительное положение водорода в периодической системе и своеобразие протолитических реакций.

3. На ряду с протонными кислотами существуют апротонные кислотоподобные вещества, способные участвовать в кислотно-основном равновесии на ряду с протонными кислотами. Сходство с кислотами обусловлено их координационной ненасыщенностью.

* Укажем также, что при апротонном кислотно-основном взаимодействии реакция нередко становится (при определенных условиях) необратимой.

ЛИТЕРАТУРА

1. T. M. Lowry. *Chem. Ind.*, 42, 43 (1928).—2. J. Brönsted. *Rec.*, 42, 718 (1923).—3. J. Brönsted. *J. phys. Chem.*, 30, 777 (1926).—4. J. Brönsted. *Ber.*, 61, 2049 (1928).—5. J. Brönsted. *Z. ang. Ch.*, 43, 229 (1930).—6. J. Brönsted. *Z. phys. Chem.*, 169, 52 (1934).—7. E. Franklin. *J. Am. Soc.*, 27, 820 (1905).—8. E. Franklin. *J. Am. Chem.*, 47, 287 (1912).—9. E. Franklin. *J. Am. Soc.*, 46, 2137 (1924).—10. E. Franklin. *Nitrogen System of Compounds*.—11. A. G. German. *J. Am. Soc.*, 47, 2461 (1927).—12. H. P. Cady a. M. Mc. Elsey. *J. Chem. Educ.*, 5, 1425 (1928); *Zll.*, 1, 226 (1929).—13. L. F. Audrieth. *Z. phys. Chem.*, 165, 323 (1923).—14. G. Jander u. K. Wickert. *Z. phys. Chem.*, 178, 55 (1936).—15. K. Wickert u. G. Jander. *Ber.*, 70, 251 (1937).—16. G. Jander u. D. Ullmann. *Z. anorg. Chem.*, 230, 405 (1937).—17. G. Jander, H. Knoll u. H. Immig. *Z. anorg. Chem.*, 232, 233 (1937).—18. G. Jander u. H. Immig. *Z. anorg. Chem.*, 233, 295 (1937).—19. K. Wickert. *Z. Elektrochem.*, 44, 410 (1937).—20. G. Jander. *Naturwiss.*, 2, 779, 793 (1938).—21. K. Wickert. *Z. phys. Chem.*, 178, 361 (1937).—22. G. B. L. Smith. *Chem. Rev.*, 23, 165 (1938).—23. J. Brönsted. *Chem. Rev.*, 5, 231 (1928).—24. А. Шатенштейн. *Ж. физ. хим.*, 10, 766 (1937).—25. А. Вернер. *Новые воззрения в области неорганической химии*, 95, 97, 164, 404.—26. A. Michaelis. *Ber.*, 28, 1012 (1895).—27. Gmelin. *Handbuch d. anorg. Chemie*, Aluminum, 549.—28. G. N. Lewis. *J. Frankl. Inst.*, 226, 293 (1938).—29. G. N. Lewis. *Valence and Structure of Atomes and Molecules* (1927).—30. А. Шатенштейн. *Ж. физ. хим.*, 10, 766 (1937).—31. А. Шатенштейн. *Ж. физ. хим.*, 13, 366 (1939).—32. М. Усанович. *Доклад в физ. хим. институте им. Карпова*.—33. N. Bjerrum. *Chem. Rev.*, 16, 287 (1935).—34. P. Pfeffer. *Organische Molekülverbindungen*.

Поступило в Редакцию

28 февраля 1939 г.