

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ  
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
высшего профессионального образования  
«КУЗБАССКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ  
ИМЕНИ Т. Ф. ГОРБАЧЕВА»

Кафедра химии и технологии неорганических веществ

## **СВОЙСТВА РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ**

Методические указания к лабораторным работам  
по дисциплинам «Химия» и «Общая и неорганическая химия»  
для студентов I курса инженерно-технических специальностей  
и направлений очной и заочной форм обучения

Составители Т. Г. Черкасова  
Э. С. Татарина

Утверждены на заседании кафедры  
Протокол № 3 от 17.11.2011  
Рекомендованы к печати  
учебно-методической комиссией  
направления 240100  
Протокол № 8 от 07.12.2011  
Электронная копия хранится  
в библиотеке КузГТУ

Кемерово 2012

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1

### ГОМОГЕННЫЕ РАВНОВЕСИЯ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

#### 1. ЦЕЛЬ РАБОТЫ

Изучение свойств электролитов и ионных равновесий в водных растворах.

#### 2. ОБЩИЕ ПОЛОЖЕНИЯ

При растворении в воде, как в одном из сильно полярных растворителей, вещества претерпевают значительные изменения. В ряде случаев это проявляется в электрической проводимости водных растворов, а иногда и в полном химическом превращении растворенных веществ. Электрическая проводимость является следствием электролитической диссоциации веществ, относящихся к электролитам.

Электролитическая диссоциация – процесс распада электролитов на ионы под действием полярных молекул растворителя. Электролитическая диссоциация в растворе протекает в результате межмолекулярного взаимодействия электролита с полярными молекулами растворителя и гидратации образовавшихся ионов. При образовании гидратированных ионов происходит полный разрыв связи в электролите с переходом связующей пары электронов к одному из атомов с образованием ионов. Гидратированные ионы представляют собой аквакомплексы. В катионных аквакомплексах центральные ионы связаны с молекулами воды за счет донорно-акцепторного взаимодействия, а в анионных комплексах – за счет водородной связи.

В общем виде процесс диссоциации электролита (КА) можно выразить уравнением



или условно



где  $K^+$  и  $A^-$  – гидратированные катион и анион.

Образование ионов и их состав зависят от полярности и поляризуемости связей в молекуле. Вещества с ионной или ковалентной полярной связью диссоциируют на ионы, тогда как вещества с неполярной ковалентной связью не диссоциируют на ионы и относятся к неэлектролитам. Не всегда большей полярности соответствует большая степень электролитической диссоциации. Это связано с тем, что в результате растворения вещества в воде и сопутствующей ему гидратации, характер химической связи с частицами, составляющими вещества, существенно изменяется. Например, несмотря на то, что в ряду газообразных галогеноводородов от HF до HI ионность связи закономерно уменьшается, в водных растворах в наибольшей степени диссоциируют молекулы HI. Это можно объяснить тем, что протон галогеноводородов в воде сильно гидратируется и образует объемные ионы гидроксония  $H_3O^+$ , которые существенно меньше поляризуют объемные ионы галогена, чем маленький «голый» протон. Поэтому связь протон-галоген становится ионной, и электростатическое взаимодействие ионов гидроксония и иода оказывается наиболее слабым, поэтому размер однозарядного аниона в ряду  $F^-$ ,  $Cl^-$ ,  $Br^-$ ,  $I^-$  для  $I^-$  максимален.

Согласно современной классификации все электролиты делятся на большие группы: *неассоциированные* электролиты и *ассоциированные* электролиты. Неассоциированные электролиты (иногда их называют сильными) обязательно в растворах полностью диссоциированы. Степень диссоциации неассоциированных (или сильных) электролитов  $\alpha = 1$  всегда.

Ассоциированные электролиты делятся на три группы. Первая – слабые электролиты, которые существуют в растворе, как в виде простых ионов, так и в виде недиссоциированных молекул. Причиной диссоциации слабых электролитов является преобладание вклада ковалентности в связи между атомами. Вторая группа ассоциированных электролитов – ионные ассоциаты. К ним относятся концентрированные растворы ( $>0,1$  м) хорошо диссоциирующих электролитов, в которых возможно взаимодействие разноименных и даже одноименных ионов. Ионные ассоциаты – это образование, которые существуют благодаря электростатическому взаимодействию. Больше всего среди ионных

ассоциатов ионных пар, ионных тройников (из трех ионов), ионных квадрупольей (из четырех ионов). Ионная пара – это не то же самое, что ионная молекула. Ионная пара (ионный тройник, ионный квадруполь) отличается от ионной молекулы тем, что в ионной паре сохраняется гидратация ионов, поэтому расстояние между ними значительно больше, чем в кристаллической решетке, а сила взаимодействия соответственно меньше. Например, в растворе хлорида калия  $KCl$  существуют ионные пары  $KCl$ , ионные тройники  $KCl_2^-$  и  $K_2Cl^+$ , ионные квадрупольи  $K_2Cl_2$  и другие ассоциаты, а также сольваты ионных ассоциатов. Природа связи между гидратированными ионами в ионных парах, ионных тройниках, ионных квадрупольях – электростатическая, тогда как при образовании молекул обычно возникает в значительной мере ковалентная связь. Третья группа ассоциированных электролитов – различные комплексные частицы (как ионные, так и молекулярные комплексы), в которых имеет место донорно-акцепторная связь.

При современной классификации один и тот же электролит может относиться к разным группам в зависимости от вида растворителя, от концентрации раствора и от температуры. Поэтому тот же  $KCl$  может относиться к разным группам электролитов. Например,  $KCl$  в водном растворе при концентрации 0,01 моляльности и 298,15 К относится к группе неассоциированных (сильных) электролитов; в водном растворе при 2 моляльной концентрации относится уже к группе ионных ассоциатов. А в бензольном растворе, в котором диэлектрическая проницаемость невелика,  $KCl$  типичный слабый электролит.

Наличие самых разнообразных частиц в растворах существенно затрудняют классификацию электролитов. Старое «качественное» деление электролитов на сильные и слабые устарело, поскольку не дает возможности во всех случаях поставить четкую, количественную границу, привести количественную обработку данных.

К неассоциированным (сильным) электролитам относятся: соляная ( $HCl$ ), серная ( $H_2SO_4$ ), азотная ( $HNO_3$ ), бромоводородная ( $HBr$ ), иодоводородная ( $HI$ ), хлорная ( $HClO_4$ ) кислоты; растворимые в воде основания, кроме гидроксида аммония (сведения о растворимости оснований приведены в табл. 1 приложения); большинство солей.

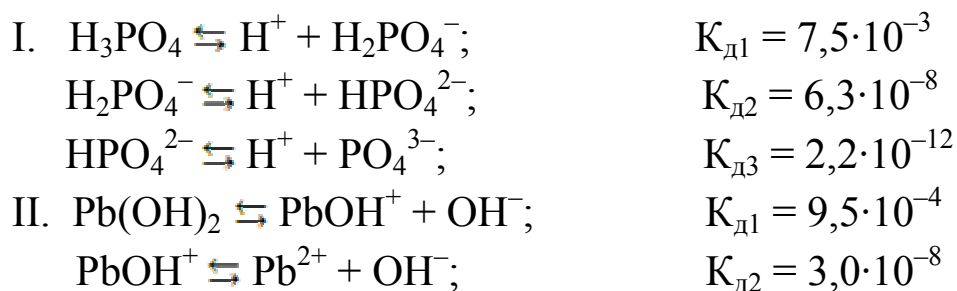
К первой группе ассоциированных (слабых) электролитов относятся: угольная ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ), сероводородная ( $\text{H}_2\text{S}$ ), циановодородная ( $\text{HCN}$ ), уксусная ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ), азотистая ( $\text{HNO}_2$ ), сернистая ( $\text{H}_2\text{SO}_3$ ) кислоты; все нерастворимые в воде основания и гидроксид аммония, соли катионов, обладающие сильным поляризующим действием на анион, например  $\text{HgCl}_2$ ,  $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ .

Слабые электролиты в процессе диссоциации подчиняются закону действующих масс. Между ионами и недиссоциированными молекулами устанавливается равновесие, которое характеризуется константой равновесия, называемой константой диссоциации  $K_d$  (константой ионизации).



$$K_d = \frac{C(\text{K}^+) \cdot C(\text{A}^-)}{C(\text{KA})}.$$

В табл. 1 приложения приведены константы диссоциации (константы ионизации) некоторых кислот и оснований. Многоосновные кислоты и многокислотные основания диссоциируют ступенчато:



Наибольшей степенью диссоциации характеризуется первая ступень.

Вода – слабый амфотерный электролит, диссоциирующий на ионы  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$



Константа диссоциации воды равна

$$K_{\text{д}} = \frac{C(\text{H}^+) \cdot C(\text{OH})^-}{C(\text{H}_2\text{O})} = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ (при } 22 \text{ }^\circ\text{C)}.$$

Молярная концентрация  $C(\text{H}_2\text{O})$  равна 55,56 моль/л, откуда ионное произведение воды  $K_{\text{в}} = C(\text{H}^+) \cdot C(\text{OH}^-) = 1,8 \cdot 10^{-6} \cdot 55,56 = 10^{-14}$ .

Концентрации ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  в нейтральном растворе равны между собой

$$C(\text{H}^+) = C(\text{OH}^-) = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ моль / л.}$$

При добавлении к воде кислоты или щелочи ионное равновесие будет смещено влево. Для кислых растворов  $C(\text{H}^+) > 10^{-7}$ , а для щелочных –  $C(\text{H}^+) < 10^{-7}$ . Количественно характер среды раствора определяется водородным показателем рН.

$$\text{pH} = -\lg C(\text{H}^+).$$

Для нейтральных растворов  $\text{pH} = 7$ , а для кислых –  $\text{pH} < 7$ , для щелочных –  $\text{pH} > 7$ .

У амфотерных гидроксидов (слабых электролитов) тип диссоциации зависит от рН среды. В кислой среде они диссоциируют по основному типу, а в щелочной – по кислотному.

Смещение ионного равновесия, которое приводит к увеличению или уменьшению степени диссоциации слабого электролита, осуществляется по принципу Ле-Шателье. Например, введение в раствор одноименного иона, т. е. увеличение концентрации одного из продуктов реакции, приводит к смещению ионного равновесия влево, т. е. в сторону образования молекул, или уменьшению степени диссоциации электролита. Наоборот, связывание одного из ионов в малодиссоциированное вещество ведет к повышению степени диссоциации электролита.

Неассоциированные (сильные) электролиты в растворах полностью диссоциированы. Понятие о константе диссоциации

неприменимо к сильным электролитам из-за отсутствия в их растворах молекул, находящихся в равновесии с ионами.

При термодинамическом описании системы неассоциированных (сильных) электролитов вместо концентраций пользуются активностями ( $\alpha$ ),  $\varphi$  – коэффициентом активности и ионной силой раствора.

### 3. ПРИБОРЫ И РЕАКТИВЫ

*Оборудование:* пробирки, штатив, микрошпатель, прибор для испытания электрической проводимости, универсальная индикаторная бумага.

*Сухие вещества:* хлорид аммония, сахар, хлорид натрия, мрамор.

*Растворы:* хлороводородной кислоты (0,1М и 2н.); уксусной кислоты (0,1М и 2н.); серной кислоты (0,1М и 2н.); гидроксида натрия (0,1М); гидроксида бария (0,02М); фенолфталеина.

### 4. ПОРЯДОК ВЫПОЛНЕНИЯ РАБОТЫ

#### Опыт 1. Сравнение электрической проводимости раствора

В прибор для испытания электрической проводимости растворов налейте дистиллированной воды, опустите предварительно промытые дистиллированной водой электроды, включите вилку прибора в электрическую сеть. Загорается ли лампа? Проводит ли вода электрический ток? Внесите в стакан с водой 4–5 микрошпателя измельченного сахара. Является ли проводником раствор сахара? В сухой стакан насыпьте поваренную соль так, чтобы она покрывала дно стакана. Опустите в соль электроды. Проводит ли ток сухая соль? Прилейте в стакан с солью дистиллированной воды и опустите электроды. Что наблюдается?

Исследуйте электрическую проводимость каждого из четырех 0,1М растворов:  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HCl}$  и  $\text{NaOH}$ . После каждого испытания выключайте прибор из электрической сети и промывайте электроды дистиллированной водой. Отметьте визуально степень накала лампы. По степени накала лампы сделайте

те вывод: неассоциированным (сильным) или ассоциированным (слабым) электролитом является растворенное в воде вещество.

Сделайте заключение о типах химической связи в исследуемых соединениях. Запишите уравнения диссоциации электролитов.

## **Опыт 2. Влияние одноименного иона на степень диссоциации слабого электролита (смещение равновесия диссоциации)**

В пробирку налейте разбавленный раствор аммиака и добавьте 2–3 капли фенолфталеина. Под влиянием каких ионов фенолфталеин приобретает малиновую окраску? Раствор разделите на две части. Одну оставьте для сравнения, а в другую всыпьте немного твердого хлорида аммония и хорошо размешайте. Сравните окраску полученного раствора с окраской раствора в контрольной пробирке.

Напишите схему равновесия в растворе аммиака. Объясните изменение цвета раствора, исходя из принципа Ле-Шателье и константы диссоциации. Сделайте вывод о влиянии одноименного иона на степень диссоциации слабого электролита.

## **Опыт 3. Смещение ионного равновесия**

3.1. Равные объемы двух растворов одинаковой концентрации (уксусной кислоты и аммиака) слейте вместе и испытайте электрическую проводимость. Объясните разницу в степени накала лампы в этом случае и в случае прохождения тока через растворы уксусной кислоты и аммиака, взятые отдельно (Опыт 1). Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакции. Пользуясь табл. 1, сделайте заключение о направлении смещения ионного равновесия.

3.2. Исследуйте отдельно электрическую проводимость 0,02М раствора серной кислоты и 0,02М раствора гидроксида бария. Затем исследуйте электрическую проводимость 0,02М раствора  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  в присутствии 0,02М раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Для этого в прибор для испытания электрической проводимости растворов поместите раствор  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  и добавьте 2–3 капли раствора фенолфталеина. Раствор  $\text{H}_2\text{SO}_4$  добавляйте по каплям из пипетки.



Наблюдайте за изменением окраски индикатора и степенью накала лампы. Какова электрическая проводимость раствора в момент исчезновения окраски индикатора (в точке эквивалентности)? Что происходит при добавлении к раствору избытка серной кислоты? Объясните наблюдаемые явления. Составьте уравнения реакции в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Сделайте заключение о направлении смещения ионного равновесия.

#### **Опыт 4. Сравнение химической активности сильных и слабых кислот**

В одну пробирку внесите 3–4 капли 2н. раствора уксусной кислоты, в другую столько же 2н. раствора хлороводородной кислоты. Выберите два приблизительно одинаковых по величине кусочка мрамора, бросьте по одному в каждую пробирку. Какой газ выделяется? В какой пробирке процесс идет с большей скоростью? От концентрации каких ионов зависит скорость выделения газа? В растворе какой кислоты концентрация водородных ионов больше? Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций. Сделайте вывод об относительной химической активности сильных и слабых кислот.

#### **Опыт 5. Приближенное определение рН раствора с помощью универсальной индикаторной бумаги**

Для приближенного определения рН раствора пользуются универсальными индикаторами, представляющими собой смесь нескольких индикаторов с различными областями перехода окраски, или универсальной индикаторной бумагой. По прилагаемой к ней цветной шкале устанавливают, при каких значениях рН индикаторная бумага окрашивается в тот или иной цвет.

Стеклянной палочкой перенесите 2–3 капли исследуемых 0,1н. растворов ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NaOH}$ ) на универсальную индикаторную бумагу. Сравните окраску еще сырого пятна с цветной шкалой. Сделайте вывод о приближенном значении рН растворов сильных и слабых электролитов одинаковой концентрации.

## 5. ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ

При проведении опытов 1 и 3 во избежание поражения электрическим током нельзя соприкасаться с электродами. Менять растворы можно только при отключении от сети прибора.

## 6. КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Проводят ли электрический ток следующие системы:  
а) сжиженный хлороводород; б) водопроводная вода; в) дождевая вода; г) расплавленный гидроксид натрия?

2. Увеличится или уменьшится концентрация ионов водорода в растворах кислот при введении в них одноименных анионов:  
а)  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ; б)  $\text{HCN}$ ; в)  $\text{HNO}_3$ ; г)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?

3. Могут ли концентрации ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  в водных растворах электролитов и неэлектролитов равняться нулю?

4. Присутствие каких анионов наиболее вероятно в растворе ортофосфорной кислоты и чем это объясняется?

5. Покажите, как взаимосвязаны  $\text{pH}$ ,  $\text{pOH}$ ,  $\text{pK}$ .

6. Вычислите концентрацию  $\text{H}^+$  и  $\text{pH}$  среды, если концентрация  $\text{OH}^-$ -ионов равна: 1)  $10^{-8}$  моль/л; 2)  $10^{-2}$  моль/л.

7. Какова концентрация (моль/л)  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ -ионов в растворе, если его  $\text{pH} = 4,3$ ?

8. Вычислите концентрацию  $\text{OH}^-$ -ионов в растворе с  $\text{pH} = 9,4$ ?

9. Как изменяется сила кислот в ряду  $\text{HClO} - \text{HClO}_2 - \text{HClO}_3 - \text{HClO}_4$  и чем это объясняется? Сравните константы ионизации кислот.

10. Определите значения  $\text{pH}$  и  $\text{pOH}$  0,023М раствора соляной кислоты.

11. Определите значения  $\text{pH}$  и  $\text{pOH}$  0,002М раствора хлорноватистой кислоты.

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2

### ГЕТЕРОГЕННЫЕ РАВНОВЕСИЯ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

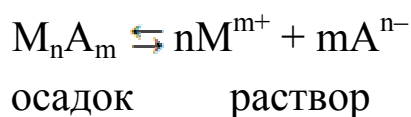
#### 1. ЦЕЛЬ РАБОТЫ

Изучение условий образования и растворения осадков в растворах электролитов.

#### 2. ОБЩИЕ ПОЛОЖЕНИЯ

Большинство веществ обладает ограниченной растворимостью в воде (абсолютно нерастворимых веществ не существует).

Между насыщенным при некоторой температуре водным раствором малорастворимого сильного электролита  $M_nA_m$  и осадком этого вещества устанавливается состояние гетерогенного ионного равновесия «осадок  $\rightleftharpoons$  насыщенный раствор».



Сильный электролит  $M_nA_m$  малорастворим в воде; его раствор будет очень разбавленным, содержащим гидратированные ионы  $M^{m+}$  и  $A^{n-}$ . Состояние этого равновесия по закону действующих масс характеризуется константой равновесия, называемой произведением растворимости (ПР):

$$ПР = [M^{m+}]^n \cdot [A^{n-}]^m$$

где  $[M^{m+}]$  и  $[A^{n-}]$  – равновесные концентрации [моль/л] катиона и аниона;  $n^-$  и  $m^+$  – заряды ионов;  $n$  и  $m$  – стехиометрические коэффициенты.

Для каждого малорастворимого сильного электролита величина ПР при  $P - \text{const}$ ,  $T - \text{const}$  постоянна и от концентрации не зависит. Независимость от концентрации ПР сохраняется только при выполнении двух условий: 1) в гетерогенном ионном равно-

веси участвуют малорастворимый электролит, концентрация которого в растворе не превышает 0,01 моль/л; 2) ионы электролита не участвуют (в заметных количествах) в каких-либо других равновесиях (образовании коллоидных или комплексных частиц, ионных ассоциатов, недиссоциированных молекул, концентрации которых невелики и ими пренебрегают). Равновесные молярные концентрации ионов  $[M^{m+}]$ ,  $[A^{n-}]$  и ПР в водном растворе малорастворимого сильного электролита пропорциональны растворимости  $S$  (моль/л):  $[M^{m+}] = nS$ ;  $[A^{n-}] = mS$ ;  $ПР = (nS)^n \cdot (mS)^m = n^n \cdot m^m \cdot S^{(n+m)}$ .

Растворимость вещества может быть найдена из значения произведения растворимости (ПР):

$$S = \sqrt[n+m]{\frac{ПР}{m^m \cdot n^n}}$$

(значения ПР для малорастворимых электролитов приведены в табл. 2. приложения).

В ненасыщенных растворах малорастворимого электролита  $M_nA_m$  (концентрации ионов обозначаются  $C_M^{m+}$  и  $C_A^{n-}$ ) произведение молярных концентраций ионов может иметь любое значение, меньше произведения равновесных молярных концентраций этих ионов, т. е. меньше ПР.

$$C_{M^{m+}}^n \cdot C_{A^{n-}}^m \leq [M^{m+}]^n \cdot [A^{n-}]^m \quad \text{или} \quad C_{M^{m+}}^n \cdot C_{A^{n-}}^m \leq ПР.$$

В этом случае малорастворимый электролит растворяется до тех пор, пока произведение молярных концентраций ионов не станет равным произведению равновесных молярных концентраций или ПР.

Образование осадка малорастворимого сильного электролита  $M_nA_m$  произойдет тогда, когда произведение молярных концентраций его ионов в растворе станет больше произведения равновесных молярных концентраций ионов, т. е. больше ПР:

$$C_{M^{m+}}^n \cdot C_{A^{n-}}^m \geq [M^{m+}]^n [A^{n-}]^m \quad \text{или} \quad C_{M^{m+}}^n \cdot C_{A^{n-}}^m \geq \text{ПР} .$$

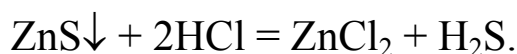
При этом образование осадка будет продолжаться до тех пор, пока произведение молярных концентраций ионов не станет равным ПР.

Если увеличивается по каким-либо причинам ( $T - \text{const}$ ) концентрация катионов  $C_{M^{m+}}$ , то тотчас же происходит уменьшение концентрации анионов  $C_{A^{n-}}$  ровно настолько, чтобы значение ПР осталось без изменения. Уменьшение концентрации анионов  $C_{A^{n-}}$  достигается переходом части электролита  $M_nA_m$  из раствора в осадок. Аналогичное изменение концентрации катионов  $C_{M^{m+}}$  происходит при увеличении в растворе концентрации анионов  $C_{A^{n-}}$ . Таким образом, при введении одноименных (общих) ионов в раствор труднорастворимого электролита растворимость последнего уменьшается.

Эффект общего иона нельзя использовать для предсказания растворимости, если в растворе или в твердой фазе будут протекать те или иные химические реакции.

Малорастворимый электролит может растворяться в растворах электролитов, если концентрация одного из его ионов понижается за счет образования нового соединения с более прочной химической связью.

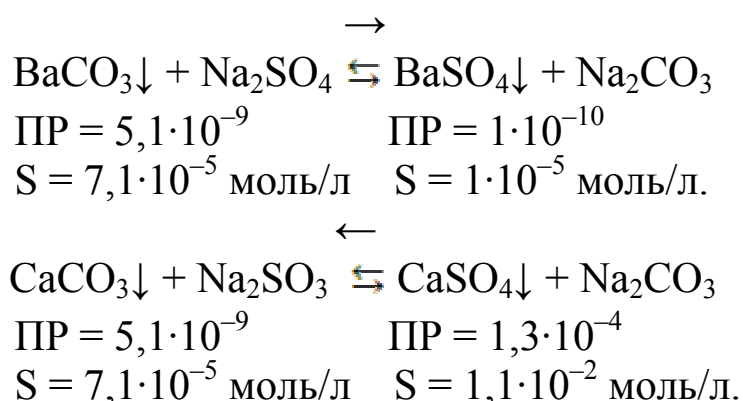
Например, сульфид меди(II) ( $\text{ПР} = 6 \cdot 10^{-36}$ ,  $[S^{2-}] = 2,4 \cdot 10^{-18}$  моль/л) не растворяется в растворе хлороводородной кислоты, тогда как сульфид цинка ( $\text{ПР} = 1,6 \cdot 10^{-24}$ ,  $[S^{2-}] = 1,3 \cdot 10^{-13}$  моль/л) в нем растворяется:



Растворение  $\text{ZnS}$  в хлороводородной кислоте осуществляется за счет уменьшения концентрации сульфид-ионов при образовании  $\text{H}_2\text{S}$  ( $K_d = 1 \cdot 10^{-22}$ ,  $[S^{2-}] = 1 \cdot 10^{-14}$  моль/л).

Нередко приходится встречаться с процессами, для которых малорастворимые соединения имеются среди реагентов и продуктов реакции.

Например:



Равновесие смещается в сторону образования менее растворимого электролита. Растворимость  $\text{BaSO}_4$  меньше, чем  $\text{BaCO}_3$ , и  $\text{CaCO}_3$  меньше, чем  $\text{CaSO}_4$ , поэтому равновесие первой реакции смещается в сторону продуктов реакции, а второй – в сторону реагентов. В первом случае происходит переосаждение карбоната бария в виде менее растворимого сульфата бария.

### 3. ПРИБОРЫ И РЕАКТИВЫ

*Оборудование и реактивы:* стеклянные палочки, пробирки, пипетки. Дистиллированная вода.

*Растворы:* соляной кислоты (2М), уксусной кислоты (2М); хлорида натрия (0,5М), сульфата натрия (1М), хлорида кальция (1М), иодида калия (0,5М), нитрата серебра (1М), нитрата свинца (1М), оксалата аммония (1М), сульфида аммония, аммиака (10 %-го), сульфата железа(II) (1М и 0,5н.), бромида калия (0,5М), сероводородной воды, сульфида натрия или аммония (0,5М); сульфата алюминия (0,1М), карбоната натрия (0,1М); сульфата меди (0,1М).

### 4. ПОРЯДОК ВЫПОЛНЕНИЯ РАБОТЫ

#### Опыт 1. Условия выпадения осадка

В две пробирки внесите по 2–3 капли раствора сульфата железа(II). В одну из них добавьте такой же объем сероводород-

ной воды, а в другую – раствор сульфида аммония. В каком случае выпадет осадок?

Составьте уравнения диссоциации (ионизации) слабого электролита  $\text{H}_2\text{S}$  (по двум ступеням), уравнение диссоциации соли  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  и гетерогенные ионные равновесия в растворе малорастворимого электролита  $\text{FeS}$ . Может ли ион  $\text{Fe}^{2+}$  сместить равновесие в водном растворе  $\text{H}_2\text{S}$ ? В каком случае выпадает осадок? Объясните наблюдаемое образование осадка, пользуясь правилом произведения растворимости.

### **Опыт 2. Сравнительная полнота осаждения малорастворимых электролитов**

Получите хлорид свинца взаимодействием растворов нитрата свинца (4 капли) и хлорида натрия (6 капель). Осадку дайте отстояться. Отберите пипеткой жидкую фазу и перенесите в две пробирки по 2–3 капли в каждую. В одну из пробирок добавьте 2–3 капли хлорида натрия, в другую – такой же объем раствора иодида калия. Какая соль выпадает в осадок?

Напишите ионные уравнения реакций образования солей свинца. На основании опыта сделайте вывод о сравнительной величине произведений растворимости этих солей. Проверьте свое заключение по табличным данным.

Какой из ионов ( $\text{Cl}^-$  или  $\text{I}^-$ ) образует с ионом  $\text{Pb}^{2+}$  более прочную связь? Пользуясь значениями  $\text{PP}(\text{PbCl}_2)$  и  $\text{PP}(\text{PbI}_2)$ , рассчитайте растворимость этих малорастворимых электролитов.

### **Опыт 3. Влияние ионов среды на смещение гетерогенных ионных равновесий**

В двух пробирках получите осадок оксалата кальция взаимодействием растворов соли кальция и оксалата аммония (2–3 капли). Добавьте в одну пробирку несколько капель 2М раствора соляной кислоты до полного растворения осадка. В другую пробирку добавьте столько же 2М раствора уксусной кислоты. Отметьте практическую нерастворимость оксалата кальция в последнем случае.

Напишите ионные уравнения протекающих реакций и выражение произведения растворимости. Объясните, почему осадок оксалата кальция растворим в соляной и практически нерастворим в уксусной кислоте. Концентрация какого иона влияет на растворение оксалата кальция в кислотах? Сделайте общий вывод о влиянии ионов среды на смещение гетерогенных ионных равновесий.

#### **Опыт 4. Влияние комплексообразования на осаждение малорастворимых электролитов**

В трех пробирках отдельно получите осадки хлорида, бромида и иодида серебра взаимодействием растворов соответствующих солей с нитратом серебра (по 2–3 капли каждого реактива). Отметьте цвет осадков. К осадкам в каждую пробирку добавьте по 2–3 капли раствора аммиака. Размешайте содержимое пробирок стеклянной палочкой. В каком случае быстрее растворяется осадок? Осадок какого вещества практически не растворяется?

Напишите уравнения реакций растворения осадков соответствующих галогенидов серебра в водном растворе аммиака, протекающих с образованием комплексного иона  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ .

Напишите выражение для произведений растворимости хлорида, бромида и иодида серебра и укажите числовые табличные значения. Объясните причину растворения галогенидов серебра в аммиаке. Почему бромид серебра растворяется в аммиаке медленнее, чем хлорид, а иодид серебра практически нерастворим в аммиаке?

#### **Опыт 5. Переосаждение малорастворимых веществ**

В пробирку внесите 2 капли раствора нитрата свинца и прибавьте туда же 3 капли раствора сульфата натрия. Осадок какого вещества образовался? Напишите молекулярное и ионное уравнения реакции. Осадку дайте отстояться. Отберите пипеткой жидкую фазу. К осадку добавьте 3–4 капли раствора сульфида аммония и перемешайте стеклянной палочкой. Как изменился цвет осадка? Какое вещество образовалось?



Опишите наблюдаемые явления. Ответьте на поставленные вопросы. Напишите выражения для произведений растворимости и их числовые табличные значения для полученных малорастворимых веществ. Объясните переход одного осадка в другой. В каком соединении более прочная химическая связь катиона  $Pb^{2+}$  с анионом?

### **Опыт 6. Определение состава нерастворимых продуктов реакции**

В две пробирки внесите 4–6 капель раствора сульфата меди. В одну пробирку добавьте такой же объем раствора сульфида аммония или сульфида натрия, в другую – раствора карбоната натрия. Отметьте цвет осадков. Наблюдается ли выделение газов?

В другие две пробирки внесите 4–6 капель раствора сульфата алюминия. В одну пробирку добавьте такой же объем раствора сульфида аммония или сульфида натрия, в другую – раствора карбоната натрия. Отметьте цвет осадков. Наблюдается ли выделение газов?

Состав малорастворимых продуктов установите сравнивая их растворимости, вычисленные с использованием табличных значений ПР сульфидов, гидроксидов, средних и основных карбонатов соответствующих металлов (табл. 2, 3 приложения). Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения протекающих реакций.

## **5. КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ**

1. Определите растворимость карбоната серебра  $Ag_2CO_3$  в воде при  $25\text{ }^\circ\text{C}$  ( $PP(Ag_2CO_3) = 6,15 \cdot 10^{-12}$ ).

2. В каком из насыщенных растворов,  $ZnS$  или  $CdS$ , концентрация сульфид-ионов больше и во сколько раз?

3. Насыщенный при комнатной температуре раствор  $PbSO_4$  объемом 3 л содержит 0,132 г соли. Вычислите ПР( $PbSO_4$ ).

4. Выпадет ли осадок при сливании насыщенных растворов:  
а)  $SrCl_2$  и  $CaSO_4$ ; б)  $CaCl_2$  и  $SrSO_4$ ?

5. Добавлением раствора какого электролита достигается наибольшая полнота осаждения ионов  $Ba^{2+}$  из водного раствора:  
а)  $K_2CrO_4$ ; б)  $KCl$ ; в)  $(NH_4)_2SO_4$ ; г)  $(NH_4)_2C_2O_4$ ; д)  $NaOH$ ?

6. В какой последовательности должны выпадать осадки если к растворам, содержащим ионы: 1)  $Ca^{2+}$ ,  $Ba^{2+}$ ,  $Sr^{2+}$  и 2)  $Cl^-$ ,  $I^-$ ,  $Br^-$ , постепенно прибавлять к первому раствор  $Na_2SO_4$ , а ко второму раствор  $AgNO_3$ ?

7. Останется ли прозрачным фильтрат после отделения осадка  $PbCl_2$ , если к нему добавить раствор иодида калия?

8. Выпадет ли осадок, если слить равные объемы растворов  $0,02M FeCl_3$  и  $0,002M (NH_4)_2S$ ?

9. В 1 мл раствора сульфата бария содержится  $0,001$  мг ионов  $Ba^{2+}$ . Является ли раствор насыщенным?

10. Определите, выпадет ли осадок иодида свинца(II) при  $25^\circ C$  после сливания  $100$  мл  $0,005 M$  раствора нитрата свинца(II) и  $200$  мл  $0,01M$  раствора иодида калия.

11. В соответствии со справочными данными по растворимости вещества  $PbF_2$ ,  $PbCl_2$ ,  $PbBr_2$ ,  $PbI_2$  малорастворимы в воде. Студент налил в четыре пробирки растворы  $NaF$ ,  $NaCl$ ,  $NaBr$  и  $NaI$  и к каждому добавил раствор  $Pb(NO_3)_2$ , однако осадки появились не во всех пробирках (выпали только  $PbF_2$ ,  $PbI_2$ ). Какое условие не учел студент? Какую лабораторную операцию необходимо провести, чтобы выпали осадки  $PbCl_2$  и  $PbBr_2$ ? Ответы поясните.

12. Не проводя расчетов, определите, какое соединение выпадает в осадок раньше при добавлении (по каплям) раствора первого вещества к раствору смеси второго и третьего веществ каждого набора:

- а)  $Pb(NO_3)_2$ , [ $NaF + NaCl$ ];
- б)  $K_2S$ , [ $Pb(NO_3)_2 + Mn(NO_3)_2$ ];
- в)  $NaOH$ , [ $CuCl_2 + FeCl_2$ ];
- г)  $Na_3PO_4$ , [ $AgNO_3 + LiNO_3$ ];
- д)  $SrCl_2$ , [ $K_2CrO_4 + K_2CO_3$ ];
- е)  $AgNO_3$ , [ $KNCS + KBrO_3$ ];
- ж)  $CaCl_2$ , [ $Na_2CO_3 + Na_2SO_4$ ];
- з)  $Cd(NO_3)_2$ , [ $NaOH + KCN$ ].

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3

### НАПРАВЛЕНИЕ ИОННЫХ РЕАКЦИЙ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

#### 1. ЦЕЛЬ РАБОТЫ

Изучение направления ионных реакций в растворах электролитов, реакций гидролиза солей и смещения гидролитического равновесия.

#### 2. ОБЩИЕ ПОЛОЖЕНИЯ

Реакции, протекающие в растворах электролитов, называют ионными. Ионная реакция протекает, если в растворе образуется слабый электролит (в том числе и комплекс), малорастворимое соединение, газ. Ионные реакции могут быть обратимыми и необратимыми. Для определения направления реакции необходимо записать ионно-молекулярное уравнение реакции (слабые электролиты, малорастворимые соединения, газы записываются в уравнениях ионных реакций в молекулярном виде). Равновесие смещается в сторону тех соединений, которые образуют меньше ионов в растворе (с меньшими значениями константы ионизации, ПР, растворимости газов).

В тех случаях, когда малорастворимые вещества, газы, слабые электролиты или комплексы имеются как среди исходных веществ, так и среди продуктов реакции, ионное равновесие смещается в сторону наименее растворимых или наименее диссоциированных веществ, т. е. тех соединений, которые образуют меньше ионов в растворе (с меньшими значениями констант ионизации (диссоциации), произведения растворимости, растворимости газов).

К ионным реакциям относятся реакции гидролиза солей. Разложение вещества водой называется гидролизом. Гидролизу подвергаются как ионные, так и ковалентные соединения. Так, ковалентные соединения (карбиды, нитриды, сульфиды и другие) гидролизуются необратимо, соединения, распадающиеся в растворах на ионы (ионные, ковалентные полярные), гидролизуются обратимо. Процесс обменного взаимодействия ионов соли с во-

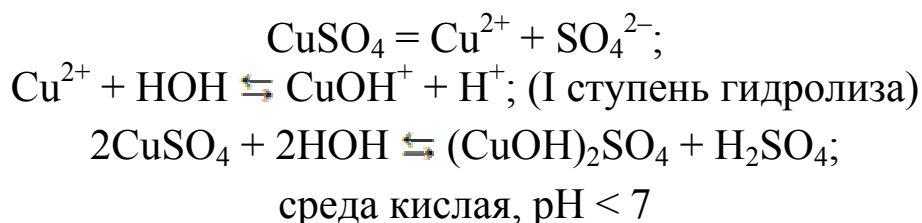
дой называется **гидролизом солей**. Вследствие связывания ионов соли с ионами воды в малодиссоциирующие соединения (молекулы или ионы) нарушается равновесие диссоциации воды в сторону ее усиления и накопления в растворе ионов  $H^+$  или  $OH^-$ . При этом изменяется рН раствора. Гидролиз солей может быть обратимым и необратимым.

Причиной гидролиза соли является наличие в ней ионов слабого электролита: основания или кислоты. Различают гидролиз соли по:

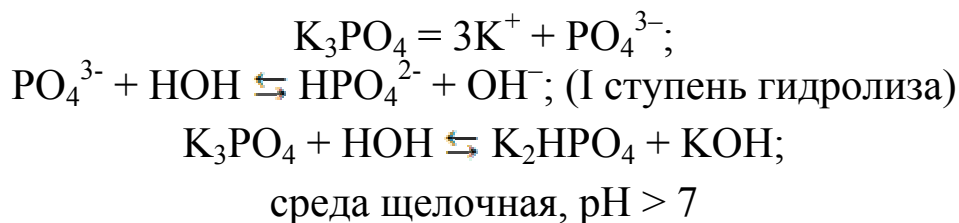
- 1) катиону (катион слабого основания);
- 2) аниону (анион слабой кислоты);
- 3) катиону и аниону (катион и анион слабых электролитов).

Соли, образованные многозарядным катионом или многозарядным анионом, гидролизуются ступенчато с образованием малодиссоциированных гидроксокатионов или гидроанионов. При комнатной температуре, как правило, гидролиз идет по первой ступени. Примеры записи уравнений гидролиза (подчеркнуты ионы, взаимодействующие с водой и являющиеся причиной гидролиза):

#### 1. Гидролиз по катиону:

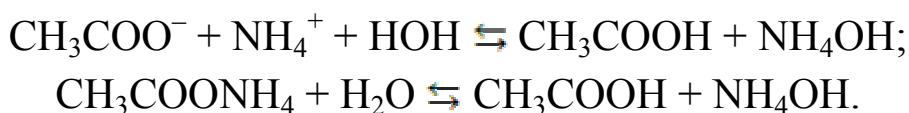


#### 2. Гидролиз по аниону:

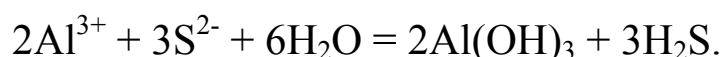
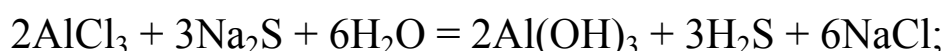


#### 3. Гидролиз по катиону и аниону:





Соли, образованные катионами слабых оснований и слабых кислот (оба иона многозарядные), гидролизуются полностью, необратимо. Поэтому в таблице растворимости (табл. 3 приложения) для этих солей показан прочерк, т. к. эта соль в растворе не может существовать. Например, при сливании растворов  $\text{AlCl}_3$  и  $\text{Na}_2\text{S}$  проходит реакция:



Количественной характеристикой гидролиза солей являются степень и константа гидролиза.

**Константа гидролиза** ( $K_r$ ) – константа равновесия процесса гидролиза.

Например:



$$K = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-][\text{H}_2\text{O}]}; \quad K_r = K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]},$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_b}{[\text{H}^+]} = \frac{10^{-14}}{[\text{H}^+]}; \quad K_r = \frac{[\text{HCN}] \cdot K_b}{[\text{CN}^-][\text{H}^+]} = \frac{K_b}{K_d}.$$

Степень гидролиза ( $h$ ) – отношение числа ионов, подвергшихся гидролизу к общему числу ионов в растворе.

Для определения реакции среды при гидролизе кислых солей слабых кислот следует иметь в виду, что анион может подвергаться гидролизу и диссоциировать. Так, в водном растворе  $\text{NaHCO}_3$  возможен гидролиз:



$$K_{\Gamma} = \frac{K_{\text{В}}}{K_{\text{д1}}} = \frac{10^{-14}}{4,5 \cdot 10^{-7}} = 2,2 \cdot 10^{-11}.$$

Ион  $\text{HCO}_3^-$  также может проявлять кислотные свойства:



$$K_{\text{д2}} = \frac{[\text{H}^+][\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]} = 4,8 \cdot 10^{-11}.$$

$K_{\Gamma} > K_{\text{д2}}$  ( $2,2 \cdot 10^{-8} > 4,8 \cdot 10^{-11}$ ), среда щелочная ( $\text{pH} > 7$ ).

Гидролиз по катиону протекает в тем большей степени, чем слабее отвечающее ему основание, т. е. меньше значение константы диссоциации (ионизации) основания.

Гидролиз по аниону протекает в тем большей степени, чем слабее соответствующая аниону кислота, т. е. меньше значение константы диссоциации (ионизации) кислоты. Значения констант диссоциации (ионизации) кислот и оснований приведены в табл. 1 приложения.

Используют несколько подходов к объяснению механизма гидролиза – «поляризационный», «протолитический», и «комплексообразовательный».

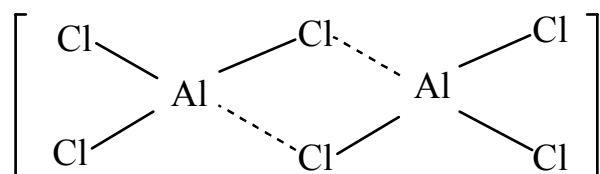
Рассмотрим механизм гидролиза хлорида алюминия (соли, образованной катионом слабого основания и анионом сильной кислоты), протекающего по катиону.

Растворение в воде безводного  $\text{AlCl}_3$  ( $\text{Al}_2\text{Cl}_6$ ) сопровождается гидратацией и одновременно гидролизом. При этом реакция среды оказывается кислой ( $\text{pH} < 7$ ), что свидетельствует о протекании процесса:

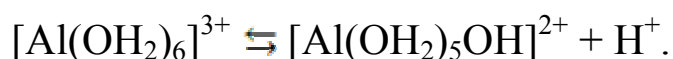


Гидролиз  $\text{AlCl}_3$  можно рассматривать как результат *поляризованного* взаимодействия гидратированного катиона с гидратной оболочкой, в результате которого изменяется реакция среды раствора.

Взаимодействуя с водой, безводный хлорид алюминия  $\text{Al}_2\text{Cl}_6$  превращается в гидрат. Можно предположить, что тетраэдрическая координация, характерная для  $\text{Al}^{3+}$  в безводном хлориде



на первом этапе при взаимодействии с водой сменяется октаэдрической координацией – за счет присоединения  $2\text{H}_2\text{O}$ ; затем ослабляются связи  $\text{Al}-\text{Cl}$  с заменой на связи  $\text{Al}-\text{OH}_2$ . Вода в координационной сфере иона  $\text{Al}^{3+}$  (аквакомплекс) под действием положительного заряда этого иона «поляризуется» приобретает более кислые свойства, чем вода «свободная», не находящаяся в поле такого сильного поляризатора, каким является ион  $\text{Al}^{3+}$ . Эта вода диссоциирует в большей степени, чем «свободная». В результате отторжения протона аквакомплекс превращается в аквагидроксикомплекс

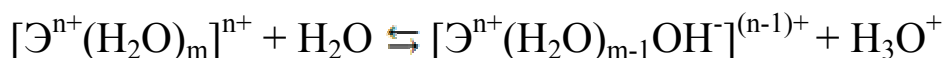


За счет увеличения концентрации ионов  $\text{H}^+$  реакция среды становится кислой.

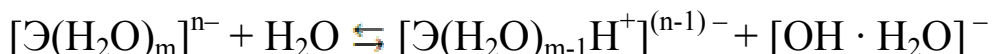
Согласно *протолитической* теории гидролиз солей включает две основные стадии: полную электролитическую диссоциацию соли на ионы (аквакатионы и акваанионы) и последующий протолитиз либо анионного основания, либо аквакатионов. В зависимости от донорно-акцепторной активности ионов возможны три случая протолитиза:

1. Аквакомплексы катиона и аниона не являются протолитами, т. е. не вступают в протолитическую реакцию с водой (гидролизу не подвергаются).

2. Аквакомплексные катионы вступают в протолитическую реакцию с водой, проявляя кислые свойства



3. Аквакомплексные анионы вступают в протолитическую реакцию с водой, проявляя основные свойства

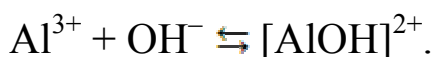


В растворе соли  $\text{AlCl}_3$  аквакомплексы  $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$  вступают в реакцию с водой, передавая молекулам воды протон, с образованием  $\text{H}_3\text{O}^+$ -ионов:



Реакция среды – кислая, ион  $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$  является кислотой.

Гидролиз с точки зрения *комплексобразования* представляет собой более старый подход по сравнению с протолитическим. В водном растворе соли  $\text{AlCl}_3$  находятся четыре вида ионов:  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ . Хотя концентрация ионов  $\text{OH}^-$  мала, ее все же достаточно для комплексобразования с ионами  $\text{Al}^{3+}$ :



За счет комплексобразования концентрация  $\text{OH}^-$ -ионов понижается и равновесие:



нарушается. Для его восстановления новые молекулы воды подвергаются диссоциации, при этом снова повышается величина нестойкости  $K_{\text{нест.}}[\text{AlOH}]^{2+}$ , образуются  $[\text{AlOH}]^{2+}$  до тех пор пока концентрация  $\text{OH}^-$ -ионов не станет удовлетворять и константе диссоциации воды и константе диссоциации ( $K_{\text{нест.}}$ ) моногидроксикомплекса алюминия



$$C(\text{OH}^-)_{\text{равн.}} = \frac{K_{\text{дисс.}} (\text{H}_2\text{O}) \cdot C(\text{H}_2\text{O})}{C(\text{H}^+)} = \frac{K_{\text{нест.}} [\text{AlOH}]^{2+} \cdot C[\text{AlOH}]^{2+}}{C(\text{Al}^{3+})}$$

Равновесная концентрация  $\text{OH}^-$ -ионов в водном растворе  $\text{AlCl}_3$  ниже, чем в воде, поскольку  $\text{H}^+$ -ионы, образующиеся при диссоциации воды, не связываются в какое-либо малодиссоциированное образование и накапливаются в растворе, создавая кислую среду.

### 3. ПРИБОРЫ И РЕАКТИВЫ

*Оборудование:* пробирки, штатив, микрошпатель.

*Сухие вещества:* ацетат натрия, карбонат натрия, хлорид аммония, сульфат алюминия, хлорид калия, хлорид олова(II).

*Растворы:* сульфата алюминия (0,05н.), сульфида натрия (0,05н.), хлороводородной кислоты (2н.), гидроксида натрия (2н.), хлорида аммония (0,1н.), сульфата меди (II) (0,1н.), сульфата никеля (0,1н.), хлорида бария (0,1н.), хлорида цинка (0,1н.).

### 4. ПОРЯДОК ВЫПОЛНЕНИЯ РАБОТЫ

#### Опыт 1. Ионные реакции, протекающие практически необратимо и до конца

1.1. Получение гидроксидов меди(II) и никеля(II).

Для этого возьмите растворы соответствующих солей и раствор щелочи. Раствор щелочи приливайте по каплям к раствору соли до образования заметного количества осадка. Объясните результат опыта и отметьте цвет осадка. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

1.2. Исходя из соответствующих растворов получите по обменной реакции сульфат бария. Объясните результат опыта и отметьте цвет осадка. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

1.3. Налейте в пробирку 5 капель 0,5н. раствора хлорида аммония, добавьте 3–5 капель 0,1н. раствора гидроксида натрия и нагрейте (тяги!). Исследуйте выделившийся газ красной лакму-

совой бумагой. Объясните изменение цвета индикатора. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакций.

### **Опыт 2. Амфотерность гидроксида**

Из имеющихся в лаборатории реактивов получите осадок гидроксида цинка, взболтайте полученный осадок и разлейте в две пробирки. В одну из пробирок добавьте раствор соляной кислоты, в другую – раствор гидроксида натрия (избыток). Наблюдайте растворение осадков в обеих пробирках. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций получения гидроксида цинка и его растворения в растворах кислоты и щелочи (в щелочном растворе образуются комплексные ионы  $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ ).

### **Опыт 3. Реакция среды в растворах солей**

В пяти пробирках растворите в 8–10 каплях дистиллированной воды по 2–3 кристаллика следующих солей: ацетата натрия  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , карбоната натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , хлорида аммония  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , сульфата алюминия  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  и хлорида калия  $\text{KCl}$ . Определите рН растворов с помощью универсальной индикаторной бумаги. Сделайте заключение о реакции среды в растворах взятых солей. Какие из исследованных солей подвергаются гидролизу? По какому иону (катиону или аниону) протекает гидролиз? Напишите ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей. В случае ступенчатого гидролиза напишите уравнение только для первой ступени. Сделайте общие выводы о реакции среды в растворах не гидролизующихся солей и солей, гидролиз которых протекает: а) по катиону; б) по аниону; в) одновременно по катиону и аниону.

### **Опыт 4. Необратимый гидролиз**

По таблице растворимости (табл. 3 приложения) определите соли, не существующие в растворе, т. е. подвергающиеся полному необратимому гидролизу. К 4–5 каплям раствора сульфата алюминия прибавьте такой же объем соли сульфида натрия. От-

метьте выделение сероводорода (по запаху). Как доказать, что выпавший осадок является гидроксидом алюминия? Почему не получился сульфид алюминия? Напишите уравнение реакции с учетом полного гидролиза  $Al_2S_3$ .

### **Опыт 5. Смещение гидролитического равновесия**

Внесите в пробирку 8–10 капель дистиллированной воды и один микрошпатель кристаллов хлорида олова(II), перемешайте стеклянной палочкой. Образующийся белый осадок представляет собой основную соль  $SnOHCl$ . В результате какого процесса получилась эта соль?

Напишите ионно-молекулярное уравнение гидролиза хлорида олова(II). Концентрацию каких ионов в растворе следует увеличить, чтобы подавить гидролиз? Добавьте этих ионов. Расстворился ли осадок?

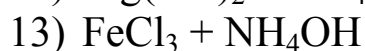
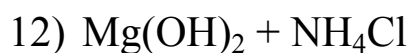
### **Опыт 6. Влияние нагревания на гидролиз ацетата натрия**

К раствору ацетата натрия добавьте 1–2 капли фенолфталеина и нагрейте раствор до кипения. Объясните различие окраски при нагревании и охлаждении раствора.

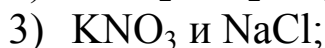
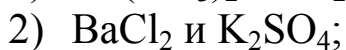
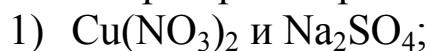
## **5. КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ**

1. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций между растворами веществ:

- 1)  $Na_2S + FeSO_4$
- 2)  $Na_2S + HCl$
- 3)  $CH_3COONa + HNO_3$
- 4)  $H_2SO_4 + KOH$
- 5)  $Pb(NO_3)_2 + NaI$
- 6)  $CaCO_3 + HCl$
- 7)  $CH_3COOH + NaOH$
- 8)  $Ca(OH)_2 + CO_2$
- 9)  $CaCO_3 + CO_2 + H_2O$
- 10)  $(CuOH)_2CO_3 + HCl$
- 11)  $K_2[HgCl_4] + K_2S = HgS + \dots$

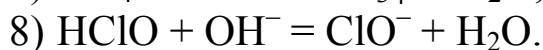
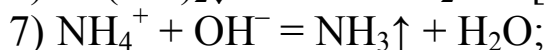
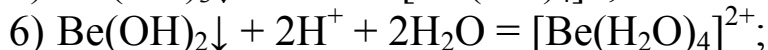
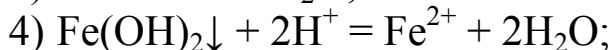
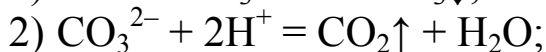
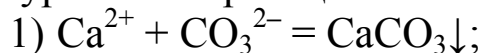


2. Смешивают попарно растворы:

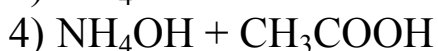
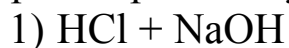


В каких из приведенных случаев реакции практически пойдут до конца? Составьте для этих реакций молекулярные и ионно-молекулярные уравнения.

3. Составьте молекулярные уравнения к каждому из ионно-молекулярных уравнений реакций:



4. Определите реакцию среды растворов, полученных смешиванием 1M растворов следующих реагентов:



5. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей:  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{HCOONH}_4$ ,  $\text{NaNO}_2$ ,  $\text{KCN}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOK}$ ,  $\text{NH}_4\text{CN}$ ,  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{NaHSO}_3$ ,  $\text{KHS}$ . Какое значение pH ( $> 7$ ,  $< 7$ ) имеют растворы этих солей?

6. Напишите выражения для константы гидролиза с участием ионов  $\text{Fe}^{2+}$  и  $\text{Fe}^{3+}$ .

- а) Какая зависимость существует между зарядом и размерами катиона и его способностью к гидролизу?
- б) Какая существует связь между склонностью катиона к гидролизу и способностью его гидроксида к основной ионизации (сила основания)?
7. Напишите выражения для константы гидролиза по аниону  $\text{PO}_4^{3-}$  и  $\text{SiO}_4^{4-}$ .
- а) Какая зависимость существует между зарядом и размерами аниона и его склонностью к гидролизу?
- б) Какая существует взаимосвязь между склонностью аниона к гидролизу и способностью образованной им кислоты к кислотной ионизации (сила кислоты)?
8. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и  $\text{CuCl}_2$ .
- а) В какую сторону будет смещаться равновесие этих реакций, если к первому раствору прибавить кислоту, а ко второму щелочь?
- б) Как влияет на степень гидролиза солей разбавление растворов?
9. Почему при растворении ряда солей в воде, например  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  и  $\text{SnCl}_2$ , раствор подкисляется?
10. Не прибегая к расчету, укажите ту соль, в растворе которой (при  $T, C_B = \text{const}$ ) pH будет больше:  
 $\text{Rb}_2\text{SO}_3, \text{Pb}_2\text{CO}_3, \text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ .
11. Не прибегая к расчету, укажите в растворе какой соли (при  $T, C_B = \text{const}$ ) степень гидролиза больше:  
 $\text{FeCl}_2, \text{CoCl}_2, \text{NiCl}_2$ .
12. Составьте уравнения реакций, протекающих при смешивании растворов солей:
- 1)  $\text{FeSO}_4$  и  $\text{K}_2\text{SO}_3$ ;
  - 2)  $\text{CrCl}_3$  и  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ;
  - 3)  $\text{AlCl}_3$  и  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ;
  - 4)  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  и  $\text{Na}_2\text{S}$ ;
  - 5)  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$  и  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

## 6. СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

### Основная литература

1. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии / Т. Г. Аминов [и др.]; под общ. ред. В. М. Таланова, Г. М. Житного. – Ростов н/Д, 2008. – 411 с.

2. Стась Н. Ф. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии: учеб. пособие / Н. Ф. Стась, А. А. Плакидкин, Е. М. Князева. – М. : Высш. шк., 2008. – 215 с.

### Дополнительная литература

3. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия. – М. : Высш. шк., 2005. – 743 с.

4. Общая и неорганическая химия: в 2 т. / под ред. А. Ф. Воробьева. Т. 1. Теоретические основы химии. – М. : ИКЦ «Академкнига», 2004. – 371 с.

5. Лидин, Р. А. Задачи по неорганической химии / Р. А. Лидин, В. А. Молочко, Л. Л. Андреева. – М. : Высш. шк., 1990. – 319 с.

## Приложение

### Таблица 1

Константы диссоциации (ионизации) воды, кислот  
и оснований в водных растворах при 298 К

Название кислоты (основания)	Формула	$K_d$		
		$K_1$	$K_2$	$K_3$
<b>Кислоты</b>				
Кремниевая	$H_4SiO_4$	$1,3 \cdot 10^{-4}$	$1,6 \cdot 10^{-12}$	$2,0 \cdot 10^{-14}$
Пероксид водорода	$H_2O_2$	$2,0 \cdot 10^{-12}$		
Сернистая	$H_2SO_3$	$1,4 \cdot 10^{-2}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	
Сероводородная	$H_2S$	$1,0 \cdot 10^{-7}$	$2,5 \cdot 10^{-13}$	
Угольная	$H_2CO_3$	$4,5 \cdot 10^{-7}$	$4,8 \cdot 10^{-11}$	
Уксусная	$CH_3COOH$	$1,74 \cdot 10^{-5}$		
Фосфорная	$H_3PO_4$	$7,1 \cdot 10^{-3}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	$5,0 \cdot 10^{-13}$
Фтороводородная	$HF$	$6,2 \cdot 10^{-4}$		
Хлористая	$HClO_2$	$1,1 \cdot 10^{-2}$		
Хлорноватистая	$HClO$	$2,95 \cdot 10^{-8}$		
Хромовая	$H_2CrO_4$	$1,6 \cdot 10^{-1}$	$3,2 \cdot 10^{-7}$	
Циановодородная	$HCN$	$5,0 \cdot 10^{-10}$		
<b>Основания</b>				
Алюминия гидроксид	$Al(OH)_3$			$1,38 \cdot 10^{-9}$
Аммиака раствор	$NH_3 \cdot H_2O$	$1,76 \cdot 10^{-5}$		
Железа(II) гидроксид	$Fe(OH)_2$		$1,3 \cdot 10^{-4}$	
Железа(III) гидроксид	$Fe(OH)_3$		$1,8 \cdot 10^{-11}$	$1,3 \cdot 10^{-12}$
Кобальта(II) гидро- ксид	$Co(OH)_2$	$7,9 \cdot 10^{-5}$		
Кадмия гидроксид	$Cd(OH)_2$		$5,0 \cdot 10^{-3}$	
Магния гидроксид	$Mg(OH)_2$		$2,5 \cdot 10^{-3}$	
Марганца(II) гидро- ксид	$Mn(OH)_2$		$5,0 \cdot 10^{-4}$	
Меди (II) гидроксид	$Cu(OH)_2$		$3,4 \cdot 10^{-7}$	
Хрома (III) гидроксид	$Cr(OH)_3$			$1,0 \cdot 10^{-10}$
Цинка гидроксид	$Zn(OH)_2$		$4,0 \cdot 10^{-5}$	

Таблица 2

Произведение растворимости малорастворимых  
веществ при 298 К

Вещество	ПР	Вещество	ПР
Al(OH) <sub>3</sub>	$5,7 \cdot 10^{-32}$	FeCO <sub>3</sub>	$2,5 \cdot 10^{-11}$
AgCN	$7 \cdot 10^{-15}$	Fe(OH) <sub>2</sub>	$1 \cdot 10^{-15}$
Ag <sub>2</sub> S	$6 \cdot 10^{-50}$	Fe(OH) <sub>3</sub>	$3,8 \cdot 10^{-38}$
AgSCN	$1,1 \cdot 10^{-12}$	FeS	$5 \cdot 10^{-18}$
Ag <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	$1,8 \cdot 10^{-18}$	HgS	$3 \cdot 10^{-53}$
Ag <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	$4 \cdot 10^{-12}$	Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>	$1,3 \cdot 10^{-18}$
Ag <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$8,2 \cdot 10^{-12}$	Li <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	$3,2 \cdot 10^{-9}$
AgBr	$6 \cdot 10^{-13}$	Mg(OH) <sub>2</sub>	$2 \cdot 10^{-11}$
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	MgS	$2 \cdot 10^{-15}$
AgI	$1,1 \cdot 10^{-16}$	MgCO <sub>3</sub>	$1 \cdot 10^{-5}$
BaCO <sub>3</sub>	$5,1 \cdot 10^{-9}$	Mn(OH) <sub>2</sub>	$2 \cdot 10^{-13}$
BaC <sub>2</sub> O <sub>4</sub> ·2H <sub>2</sub> O	$1,1 \cdot 10^{-7}$	MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
BaCrO <sub>4</sub>	$1,6 \cdot 10^{-12}$	NiCO <sub>3</sub>	$1,3 \cdot 10^{-7}$
BaSO <sub>4</sub>	$1 \cdot 10^{-10}$	Ni(OH) <sub>2</sub>	$10^{-15} - 10^{-18}$
Bi <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	$1,6 \cdot 10^{-72}$	PbCO <sub>3</sub>	$7,5 \cdot 10^{-14}$
Bi(OH) <sub>3</sub>	$4,3 \cdot 10^{-31}$	PbCl <sub>2</sub>	$2 \cdot 10^{-5}$
CaCO <sub>3</sub>	$4,8 \cdot 10^{-9}$	PbCrO <sub>4</sub>	$1,8 \cdot 10^{-14}$
CaC <sub>2</sub> O <sub>4</sub> ·H <sub>2</sub> O	$2 \cdot 10^{-9}$	PbBr <sub>2</sub>	$5,0 \cdot 10^{-5}$
CaSO <sub>4</sub>	$1,3 \cdot 10^{-4}$	PbJ <sub>2</sub>	$8 \cdot 10^{-9}$
Ca(CN) <sub>2</sub>	$1,0 \cdot 10^{-8}$	Pb(OH) <sub>2</sub>	$2 \cdot 10^{-16}$
CdS	$1 \cdot 10^{-29}$	PbS	$1 \cdot 10^{-27}$
Cd(OH) <sub>2</sub>	$4,3 \cdot 10^{-15}$	PbSO <sub>4</sub>	$1,6 \cdot 10^{-8}$
Co(OH) <sub>2</sub>	$2 \cdot 10^{-15}$	Sb <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	$1 \cdot 10^{-30}$
Cr(OH) <sub>3</sub>	$5,4 \cdot 10^{-31}$	SnS	$1 \cdot 10^{-26}$
CuC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	$2,5 \cdot 10^{-22}$	SrCO <sub>3</sub>	$1,1 \cdot 10^{-10}$
Cu <sub>2</sub> S	$1,0 \cdot 10^{-48}$	SrSO <sub>4</sub>	$3,2 \cdot 10^{-7}$
CuS	$6 \cdot 10^{-36}$	SrC <sub>2</sub> O <sub>4</sub> ·H <sub>2</sub> O	$5,6 \cdot 10^{-8}$
Cu(OH) <sub>2</sub>	$2,2 \cdot 10^{-20}$	Zn(OH) <sub>2</sub>	$1 \cdot 10^{-17}$
CuCO <sub>3</sub>	$2,36 \cdot 10^{-10}$	ZnS	$1,6 \cdot 10^{-24}$
(CuOH) <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$1,7 \cdot 10^{-34}$		





Составители  
Татьяна Григорьевна Черкасова  
Эльза Семеновна Татарина

## **СВОЙСТВА РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ**

Методические указания к лабораторным работам  
по дисциплинам «Химия» и «Общая и неорганическая химия»  
для студентов I курса инженерно-технических специальностей  
и направлений очной и заочной форм обучения

Рецензент К. В. Мезенцев

Печатается в авторской редакции

Подписано в печать 10.01.2012. Формат 60×84/16.  
Бумага офсетная. Отпечатано на ризографе.  
Уч.-изд. л. 1,7. Тираж 100 экз. Заказ  
КузГТУ. 650000, Кемерово, ул. Весенняя, 28.  
Типография КузГТУ. 650000, Кемерово, ул. Д. Бедного, 4а.