



ДОНСКОЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ

УПРАВЛЕНИЕ ЦИФРОВЫХ ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫХ ТЕХНОЛОГИЙ

Кафедра «Естественные науки»

Учебно-методическое пособие
«Электролитическая диссоциация»
для иностранных слушателей
дополнительных общеобразовательных
программ
по дисциплине

«Химия»

Автор
Власенко И. В.

Ростов-на-Дону, 2020

Аннотация

Данные методические указания предназначены для аудиторной и самостоятельной работы иностранных слушателей очной формы обучения при изучении дисциплины «Химия». Содержат адаптированный теоретический материал, контрольные вопросы и задания для самостоятельной работы по теме «Электролитическая диссоциация», предусмотренные требованиями к освоению дополнительных общеобразовательных программ, обеспечивающих подготовку иностранных граждан и лиц без гражданства к освоению профессиональных образовательных программ на русском языке.

Представленный материал включает в себя обязательный минимум дисциплины «Химия», необходимый для систематизации уже имеющихся у иностранных слушателей знаний по предмету, их углубления и восстановления возможных пробелов.

Авторы

ст. преподаватель кафедры «Естественные науки» Власенко И.В.



Оглавление

1. Электролитическая диссоциация	4
1.1. Сильные электролиты	7
1.2. Диссоциация кислот, оснований и солей в водных растворах.....	9
1.3. Ионные реакции в растворах	11
2. Произведение растворимости	13
Вопросы и упражнения	16
Список литературы	18

1. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

По способности проводить электрический ток в водном растворе или в расплаве вещества делятся на электролиты и неэлектролиты.

Электролиты - вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток. К ним относятся соли, кислоты, основания. В молекулах этих веществ существуют ионные или ковалентные сильно полярные химические связи.

Неэлектролиты - вещества, растворы или расплавы которых не проводят электрический ток (кислород, водород, многие органические вещества). В молекулах этих веществ имеются ковалентные неполярные или малополярные связи.

Для объяснения электропроводности растворов и расплавов солей, кислот и оснований шведский ученый С. Аррениус создал **теорию электролитической диссоциации** (1887 г.):

1. Молекулы электролитов при растворении или расплавлении распадаются на ионы.

Процесс распада молекул электролитов на ионы в растворе или расплаве называется **электролитической диссоциацией, или ионизацией.**

Ионы - это атомы или группы атомов, имеющие положительный или отрицательный заряд. Простые ионы - Na^+ , Mg^{+2} , S^{2-} , Cl^- и др. Сложные ионы - NO_3^- , NH_4^+ , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} и др.

2. Ионы движутся хаотично. При пропускании через раствор электрического тока положительно заряженные ионы движутся к отрицательно заряженному электроду (катоде) и называются **катионами**, отрицательно заряженные ионы движутся к положительно заряженному электроду (аноду) и называются **анионами**.

Катионы: H^+ , NH_4^+ , Na^+ , K^+ , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Al^{3+} , CuOH^+ , $\text{Al}(\text{OH})_2^+$, FeOH^{2+} ...

Анионы: OH^- , Cl^- , NO_3^- , SO_3^{2-} , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, HCO_3^- , H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} ...

Растворы (расплавы) электролитов являются проводниками второго рода, так как электропроводность обусловлена в них движением ионов.

3. Диссоциация - процесс обратимый. Одновременно идут два противоположных процесса: диссоциация и ассоциация. Например: $\text{HNO}_2 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$.

В результате диссоциации одной молекулы HNO_2 образуются два иона. **Общая сумма зарядов катионов равна общей сумме зарядов анионов** и противоположна по знаку (так как растворы электролитов электронейтральны).

Теория С. Аррениуса не отвечала на вопросы: какие причины обуславливают появление в растворах ионов и почему положительные ионы, сталкиваясь с отрицательными, не образуют нейтральных частиц.

Свой вклад в развитие этой теории внесли русские ученые: Д.И. Менделеев, И.А. Каблуков, В.А. Кистяковский - сторонники химической теории растворов, обращавшие внимание на влияние растворителя в процессе диссоциации. Каблуков утверждал, что растворенное вещество взаимодействует с растворителем (**процесс сольватации**), образуя продукты переменного состава (**сольваты**).

Сольват представляет собой ион, окруженный молекулами растворителя (сольватная оболочка), которых может быть разное количество (за счет этого достигается переменный состав). Если растворителем является вода, то процесс взаимодействия молекул растворенного вещества и растворителя называется **гидратацией**, а продукт взаимодействия - **гидратом**.

Например, при растворении под действием растворителя (воды) ионы Na^+ и Cl^- , существовавшие в ионном кристалле NaCl , переходят в раствор в виде сольватированных (гидратированных) ионов, которые обозначают $\text{Na}^+(\text{p.})$ и $\text{Cl}^-(\text{p.})$; при растворении HCl в воде образуются гидратированные ионы $\text{H}_3\text{O}^+(\text{p.})$ и $\text{Cl}^-(\text{p.})$.

Процесс гидратации обусловлен полярным строением молекул воды.

Таким образом, причиной электролитической диссоциации является сольватация (гидратация). И именно сольватация (гидратация) ионов препятствует обратному соединению в нейтральные молекулы.

Одной из основных характеристик электролитической диссоциации является степень диссоциации - число, показывающее, какая часть молекул распалась на ионы. Степень электролитической диссоциации (α) равна отношению числа распавшихся на ионы молекул (n) к общему числу молекул в растворе (N): $\alpha = n/N \cdot 100\%$.

Степень диссоциации зависит:

- а) от природы растворенного вещества;
- б) природы растворителя (его диэлектрической проницаемости и полярности);
- в) концентрации раствора (чем меньше концентрация, тем больше степень диссоциации);
- г) температуры;
- д) наличия одноименного иона.

Например, для уксусной кислоты $\text{CH}_3\text{COOH} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$, при добавлении ацетат - ионов (CH_3COO^-) положение равновесия смещается влево, в сторону образования недиссоциированных молекул CH_3COOH .

По степени диссоциации электролиты подразделяют на сильные и слабые. Для сильных электролитов $\alpha = 1$ или 100% (в растворе присутствуют ионы растворенного вещества), для слабых электролитов $0 < \alpha < 1$ (в растворе присутствуют наряду с ионами растворенного вещества и его недиссоциированные молекулы), для неэлектролитов $\alpha = 0$ (ионы в растворе отсутствуют).

Если растворителем является вода, к сильным электролитам относятся:

- 1) все растворимые соли;

- 2) сильные кислоты: HCl , HBr , HI , H_2SO_4 , HNO_3 , HClO_4 ;
- 3) сильные основания (щелочи): LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

1.1. Сильные электролиты

При повышении концентрации растворенного вещества возрастают отклонения от законов идеальных растворов, которые обусловлены взаимодействиями между частицами растворенного вещества, а также вещества и растворителя. В растворах слабых электролитов взаимодействие ионов друг с другом невелико вследствие их незначительной концентрации. Сильные электролиты в растворах диссоциированы полностью. Поэтому в уравнении диссоциации стрелка указывает только на прямой процесс: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$. Степень взаимодействия частиц в растворе тем выше, чем больше плотность их зарядов и чем меньше среднее расстояние между ними. Для сильных электролитов наряду с истинной различают активную концентрацию (активность): $a = f \cdot C_m$, где a - активность, f - коэффициент активности, который учитывает все виды взаимодействия частиц в растворе, C_m - молярная концентрация раствора.

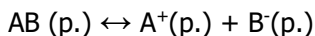
Если пользоваться значениями активности, то законы химического равновесия можно применять и к сильным электролитам. В частности, при этом можно получить значения констант диссоциации сильных кислот. В выражении константы диссоциации вместо концентраций ионов и недиссоциированных молекул будут стоять их активности. Несмотря на некоторую формальность такого рода констант, они полезны, так как дают возможность сравнивать друг с другом свойства сильных кислот. В табл. 1 приведены константы диссоциации некоторых сильных кислот, выраженные через активности.

Таблица 1.

Константы диссоциации некоторых сильных кислот в водных растворах при 25°C

Кислота	Формула	Константа диссоциации K_d
Азотная	HNO_3	43,6
Бромоводород	HBr	10^9
Иодоводород	HI	10^{11}
Марганцовая	HMnO_4	200
Серная	H_2SO_4	$K_1=1000; K_2=10^{-2}$
Хлороводород	HCl	10^7

Поскольку процесс электролитической диссоциации обратим, в растворе устанавливается равновесие:

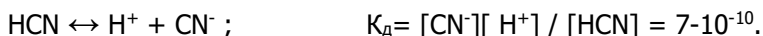
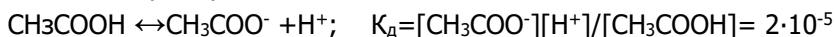


Его характеризуют константой равновесия, называемой в данном случае **константой диссоциации $K_{\text{дисс}}$** :

$$K = K_{\text{дисс}} = \frac{[\text{A}^+] \cdot [\text{B}^-]}{[\text{AB}]}$$

Чем больше эта величина, тем легче электролит распадается на ионы, тем больше его ионов в растворе.

Например:



Следовательно, уксусная кислота CH_3COOH более сильный электролит, чем циановодородная кислота HCN .

Константа диссоциации – постоянная величина при данной температуре, зависит от природы электролита и растворителя.

Константа диссоциации указывает на прочность молекул в данном растворе. Чем меньше константа диссоциации, тем слабее диссоциирует электролит, и тем устойчивее его молекулы.

Степень диссоциации α изменяется с концентрацией раствора. Рассмотрим зависимость степени диссоциации от концентрации слабого электролита на примере азотистой кислоты $\text{HNO}_2 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$, $K_d = [\text{H}^+]\cdot[\text{NO}_2^-] / [\text{HNO}_2]$.

Пусть C_m – исходная концентрация кислоты (моль/л); α – степень диссоциации. Т.к. при диссоциации одной молекулы кислоты образуется по одному иону H^+ и NO_2^- , то их концентрации будут равны $[\text{H}^+] = [\text{NO}_2^-] = C_m \alpha$. Концентрация недиссоциированных молекул равна $[\text{HNO}_2] = C_m (1 - \alpha)$. Подставим значения равновесных концентраций ионов и кислоты в уравнение K_d :

$K_d = C_m^2 \alpha^2 / C_m (1 - \alpha) = C_m \alpha^2 / (1 - \alpha)$ - **уравнение закона разбавления Оствальда**. Если $\alpha \ll 1$, то уравнение упрощается $K_d \approx C_m \alpha^2$ и $\alpha \approx \sqrt{K_d / C}$. Т.о., степень диссоциации уменьшается с увеличением концентрации слабого электролита.

Растворы сильных электролитов не содержат недиссоциированных молекул, а процессы ассоциации приводят к образованию гидратированных ионов и ионных пар, поэтому понятие константы диссоциации к этим растворам не применимо.

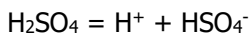
1.2. Диссоциация кислот, оснований и солей в водных растворах

Кислоты – это электролиты, которые при диссоциации образуют только один вид катионов – катионы водорода H^+ .

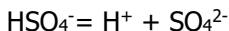
Сильные кислоты диссоциируют полностью: $\text{HNO}_3 = \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$;

молекулы серной кислоты диссоциируют ступенчато:

1 стадия (отщепление одного катиона водорода):



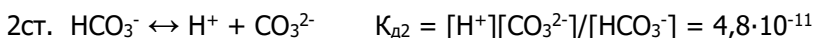
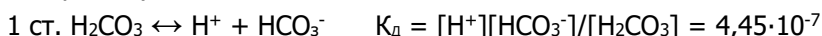
2 стадия:



Отщепление второго катиона водорода идет значительно труднее, так как ему приходится преодолевать притяжение со

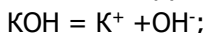
стороны двухзарядного иона SO_4^{2-} , который притягивает к себе ион водорода сильнее, чем однозарядный ион HSO_4^- . Поэтому вторая ступень диссоциации происходит в гораздо меньшей степени, чем первая.

Слабые многоосновные кислоты (H_2SO_3 , H_2CO_3 , H_2S , H_3PO_4 и др.) диссоциируют ступенчато, причем константа диссоциации по каждой следующей ступени на несколько порядков ниже, чем по предыдущей.



Основания – это электролиты, которые при диссоциации образуют только один вид анионов - гидроксид-ионы OH^- .

Сильные основания диссоциируют полностью:



молекулы гидроксида бария диссоциируют ступенчато

1 стадия (отщепляется один гидроксид-ион OH^-):



2 стадия: $\text{BaOH}^+ = \text{Ba}^{2+} + \text{OH}^-$.

Многоосновные слабые основания диссоциируют ступенчато, преимущественно по первой стадии, т.к. константа диссоциации по каждой следующей ступени на несколько порядков ниже, чем по предыдущей.

1 ст. $\text{Zn}(\text{OH})_2 \leftrightarrow \text{OH}^- + \text{ZnOH}^+$;



2 ст. $\text{ZnOH}^+ \leftrightarrow \text{OH}^- + \text{Zn}^{2+}$; $K_{d2} = \frac{[\text{OH}^-][\text{Zn}^{2+}]}{[\text{ZnOH}^+]} = 1,5 \cdot 10^{-9}$

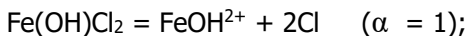
Средние (нормальные) соли – сильные электролиты, образующие при диссоциации катионы металла и анионы кислотных остатков:



Кислые соли – сильные электролиты, диссоциирующие на катион металла и сложный анион, в состав которого входят атомы водорода и кислотный остаток: $\text{NaHCO}_3 = \text{Na}^+ + \text{HCO}_3^-$

($\alpha = 1$); сложный анион HCO_3^- (гидрокарбонат-ион) практически не диссоциирует ($\alpha \ll 1$).

Основные соли – электролиты, которые при диссоциации образуют анионы кислотного остатка и сложные катионы, состоящие из атомов металла и гидроксогрупп OH^- :



вторичной диссоциации ионов основных остатков на ионы металла и гидроксила почти не происходит ($\alpha \ll 1$).

1.3. Ионные реакции в растворах

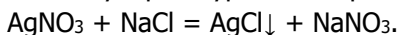
Согласно теории электролитической диссоциации все реакции в водных растворах электролитов являются реакциями между ионами. Они называются ионными реакциями, а уравнения этих реакций **ионными уравнениями**. Они проще молекулярных и имеют более общий характер.

При составлении ионных уравнений реакций следует руководствоваться тем, что вещества малодиссоциированные, малорастворимые (выпадающие в осадок) и газообразные записываются в виде молекул. Знак \downarrow , стоящий при формуле вещества, обозначает, что это вещество уходит из сферы реакции в виде осадка, знак \uparrow обозначает, что вещество удаляется из сферы реакции в виде газа. Сильные электролиты, как полностью диссоциированные, записывают в виде ионов. Сумма электрических зарядов левой части уравнения должна быть равна сумме электрических зарядов правой части.

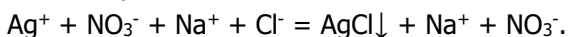
Пример 1. Написать молекулярное и ионное уравнения реакции взаимодействия растворов нитрата серебра и хлорида натрия.

Разобьем решение задачи на этапы.

1. Записываем молекулярное уравнение реакции:

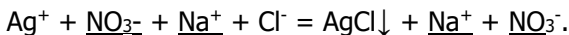


2. Переписываем это уравнение, изобразив хорошо диссоциирующие вещества в виде ионов, а уходящие из сферы реакции – в виде молекул:

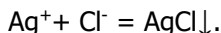


Это полное ионное уравнение.

3. Исключаем из обеих частей равенства одинаковые ионы, т.е. ионы, не участвующие в реакции (подчеркнуты)



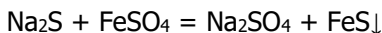
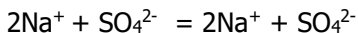
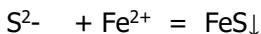
4. Записываем уравнение реакции в окончательном виде:



Это сокращенное ионное уравнение реакции. Как видно из этого уравнения, сущность реакции сводится к взаимодействию ионов Ag^+ и Cl^- , в результате чего образуется осадок AgCl . При этом вовсе не имеет значения, в состав каких электролитов входили эти ионы до их взаимодействия.

Реакции между ионами практически необратимо протекают в тех случаях, когда в результате их взаимодействия образуются малодиссоциированные, малорастворимые или газообразные вещества, т.е. когда продукты взаимодействия уходят из сферы реакций.

На основании ионного уравнения легко написать молекулярное. Для этого надо к ионам левой части уравнения приписать такие ионы противоположного знака, которые образовывали бы с исходными ионами сильные электролиты, затем такие же ионы и в том же количестве написать в правой части уравнения, после чего объединить ионы в соответствующие вещества:



Пример 2. Вычисление степени диссоциации слабого электролита по значению его константы диссоциации.

Найдите степень диссоциации сероводородной кислоты по первой ступени в 0,1М растворе, если константа диссоциации для этой ступени равна $1,1 \cdot 10^{-7}$.

Решение. Сероводородная кислота - очень слабая, поэтому для вычисления степени диссоциации воспользуемся упрощенным выражением закона разбавления: $K_d = C_m \alpha^2$,

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C}} = \sqrt{\frac{1,1 \cdot 10^{-7}}{0,1}} = \sqrt{1,1 \cdot 10^{-6}} = 1,05 \cdot 10^{-3}.$$

Степень диссоциации сероводородной кислоты по первой степени равна 0,105 %.

Пример 3. Вычисление концентрации ионов в растворе электролита по его степени диссоциации.

Определите концентрацию ионов OH^- в 0,01М растворе гидроксида аммония, если $K_d = 1,77 \cdot 10^{-5}$.

Решение . Концентрация ионов $C_{\text{ион}}$ в растворе электролита зависит от молярной концентрации электролита C_m , его степени диссоциации α и числа ионов n данного вида, получаемых при диссоциации электролита, т. е. $C_{\text{ион}} = C_m \alpha n$.

Для определения концентрации ионов OH^- в растворе NH_4OH находим степень диссоциации NH_4OH :

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C}} = \sqrt{\frac{1,77 \cdot 10^{-5}}{0,01}} = \sqrt{0,177 \cdot 10^{-2}} = 0,42 \cdot 10^{-1} = 0,042.$$

Концентрация ионов OH^- равна: $C_{\text{он}^-} = 10^{-2} \cdot 0,042 \cdot 1 = 0,42 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Концентрацию ионов OH^- можно вычислить также, пользуясь формулой: $C_{\text{ион}} = C_m \alpha$. Подставим сюда значение α из предыдущего соотношения, находим:

$$C_{\text{ион}} = C_m \sqrt{\frac{K_d}{C}} = \sqrt{K_d \cdot C}$$

$$C_{\text{он}^-} = \sqrt{K_d \cdot C} = \sqrt{1,77 \cdot 10^{-5} \cdot 10^{-2}} = \sqrt{1,77 \cdot 10^{-7}} = \sqrt{0,177 \cdot 10^{-6}} = 0,42 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

2. ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ

Труднорастворимые вещества всегда имеют над осадком насыщенный раствор. При образовании насыщенного раствора в системе устанавливается динамическое равновесие между растворенным и нерастворенным веществом. Рассмотрим насыщенный раствор труднорастворимой соли хлорида серебра AgCl (осадок) $\leftrightarrow \text{Ag}^+ + \text{Cl}^-$. Применим закон действия масс к этой обратимой системе:

$$K_p = \frac{[Ag^+][Cl^-]}{[AgCl]_{(осадок)'}}$$

где $[AgCl]_{(осадок)}$ - концентрация хлорида серебра. В обратимой системе: осадок \leftrightarrow насыщенный раствор, равновесная концентрация $[AgCl]_{(осадок)}$ при данной температуре есть величина постоянная, ее можно объединить с константой равновесия. Тогда это уравнение примет вид

$$[Ag^+][Cl^-] = K_p \cdot [AgCl]_{(осадок)} = ПР AgCl.$$

Так как произведение концентраций ионов электролита в насыщенном растворе характеризует способность электролита растворяться, то эту величину называют произведением растворимости ПР.

Смысл этого уравнения : как бы не менялась концентрация отдельных ионов в насыщенном растворе электролита, произведение их при постоянной температуре сохраняет одну и ту же величину.

Растворение происходит самопроизвольно, если ΔG реакции растворения < 0 . Условие выпадения осадка: произведение концентраций ионов $> ПР$. Условие растворения осадка: произведение концентраций ионов $< ПР$.

Пример 4. Вычисление концентрации ионов малорастворимого электролита в его насыщенном растворе.

Произведение растворимости BaF_2 при $18^\circ C$ равно $1,7 \cdot 10^{-6}$. Рассчитайте концентрацию ионов Ba^{2+} и F^- в насыщенном растворе BaF_2 при этой температуре.

Решение. BaF_2 диссоциирует по уравнению:



При диссоциации BaF_2 ионов F^- получается в 2 раз больше, чем ионов Ba^{2+} . Пусть $[Ba^{2+}] = x$ моль/л, тогда $[F^-] = 2x$ моль/л. Произведение растворимости соли:

$$ПР(BaF_2) = [Ba^{2+}][F^-]^2 = x \cdot (2x)^2 = 4x^3 = 1,7 \cdot 10^{-6}.$$

$$\text{Концентрация ионов } Ba^{2+}: C_{Ba^{2+}} = \sqrt[3]{\frac{1,76 \cdot 10^{-6}}{4}} = 0,75 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$$

$$\text{Концентрация ионов } F^- : C_{F^-} = 0,75 \cdot 10^{-2} \cdot 2 = 1,50 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л.}$$

Пример 5. Вычисление произведения растворимости малорастворимого электролита.

Растворимость Ag_3PO_4 ($M_r = 418,58$ г/моль) в воде при 20°C равна $0,0065$ г/л. Рассчитайте значение произведения растворимости.

Решение . Растворимость Ag_3PO_4 (т.е концентрация насыщенного раствора):

$$P = \frac{6,5 \cdot 10^{-3}}{418,58} = 1,6 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

Ag_3PO_4 диссоциирует по уравнению: $\text{Ag}_3\text{PO}_4 = 3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-}$. При диссоциации 1 моль Ag_3PO_4 образуется 3 моль ионов Ag^+ и 1 моль ионов PO_4^{3-} , поэтому концентрация иона PO_4^{3-} равна растворимости Ag_3PO_4 , а концентрация иона Ag^+ в три раза больше, т. е. $[\text{PO}_4^{3-}] = 1,6 \cdot 10^{-5}$ моль/л ; $[\text{Ag}^+] = 3 \cdot 1,6 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

Произведение растворимости Ag_3PO_4 будет:

$$\text{ПР} (\text{Ag}_3\text{PO}_4) = [\text{Ag}^+]^3 [\text{PO}_4^{3-}] = (4,8 \cdot 10^{-5})^3 \cdot 1,6 \cdot 10^{-5} = 110,6 \cdot 10^{-15} \cdot 1,6 \cdot 10^{-5} = 1,77 \cdot 10^{-18}.$$

Пример 6. Определение условий выпадения осадка.

Произведение растворимости MgS при 25°C равно $2,0 \cdot 10^{-15}$. Образуется ли осадок MgS при смешении равных объемов $0,004$ н. $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ и $0,0006$ н. Na_2S ? Степени диссоциации этих электролитов принять равными единице.

Решение . При смешении равных объемов растворов объем смеси стал в 2 раза больше каждого из взятых растворов, а концентрация каждого из растворенных веществ уменьшилась вдвое, т. е. $C_n (\text{Mg}(\text{NO}_3)_2) = 0,002$ н; $C_n (\text{Na}_2\text{S}) = 0,0003$ н. Для определения концентрации ионов Mg^{2+} и S^{2-} необходимо перевести нормальную (эквивалентную) концентрацию смешиваемых растворов в молярную:

$$C_n (\text{Mg}(\text{NO}_3)_2) = 0,002\text{н}; C_m = 0,001\text{М};$$

$$C_n (\text{Na}_2\text{S}) = 0,0003\text{н}; C_m = 0,00015\text{М}.$$

Концентрация ионов Mg^{2+} и S^{2-} соответственно равна:

$[\text{Mg}^{2+}] = 1 \cdot 10^{-3}$ моль/л; $[\text{S}^{2-}] = 1,5 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Произведение концентраций ионов Mg^{2+} и S^{2-} равно :

$$[\text{Mg}^{2+}][\text{S}^{2-}] = 10^{-3} \cdot 1,5 \cdot 10^{-4} = 1,5 \cdot 10^{-7} \text{ - больше ПР} (\text{MgS}).$$

Следовательно, осадок MgS образуется.

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Что такое ионы? Какие ионы называются катионами, а какие - анионами? Приведите примеры катионов и анионов.
2. Какова главная причина электролитической диссоциации в водных растворах?
3. Что называется степенью диссоциации? От чего она зависит?
4. Что характеризует константа диссоциации?
5. Почему водный раствор серной кислоты проводит электрический ток, а безводная серная кислота не проводит? Ответ объясните.
6. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций между K_2SiO_3 и HCl ; $BaCl_2$ и Na_2SO_4 ; $Al_2(SO_4)_3$ и $Pb(NO_3)_2$; CH_3COONa и HCl ; $FeCl_3$ и NH_4OH ; $Hg(NO_3)_2$ и NaI ; NH_4Cl и $Ca(OH)_2$.
7. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионными уравнениями: $Zn^{2+} + H_2S = ZnS + 2H^+$; $Mg^{2+} + CO_3^{2-} = MgCO_3$; $H^+ + OH^- = H_2O$.
8. К каждому из веществ $Al(OH)_3$; H_2SO_4 ; $Ba(OH)_2$ добавили раствор KOH . В каких случаях произошли реакции? Выразите их молекулярными и ионными уравнениями.
9. Написать выражения константы диссоциации для уксусной кислоты и гидроксида аммония.
10. Как изменится концентрация водородных ионов в растворе азотной кислоты при добавлении к нему уксуснокислого кальция?
11. Пользуясь таблицей произведений растворимости, указать, какая из двух солей - $BaSO_4$ или $CaSO_4$ - является менее растворимой.
12. Объяснить, почему при добавлении к насыщенному раствору $BaSO_4$ гипсовой воды (насыщенный раствор $CaSO_4$ наблюдается образование осадка).
13. Вывести уравнение произведения растворимости $BaSO_4$.

14. Объяснить растворимость BaCO_3 в азотной кислоте, исходя из произведения растворимости соли и ионного уравнения реакций между данными веществами.

15. Как изменится количество осадка Mg(OH)_2 в насыщенном растворе при добавлении к нему едкого натра, соляной кислоты?

Таблица 2

Произведение растворимости малорастворимых веществ в воде при 25°C

Вещество	ПР	Вещество	ПР
AgBr	$6,3 \cdot 10^{-13}$	Fe(OH)_2	$1 \cdot 10^{-15}$
Ag_2CO_3	$6,15 \cdot 10^{-12}$	FeS	$3,7 \cdot 10^{-19}$
AgCl	$1,56 \cdot 10^{-10}$	Fe(OH)_3 (18°C)	$3,8 \cdot 10^{-38}$
AgCN	$2 \cdot 10^{-12}$	FeCO_3	$2,5 \cdot 10^{-11}$
AgCNS	$1 \cdot 10^{-12}$	Mg(OH)_2	$5,5 \cdot 10^{-12}$
Ag_2CrO_4	$4 \cdot 10^{-12}$	MgCO_3	$1 \cdot 10^{-5}$
$\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	$2 \cdot 10^{-7}$	MgS	$2,0 \cdot 10^{-15}$
AgI	$1,5 \cdot 10^{-16}$	Mn(OH)_2	$4 \cdot 10^{-14}$
Ag_3PO_4 (20°C)	$1,8 \cdot 10^{-18}$	MnCO_3	$5,05 \cdot 10^{-10}$
Ag_2S	$5,7 \cdot 10^{-51}$	MnS (18°C)	$5,6 \cdot 10^{-16}$
Ag_2SO_4	$7,7 \cdot 10^{-5}$	NiS (20°C)	$1,1 \cdot 10^{-27}$
AgOH	$2 \cdot 10^{-8}$	Ni(OH)_2	$1,6 \cdot 10^{-14}$
Al(OH)_3	$1,9 \cdot 10^{-33}$	NiCO_3	$1,4 \cdot 10^{-7}$
BaCO_3	$7 \cdot 10^{-9}$	Pb(OH)_2	$1 \cdot 10^{-15}$
BaCrO_4	$2,3 \cdot 10^{-10}$	PbCO_3	$1,5 \cdot 10^{-13}$
BaSO_4	$1,08 \cdot 10^{-10}$	PbCl_2	$1,7 \cdot 10^{-5}$
BaC_2O_4	$1,7 \cdot 10^{-7}$	PbBr_2	$9,1 \cdot 10^{-6}$
Bi(OH)_3	$4,3 \cdot 10^{-31}$	PbI_2	$8 \cdot 10^{-9}$
Bi_2S_3	$1,6 \cdot 10^{-72}$	PbCrO_4	$1,8 \cdot 10^{-14}$
CaCO_3	$4,8 \cdot 10^{-9}$	PbS (18°C)	$1,1 \cdot 10^{-29}$
CaC_2O_4	$2 \cdot 10^{-9}$	PbSO_4	$1,8 \cdot 10^{-8}$
CaCrO_4	$2,3 \cdot 10^{-2}$	Sb_2S_3	$1 \cdot 10^{-30}$
CaF_2	$4 \cdot 10^{-11}$	Sb(OH)_2	$4 \cdot 10^{-42}$
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	$1 \cdot 10^{-25}$	SnS	$1 \cdot 10^{-28}$
CaSO_4	$6,1 \cdot 10^{-5}$	Sn(OH)_2	$5 \cdot 10^{-26}$
Cd(OH)_2	$2 \cdot 10^{-14}$	H_2SiO_3	$1 \cdot 10^{-10}$
CdS	$7,9 \cdot 10^{-27}$	Hg_2Cl_2	$1,1 \cdot 10^{-18}$

CdCO_3	$2,5 \cdot 10^{-14}$	SrCO_3	$9,42 \cdot 10^{-10}$
Co(OH)_2	$2 \cdot 10^{-16}$	SrC_2O_4	$5,6 \cdot 10^{-8}$
CoS	$7 \cdot 10^{-23}$	SrSO_4	$2,8 \cdot 10^{-7}$
CuCO_3	$2,36 \cdot 10^{-10}$	SrCrO_4	$3,6 \cdot 10^{-5}$
Cu(OH)_2	$5,6 \cdot 10^{-20}$	ZnCO_3	$6 \cdot 10^{-11}$
Cr(OH)_3	$5,4 \cdot 10^{-31}$	$\text{Zn(OH)}_2 (20^\circ\text{C})$	$4 \cdot 10^{-16}$
CuS	$4 \cdot 10^{-38}$	ZnS	$1,6 \cdot 10^{-24}$
Cu_2S	$2,5 \cdot 10^{-50}$	Hg_2I_2	$4,5 \cdot 10^{-29}$
CoS	$7 \cdot 10^{-23}$	HgS	$3 \cdot 10^{-53}$

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. А.С. Егоров, В.А. Попков, Н.М. Иванченко Основы химии для иностранных учащихся подготовительных факультетов (отделений). – М.: Высш. шк., 2005.- 551 с.: ил.

2. Громов Ю.Ю., Дьячкова Т.П., Шеина О.А., Лагутин А.В. Общая химия: Учебное пособие для иностранных граждан, 2005. - Режим доступа: <http://window.edu.ru/resource/006/38006>

3. А.С. Егоров, В.Д. Дионисьев и др. Химия. Пособие-репетитор. Ростов-на-Дону. Издательство «Феникс», 1997. 736 с.

4. Л.М. Романцева, З.Л. Лещинская, В.А. Суханова Сборник задач и упражнений по общей химии. –М.: Высш. шк., 1991. - 290 с.