

## SUPERACIDS

V. D. SHTEINGARTS

*The paper is an introduction into a new chapter of chemistry which appeared due to the discovery and exploration of the structure and properties of substances possessing superhigh acidity. They are promising for new reactions to be found and new approaches to be developed in synthesis and catalysis.*

**Статья является введением в раздел химии, возникший с открытием и изучением строения и свойств соединений, обладающих сверхвысокой кислотностью и перспективных в отношении обнаружения новых явлений в химии и развития новых подходов в синтезе и катализе.**

## СУПЕРКИСЛОТЫ

В. Д. ШТЕЙНГАРЦ

Новосибирский государственный университет

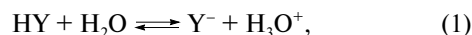
### ВВЕДЕНИЕ

В огромном многообразии типов реакционной способности химических соединений выделяются те, которые пронизывают всю химию, составляя сущность наиболее общих, фундаментальных представлений. К ним относятся представления о кислотах и основаниях. Ассоциирующаяся с ними способность к кислотно-основному взаимодействию в той или иной степени присуща любым химическим соединениям, поскольку порождается самой природой ядер и электронов.

Кислоты играют в химии ключевую роль как реагенты и катализаторы. Статья вводит читателя в раздел химии, возникший в последнее время в связи с открытием, изучением строения и свойств в высшей степени активных соединений этого класса — сверхсильных кислот или суперкислот (superacids). Необходимые для понимания основы теории кислот имеются в доступной учебно-методической литературе и статье [1].

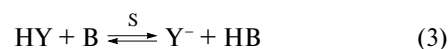
### ПРОТОННЫЕ СУПЕРКИСЛОТЫ

Для сравнения силы кислот традиционно используется шкала значений  $pK_a$  [1], основанная на определении положения равновесия диссоциации кислоты НУ в разбавленном водном растворе:



$$pK_a = -\lg K_a; \quad K_a = \frac{[\text{Y}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HY}]} \quad (2)$$

Очевидно, что таким способом невозможно сравнивать силу кислот, полностью диссоциирующих в воде. Последняя играет в кислотно-основном взаимодействии (1) двоякую роль основания и растворителя. Совокупность свойств, проявляемых водой в обоих этих качествах, характеризует ее основность как среды, и, чтобы такое сравнение стало возможным, необходима менее основная среда. При этом в общем случае в качестве основания (В) и растворителя (S) могут выступать разные компоненты системы:



В общем случае для сравнения силы кислот НУ в фиксированной системе основание–растворитель

(B + S) может быть использована предложенная Гамметом функция кислотности  $H_0$  [2]:

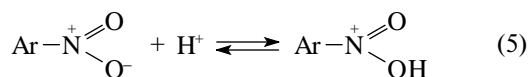
$$H_0 = -\log \frac{a_{\text{H}^+} f_{\text{B}}}{f_{\text{BH}^+}} = pK_{\text{BH}^+} - \log \frac{C_{\text{BH}^+}}{C_{\text{B}}}, \quad (4)$$

$$pK_{\text{BH}^+} = -\log K_{\text{BH}^+}; \quad K_{\text{BH}^+} = \frac{a_{\text{H}^+} a_{\text{B}}}{a_{\text{BH}^+}} = \frac{a_{\text{H}^+} f_{\text{B}} C_{\text{B}}}{f_{\text{BH}^+} C_{\text{BH}^+}},$$

$a$  – активность,  $f$  – коэффициент активности,  $C$  – концентрация, и  $a = fC$ .

Поскольку сила кислот изменяется в широких пределах, невозможно обойтись одним основанием В и по мере увеличения силы кислоты приходится использовать все более слабое основание, с тем чтобы избежать его полного протонирования и получить определяемое экспериментально значение  $C_{\text{BH}^+}/C_{\text{B}}$ . Для того чтобы на этой основе построить единую для широкого круга кислот шкалу значений  $H_0$ , необходимо выполнение некоторых условий.

Во-первых, отношение  $f_{\text{B}}/f_{\text{BH}^+}$  должно быть практически постоянным, а для этого все используемые основания должны быть структурно подобны. В качестве таковых выбраны производные нитробензола, основность которых в общем виде отражается уравнением (5) и в целом подходит для их использования как стандартных оснований применительно к сильным кислотам:



Варьированием расположения и числа нитрогрупп и иных заместителей в бензольном кольце ее можно изменять в широких пределах (свыше 20 порядков для более чем 30 соединений, из которых наиболее сильным основанием является 3-нитроанилин и наиболее слабым – 2,4,6-тринитротолуол) с тем, чтобы подогнать под значение, оптимальное для кислоты практически любой силы. Кроме того, их оптические свойства, в первую очередь цветность, изменяются при протонировании, то есть при переходе от основания В к кислоте  $\text{BH}^+$ . Последнее означает, что они ведут себя как классические кислотно-основные индикаторы, и позволяет использовать для измерения величин  $C_{\text{BH}^+}/C_{\text{B}}$  высокочувствительные оптические методы.

Во-вторых, для каждого индикатора необходимо знать величину  $pK_{\text{BH}^+}$ . Из уравнения (4) ясно, что применительно к равновесию (1), при том, что в разбавленном водном растворе коэффициент активности  $f = 1$ ,  $H_0 = \text{pH}$  и, таким образом,  $pK_{\text{BH}^+} = \text{pH} + \log(C_{\text{BH}^+}/C_{\text{B}})$ . Какой-либо из наиболее основных индикаторов ( $\text{B}^1$ ) позволяет получать величины  $\log(C_{\text{B}^1\text{H}^+}/C_{\text{B}^1})$  и соответственно  $pK_{\text{B}^1\text{H}^+}$  для разбавленных водных растворов. Отталкиваясь от

этой величины, аналогичную характеристику для менее основного индикатора ( $\text{B}^2$ ) в кислотной системе, позволяющей осуществить измерения величин  $C_{\text{BH}^+}/C_{\text{B}}$  для обоих индикаторов, можно найти по уравнению

$$pK_{\text{B}^1\text{H}^+} - pK_{\text{B}^2\text{H}^+} = \log \frac{C_{\text{B}^1\text{H}^+}}{C_{\text{B}^1}} - \log \frac{C_{\text{B}^2\text{H}^+}}{C_{\text{B}^2}} \quad (6)$$

Таким образом найдены значения  $pK_{\text{BH}^+}$  для полного набора индикаторов. Каждый из них охватывает всего примерно две единицы величины  $H_0$ . Однако соответствующие им интервалы величин  $H_0$  перекрываются, что позволяет построить непрерывную шкалу силы кислот, изменяющейся в очень широких пределах.

Принято, что область суперкислот простирается от 100%-ной серной кислоты, для которой  $H_0 = -12$ , в область более отрицательных значений  $H_0$ . Более сильной является хлорная кислота  $\text{HClO}_4$ , водные растворы которой могут достигать величины  $H_0 = -13$ . Примерно столь же сильной является хлорсульфоновая кислота ( $H_0 = -13,8$ ). К сожалению, реакция  $\text{SO}_3 + \text{HCl} = \text{HSO}_3\text{Cl}$  обратима, а продукты разложения хлорсульфоновой кислоты –  $\text{SO}_3$  и  $\text{HCl}$  – могут при ее использовании инициировать нежелательные побочные превращения.

Едва ли не самой сильной среди простых брэнстедовских кислот (о комплексных кислотах см. ниже) является фторсульфоновая кислота  $\text{HSO}_3\text{F}$ :  $H_0 = -15,1$ . Она имеет широкий температурный интервал пребывания в жидком состоянии (от  $-89^\circ$  до  $163^\circ\text{C}$ ), меньшую, чем у серной кислоты, вязкость, легко получается по реакции  $\text{SO}_3$  и  $\text{HF}$  и вполне устойчива при изоляции от влаги, вызывающей ее гидролиз с образованием серной кислоты и фтористого водорода.

Самой сильной среди известных органических кислот является трифторметансульфокислота  $\text{CF}_3\text{SO}_3\text{H}$  ( $H_0 = -14,1$ ). Это стабильная, гигроскопичная жидкость с тем же, что у  $\text{HSO}_3\text{F}$ , температурным интервалом пребывания в этом состоянии. Наибольшее применение нашел способ ее получения электрохимическим фторированием (электролиз раствора органического соединения и электролита в безводном фтористом водороде) метансульфокислоты  $\text{CH}_3\text{SO}_3\text{H}$ .

Может сложиться впечатление, что существует предел силы кислот, близкий к  $H_0 = -16$ . Однако такой предел если и существует, то в области гораздо больших по абсолютной величине значений  $H_0$ . Ими характеризуются соединения, которые образуются при взаимодействии протонных кислот с сильными кислотами Льюиса и могут быть отнесены к комплексным протонным кислотам.

## СУПЕРКИСЛОТЫ ЛЬЮИСА И КОМПЛЕКСНЫЕ СУПЕРКИСЛОТЫ

Универсальной меры силы кислот Льюиса (см. [1]), подобной шкале  $H_0$  для бренстедовских кислот, нет, и возможна лишь качественная оценка, характеризующая способность к формированию донорно-акцепторной связи в качестве акцептора электронов. Тем не менее представление о суперкислотах распространено и на соединения этого типа: таковыми считаются кислоты Льюиса, более сильные, чем хлористый алюминий. В контексте данной статьи в качестве донорно-акцепторного взаимодействия, характеризующего силу кислот Льюиса, естественно рассматривать их координацию с протонными кислотами, имеющими атомы с неподеленными парами электронов, а потому выступающими в этом взаимодействии в роли оснований Льюиса:



Соединение  $HY-A$ , которое может быть названо комплексной кислотой (в отличие от простых кислот), является более сильной бренстедовской кислотой, чем  $HY$ , в первую очередь из-за того, что в анионе  $Y-A^-$ , образующемся при диссоциации комплексной кислоты по уравнению (8), отрицательный заряд распределен по большему объему, чем в анионе  $Y^-$ , образующемся при диссоциации кислоты  $H-Y$  по уравнению (3). В результате в первом случае сродство к протону или основность аниона меньше, чем во втором, протон слабее удерживается в комплексной кислоте  $HY-A$ , чем в простой кислоте  $HY$ ,



Если выбрать некую кислоту  $HY$  в качестве стандартной, то для некоторых соединений  $A$ , не претерпевающих при взаимодействии с ней каких-либо побочных превращений, можно установить относительную силу льюисовской кислотности. В качестве ее меры могут служить величина  $H_0$  или иное коррелирующее с ней свойство (электропроводность, каталитический эффект в модельных реакциях, подверженных кислотному катализу, некоторые спектральные характеристики) для соответствующих кислот  $HY-A$ . Например, для таких кислот Льюиса, как фториды элементов  $MF_x$ , в качестве стандартной кислоты удобно использовать фтористый водород или фторсульфовую кислоту. В этом случае образование комплексной кислоты описывается уравнением (9), в котором  $Y = F$  или  $SO_3F$ ,



Судя по свойствам протонных кислот  $HM_mF_{mx+1}$  (случай  $Y = F$ ), относительная сила кислот Льюиса  $MF_x$  отражается последовательностью  $SbF_5 > AsF_5 > TaF_5 > VF_5 > NbF_5 > PF_5$ . Для фиксированного соединения  $MF_x$  кислотность его растворов в кислоте  $HY$  зависит от природы последней и концентрации

раствора. Так, кислотности смесей  $HF-SbF_5$  (1 : 1),  $HF-SbF_5$  (9 : 1),  $HSO_3F-SbF_5$  (1 : 1) и  $HSO_3F-SbF_5$  (5 : 1) относятся как  $500 : 1 : 10^{-1} : 10^{-5}$ .

Для понимания свойств суперкислот Льюиса и характера их взаимодействия с протонными кислотами, резко усиливающего силу последних, показательно рассмотрение пятифтористой сурьмы  $SbF_5$  — компоненты наиболее сильных из известных комплексных кислот, а потому наиболее сильной кислоты Льюиса. Это вязкая, примерно как глицерин, жидкость из-за ее полимерной структуры, формирующейся в результате кислотно-основного взаимодействия молекул  $SbF_5$  друг с другом таким образом, что атом фтора одной молекулы своей неподеленной парой электронов (основная функция) присоединяется к атому сурьмы другой молекулы (кислотная функция) (рис. 1). В этой структуре атомы фтора занимают вершины, а атом сурьмы — центр октаэдра. Примыкающие друг к другу октаэдры имеют общую вершину, а занимающий ее атом фтора образует мостик между атомами сурьмы. Тенденция к такой ассоциации столь велика, что даже в газовой фазе обнаруживаются частицы  $Sb_3F_{15}$  (при  $150^\circ C$ ) и  $Sb_2F_{10}$  (при  $250^\circ C$ ).

$SbF_5$  взаимодействует с водой, образуя твердый дигидрат — комплексную кислоту  $H_3O^+SbF_5OH^-$ . В результате вода, будучи слабой протонной кислотой, координируясь как основание с кислотой Льюиса, трансформируется в сильную протонную кислоту. Подобным образом  $SbF_5$  образует комплексы практически с любыми молекулами, в составе которых имеются атомы с неподеленными парами электронов.

Описанные особенности строения и химического поведения  $SbF_5$  в той или иной степени типичны для кислот Льюиса. Для нашего рассмотрения важным является усиление бренстедовской кислотности, показанное на примере координации воды с  $SbF_5$ . Поскольку небольшие количества координированной воды всегда присутствуют, химическое поведение, в том числе и каталитические эффекты кислот Льюиса, включает и эффекты содержащихся в них протонных кислотных центров. Если же в

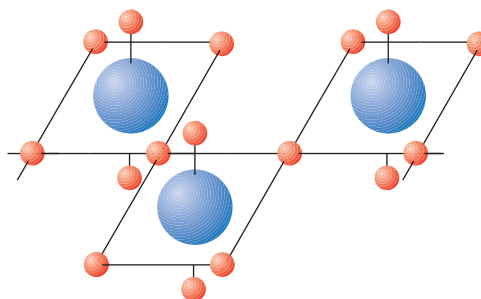


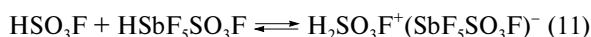
Рис. 1. Полимерная структура пятифтористой сурьмы

реакцию (6) вовлекаются заведомо сильные протонные кислоты, такие как HF, HCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> и HSO<sub>3</sub>F, то образующиеся комплексные кислоты являются суперкислотами.

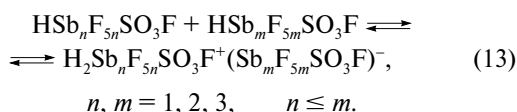
Пожалуй, наиболее известным примером комплексной суперкислоты является олеум. В этом случае роль кислоты Льюиса играет серный ангидрид SO<sub>3</sub>, а образующаяся при его взаимодействии с H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> кислота H<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>7</sub> является суперкислотой, поскольку имеет значение H<sub>0</sub> = -14,5. Кислоты HAlCl<sub>4</sub> и HBF<sub>4</sub>, продукты взаимодействия соответственно HCl с AlCl<sub>3</sub> и HF с BF<sub>3</sub>, имеют значения H<sub>0</sub> = -15...-16.

Весьма интенсивно исследованы смеси HSO<sub>3</sub>F–SbF<sub>5</sub>, за которыми утвердилось название “магическая кислота” (“magic acid”). Поводом для этого и для осмысления ее необычных свойств послужил забавный случай, когда во время рождественской вечеринки, происходившей в химической лаборатории, в “магическую кислоту” был помещен кусочек свечи, который довольно быстро растворился. Последующее исследование показало, что при этом происходят расщепление и изомеризация молекул длинноцепочечных парафинов, из которых состоит свеча. Тем самым одновременно была открыта и “суперкислотная” химия алканов.

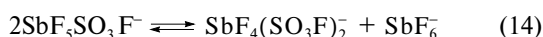
Изучение зависимости кислотности смесей HSO<sub>3</sub>F–SbF<sub>5</sub> от их состава показало, что ее резкое повышение (примерно на -4 в шкале H<sub>0</sub>) происходит уже при переходе от 100% HSO<sub>3</sub>F к раствору, содержащему ~10% кислоты Льюиса, в результате взаимодействий:



При содержании SbF<sub>5</sub> 90% H<sub>0</sub> достигает значения -26,5 в результате дополнительной координации по уравнениям (12) и (13) и образования анионов еще большего размера, сопровождающегося увеличением силы комплексной кислоты HSb<sub>m</sub>F<sub>5m</sub>SO<sub>3</sub>F:



При содержании SbF<sub>5</sub> 50–70% преобладает (~70%) анион SbF<sub>5</sub>SO<sub>3</sub>F<sup>-</sup> и присутствуют анионы Sb<sub>2</sub>F<sub>10</sub>SO<sub>3</sub>F<sup>-</sup>, SbF<sub>6</sub><sup>-</sup> и SbF<sub>4</sub>(SO<sub>3</sub>F)<sub>2</sub><sup>-</sup>. Два последних образуются в результате реакции диспропорционирования (14):



Строение комплексных анионов, образующихся в результате реализации равновесий (10)–(14), отображено на рис. 2.

Еще больше кислотность возрастает при растворении SbF<sub>5</sub> во фтористом водороде. Уже 1% SbF<sub>5</sub> из-

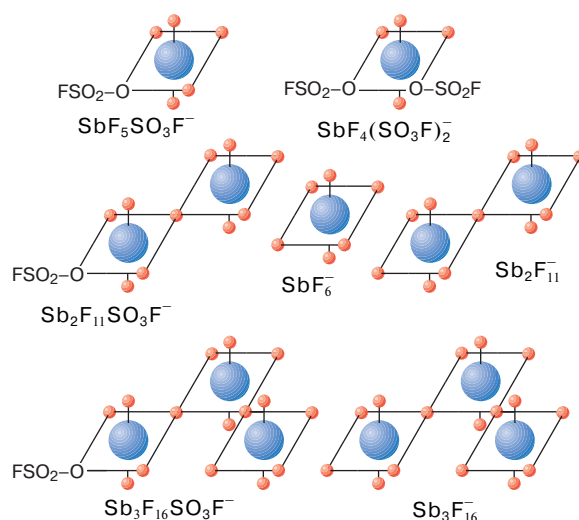
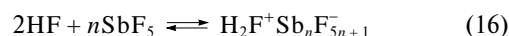
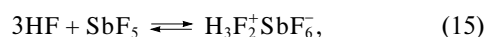
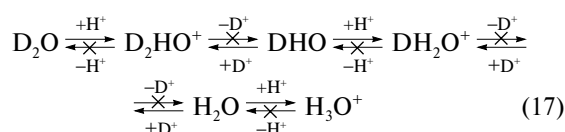


Рис. 2. Строение анионов комплексных кислот, образующихся при взаимодействии фторсульфоновой кислоты с пятифтористой сурьмой

меняет величину H<sub>0</sub> от -11 для 100% HF до -20,5. В случае HSO<sub>3</sub>F для достижения такого же эффекта необходимо растворить в 25 раз больше SbF<sub>5</sub>, а 1M раствор SbF<sub>5</sub> в HF является в 10<sup>4</sup> раз более сильной кислотой, чем такой же раствор в HSO<sub>3</sub>F. При соотношении HF : SbF<sub>5</sub> = 1 : 1 H<sub>0</sub> более отрицательна, чем -30, причем кислотность возрастает при дальнейшем увеличении содержания кислоты Льюиса. Эти эффекты обусловлены реализацией равновесий (15) для содержания SbF<sub>5</sub> 0–20% и (16) для более концентрированных растворов:

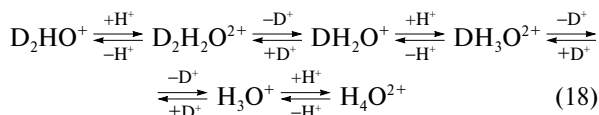


Концентрированные растворы SbF<sub>5</sub> в HF являются, очевидно, самыми сильными из известных в настоящее время кислот. С этим связаны удивительные факты, обнаруженные при изучении превращений, претерпеваемых в этих растворах дейтерированной водой DHO и D<sub>2</sub>O. При растворении малых количеств воды в сильной (например, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) и тем более суперкислоте она превращается в ион гидроксония H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> по уравнению (1) практически нацело. Об этом свидетельствует тот факт, что дейтероаналоги иона гидроксония DH<sub>2</sub>O<sup>+</sup> и D<sub>2</sub>HO<sup>+</sup>, образующиеся из дейтерированной воды в магической кислоте HSO<sub>3</sub>F–SbF<sub>5</sub>, не претерпевают изотопного обмена:





В отличие от этого в более сильной кислоте HF—SbF<sub>5</sub> такой обмен наблюдается. В общем случае увеличение скорости превращения некоего соединения с усилением кислотности среды указывает на то, что реакция протекает через его протонирование. В данном случае это означает, что ион H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> и его дейтероаналоги в этой среде проявляют чрезвычайно слабые основные свойства, не проявляющиеся в более слабых кислотах, и протонируются с образованием соответствующих дикатионов:



Согласно теоретическим расчетам, впервые обнаруженные таким образом дикатион H<sub>4</sub>O<sup>2+</sup> и его изотопные аналоги имеют тетраэдрическую форму (рис. 3), аналогичную присущей молекуле метана.

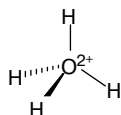


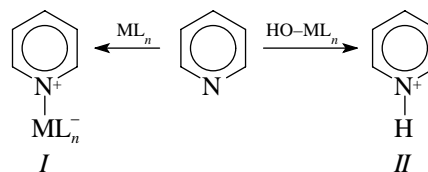
Рис. 3. Пространственная модель молекулы дикатиона H<sub>4</sub>O<sup>2+</sup>

Эти результаты показывают, что многие соединения, обычно не проявляющие основных свойств, в среде суперкислот могут проявлять эти свойства и соответственно необычную реакционную способность. Тем самым открывается новая область — суперкислотная химия.

### ТВЕРДЫЕ СУПЕРКИСЛОТЫ

Последнее означает, что суперкислотная химия открывает новые возможности в изучении реакционной способности соединений различных классов и в разработке методов синтеза. Это относится и к промышленной химии. Современные требования к технологическим процессам побуждают к использованию преимущественно гетерогенного катализа, то есть к такой организации процесса, при которой реагенты претерпевают превращения на поверхности или в порах твердого катализатора. Это облегчает его отделение, регенерацию и многократное использование. Во многих процессах, например основанных на превращениях углеводородов, в качестве катализаторов используют обладающие свойствами кислот твердые материалы, как природного происхождения, такие, как кислые глины (каолин, бентонит) и земли, цеолиты, так и синтезированные. На двойственную природу их активных центров указывает то, что сорбируемый ими пиридин превращается как в аддукты типа (I) в результате координа-

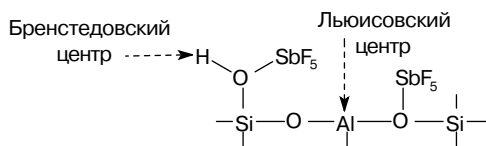
ции с льюисовскими кислотными центрами, так и в ион пиридиния (II) в результате протонирования:



Использование описанных выше методов определения величины  $H_0$  для твердых кислот технически не всегда возможно. Поэтому об их силе часто судят по каталитической активности, проявляемой, например, в изомеризации или крекинге нормальных алканов. Упомянутые выше материалы не обеспечивают протекания таких превращений при температурах ниже 100°C. Принципиально большую активность проявляют твердые суперкислоты, признаком принадлежности к которым считаются способность инициировать изомеризацию и крекинг алканов уже при комнатной температуре. Последнее может показаться странным, поскольку чисто термический или каталитический крекинг алканов возможен лишь при высоких температурах. Это кажущееся противоречие обусловлено тем, что низкотемпературные процессы не являются чисто каталитическими. В них “дробление” молекул алканов сочетается с взаимодействиями, в которых суперкислота участвует как реагент, и становится возможным благодаря тому, что экзотермичность некоторых из них перекрывает затраты энергии на разрыв связей.

Для приготовления твердых суперкислот используют два основных подхода: повышение собственной кислотности твердого материала и закрепление суперкислоты на инертном носителе. Примером первого подхода является приготовление твердых кислот с  $H_0 \geq -14,5$  выдерживанием гидроокисей титана или циркония с 1*N*серной кислотой с последующим прокаливанием на воздухе при 500–600°C. Наиболее распространенный вариант второго подхода заключается в придании кислотности природным (угли) и синтетическим (фенольно-формальдегидная смола, сополимер стирола с дивинилбензолом) углеродистым материалам с помощью реакции сульфирования, суть которой в ковалентном связывании углерода с сульфогруппой SO<sub>3</sub>H.

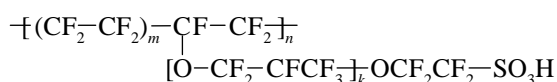
Компонентой, усиливающей кислотность, может быть кислота Льюиса. В качестве катализаторов превращений алканов запатентовано множество композиций AlCl<sub>3</sub> с сульфатами, хлоридами и оксидами элементов (Ti, Fe, Ni, Cu, Mn, Al, Zr, Co, Mg, Ca, Ba). Серия твердых суперкислот была получена выдерживанием окислов (Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, TiO<sub>2</sub>, SiO<sub>2</sub>) или смешанных окислов (Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>–SiO<sub>2</sub>, TiO<sub>2</sub>–ZrO<sub>2</sub>, TiO<sub>2</sub>–SiO<sub>2</sub>) в парах SbF<sub>5</sub>. Приведенный на рис. 4 фрагмент структуры материала, полученного из Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>–SiO<sub>2</sub>, показывает, что усиление как брэнстедовской, так и льюисовской кислотности обусловлено координацией



**Рис. 4.** Фрагмент структуры алюмосиликата, модифицированного пятифтористой сурьмой

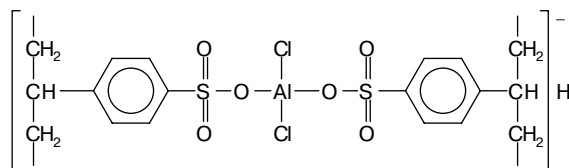
$\text{SbF}_5$  с атомами кислорода. Эффективный катализатор получен обработкой  $\text{AlCl}_3$  сульфированного сополимера стирола с дивинилбензолом. Структура его кислотного центра представлена на рис. 5.

Реализованный в трифторметансульфокислоте подход к увеличению силы органических сульфокислот, заключающийся в полной замене атомов водорода в углеводородном фрагменте на атомы фтора, использован для получения суперкислот на основе полностью фторированных (перфторированных) полимеров. Наиболее известный материал этого типа (Nafion-H) имеет следующую структуру:



В двух последних случаях твердые кислоты получены ковалентным связыванием кислотной функции с нейтральной основой. Примером подхода, в котором такое связывание не реализуется, является приготовление соединений включения на основе графита. Как известно, графит имеет слоистую структуру, а слои построены из атомов углерода таким образом, что напоминают сетку, ячейка которой является правильным шестиугольником. Расстояние между слоями (3,35 Å) позволяет помещаться не очень большим молекулам без существенного изменения структуры графита в целом. По этому принципу созданы материалы, которые являются катализаторами, химическими реагентами, проводниками тока, компонентами электрических батарей, смазками и др.

Материалы, в которых в межслойное пространство включены суперкислоты Льюиса ( $\text{SbF}_5$ ,  $\text{AsF}_5$ ), являются твердыми суперкислотами. При этом углерод графита частично окисляется, но к его ковалентному связыванию с кислотной функцией это, как правило, не приводит. По своей химической природе соединение включения  $\text{SbF}_5$  в графит подобно самой пятифтористой сурьме. Однако исполь-



**Рис. 5.** Структура кислотного центра сульфированного сополимера стирола с дивинилбензолом, модифицированного хлористым алюминием

зование его в качестве гетерогенного катализатора сдерживается протеканием побочных процессов, в которых  $\text{SbF}_5$  восстанавливается до соединений трехвалентной сурьмы или разрушается соединениями, имеющими основную природу, кислотные центры блокируются высокомолекулярными продуктами полимеризации органических соединений. Подобные материалы получены с использованием и иных кислот Льюиса ( $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{AlBr}_3$  и др.). Некоторые из них использовались как катализаторы изомеризации и крекинга алканов, алкилирования ароматических углеводородов и в других катализируемых кислотами реакциях.

Суперкислоты составили новую область химии вообще и органической химии в частности. Наиболее впечатляющей является, пожалуй, открывшаяся с их использованием новая глава в химии алканов, основанная на необычном для этих соединений типе реакционной способности, в котором они проявляют свою чрезвычайно слабую основность.

## ЛИТЕРАТУРА

1. Москва В.В. Понятие кислоты и основания в органической химии // Соросовский Образовательный Журнал. 1996. № 12. С. 32–40.
2. Белл Р.Д. Протон в химии. М.: Мир, 1977.

\* \* \*

Виталий Давидович Штейнгарц, доктор химических наук, профессор, зав. лабораторией изучения нуклеофильных и ионрадикальных реакций Института органической химии СО РАН, зав. кафедрой органической химии НГУ. Лауреат Ленинской премии. Область научных интересов – химия ароматических и элементоорганических соединений, физическая органическая химия. Автор более 250 научных статей и трех монографий.