

К. Е. КЛЕЙНЕР

ИССЛЕДОВАНИЕ ФТОРИСТЫХ КОМПЛЕКСОВ НЕКОТОРЫХ МЕТАЛЛОВ В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ*

При всяком методе анализа фторсодержащих продуктов имеет место в общем виде равновесие



При весовых методах учитывается вес осадка yF , при объемных — количество yR , при колориметрических измеряется интенсивность окраски, сообщаемая раствору yR или xR . При других физико-химических методах измеряется свойство, сообщаемое раствору тем или другим компонентом этого равновесия. Очевидно, что пригодность всякого метода зависит от того, насколько полно сдвигается в правую сторону указанное равновесие, т. е. насколько полно фтор переходит из состояния xF в состояние yF .

Например, определение концентрации фторида посредством измерения ослабления окраски раствора роданистого комплекса железа или перекисного соединения титана основано на том, что фтористые комплексы железа и титана значительно прочнее этих окрашенных соединений. Вследствие этого равновесие реакции сильно сдвигается в сторону образования бесцветных фтористых комплексов. Однако нельзя ожидать правильных результатов, если в растворе наряду с ионами железа или титана будут находиться ионы других металлов, тоже способных образовывать фториды. Так, если это будут ионы алюминия, то ослабление окраски роданистого железа или перекисного соединения титана будет меньше, чем в отсутствие алюминия, так как часть ионов фтора будет связана в довольно прочном фтористом комплексе алюминия и не примет поэтому участия в реакции с роданистым железом или перекисным соединением титана. Если в растворе будет соль циркония, то вообще не наступит измеримого ослабления окраски, так как равновесие будет полностью сдвинуто в сторону образования очень прочного фтористого комплекса циркония.

При весовом определении фтора в виде CaF_2 или PbFCl осаждение может быть неполным, если фтор в растворе связан в прочном комплексе. По этой же причине может быть неполной отгонка фтора в виде SiF_4 . Оказывается также затруднительным определение некоторых металлов в присутствии фторида, если они с последним образуют комплексное соединение.

* Деложено на V Всесоюзном совещании по химии комплексных соединений в Киеве 24 мая 1950 г. на вечернем заседании.

Эти примеры можно умножить и распространить на другие разделы химии и на область технологических процессов*, потому что при самых разнообразных реакциях, в которых принимают участие фторсодержащие компоненты, приходится считаться с возможностью образования прочных фтористых комплексов и отсутствием критерия, позволяющего предвидеть их поведение.

Такое положение является следствием ограниченности сведений о поведении фтористых соединений вообще и в растворе в частности, так как механизм подобных реакций не изучен, хотя он имеет большое значение.

Одним из главных этапов на пути изучения механизма таких реакций является определение прочности комплексных соединений в растворе, т. е. величины константы диссоциации (константы неустойчивости).

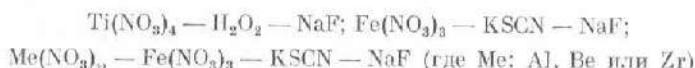
Однако имеется чрезвычайно мало работ, трактующих вопрос о прочности соединений фтора. Среди статей И. В. Тананаева, много работавшего в области аналитической химии фтора, имеется лишь одна статья, посвященная прочности фтористых комплексов берилия [1].

СОСТАВ КОМПЛЕКСНЫХ ИОНОВ И УСЛОВИЯ ОПРЕДЕЛЕНИЯ ВЕЛИЧИНЫ КОНСТАНТЫ НЕУСТОЙЧИВОСТИ

В свете вышеизложенного нами были исследованы реакции между фтористым натрием и азотокислыми солями трехвалентного железа [2, 3], алюминия [4, 5], берилия, четырехвалентного титана и циркония в азотокислых водных растворах.

Равновесие реакции фтористого натрия с ионами железа было изучено в присутствии роданистого калия, с ионами титанила — в присутствии перекиси водорода, а с другими катионами — в присутствии азотокислого железа и роданистого калия.

Таким образом, были исследованы системы



в 0,1 н. растворах азотной кислоты.

О равновесии судили по изменению интенсивности окраски растворов при различных концентрациях компонентов. Измерения оптической плотности были произведены на фотоэлектрическом колориметре и на фотометре Пульфриха со светофильтром № 7 (эффективная длина волны 465 мкм).

Концентрация солей в растворах была очень незначительной (порядка 10^{-4} г-моль/л). Поэтому мы полагали, что они полностью диссоциировали на ионы (за исключением фтористого натрия), несмотря на значительную ионную силу растворов. Последняя при всех экспериментах оставалась практически постоянной ($\mu \approx 0,1$), так как всегда постоянной и сравнительно большой была концентрация азотной кислоты (0,1 н.).

На ряде примеров А. К. Бабко (см., например, [6, 7] и другие) показал, что образование комплексов в растворе происходит ступенчато и таким образом, что при увеличении концентрации комплексообразователя увеличивается число аддендов в комплексном ионе. Переход от менее сложных к более сложным комплексным ионам (с большим числом аддендов) про-

* Например, при производстве суперфосфата никогда не удается полностью выделить фтор из сырья. Он частично остается в суперфосфате в виде комплексных соединений. Известны также затруднения, возникающие при синтезе органических фторсодержащих соединений.

исходит не скачком, а постепенно, вследствие чего в растворе обычно присутствует несколько форм комплексных ионов данного металла (например, $\text{MeF}_3^{(\alpha-3)}$ и $\text{MeF}_4^{(\alpha-4)}$, где α — валентность металла).

Экспериментально легче всего определить значение константы неустойчивости наиболее простых однофтористых комплексных ионов, а именно таких, в которых отношение $\text{Me} : \text{F} = 1 : 1$ и, следовательно, состав может быть выражен формулой* $\text{MeF}^{(\alpha-1)}$ при валентности металла α .

Непременным условием при определении константы неустойчивости $\text{MeF}^{(\alpha-1)}$ является отсутствие в растворе более сложных по составу комплексных ионов. Для соблюдения этого условия концентрация фтористого натрия должна быть недостаточной для хотя бы частичного превращения комплексных ионов $\text{MeF}^{(\alpha-1)}$ в $\text{MeF}_2^{(\alpha-2)}$. При этом большая часть металла должна находиться в растворе в виде простых ионов $\text{Me}^{\alpha+}$, а меньшая—в виде комплексных однофтористых $\text{MeF}^{(\alpha-1)}$. Мы могли создать такие условия после предварительного изучения зависимости состава комплексных ионов от концентрации фтористого натрия.

Состав определяли по методу, впервые предложенному Остромысленским [8], впоследствии подробно разработанному Жобом [9], и по так называемому ограниченному логарифмическому методу [2, 10, 11, 12].

В обоих случаях о составе можно было судить из диаграмм состав — свойство, где свойством было изменение оптической плотности растворов в зависимости от концентрации соли металла и фтористого натрия.

Было найдено, что на первой ступени комплексообразования во всех исследованных системах образуются только однофтористые ионы $\text{MeF}^{(\alpha-1)}$ при концентрациях фтористого натрия (в зависимости от металла) от 10^{-6} до 10^{-4} г-моль/л**.

Поэтому в дальнейшем определение значений константы неустойчивости однофтористых комплексных ионов вели в этих пределах концентраций фтористого натрия.

КОНСТАНТА НЕУСТОЙЧИВОСТИ ОДНОФТОРИСТЫХ КОМПЛЕКСНЫХ ИОНОВ ЖЕЛЕЗА, БЕРИЛЛИЯ, АЛЮМИНИЯ, ТИТАНА И ЦИРКОНИЯ

Равновесие между бесцветным фтористым комплексом данного металла и его окрашенным соединением в растворе



является частным случаем равновесия (I).

Положение равновесия (II) зависит, при данных концентрациях компонентов, от соотношения значений констант неустойчивости соединений Me_1B и Me_1F .

$$K_{\text{paBH}} = \frac{K_{\text{MeI B}}}{K_{\text{MeI F}}}.$$

Очевидно, что для наиболее полного связывания ионов фтора, т. е. для максимального сдвига равновесия (II) в сторону образования бесцветного комплекса Me_1F , необходимо, чтобы

$$K_{\text{MeI}F} \ll K_{\text{MeIB}}.$$

* Здесь и дальше не учитываются координированные молекулы воды.

** За исключением титана, к которому и при более высоких концентрациях фтористого натрия (10^{-2} г-моль/л) не наблюдалось присоединения второго иона фтора. Только при значительно больших концентрациях было обнаружено образование комплексных ионов с большим числом аддендов. Для объяснения этого было предположено, что в реакции принимают участие ионы титанила (TiO^{2+}), а не титана.

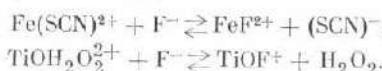
Внешне это проявляется в большем или меньшем ослаблении интенсивности окраски раствора, которую можно измерить и, таким образом, экспериментально определить концентрацию M_{FeB} .

Вследствие диссоциации Me_1B и Me_1F в растворе, наряду с равновесием (II), имеют место равновесия $\text{Me}_1\text{B} \rightleftharpoons \text{Me}_1 + \text{B}$ и $\text{Me}_1\text{F} \rightleftharpoons \text{Me}_1 + \text{F}$. Следовательно,

$$K_{\text{Me}_I \text{B}} = \frac{[\text{Me}_I^{\text{I}}][\text{B}]}{[\text{Me}_I^{\text{I}}]\text{B}}$$

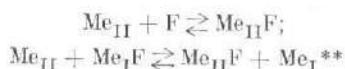
Из этих выражений при условии, что известны $K_{\text{Me}_1\text{B}}$, исходные концентрации солей и концентрация Me_1B (определяемая экспериментально), можно рассчитать значение $K_{\text{Me}_2\text{F}}$.

На основе этого метода были определены значения константы неустойчивости FeF_2^{+} [2, 3] и TiOF^{+} . Для этого были исследованы равновесия

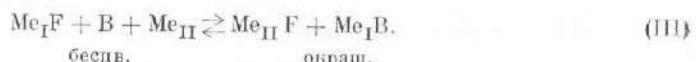


Несколько более сложен расчет прочности фтористых комплексов таких металлов, окрашенные соединения которых почему-либо неудобно применить для этой цели или для которых вообще неизвестно существование окрашенных соединений в растворе.

Если в раствор, уже содержащий фтористый комплекс (M_{1F}) и окрашенное соединение (M_{1B}), ввести катионы такого металла (M_{II}), то паряду с вышеуказанными равновесиями возникнут равновесия



Вследствие этого установится новое результирующее равновесие



Положение равновесия (III) при данных концентрациях компонентов зависит от соотношения значений константы неустойчивости MgI_2 , MgF и Mg_2F .

$$K_{\text{парн.}} = \frac{K_{\text{MeI F}}}{K_{\text{MeII F}} \cdot K_{\text{MeI B}}}.$$

Очевидно, что для максимального сдвига равновесия (III) в сторону образования бесцветного Me_2F и окрашенного Me_2B необходимо, чтобы

$$K_{\text{Me}_{\text{II}}\text{F}} \cdot K_{\text{Me}_1\text{B}} \ll K_{\text{Me}_1\text{F}},$$

Внешне это проявляется в большем или меньшем уве личении [в противоположность системам, подчиняющимся равновесию (II)] интенсивности окраски раствора, вследствие чего можно экспериментально определить равновесную концентрацию MgB .

* В квадратных скобках здесь и дальше — равновесные концентрации компонентов.

** Предполагается, что Mg_{II} реагирует только с F и MgF_2 .

Значение константы неустойчивости $M_{II}F$ можно рассчитать, если известны исходные концентрации солей и значения K_{Me_1B} и K_{Me_1F} , учитывая, что

$$K_{Me_1F} = \frac{[Me_{II}] [F]}{[Me_{II}F]}.$$

Следует отметить, что равновесие (III) и выводы из него имеют более общее значение, чем равновесие (II). В частности, оно показывает зависимость комплексообразования от концентрации компонентов и прочности комплексов в более сложных условиях.

На основе этого метода были определены значения константы неустойчивости BeF^+ , AlF^{2+} [5] и приближенно ZrF^{3+} . Ниже в качестве примера приведен расчет значения константы неустойчивости однофтористых комплексных ионов двухвалентного металла, образующихся в системе



в 0,1 н. растворе азотной кислоты.

После экспериментального определения концентрации $Fe(SCN)^{2+}$ при данных концентрациях компонентов указанной системы необходимо вычислить равновесную концентрацию Fe^{3+} из выражения

$$K_{Fe(SCN)^{2+}} = \frac{[Fe^{3+}] [(SCN)^-]}{[Fe(SCN)^{2+}]} = 4 \cdot 10^{-3} [13],$$

где $[(SCN)^-] = [KSCN] - [Fe(SCN)^{2+}]$.

После этого можно вычислить равновесную концентрацию FeF^{2+} из равенства

$$[Fe(NO_3)_3] = [Fe^{3+}] + [Fe(SCN)^{2+}] + [FeF^{2+}]$$

и затем равновесную концентрацию ионов фтора из выражения

$$K_{FeF^{2+}} = \frac{[Fe^{3+}] [F^-]}{[FeF^{2+}]} = 5 \cdot 10^{-6} [2].$$

Так как фтористоводородная кислота в водном растворе диссоциирует как слабая кислота, нужно рассчитать концентрацию H^+ из выражения

$$K_{HF} = \frac{[H^+] [F^-]}{[HF]} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ при } [H^+] = 0,1 [14, 15].$$

Эти расчеты дают возможность вычислить равновесную концентрацию MeF^+ из равенства

$$[NaF] = [HF] + [F^-] + [FeF^{2+}] + [MeF^+],$$

и затем, после вычисления концентрации Me^{2+} , из равенства

$$[Me(NO_3)_2] = [Me^{2+}] + [MeF^+]$$

можно рассчитать значение

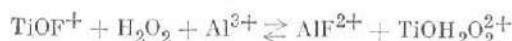
$$K_{MeF^+} = \frac{[Me^{2+}] [F^-]}{[MeF^+]}.$$

Были найдены значения константы неустойчивости для пяти однофтористых комплексных ионов.

Если расположить их по возрастающей прочности, то получится следующий ряд:

FeF^{2+}	BeF^+	AlF^{2+}	$TiOF^+$	ZrF^{3+}
$K = 5 \cdot 10^{-6}$	$1,3 \cdot 10^{-6}$	$4,8 \cdot 10^{-7}$	$3,6 \cdot 10^{-7} \sim 10^{-9}$	

Из рассмотрения этого ряда можно сделать некоторые выводы для аналитической химии; например: в присутствии циркония определение фтора посредством железороданидной реакции невозможно, поскольку фтористый комплекс циркония примерно в 5000 раз прочнее фтористого комплекса железа. Поэтому весь фтор или значительная часть его, в зависимости от концентрации фтора и циркония, будет связана в циркониевом, а не в железном комплексе. Ослабления окраски раствора поэтому не наступит. Из рассмотрения константы равновесия (III) следует, что определение фтора невозможно даже в том случае, когда прочность фтористых комплексов двух металлов одного порядка. Например, при определении фтора в присутствии алюминия по ослаблению окраски перекисного соединения титана равновесие



в значительной степени сдвинуто в сторону образования $\text{TiOH}_2\text{O}_2^{2+}$, так как

$$K_{\text{равн}} = \frac{K_{\text{TiOF}^+}}{K_{\text{AlF}^{2+}} \cdot K_{\text{TiOH}_2\text{O}_2^{2+}}} = \frac{3,6 \cdot 10^{-7}}{4,8 \cdot 10^{-7} \cdot 1 \cdot 10^{-4}*} = 0,75 \cdot 10^4.$$

Поэтому уменьшение интенсивности окраски ни в коей мере не будет соответствовать концентрации фторида в растворе.

Таким образом, присутствие в растворе металлов, дающих прочные комплексы со фтором, весьма нежелательно при определении фтора. С другой стороны, определение этих металлов в присутствии фторидов также должно быть затруднено. Известно, например, что гидрат окиси алюминия и гидраты некоторых других металлов не осаждаются аммиаком в присутствии избытка фтористого натрия; или, например, потенциометрическое титрование бериллия фтористым натрием в присутствии алюминия не удается, так как бериллиевый и алюминиевый фтористые комплексы довольно близки по прочности, вследствие чего скачок потенциала не наблюдается [16]. В то же время в присутствии магния определение бериллия проходит гладко, так как бериллиевый фтористый комплекс значительно прочнее магниевого.

СТУПЕНЧАТОСТЬ КОМПЛЕКСООБРАЗОВАНИЯ В РАСТВОРЕ

Хотя ступенчатость комплексообразования в растворе не вызывает теперь сомнений, все же остается не совсем ясным вопрос о том, какие и сложности состава фтористые ионы содержатся в растворе того или иного фтористого комплекса. Например, имеются ли в растворе криолита в воде только ионы AlF_6^{3-} или только ионы AlF_2^+ .

Ответ на этот вопрос можно получить, если известны значения константы неустойчивости комплексных ионов с различным числом координированных ионов фтора. Очевидно, что образование комплексных ионов различной сложности происходит ступенчато и что концентрация той или иной комплексной группы зависит как от концентрации координируемых ионов, в данном случае ионов фтора, так и от прочности комплексных групп. Прочность комплексных групп, т. е. значения константы неустойчивости комплексных ионов $\text{MeF}^{(\alpha-1)}$, $\text{MeF}_2^{(\alpha-2)}$, $\text{MeF}_3^{(\alpha-3)}$ и т. д., можно рассчитать, пользуясь выведенными А. К. Бабко [13, 17] коэффициентами связи между отрицательными логарифмами этих констант.

* Из определений ряда авторов можно принять, что $K_{\text{TiOH}_2\text{O}_2^{2+}} = 1 \cdot 10^{-4}$.

Таким путем были рассчитаны значения ступенчатых констант неустойчивости комплексных фтористых ионов указанных выше металлов*.

Исходя из этих величин можно получить представление о соотношении между концентрациями комплексных фтористых ионов данного металла с различным числом аддендов при различных концентрациях ионов фтора в растворе [2,5].

Если общую концентрацию металла в растворе принять за 100, то

$$100 = [\text{Me}^x] + [\text{MeF}^{(x-1)}] + [\text{MeF}_2^{(x-2)}] + \dots + [\text{MeF}_n^{(x-n)}].$$

Это выражение можно преобразовать в

$$100 = [\text{Me}^x] + [\text{Me}^x] \frac{[\text{F}^-]}{K_{\text{MeF}^{(x-1)}}} + [\text{Me}^x] \frac{[\text{F}^-]^2}{K_{\text{MeF}^{(x-1)}} \cdot K_{\text{MeF}_2^{(x-2)}}} + \dots \\ \dots + \frac{[\text{F}^-]^n}{K_{\text{MeF}^{(x-1)}} \cdots K_{\text{MeF}_n^{(x-n)}}}$$

и

$$[\text{Me}^x] = \frac{100}{1 + \frac{[\text{F}^-]}{K_1} + \frac{[\text{F}^-]^2}{K_1 \cdot K_2} + \dots + \frac{[\text{F}^-]^n}{K_1 \cdot K_2 \cdots K_n}}.$$

Последнее равенство может быть разрешено для ряда концентраций фтор-ионов, причем $[\text{Me}^x]$ будет выражена в процентах.

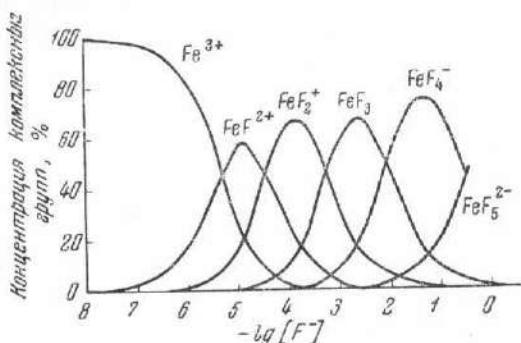
Произведение из $[\text{Me}^x]$ на рассчитанные коэффициенты

$$\left(\frac{[\text{F}^-]}{K_1}, \frac{[\text{F}^-]^2}{K_1 \cdot K_2}, \dots, \frac{[\text{F}^-]^n}{K_1 \cdot K_2 \cdots K_n} \right)$$

покажет концентрацию (в процентах) соответствующих комплексных групп при данных концентрациях фтор-ионов.

Результаты такого расчета можно представить в виде диаграммы, типичными примерами которой являются диаграммы для фтористых комплексов железа [2] и бериллия (фиг. 1 и 2).

Если рассмотреть такую диаграмму для фтористых комплексов бериллия, то можно сделать заключение, что получить кислые растворы, содержащие только ионы BeF_4^{2-} , в общем затруднительно (если не употреблять растворы фтористоводородной кислоты). Из диаграммы фиг. 2 следует, что для того чтобы весь бериллий находился в виде ионов BeF_4^{2-} ,

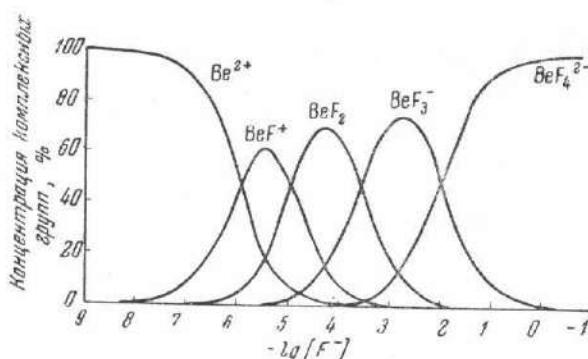


Фиг. 1. Образование различных фтористых комплексов железа в зависимости от концентрации иона фтора

* Под ступенчатой диссоциацией подразумевается диссоциация по схеме $\text{MeF}_n^{(x-n)} \rightleftharpoons \text{MeF}_{n-1}^{(x-n+1)} + \text{F}^-$. Следовательно, ступенчатая константа неустойчивости комплексных групп $\text{MeF}_n^{(x-n)}$ равна:

$$K_{\text{MeF}_n^{(x-n)}} = \frac{[\text{MeF}_{n-1}^{(x-n+1)}][\text{F}^-]}{[\text{MeF}_n^{(x-n)}]}.$$

концентрация ионов фтора в растворе должна быть порядка одного грамм-иона в литре. Но так как в кислых растворах концентрация фтор-ионов составляет незначительную часть концентрации фторида (порядка 0,01), то концентрация фторида должна быть несопоставимо большей.



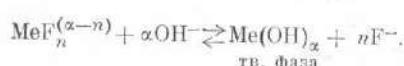
Фиг. 2. Образование различных фтористых комплексов бериллия в зависимости от концентрации ионов фтора

В нейтральных или щелочных растворах условия для образования BeF_4^{2-} более благоприятны.

УСТОЙЧИВОСТЬ ФТОРИСТЫХ КОМПЛЕКСОВ В ЩЕЛОЧНЫХ РАСТВОРАХ

При помощи ступенчатых констант неустойчивости может быть также разрешен вопрос об устойчивости фтористых комплексов в щелочных растворах.

В таких растворах имеет место равновесие



Константа этого равновесия

$$K_{\text{равн}} = \frac{[\text{F}^-]^n}{[\text{MeF}_n^{(x-n)}][\text{OH}^-]^\alpha} = \frac{[\text{Me}^x][\text{F}^-]^n}{[\text{MeF}_n^{(x-n)}]} \cdot \frac{1}{[\text{Me}^x][\text{OH}^-]^\alpha} = \frac{K'_{\text{MeF}_n^{(x-n)}}}{Lp_{\text{Me(OH)}_x}},$$

где $Lp_{\text{Me(OH)}_x}$ — произведение растворимости гидроокиси металла, а $K'_{\text{MeF}_n^{(x-n)}}$ — полная константа диссоциации комплексной группы $\text{MeF}_n^{(x-n)}$. Эта константа равна произведению ступенчатых констант неустойчивости

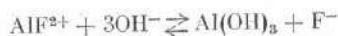
$$K'_{\text{MeF}_n^{(x-n)}} = K_{\text{MeF}(x-1)} \cdot K_{\text{MeF}_2^{(x-2)}} \dots K_{\text{MeF}_n^{(x-n)}}$$

(см. сноску на стр. 175).

Например, для фтористых комплексов алюминия в щелочном растворе имеет место равновесие



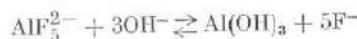
Если в растворе имеются только ионы AlF^{2+} , то константа равновесия



$$K_{\text{равн}} = \frac{[\text{F}^-]}{[\text{AlF}^{2+}] [\text{OH}^-]^3} = \frac{[\text{Al}^{3+}] [\text{F}^-]}{[\text{AlF}^{2+}]} \cdot \frac{1}{[\text{Al}^{3+}] [\text{OH}^-]^3} = \frac{K_{\text{AlF}^{2+}}}{L p_{\text{Al(OH)}_3}} = \frac{4,8 \cdot 10^{-7}}{4,7 \cdot 10^{-18}} = 1 \cdot 10^{11},$$

т. е. реакция полностью сдвинута в сторону образования гидрата окиси алюминия.

Если концентрация ионов фтора в растворе достаточна для образования комплексных ионов AlF_5^{2-} , то константа равновесия



$$K_p = \frac{K_{\text{AlF}_5^{2-}}}{L p_{\text{Al(OH)}_3}} = \frac{K_{\text{AlF}^{2+}} \cdot K_{\text{AlF}_2^+} \cdot K_{\text{AlF}_3^-} \cdot K_{\text{AlF}_4^-} \cdot K_{\text{AlF}_5^{2-}}}{L p_{\text{Al(OH)}_3}} = \frac{0,94 \cdot 10^{-18}}{4,7 \cdot 10^{-18}} = 0,2.$$

Очевидно, что в присутствии избытков иона фтора в растворе осаждение гидрата окиси алюминия аммиаком не может быть количественным.

В нижеприведенной таблице даны рассчитанные таким путем значения константы равновесия реакции между гидроксильными ионами (при $\text{pH} = 8$) и комплексными группами фтористых комплексов алюминия и бериллия ($L p_{\text{Be(OH)}_2} = 2,1 \cdot 10^{-15}$ [18]).

Число координированных ионов фтора	1	2	3	4	5
Центральный атом	$1 \cdot 10^{11}$	$5 \cdot 10^5$	75	0,5	0,2
	$6,2 \cdot 10^8$	$7 \cdot 10^3$	1,9	0,02	—

Из этих данных следует, что фтористые комплексы алюминия и особенно бериллия при избытке ионов фтора вполне устойчивы в щелочном растворе. Опыт показывает, что в присутствии избытка фтористого натрия аммиак не осаждает гидрата окиси бериллия.

ВЫВОДЫ

1. Сделана попытка показать, что весьма важным этапом на пути изучения химии фтористых соединений является определение прочности фтористых соединений.

2. Показано, что при помощи этой характеристики (константы диссоциации) можно регулировать, направлять и предвидеть ход реакций, в которых принимают участие фториды, и предвидеть поведение фтористых комплексов в кислых и щелочных растворах.

Поступило в редакцию
24 декабря 1950 г.

Институт общей и неорганической химии АН УССР

* $L p_{\text{Al(OH)}_3} = 4,7 \cdot 10^{-18}$ [19].

** Произведение пяти ступенчатых констант $K'_{\text{AlF}_5^{2-}} = 0,94 \cdot 10^{-18}$ [18].

ЛИТЕРАТУРА

1. И. В. Тананаев и Э. Н. Дейчман. Изв. АН СССР, ОХН, 1949, № 2, 144.
2. А. К. Бабко и К. Е. Клейнер. ЖОХ, 1947, 17, 7, 1259.
3. А. К. Бабко и К. Е. Клейнер. Ж. аналит. хим., 1946, 1, 2, 106.
4. К. Е. Клейнер. ЖОХ, 1950, 20, 2, 221.
5. К. Е. Клейнер. ЖОХ, 1950, 20, 10, 1756.
6. А. К. Бабко. Записки Института химии Академии Наук УРСР, 1947, IX, 3, 345.
7. А. К. Бабко. ЖОХ, 1948, XVIII, 5, 816.
8. J. Ostromislensky. Ber. 1911, 44, 268.
9. P. Job. Ann. Chim., 1928, 9, 113.
10. H. Bent a. C. French. J. Am. Chem. Soc., 1941, 63, 568.
11. H. R. Riley a. V. Gollafent. J. Chem. Soc., 1932, 514.
12. E. Ferrell, J. Ringion, H. Riley. J. Chem. Soc., 1936, 1121.
13. А. К. Бабко. ЖОХ, 1946, 16, 10, 1549.
14. F. Lindstrand. Über Eisenperchlorate. 1939 (монография).
15. K. Fredengagen u. M. Wellman. Z. phys. Chem. 1932, 162, 454.
16. Б. М. Тарайн. Заводская лаборатория, 1946, 12, 6, 543.
17. А. К. Бабко. ЖОХ, 1945, 15, 9—10, 745.
18. Н. А. Тананаев. Аналитическая химия. Харьков — Киев. ГНТИ Украины, 1934.