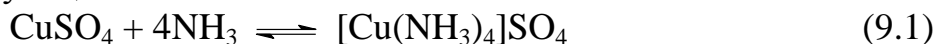


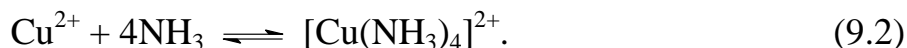
в соединении платины(II) состава $\text{PtCl}_2 \cdot 2\text{NH}_3$ (рис. 9.1, в центре) оба атома хлора и обе молекулы аммиака связаны с центральным атомом прочными ковалентными связями, что можно записать как $[\text{PtCl}_2(\text{NH}_3)_2]$.

Полученная формула соответствует нейтральной молекуле, поэтому внешняя координационная сфера в данном комплексе отсутствует. Напротив, в соединении $\text{CuSO}_4 \cdot 4\text{NH}_3$ (рис. 9.1, справа) с катионом Cu^{2+} непосредственно связаны четыре молекулы NH_3 , тогда как анион SO_4^{2-} выступает в роли противоиона. Следовательно, формулу данного производного меди(II) можно записать как $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$. Наконец, в соединении $\text{Fe}(\text{CN})_3 \cdot 3\text{KCN}$ (рис.9.1, слева) катион железа(III) и шесть лигандов CN^- образуют комплексный анион $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$, а внешнюю координационную сферу составляют три катиона K^+ , поэтому структура данного комплекса выражается формулой $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Реакции, в результате которых образуются координационные соединения или ионы, называются **реакциями комплексообразования**. Так, взаимодействие сульфата меди(II) с избытком аммиака приводит к получению соответствующего комплекса:



или в ионной форме



Координационные взаимодействия между центральным атомом и лигандами определяются их электронными структурами и носят преимущественно ковалентный характер. Формально можно считать, что образование таких связей происходит по донорно-акцепторному механизму за счет неподеленных электронных пар лигандов и вакантных электронных орбиталей центрального атома. Общее число σ -связей, образуемых **центральным атомом** со всеми окружающими его лигандами, называется **координационным числом (КЧ)** данного атома, а число σ -связей, образуемых **одним лигандом** с центральным атомом — **дентатностью** данного лиганда. Так, катион Fe^{3+} на рис. 9.1 образует шесть σ -связей с группами CN^- , поэтому координационное число железа в соединении $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ равно 6. В то же время каждый лиганд CN^- образует одну σ -связь с центральным атомом, поэтому дентатность цианид-иона равна единице. Лиганды такого типа называются **монодентатными**. К монодентатным лигандам относятся также молекулы NH_3 и ионы Cl^- , способные предоставить по одной неподеленной электронной паре для образования донорно-акцепторной связи с центральным атомом. Соответственно, координационные числа ионов-комплексообразователей Pt^{2+} и Cu^{2+} в соединениях $[\text{PtCl}_2(\text{NH}_3)_2]$ и $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ равны 4 (рис. 9.1).

Лиганды, содержащие несколько **координирующих атомов** — электродонорных центров (N, O, S и др.), и способные образовывать более одной ковалентной связи с центральным атомом, называются **полидентатными**. Наиболее распространены **бидентатные** (образующие две координационные связи) лиганды, к которым относятся диамины, диолы,

аминоспирты, а также анионы многих природных α -аминокислот и дикарбоновых кислот (табл. 9.2).

Таблица 9.1. Важнейшие неорганические монодентатные лиганды.

Формула	Название	Формула	Название
F^-	фторо	NH_2^-	амидо
Cl^-	хлоро	ONO^-	нитрито
Br^-	бromo	$S_2O_3^{2-}$	тиосульфато
I^-	иодо	O^{2-}	оксо (бидентатный)
CN^-	циано	H_2O	аква
SCN^-	тиоцианато	NH_3	аммин
H^-	гидро	CO	карбонил
OH^-	гидроксо	NO	нитрозил

Таблица 9.2. Некоторые органические моно- и полидентатные лиганды.

Формула	Название	Обозначение	Дентатность
C_5H_5N	пиридин	<i>py</i>	1
$H_2NCH_2CH_2NH_2$	этилендиамин (1,2-этандиамин)	<i>en</i>	2
$H_2NCH_2CH_2O^-$	коламино (2-аминоэтанолато)	<i>col или ea</i>	2
$H_2NCH_2COO^-$	глицинато (аминоацетато)	<i>gly</i>	2
$^-OCH_2CH_2O^-$	этиленгликолато (1,2-этандиола)	<i>eg</i>	2
$^-OOC-COO^-$	оксалато	<i>ox</i>	2
$HN(CH_2CH_2NH_2)_2$	диэтилентриамин	<i>dien</i>	3
$(^-OOCCH_2)_2C(OH)COO^-$	цитрато	<i>cit</i>	3
$N(CH_2CH_2NH_2)_3$	трис(2-аминоэтил)амин	<i>tren</i>	4
$N(CH_2CH_2O^-)_3$	триэтаноламинато	<i>atr</i>	4
$(^-OOCCH_2)_2NCH_2CH_2N(CH_2COO^-)_2$	этилендиамин-тетраацетато	<i>edta</i>	6

Полидентатные лиганды, образующие несколько координационных связей с одним и тем же центральным атомом, называются *хелатными**. Структуры некоторых хелатных комплексов с бидентатными лигандами приведены на рис. 9.2.

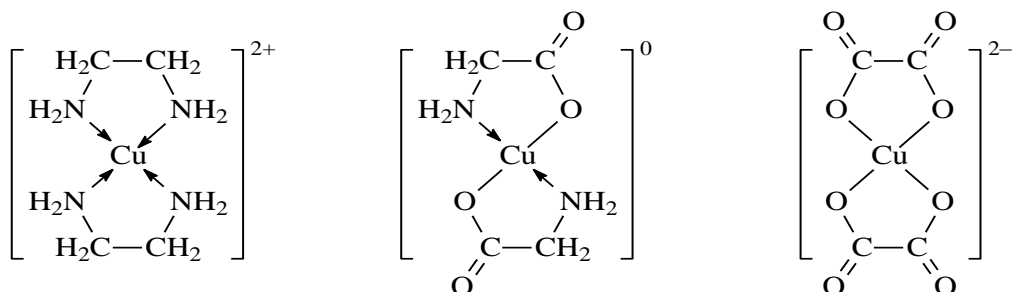


Рис. 9.2. Слева направо: строение хелатных комплексов меди(II) с этилендиамином, глицином и щавелевой кислотой.*

9.2. Классификация комплексных соединений

В основу классификации координационных соединений могут быть положены как структура комплекса в целом (число комплексных ионов, заряд и пространственная конфигурация внутренней сферы и т. п.), так и различные характеристики его составных частей (координационное число и степень окисления центрального атома, химическая природа и дентатность лигандов и др.).

По знаку заряда внутренней сферы все координационные соединения можно разделить на четыре группы.

Катионные комплексы, содержащие комплексные катионы, например, $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]_2\text{SO}_4$ и $[\text{Ni}(\text{en})_3]\text{Cl}_3$ ($\text{en} = \text{NH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$). Лигандами в подобных соединениях часто являются молекулы NH_3 , H_2O , аминов и органических соединений.

Нейтральные комплексы, в которых сумма электрических зарядов центрального атома и лигандов равна нулю, например, $[\text{PtCl}_2(\text{NH}_3)_2]^0$ и $[\text{Fe}(\text{CO})_5]^0$. В соединениях данной группы внешняя координационная сфера отсутствует.

Анионные комплексы, в состав которых входят комплексные анионы, например, $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$. В роли лигандов в таких соединениях обычно выступают анионы кислот и гидроксид-ионы.

Соединения **смешанного типа**, содержащие одновременно и комплексные катионы, и комплексные анионы, например, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

* От греч. *khele* — клешня.

* Согласно традиции, стрелками обозначены "дополнительные" ковалентные связи, формально образованные по донорно-акцепторному механизму. Характер ковалентной связи не зависит от способа ее образования и определяется только природой взаимодействующих атомов и окружающих их частиц. Так, все четыре связи $\text{Cu}-\text{O}$ в комплексном ионе $[\text{Cu}(\text{C}_2\text{O}_4)_2]^{2-}$ являются равноценными.

По химической природе лигандов выделяют следующие наиболее важные типы координационных соединений и ионов.

Аквакомплексы, в которых лигандами являются молекулы воды, например, $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$, $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ и $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$.

Аммиакаты, в состав которых входят молекулы NH_3 , например, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ и $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$.

Карбонилы переходных металлов и некоторых неметаллов — нейтральные комплексы, состоящие из одного или нескольких атомов-комплексообразователей в нулевой степени окисления и молекул монооксида углерода, например, $[\text{Ni}(\text{CO})_4]^0$, $[\text{Fe}(\text{CO})_5]^0$, $[\text{Cr}(\text{CO})_6]^0$, $[\text{Co}_2(\text{CO})_8]^0$ и др.

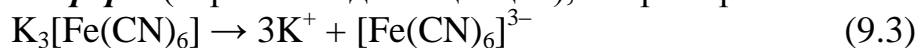
Ацидокомплексы, в которых лигандами являются анионы различных кислот, например, $[\text{PtCl}_4]^{2-}$, $[\text{AlF}_6]^{3-}$ и $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$.

Гидроксокомплексы, с гидроксид-ионами в качестве лигандов, например, $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$, $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ и $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$.

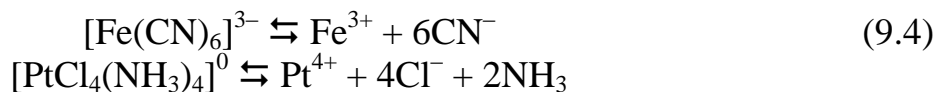
Хелатные, или **циклические** комплексы (ранее называвшиеся также **внутрикомплексными соединениями**), содержащие один или несколько хелатных лигандов. Эти соединения отличаются большим разнообразием и играют исключительно важную роль в биологических системах.

9.3. Равновесия в растворах комплексных соединений

Поведение координационных соединений в растворах определяется природой химических связей между центральным атомом, лигандами и противоионами. Поскольку взаимодействие между внешней и внутренней координационными сферами носит чисто ионный характер, то при растворении в воде или других ионизирующих растворителях координационные соединения подвергаются **полной диссоциации** на **внутреннюю** и **внешнюю сферы** (первичная диссоциация), например:



Диссоциация внутренней сферы (вторичная диссоциация) — процесс обратимый:



Концентрации "свободных" (гидратированных) ионов-комплексообразователей в растворах координационных соединений обычно очень малы, а основная часть этих ионов остается прочно связанной с лигандами.

Обратимая диссоциация внутренней сферы координационного соединения может быть количественно охарактеризована соответствующей константой равновесия, называемой **константой нестойкости** ($K_{\text{нест}}$). Например, для гексацианоферрат(III)-иона, диссоциирующего по схеме (9.4), выражение для $K_{\text{нест}}$ будет иметь следующий вид:

$$K_{\text{нест}} = \frac{[\text{Fe}^{3+}] \cdot [\text{CN}^-]^6}{[[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}]} \quad (9.5)$$

Зная величину константы нестойкости и исходную концентрацию комплексного соединения в растворе, можно рассчитать равновесные

концентрации продуктов его диссоциации (свободного иона-комплексообразователя и лигандов). В качестве примера определим концентрацию ионов Fe^{3+} в 0,01 М растворе $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Поскольку во внешней сфере данное соединение является сильным электролитом, то концентрация комплексных ионов $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ в этом растворе также составит 0,01 М. Пусть диссоциации подвергнется x моль/л ионов $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$, тогда:

$$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 6\text{CN}^-$$

$c_{\text{исх}}$, моль/л	0,01	0	0
Δc , моль/л	$-x$	$+x$	$+6x$
$c_{\text{равн}}$, моль/л	$0,01 - x$	x	$6x$

Подставляя равновесные концентрации ионов Fe^{3+} , CN^- и $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ в выражение (9.5), получаем:

$$K_{\text{нест}} = \frac{x \cdot (6x)^6}{0,010 - x}$$

Значение $K_{\text{нест}}$ комплексного иона $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ равно $1,0 \times 10^{-42}$. Поскольку эта величина очень мала, то диссоциации подвергнется лишь незначительное количество ионов $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$, поэтому $0,010 - x \approx 0,010$. Тогда

$$1,0 \times 10^{-42} \approx \frac{x \cdot (6x)^6}{0,010},$$

откуда $x \approx 1,1 \times 10^{-7}$ моль/л. Следовательно, степень диссоциации комплексного иона $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ в его 0,01 М растворе составит лишь $1,1 \times 10^{-7}/0,01 = 1,1 \times 10^{-5} = 0,0011\%$.

Помимо исходной концентрации комплексного соединения, равновесная концентрация иона-комплексообразователя в растворе определяется многими факторами, в том числе температурой, рН и ионной силой раствора, а также присутствием избытка свободных ионов или молекул лиганда. В соответствии с принципом Ле-Шателье, увеличение концентрации лиганда вызывает смещение равновесия в сторону образования комплекса и снижение концентрации свободного иона-комплексообразователя. Например, прибавление 0,01 моль KCN к 1 л раствора $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ из предыдущего примера приведет к возрастанию концентрации ионов CN^- до $\approx 0,01$ М и резкому изменению концентрации ионов Fe^{3+} :

$$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 6\text{CN}^-$$

$c_{\text{исх}}$, моль/л	0,01	0	0,01
Δc , моль/л	$-x$	$+x$	$+6x$
$c_{\text{равн}}$, моль/л	$0,01 - x$	x	$0,01 + 6x$

Поскольку $x \ll 0,01$, то $0,01 - x \approx 0,01$ и $0,01 + 6x \approx 0,01$. Подставляя полученные значения в уравнение (10.6), находим

$$1,0 \times 10^{-42} \approx \frac{x \cdot 0,010^6}{0,010},$$

откуда $x \approx 1,0 \times 10^{-32}$ моль/л.

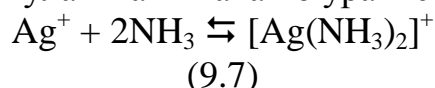
Таким образом, в присутствии даже относительно небольшого избытка лиганда равновесная концентрация иона-комплексообразователя

уменьшается более чем в 10^{25} раз, что соответствует содержанию менее одного иона Fe^{3+} в 1 л раствора. При столь низких концентрациях свободные ионы-комплексообразователи не могут быть обнаружены какими-либо аналитическими методами и не обладают заметной биологической активностью, что широко используется в медицине при отравлениях тяжелыми металлами. Введение в организм значительных количеств малотоксичных лигандов (полиаминов, ЭДТА и др.) способствует связыванию ионов тяжелых металлов в прочные комплексы и их последующему выведению из организма.

В реальных химических и биологических системах обычно приходится иметь дело не с диссоциацией координационных соединений определенного состава, а с обратными процессами, т. е. с образованием комплексов из свободных ионов и молекул, присутствующих в исходном растворе. В этом случае удобнее пользоваться не константами нестойкости, а обратными величинами, называемыми *константами устойчивости* комплексов и обозначаемыми символом $K_{уст}$:

$$K_{уст} = \frac{1}{K_{нест}} \quad (9.6)$$

Например, для процесса комплексообразования при взаимодействии катионов серебра(I) с молекулами аммиака по уравнению



выражение для константы устойчивости будет иметь следующий вид:

$$K_{уст} = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+}{[\text{Ag}^+] \cdot [\text{NH}_3]^2} \quad (9.8)$$

Величина $K_{уст}$ комплекса может служить мерой его термодинамической устойчивости: чем выше $K_{уст}$, тем более прочным является комплекс. Константы устойчивости могут использоваться вместо $K_{нест}$ для расчета концентраций ионов-комплексообразователей.

10. ГЕТЕРОГЕННЫЕ РАВНОВЕСИЯ

10.1. Равновесие газ – раствор.

Растворимость газов в воде определяется многими факторами. Высокую растворимость имеют газы с полярными молекулами, диссоциирующие в водном растворе на ионы (например, галогеноводороды) или химически взаимодействующие с водой (например, аммиак).

Для живых организмов наиболее важна растворимость трех газов:

– диоксида углерода (CO_2), конечного продукта метаболизма органических веществ;

– кислорода (O_2), главного окислителя в метаболических процессах;

– азота (N_2), основного компонента воздуха, которым мы дышим.

Растворение газа в жидкости обычно сопровождается выделением тепла, поэтому растворимость газов, как правило, уменьшается при повышении температуры.

Если растворимое вещество является газом, а растворитель — жидкостью или твердым веществом, то образование раствора сопровождается значительным сокращением объема системы. В соответствии с этим растворимость газов в жидкостях и твердых веществах всегда возрастает по мере увеличения давления.

У. Генри установил, что *при постоянной температуре растворимость газа в жидкости прямо пропорциональна его парциальному давлению¹ над раствором:*

$$s = K_H p, \quad (10.1)$$

где s — массовая концентрация газа в насыщенном растворе; p — парциальное давление газа; K_H — *константа Генри*, численное значение которой определяется природой газа и растворителя, а также температурой раствора.

Соотношение (10.1), известное как *закон Генри*, соблюдается относительно точно лишь для разбавленных растворов, при небольших парциальных давлениях газов (не более 10^4 – 10^5 Па) и в отсутствие химического взаимодействия между молекулами газа и растворителя — иными словами, оно полностью справедливо лишь для идеальных газов и идеальных растворов. Поведение реальных газов при высоких давлениях заметно отличается от идеального, причем с ростом давления отклонения от закона Генри увеличиваются.

Растворимость газов в не слишком разбавленных растворах электролитов всегда меньше, чем в чистом растворителе. В частности, растворимость основных компонентов воздуха в плазме крови уменьшается на 2,5–3% по сравнению с чистой водой.

В 1859 г. русский физиолог И. М. Сеченов установил взаимосвязь между растворимостью газа в воде s_0 и его растворимостью в растворе электролита s с концентрацией растворенного вещества c , получившую название *закона Сеченова*:

$$s = s_0 e^{-kc}, \quad (10.2)$$

где e — основание натуральных логарифмов; k — *константа Сеченова*, значение которой зависит от природы газа, электролита и температуры.

Законы Генри и Сеченова лежат в основе процессов газообмена между организмом человека и окружающей средой. Так, закон Генри объясняет причины возникновения декомпрессионных заболеваний (*кессонной болезни*) у водолазов, летчиков и представителей других профессий, которые по роду своей деятельности должны быстро переходить из среды с повышенным атмосферным давлением в среду с более низким.

Растворимость газов (в частности, кислорода и диоксида углерода) в жидких средах организма может существенно изменяться и при постоянном

¹ См. стр. 69.

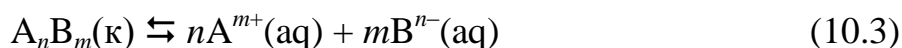
атмосферном давлении. В соответствии с законом Сеченова, такой эффект наблюдается в результате значительного отклонения от нормы общей концентрации электролитов, белков и других растворенных веществ в крови и тканях, вызванного протеканием различных патологических процессов, обезвоживанием организма или потерей солей при активном применении мочегонных препаратов.

10.2 Равновесие малорастворимый электролит – раствор

Раствор сильного малорастворимого электролита, находящийся при определенных условиях в термодинамическом равновесии с твердым электролитом, является насыщенным относительно этого электролита.

К малорастворимым веществам обычно относят те, концентрации которых в насыщенном растворе не превышают 0,01–0,02 моль/л.

Если концентрация в растворе малорастворимого электролита мала, то степень его диссоциации обычно близка к 100%, поэтому можно считать, что в равновесии с твердым веществом находятся только сольватированные продукты его диссоциации. В таком случае гетерогенное равновесие между осадком и насыщенным водным раствором электролита A_nB_m может быть представлено следующей схемой:



Константа равновесия для уравнения (10.1) будет равна отношению концентраций ионов A^{m+} и B^{n-} в насыщенном растворе к концентрации электролита A_nB_m в твердой фазе:

$$K = \frac{[A^{m+}(\text{aq})]^n \cdot [B^{n-}(\text{aq})]^m}{[A_nB_m(\kappa)]} \quad (10.4)$$

Поскольку твердая фаза представляет собой индивидуальное вещество A_nB_m , то его концентрация является постоянной величиной. Тогда произведение K и $[A_nB_m(\kappa)]$ в выражении (10.4) также представляет собой константу, называемую *произведением растворимости* (или *константой произведения растворимости*) электролита A_nB_m и обозначаемую $K_{\text{ПР}}$ (а также K_s или ПР).

$$K_{\text{ПР}} = [A^{m+}(\text{aq})]^n \cdot [B^{n-}(\text{aq})]^m \quad (10.5)$$

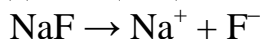
Таким образом, в насыщенном растворе электролита произведение концентраций его ионов является постоянной величиной, которая не зависит от массы осадка и определяется только природой электролита и внешними условиями (температурой раствора и др.).

Зная растворимость электролита при определенной температуре, можно рассчитать величину его $K_{\text{ПР}}$.

На практике обычно приходится решать обратную задачу — по известному значению $K_{\text{ПР}}$ малорастворимого электролита находить его растворимость или равновесные концентрации ионов в его насыщенном растворе

$$\text{Для бинарного электролита } AB \quad s = M \cdot \sqrt{K_{\text{ПР}}} \text{ г/л.}$$

В присутствии одноименных ионов растворимость малорастворимых электролитов снижается. Это вызвано тем, что избыток одного из продуктов диссоциации электролита приводит к сдвигу соответствующего гетерогенного равновесия в сторону образования осадка. Например, если к насыщенному раствору фторида кальция прибавить некоторое количество фторида натрия, то в результате диссоциации последнего по схеме



в растворе возрастет концентрация ионов F^- . В соответствии с принципом Ле-Шателье, положение равновесия (10.4) сместится влево, что приведет к уменьшению концентрации ионов Ca^{2+} и увеличению массы твердого CaF_2 . Выпадение осадка будет продолжаться до тех пор, пока произведение концентраций $[\text{Ca}^{2+}][\text{F}^-]^2$ не станет численно равным величине $K_{\text{ПР}}(\text{CaF}_2)$.

Важной практической задачей является определение возможности выпадения, растворения или изменения состава осадка малорастворимого электролита в результате химических реакций, а также при сливании растворов химически не взаимодействующих веществ, изменении внешних условий и т. д.

Если произведение концентраций ионов $\Pi_c = c^n(\text{A}^{m+})c^m(\text{B}^{n-})$ в растворе превысит величину $K_{\text{ПР}}(\text{A}_n\text{B}_m)$, то данный раствор будет являться пересыщенным относительно электролита A_nB_m , и некоторое количество последнего выпадет в осадок.

Если $\Pi_c < K_{\text{ПР}}$, то раствор будет ненасыщенным, и осадок не образуется (либо произойдет растворение уже существующего осадка).

Наконец, при $\Pi_c = K_{\text{ПР}}$ система будет находиться в равновесии.

Произведение растворимости малорастворимого электролита является константой соответствующего гетерогенного равновесия и может быть вычислено с использованием термодинамических данных. Значения стандартной энергии Гиббса ($\Delta_r G^0$) и константы равновесия (K) для любого процесса связаны соотношением $\Delta_r G^0 = -RT \ln K$. Подставляя $K_{\text{ПР}}$ вместо K , находим $\ln K_{\text{ПР}} = -\Delta_r G^0 / (RT)$, откуда

$$K_{\text{ПР}} = e^{-\frac{\Delta_r G^0}{RT}}, \quad (10.5)$$

В жидких средах человеческого организма содержатся значительные количества ионов, способных образовывать малорастворимые соединения при взаимодействии друг с другом. Произведения концентраций некоторых катионов (преимущественно Ca^{2+} и Mg^{2+}) и анионов (PO_4^{3-} , $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, CO_3^{2-} , уратов и др.) часто близки к величинам $K_{\text{ПР}}$ соответствующих солей или даже несколько превышают их, однако в норме это не приводит к образованию осадков. Высокое содержание белков в плазме крови и других биологических жидкостях препятствует формированию крупных кристаллов малорастворимых соединений и способствует удержанию мелких агрегатов в коллоидно-дисперсном состоянии (см. раздел 12). Данное явление получило название *коллоидной защиты*.

Нарушения ионного или белкового баланса может привести к выпадению компактных осадков малорастворимых электролитов и развитию

различных патологических процессов (мочекаменная болезнь, тромбоз, минерализации тканей и т. п.). Профилактика и лечение подобных явлений основаны на связывании и выведении из организма избытка одного или нескольких ионов, входящих в состав осадка. Так, растворение оксалатных камней (состоящих преимущественно из CaC_2O_4) в ряде случаев может быть достигнуто правильным подбором диеты с пониженным содержанием щавелевой кислоты и других веществ, способствующих накоплению ионов $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ в организме.

С другой стороны, препараты лимонной кислоты и ее производных способствуют выведению из организма ионов Ca^{2+} , что также препятствует образованию малорастворимых солей этого элемента. Наконец, простое увеличение объема поступающей в организм жидкости (до 2–2,5 л в сутки) способствует растворению практически любых нежелательных минеральных образований в различных отделах выделительной системы.