

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ
УЧРЕЖДЕНИЕ ОБРАЗОВАНИЯ
«БЕЛОРУССКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ТРАНСПОРТА»

Кафедра химии

О. А. СТОЦКАЯ, Г. И. ЧУБУКОВА

РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Учебно-методическое пособие
по выполнению лабораторных работ

Гомель 2009

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ

**УЧРЕЖДЕНИЕ ОБРАЗОВАНИЯ
«БЕЛОРУССКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ТРАНСПОРТА»**

Кафедра химии

О. А. СТОЦКАЯ, Г. И. ЧУБУКОВА

РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

**Учебно-методическое пособие по выполнению
лабораторных работ**

Одобрено методической комиссией факультета ПГС

Гомель 2009

УДК 541.135 (075.8)

ББК 24.1

С82

Рецензент – д.-р. техн. наук, профессор *А. С. Неверов* (УО «БелГУТ»)

Стоцкая, О. А.

С82 Растворы электролитов : учеб.-метод. пособие по выполнению лабораторных работ / О. А. Стоцкая, Г. И Чубукова ; М-во образования Респ. Беларусь, Белорус. гос. ун-т трансп. – Гомель : БелГУТ, 2009. – 40 с.

ISBN 978-985-468-516-8

Пособие включает 4 лабораторные работы и 2 задания для самостоятельного решения, а также основные теоретические сведения и приложения, необходимые для их выполнения.

Предназначено для студентов инженерно-технических специальностей.

УДК 541.135 (075.8)

ББК 24.1

ISBN 978-985-468-516-8
2009

© Стоцкая О. А., Чубукова Г. И.,
© Оформление. УО «БелГУТ», 2009

ВВЕДЕНИЕ

В «Растворах электролитов» кратко и в доступной форме изложены основные сведения, необходимые для усвоения студентами теоретического материала по основам теории электролитической диссоциации, гидролизу солей. Учебно-методическое пособие по выполнению лабораторных работ включает также работы по специальной части курса – определению жесткости воды и способы ее умягчения, а для студентов строительных специальностей подробно рассмотрены вопросы гидролиза и гидратации клинкерных минералов портландцементного клинкера, химизма процессов, протекающих при твердении портландцемента и других вяжущих.

Каждая лабораторная работа, кроме кратких сведений из теории, содержит также примеры решения задач, задачи для самостоятельного решения, контрольные вопросы для самопроверки знаний.

Предложенные лабораторные работы позволяют студентам освоить технику эксперимента, познакомиться с титриметрическим методом исследования, закрепить теоретический материал. Многие опыты студенты выполняют индивидуально, каждый оформляет отчет по своим результатам, что развивает у студентов самостоятельность в решении поставленных задач.

В учебно-методическом пособии имеется необходимый справочный материал, библиографический список дополнительной литературы.

Лабораторная работа № 1

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

Краткие сведения из теории

Электролитической диссоциацией называется процесс распада молекул растворенного вещества на ионы под влиянием молекул растворителя. Электролитической диссоциации подвергаются ионные и молекулярные соединения с полярным типом связи в полярных растворителях. Вода относится к наиболее сильно ионизирующим растворителям.

Электролитами называются вещества, распадающиеся в растворах или расплавах на положительно заряженные (катионы) и отрицательно заряженные (анионы) ионы. Электролитами являются кислоты, основания, соли.

Все электролиты делятся на сильные и слабые. Сильные электролиты в водных растворах диссоциируют практически нацело, а слабые – только частично. Количественно силу электролитов оценивают по величине *степени их диссоциации* (α):

$$\alpha = \frac{C_{\text{и}}}{C_{\text{о}}},$$

где $C_{\text{и}}$ – концентрация молекул, распавшихся на ионы;

$C_{\text{о}}$ – общая концентрация растворенных молекул.

Степень диссоциации выражают в долях единицы или процентах. Электролиты, у которых $\alpha < 3\%$, относятся к слабым. У сильных электролитов $\alpha > 30\%$, а у электролитов средней силы $3 < \alpha < 30\%$.

К сильным электролитам в водных растворах принадлежат почти все соли, многие неорганические кислоты (HCl , HBr , HI , HClO_4 , HNO_3 и др.), гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов.

Диссоциация слабых электролитов – обратимый процесс. В растворе слабых электролитов устанавливается динамическое равновесие между недиссоциированными молекулами и ионами, например:



К равновесию, которое устанавливается в растворе слабого электролита между молекулами и ионами, можно применить законы химического равновесия и записать выражение константы равновесия, которая называется *константой диссоциации*. Для равновесия диссоциации уксусной кислоты выражение константы диссоциации имеет вид

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Константа диссоциации зависит от природы электролита, природы растворителя, от температуры, но не зависит от концентрации раствора. Она характеризует способность слабого электролита диссоциировать на ионы. Чем выше значение константы, тем легче диссоциирует электролит.

Константы диссоциации кислот и оснований служат количественной мерой их силы. *Чем больше константа диссоциации данной кислоты или основания, тем они сильнее.* Константы диссоциации некоторых кислот и оснований в водных растворах приведены в приложениях А и Б соответственно.

Согласно закону разбавления Оствальда, константа диссоциации бинарного электролита связана со степенью диссоциации соотношением

$$K = \frac{C\alpha^2}{1-\alpha},$$

где C – исходная молярная концентрация электролита.

Если $\alpha \ll 1$, то $\alpha \approx \sqrt{\frac{K}{C}}$.

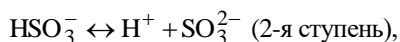
Иными словами, *закон разбавления Оствальда* гласит: *с уменьшением концентрации раствора степень диссоциации слабого электролита увеличивается.*

В соответствии с принципом Ле Шателье введение в раствор слабого электролита одноименных ионов уменьшает степень его диссоциации. При уменьшении концентрации одного из ионов диссоциация слабого электролита усиливается.

Ступенчатая диссоциация кислот и оснований. Кислые и основные соли. Амфотерные электролиты. Слабые многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато. Каждая ступень характеризуется своим значением константы диссоциации, например:



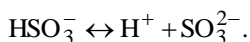
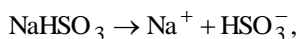
$$K_1 = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{HSO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{SO}_3]} = 2 \cdot 10^{-2};$$



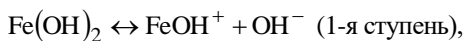
$$K_2 = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{SO}_3^{2-}]}{[\text{HSO}_3^-]} = 6 \cdot 10^{-8}.$$

Первый ион H^+ отрывается от молекулы легче, чем последующий, поэтому $K_1 > K_2$.

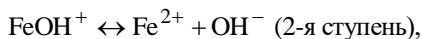
В связи со ступенчатой диссоциацией многоосновные кислоты способны образовывать *кислые соли*, при диссоциации которых образуются два вида положительных ионов: ионы металла и ионы H^+ , например:



Слабые основания многозарядных металлов также диссоциируют ступенчато:

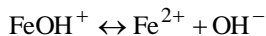


$$K_1 = \frac{[\text{FeOH}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{Fe}(\text{OH})_2]};$$

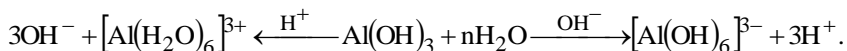
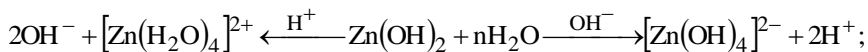


$$K_2 = \frac{[\text{Fe}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{FeOH}^+]} = 1,3 \cdot 10^{-4}.$$

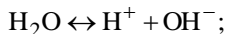
Этим объясняется их способность образовывать *основные соли*, при диссоциации которых образуются два вида отрицательных ионов: ионы кислотного остатка и гидроксид-ионы OH^- . Например:



Амфотерные электролиты, к которым относятся $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$ и т. д. диссоциируют в водном растворе по типу как кислот, так и оснований. Они способны реагировать и с кислотами, и с основаниями. Например, гидроксиды цинка и алюминия в зависимости от среды образуют комплексные катионы или анионы:



Диссоциация воды. Водородный показатель. Вода является очень слабым электролитом:



$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ (при } 25^\circ\text{C)}.$$

В воде и разбавленных водных растворах электролитов $[\text{H}_2\text{O}]$ практически постоянна, поэтому можно считать постоянным и *ионное произведение воды* (произведение концентраций водородных ионов и гидроксид-ионов при данной температуре для воды и разбавленных водных растворов) K_w :

$$K_w = K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-].$$

K_w не зависит от концентрации ионов H^+ и OH^- . При изменении концентрации одного из ионов концентрация другого изменяется таким образом, чтобы K_w оставалось постоянным. При 25°C $K_w = 10^{-14}$ моль²/л². При увеличении температуры K_w значительно возрастает.

В любом водном растворе одновременно присутствуют ионы H^+ и OH^- . Кислотность и щелочность среды обычно характеризуют концентрацией водородных ионов или *водородным показателем pH* (таблица 1). Он равен десятичному логарифму концентрации водородных ионов, взятому с обратным знаком:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+].$$

Таблица 1 – Значения концентраций водородных ионов, гидроксид-ионов и pH в зависимости от реакции среды

Среда	H^+ , моль/л	OH^- , моль/л	pH
Нейтральная	10^{-7}	10^{-7}	7
Кислая	$>10^{-7}$	$<10^{-7}$	<7
Щелочная	$<10^{-7}$	$>10^{-7}$	>7

Тогда водные растворы различной кислотности характеризуются следующими значениями pH: нейтральные – pH = 7; кислые – pH < 7; щелочные – pH > 7. Используют также и величину pOH:

$$pOH = -\lg[OH^-].$$

Логарифмируя выражение для ионного произведения воды K_w , получаем

$$\lg[H^+] + \lg[OH^-] = -14 \text{ или } pH + pOH = 14.$$

Значение pH может быть больше 14 и быть отрицательным (очень кислая среда). Приблизительно реакцию среды определяют с помощью специальных реактивов – *индикаторов* (таблица 2).

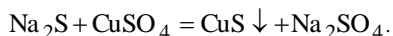
Таблица 2 – Свойства некоторых кислотно-основных индикаторов

Индикатор	Интервал pH перехода окраски	Окраска	
		в кислой среде	в щелочной среде
Лакмус	5–8	Красная (pH < 5)	Синяя (pH > 8)
Метиловый оранжевый	3,1–4,4	Красная (pH < 3,1)	Желтая
Фенолфталеин	8,3–10,0	Бесцветная	Малиновая (pH > 10)

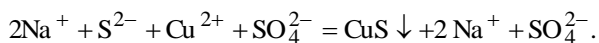
Реакции обмена в растворах электролитов. В растворах электролитов реакции происходят не между их молекулами, а между ионами. *Необходимым условием протекания обменных реакций в растворах электролитов является удаление из раствора тех или иных ионов вследствие образования малодиссоциирующих соединений* (слабые электролиты и комплексные ионы) *или малорастворимых веществ* (осадки и газы).

В качестве примера составления уравнений реакции, протекающих в водных растворах, в молекулярной, ионной и сокращенной ионной формах рассмотрим реакцию, протекающую между сульфидом натрия и сульфатом меди (II):

1 Составляем уравнение реакции в молекулярной форме:



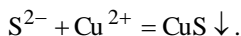
2 Составляем уравнение реакции в ионной форме, записывая формулы растворимых сильных электролитов в виде ионов, на которые они диссоциируют практически полностью, а формулы труднорастворимых, газообразных и малодиссоциирующих веществ – в молекулярном виде:



При составлении ионного уравнения необходимо использовать таблицу растворимости солей и оснований в воде (приложение В).

3 Исключаем из правой и левой частей одинаковые количества одноименных ионов.

4 Записываем уравнение в сокращенной ионной форме:



Экспериментальная часть

Цель работы: изучить поведение электролитов в водных растворах, а также изучить факторы, влияющие на степень диссоциации электролитов.

Приборы и реактивы. Штатив с пробирками. Сухие соли: ацетат натрия CH_3COONa , металлический цинк Zn . Растворы: соляная кислота HCl (0,1н), серная кислота H_2SO_4 (2н), уксусная кислота CH_3COOH (0,1н), хлорид натрия NaCl (0,5н), хлорид алюминия AlCl_3 (0,5н), хлорид железа FeCl_3 (0,5н), едкий натр NaOH (2н), индикатор метиловый оранжевый.

Опыт 1. *Зависимость скорости реакции от концентрации ионов водорода (от степени диссоциации кислоты).*

Налейте в две пробирки по 7–10 капель раствора соляной и уксусной кислот (одинаковой концентрации) и внесите по небольшому кусочку цинка. Напишите уравнения реакций между цинком и взятыми кислотами. Сопоставьте полученные данные с величинами степени диссоциации (α) или констант диссоциации (K_a) указанных кислот и объясните различную скорость реакции.

Опыт 2. *Смещение равновесия диссоциации слабого электролита при добавлении сильного электролита с одноименным ионом.*

В пробирку с 5–7 каплями раствора уксусной кислоты добавьте 1–2 капли индикатора метилового оранжевого. Отметьте окраску индикатора. Содержимое пробирки разделите на две части. К одной из них добавьте сухого ацетата натрия. Что наблюдается? Напишите уравнения происходящих реакций. В чем причина изменения окраски? Сделайте вывод, что надо сделать, чтобы уменьшить степень диссоциации слабого электролита.

Опыт 3. *Действие на соль слабой кислоты сильной кислотой.*

В пробирку, где идет реакция цинка с соляной кислотой (опыт 1), добавьте сухого ацетата натрия. Что наблюдается? Напишите уравнения реакций. Дайте объяснение происходящему.

Опыт 4. *Получение и свойства гидроксидов железа (III) и алюминия.*

В две пробирки поместите по 2–3 капли раствора хлорида алюминия. Добавьте в каждую из них по 1–2 капли раствора NaOH (до образования осадка). Затем в одну из пробирок добавьте избыток NaOH а в другую –

НС1 (в обоих случаях до растворения осадка). Проведите те же реакции с раствором хлорида железа. Растворяется ли гидроксид железа в избытке щелочи? Напишите уравнение реакции получения гидроксида алюминия и гидроксида железа (III) и их растворения в молекулярном, полном и сокращенном ионном видах. Сделайте вывод о свойствах гидроксида алюминия и гидроксида железа (III).

Содержание отчета

- 1 Тема и цель работы.
- 2 Название опыта, краткое описание производимых действий, наблюдаемых процессов.
- 3 В каждом опыте сделать выводы о характере протекающих реакций, написать молекулярные и ионные уравнения реакций.

Контрольные вопросы

- 1 Какие вещества называются электролитами?
- 2 Что называют степенью диссоциации электролита? Чему равна степень диссоциации сильного электролита?
- 3 Напишите уравнения диссоциации на ионы следующих веществ: KHSO_3 ; HMnO_4 ; $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$; KH_2PO_4 ; $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$; $\text{Ba}(\text{OH})_2$; $\text{Zn}(\text{OH})_2$.
- 4 Напишите выражение константы диссоциации сероводородной кислоты по первой и второй ступеням.
- 5 Что нужно сделать, чтобы понизить степень диссоциации сероводородной кислоты? Изменится ли при этом константа диссоциации?
- 6 На основании сравнения констант диссоциации определите, какая кислота сильнее – сероводородная или угольная, синильная или уксусная?
- 7 Напишите следующие реакции в молекулярном, полном ионном и сокращенном ионном видах:
 - a) $\text{ZnS} + \text{HCl} \rightarrow$
 - б) $\text{Li}_2\text{CO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
 - в) $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
 - г) $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 - д) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{ZnCl}_2 \rightarrow$
- 8 Как доказать, что гидроксид олова (II) обладает амфотерными свойствами, а гидроксид магния – нет?

Лабораторная работа № 2

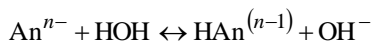
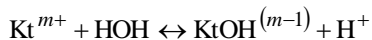
ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Краткие сведения из теории

Обменная реакция между водой и химическим соединением называется его гидролизом. В результате протекания процесса гидролиза соли в растворе появляется некоторое избыточное количество ионов H^+

или OH^- , сообщающее раствору кислотные или основные свойства. Таким образом, процесс гидролиза соли обратен процессу нейтрализации, т. е. процессу взаимодействия кислот с основаниями.

Гидролиз солей можно упрощенно представить следующими схемами:



где Kt^{m+} – катион, An^{n-} – анион.

Гидролиз приводит к образованию малодиссоциирующих кислот, оснований, кислых или основных солей. Тип реакции гидролиза зависит, прежде всего, от химической природы катионов и анионов, образующих соли, и их поляризующего действия на молекулы воды, зависящего от заряда и радиуса ионов. Чем больше заряд и меньше радиус ионов соли, тем сильнее их электростатическое и поляризационное взаимодействие с водой, слабее диссоциация образующихся частиц $\text{KtOH}^{(m-1)}$ и $\text{HAn}^{(n-1)}$ и в большей степени происходит гидролиз.

Влияние на молекулы воды невелико у катионов щелочных и щелочноземельных металлов, однозарядных анионов, например Cl^- , Br^- , NO_3^- , у некоторых двухзарядных, например SO_4^{2-} , т.е. соли, образованные анионом сильной кислоты и катионом сильного основания, гидролизу не подвергаются, например KCl , NaNO_3 .

Гидролизу подвергается не вся соль в растворе. Отношение числа гидролизованных молекул соли к общему числу растворенных молекул называется степенью гидролиза h :

$$h = \frac{C_r}{C_o},$$

где C_r – концентрация гидролизованной части соли;

C_o – общая концентрация растворенной соли.

Процесс гидролиза является обратимым. В растворе соли, подвергшейся гидролизу, устанавливается равновесие между солью и продуктами гидролиза:



Этому равновесию соответствует константа

$$K = \frac{[\text{KtOH}] \cdot [\text{HAn}]}{[\text{KtAn}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}.$$

Так как концентрация воды в разбавленных растворах солей является практически постоянной величиной, то $K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = K_{\Gamma}$, где величина K_{Γ} называется константой гидролиза соли:

$$K_{\Gamma} = \frac{[\text{KtOH}] \cdot [\text{HAn}]}{[\text{KtAn}]}$$

Значение K_{Γ} определяет способность данной соли подвергаться гидролизу: чем больше K_{Γ} , тем больше степень гидролиза соли.

В величине K_{Γ} проявляется природа соли: чем слабее кислота (основание), тем больше степень гидролиза ее соли, так как константа гидролиза соли K_{Γ} связана с константой диссоциации кислоты K_a (константой диссоциации основания K_b) зависимостью

$$K_{\Gamma} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_a}$$

$$K_{\Gamma} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_b}$$

На состояние равновесия между солью и продуктами гидролиза $\text{KtAn} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{KtOH} + \text{HAn}$ влияет концентрация каждого из участвующих в реакции веществ и температура. При уменьшении концентрации соли путем разбавления раствора увеличивается относительная концентрация молекул воды, и по принципу Ле Шателье равновесие реакции гидролиза смещается в сторону образования продуктов гидролиза, т. е. степень гидролиза соли увеличивается.

Реакция гидролиза протекает с поглощением теплоты (эндотермическая реакция). Поэтому при повышении температуры по принципу Ле Шателье равновесие реакции гидролиза также смещается в сторону образования продуктов гидролиза, т. е. степень гидролиза соли увеличивается.

Итак, для уменьшения степени гидролиза растворы солей следует хранить концентрированными и при низких температурах.

Возможны следующие случаи гидролиза солей: гидролиз по аниону, по катиону и аниону одновременно.

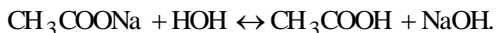
Гидролиз по аниону. Ему подвергаются соли, образованные катионом сильного основания и анионом слабой кислоты (K_2CO_3 , Na_2S , Na_2SO_3 , K_3PO_4 и др.). При гидролизе создается щелочная среда ($\text{pH} > 7$). Например:



$\text{Na}^+ + \text{HOH} \rightarrow$ реакция не идет;

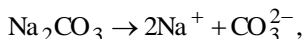


Молекулярное уравнение гидролиза –

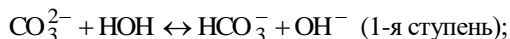


Как видно, гидролизу подвергается анион слабой кислоты CH_3COO^- , входящий в состав соли, и реакция сопровождается образованием малодиссоциированных молекул уксусной кислоты CH_3COOH и ионов OH^- , за счет которых реакция среды стала основной.

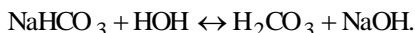
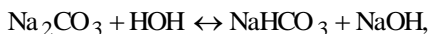
Гидролиз многозарядного аниона протекает ступенчато в связи со ступенчатой диссоциацией многоосновных кислот, при обычных условиях главным образом по первой ступени. Например:



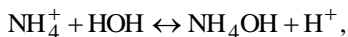
$\text{Na}^+ + \text{HOH} \rightarrow$ реакция не идет;



Молекулярные уравнения соответственно имеют вид

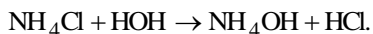


Гидролиз по катиону. Ему подвергаются соли, образованные катионом слабого основания и анионом сильной кислоты (NH_4Br , ZnCl_2 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ и др.). Среда при гидролизе – кислая ($\text{pH} < 7$). Например:



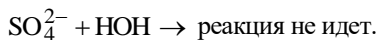
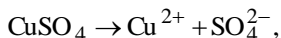
$\text{Cl}^- + \text{HOH} \rightarrow$ реакция не идет.

Молекулярное уравнение гидролиза –

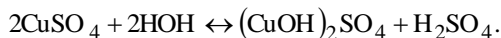


Согласно уравнению гидролизу подвергается катион слабого основания NH_4^+ , входящий в состав соли, и реакция сопровождается образованием малодиссоциированных молекул гидроксида аммония NH_4OH и ионов H^+ . При увеличении концентрации ионов H^+ концентрация ионов OH^- уменьшается. Поэтому растворы солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой, имеют кислую реакцию.

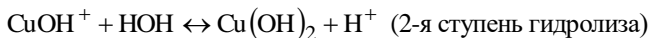
Гидролиз многозарядного катиона протекает ступенчато, при обычных условиях главным образом по первой ступени. Например:



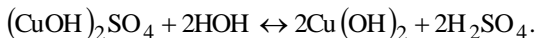
Молекулярное уравнение 1-й ступени гидролиза –



Уравнение гидролиза образовавшейся основной соли сульфата гидроксомеди (вторая ступень гидролиза)



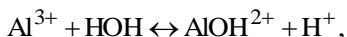
Молекулярное уравнение 2-й ступени гидролиза –

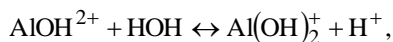


Образующиеся при гидролизе по первой ступени ионы H^+ смещают равновесие второй ступени гидролиза влево, т. е. подавляют гидролиз по второй ступени.

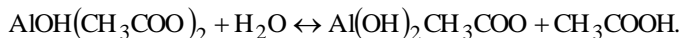
Гидролиз по катиону и аниону. По катиону и аниону гидролизуются соли, образованные катионом слабого основания и анионом слабой кислоты, например ацетат алюминия $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$. Гидролиз соли протекает ступенчато до образования основных солей – ацетатов гидроксо- и дигидроксоалюминия.

Уравнения гидролиза ацетата алюминия –





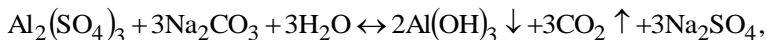
Молекулярные уравнения –



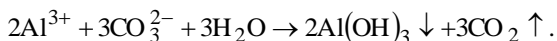
При гидролизе катиона Al^{3+} образуются ионы H^+ , при гидролизе аниона CH_3COO^- – ионы OH^- ; эти ионы соединяются: $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$, образуя молекулы воды, что приводит к смещению обоих равновесий вправо, и гидролиз усиливается.

Реакция растворов солей, образованных слабой кислотой и слабым основанием, зависит от соотношения констант диссоциации кислоты и основания, образующих соль. Если константа диссоциации кислоты больше константы диссоциации основания, то раствор имеет слабокислую реакцию, при обратном соотношении констант диссоциации – слабощелочную.

Если кислота и основание, образующие соль, не только слабые электролиты, но и неустойчивые, разлагаются с образованием летучих продуктов, то гидролиз соли может протекать необратимо, т. е. соль подвергается полному гидролизу. Например, при взаимодействии в растворе сульфата алюминия с карбонатом натрия выпадает осадок гидроксида алюминия и выделяется диоксид углерода:



в ионно-молекулярной форме – соответственно



Экспериментальная часть

Цель работы: изучить поведение солей в водных растворах и научиться определять характер среды, т. е. pH раствора, а также изучить факторы, влияющие на степень гидролиза.

Приборы и реактивы. Штативы с пробирками, спиртовки, индикаторы (универсальный индикатор со стандартной шкалой pH), 0,5н растворы солей: карбоната натрия, сульфата алюминия, хлорида натрия, хлорида олова, соляная кислота, едкий натр.

Опыт 1. *Гидролиз по аниону (соль образована слабой кислотой и сильным основанием).*

На полоску универсального индикатора нанести каплю раствора карбоната натрия. Полученную окраску индикатора сравнить со стандартной шкалой рН. Определить рН раствора этой соли. Написать уравнения гидролиза соли карбоната натрия в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 2. *Гидролиз по катиону (соль образована слабым основанием и сильной кислотой).*

На полоску универсального индикатора нанести каплю раствора сульфата алюминия. Полученную окраску индикатора сравнить со стандартной шкалой рН. Определить рН раствора этой соли. Написать уравнения гидролиза соли сульфата алюминия в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 3. *Гидролиз по катиону и аниону (соль образована слабым основанием и слабой кислотой).*

В пробирку с раствором сульфата алюминия прилить раствор карбоната натрия. Наблюдать образование осадка и выделение газа. Написать в молекулярной и ионно-молекулярной формах уравнения реакций образования карбоната алюминия и гидролиза этой соли, учитывая, что карбонат алюминия подвергается полному гидролизу.

Опыт 4. *Влияние температуры на степень гидролиза.*

В пробирку с раствором ацетата натрия добавить одну-две капли индикатора фенолфталеина. Отметить окраску раствора. Написать уравнения гидролиза соли в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Содержимое пробирки нагреть до кипения. Отметить изменение окраски раствора. Сделать вывод о влиянии температуры на степень гидролиза солей.

Опыт 5. *Гидролиз соли, образованной сильным основанием и сильной кислотой.*

На полоску универсального индикатора нанести каплю раствора хлорида натрия. Полученную окраску сравнить со стандартной шкалой и определить рН раствора. Написать уравнения предполагаемого гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 6. *Подавление и усиление гидролиза солей.*

В две пробирки налить по 8–10 капель дистиллированной воды и насыпать в каждую пробирку несколько кристаллов хлорида двухвалентного олова. Раствор перемешать стеклянной палочкой. Образующийся белый осадок представляет собой основную соль двухвалентного олова SnOHCl . Затем в одну пробирку добавить 2-3 капли

соляной кислоты, а в другую – 2-3 капли раствора едкого натрия и проследить за массой осадка.

Содержание отчета

- 1 Тема и цель работы.
- 2 Название опыта, краткое описание производимых действий, наблюдаемых процессов.
- 3 В каждом опыте сделать выводы о характере протекающих реакций, написать молекулярные и ионные уравнения реакций.

Контрольные вопросы

- 1 Имеются растворы солей KCl, NaCl, CuCl₂ и AlCl₃. В каких растворах концентрация иона H⁺ равна концентрации иона OH⁻. Ответ поясните.
- 2 Можно ли, пользуясь фенолфталеином, отличить водный раствор Na₂SiO₃ от водного раствора Na₂SO₄? Ответ поясните.
- 3 Написать уравнения гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах следующих солей: хлорида алюминия, цианида калия, хлорида меди (II), нитрата аммония, карбоната калия, сульфида натрия.
- 4 Указать pH растворов солей. Как измениться pH растворов солей при нагревании?

Примеры решения задач

Пример 1. Рассчитать pH 0,01M раствора хлороводородной кислоты HCl.

Решение. Сильные кислоты и сильные основания диссоциируют в водных растворах полностью. Следовательно, для сильных кислот

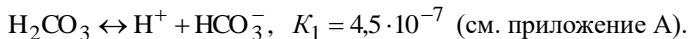
$$[\text{H}^+] = C_{\text{к}},$$

где $C_{\text{к}}$ – концентрация кислоты.

Тогда $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg C_{\text{к}} = -\lg 10^{-2} = 2,0$.

Пример 2. Рассчитать pH 0,002M раствора H₂CO₃.

Решение. При расчетах pH слабых электролитов можно с достаточной степенью точности использовать формулу $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$ и учитывать только 1-ю ступень диссоциации. Запишем 1-ю стадию диссоциации слабой угольной кислоты:



Поскольку $K_1 < 10^{-4}$, в данном случае можно рассчитать α по упрощенному выражению

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_1}{C_{\text{к}}}} = \sqrt{\frac{4,5 \cdot 10^{-7}}{0,002}} = 1,49 \cdot 10^{-2}.$$

В соответствии с уравнением диссоциации концентрация ионов H^+ равна концентрации ионов HCO_3^- и концентрации диссоциированных по 1-й ступени молекул H_2CO_3 . Тогда, по определению

$$\alpha = \frac{C_{\text{и}}}{C_{\text{к}}} = \frac{[\text{H}^+]}{C_{\text{к}}},$$

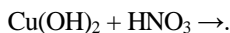
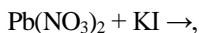
$$[\text{H}^+] = \alpha C_{\text{к}} = 1,49 \cdot 10^{-2} \cdot 2 \cdot 10^{-3} = 2,98 \cdot 10^{-5} \approx 3 \cdot 10^{-5}.$$

Искомое значение $\text{pH} = -\lg 3 \cdot 10^{-5} = 4,52$.

Задания для самостоятельного решения

Вариант 1

1 Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций между веществами:

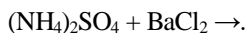
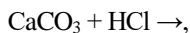


2 Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей: FeCl_3 , Na_2CO_3 , Na_2SO_4 .

3 Чему равняется pH раствора, в 500 см^3 которого содержится $0,0185 \text{ г}$ гидроксильных ионов?

Вариант 2

1 Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций между веществами:

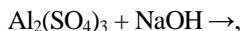


2 Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей: NaHCO_3 , NH_4NO_3 , ZnSO_4 .

3 Концентрация ионов водорода в растворе равна $0,01 \text{ моль/дм}^3$. Определить водородный показатель и концентрацию ионов OH^- в данном растворе.

Вариант 3

1 Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций между веществами:



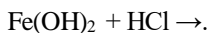


2 Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей: K_2SO_4 , Na_2SO_3 , MgSO_4 .

3 Концентрация ионов гидроксидов в растворе равна $0,01$ моль/дм³. Определите водородный показатель данного раствора.

Вариант 4

1 Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций между веществами:

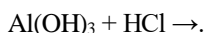


2 Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей: $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$, Li_2CO_3 , MnSO_4 .

3 Определите pH $0,1$ н. раствора синильной кислоты, степень диссоциации которой в этом растворе равна $0,001\%$.

Вариант 5

1 Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций между веществами:

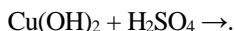


2 Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей: $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, NaNO_3 , NaCN .

3 Сколько гидроксильных ионов содержится в 100 см³ раствора, в 1 дм³ которого содержится $0,4$ г NaOH , считая диссоциацию последнего полной?

Вариант 6

1 Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций между веществами:

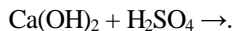
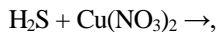


2 Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей: ZnCl_2 , NaCN , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$.

3 Сколько гидроксильных ионов содержится в 1 см³ раствора, pH которого равен 12 ?

Вариант 7

1 Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций между веществами:

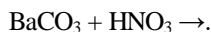
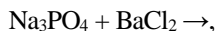


2 Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей: KCl , $\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, ZnSO_4 .

3 Какой объем 0,1н. раствора щелочи надо прибавить к 100 см^3 0,01н. раствора кислоты, чтобы довести его pH до 7?

Вариант 8

1 Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций между веществами:

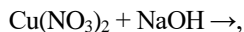


2 Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей: CuSO_4 , Na_3PO_4 , BaCl_2 .

3 Определить концентрацию гидроксид-ионов и число ионов OH^- в 500 см^3 раствора, pH которого равен 3.

Вариант 9

1 Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций между веществами:

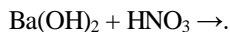
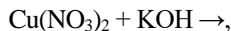


2 Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей: $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$, K_2S , BaCl_2 .

3 Чему равняется pH раствора, содержащего в литре 0,4 г NaOH, считая диссоциацию последнего полной.

Вариант 10

1 Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций между веществами:

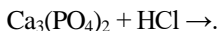


2 Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей: FeCl_2 , NaClO , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

3 Вычислите концентрацию ионов гидроксила и pH 0,1н. раствора соляной кислоты, считая диссоциацию полной.

Вариант 11

1 Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций между веществами:

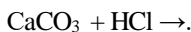


2 Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей: K_2CO_3 , FeCl_3 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$.

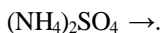
3 Определите концентрацию гидроксид-ионов OH^- и pH 0,1М раствора уксусной кислоты, степень диссоциации которой в этом растворе равна 1 %.

Вариант 12

1 Составьте молекулярное и ионное уравнения реакций между веществами:



Напишите уравнение электролитической диссоциации электролита:

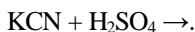


2 Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей: NaHCO_3 , NH_4NO_3 , ZnSO_4 .

3 Вычислите концентрацию гидроксильных ионов и pH для 0,1 моль/дм³ раствора HCl, ионизированного на 100 %.

Вариант 13

1 Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций между веществами:

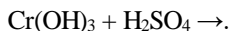
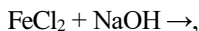


2 Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей: Na_2SO_4 , ZnBr_2 , K_2SO_3 .

3 Определите pH и концентрацию гидроксид-ионов OH^- в 0,1н. растворе уксусной кислоты.

Вариант 14

1 Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций между веществами:

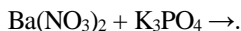
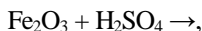


2 Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей: Na_2SO_4 , CuSO_4 , K_2CO_3 .

3 Определите pH раствора, содержащего в литре 0,4 г NaOH, считая диссоциацию последнего полной.

Вариант 15

1 Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций между веществами:

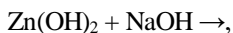


2 Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей: BaS, NaBr, CuSO_4 .

3 Чему равняется pH раствора, в 1 дм³ которого содержится 0,0034 г гидроксильных ионов?

Вариант 16

1 Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций между веществами:

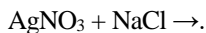
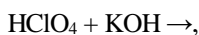


2 Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей: $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, BaCl_2 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$.

3 Вычислите суммарное число ионов H^+ и HSO_3^- (в моль), которые образуются в 0,1М растворе H_2SO_3 . Чему равняется pH раствора ?

Вариант 17

1 Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций между веществами:



2 Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей: NaNO_2 , NH_4NO_3 , CsCl .

3 Степень диссоциации слабой одноосновной кислоты в 0,2н растворе равна 0,03. Вычислить значения концентраций ионов H^+ , OH^- и pOH для этого раствора.

Лабораторная работа № 3

ГИДРОЛИЗ И ГИДРАТАЦИЯ КЛИНКЕРНЫХ МИНЕРАЛОВ ПОРТЛАНДЦЕМЕНТНОГО КЛИНКЕРА

(для студентов строительных специальностей)

Краткие сведения из теории

При твердении портландцемента, так же, как и некоторых других вяжущих веществ, происходят сложные химические и физические явления.

Портландцемент состоит из ряда клинкерных минералов, каждый из которых при затворении цемента водой реагирует с ней и дает различные новообразования. Все процессы взаимодействия отдельных клинкерных минералов протекают одновременно, налагаются один на другой и влияют друг на друга.

Твердение минеральных вяжущих материалов может служить примером того, как необходимо знание химии для понимания сущности протекающих при этом процессов и сознательного управления ими.

Типичными реакциями, характерными для твердения портландцемента и других вяжущих, являются реакции гидратации и гидролиза.

С точки зрения термодинамики процесс сводится к превращению в воде вяжущих веществ, обладающих избытком свободной энергии, в такие гидратные новообразования, свободная энергия которых меньше и которые поэтому термодинамически более устойчивы в данных условиях.

Таким образом, процессы гидратационного твердения связаны с уменьшением свободной энергии и поэтому протекают самопроизвольно.

Основными клинкерными минералами являются: алит – CaSiO_3 ($3\text{CaO}\cdot\text{SiO}_2$ или условно C_3S), белит – $\beta\text{Ca}_2\text{SiO}_4$ ($2\text{CaO}\cdot\text{SiO}_2$ или условно C_2S), трехкальциевый алюминат – $\text{Ca}_3(\text{AlO}_3)_2\cdot(3\text{CaO}\cdot\text{Al}_2\text{O}_3$ или условно C_2S) и четырехкальциевый алюмоферрит $\text{Ca}_3(\text{AlO}_3)_2\cdot\text{Ca}(\text{FeO}_2)_2$ ($4\text{CaO}\cdot\text{Al}_2\text{O}_3\cdot\text{Fe}_2\text{O}_3$ или условно C_4AF). Все они относятся к классу неорганических солей.

При взаимодействии с водой минералы цементного клинкера образуют гидратные соединения. Клинкерные минералы в большей или меньшей степени растворимы в воде, а продукты гидратации цемента, за исключением $\text{Ca}(\text{OH})_2$, представляют собой практически нерастворимые соединения. Иначе отвердевшие бетоны не могли бы сохранить свою прочность в воде.

В клинкере количественно преобладают минералы, представляющие собой кальциевые силикаты, т. е. соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой. Такие соли, как известно, способны гидролитически расщепляться, давая щелочную среду, т. е. обогащая жидкую фазу ионами гидроксидов. Это происходит потому, что ионы водорода, всегда имеющиеся в воде, взаимодействуя с анионом, дают молекулы слабой, т.е. малодиссоциирующей кремниевой кислоты. По мере протекания процесса гидролиза в водном растворе увеличивается содержание гидроксильных ионов.

Гидролиз – это процесс обратимый, и его равновесие зависит от всех тех факторов, которые вообще влияют на равновесие реакций ионного обмена. В частности, равновесие сдвигается в сторону разложения клинкерного минерала, являющегося типичным представителем класса неорганических солей, когда хотя бы один из продуктов этого разложения представляет собой вещество малодиссоциированное или трудно растворимое в воде; с другой стороны, добавляя к системе избыток одного из продуктов гидролиза, можно в соответствии с принципом Ле Шателье сдвинуть равновесие в обратном направлении. Если же ввести избыток воды, т. е. разбавить раствор водой, то гидролиз протекает полнее, что тоже соответствует принципу Ле Шателье.

При повышении температуры степень гидролиза сильно увеличивается. Это объясняется тем, что при нагревании раствора в нем несколько увеличивается содержание ионов гидроксидов и водорода, в результате чего увеличивается вероятность образования малодиссоциированных молекул кремниевой кислоты.

При действии воды на трехкальциевый силикат некоторая часть его растворяется в воде и гидролитически расщепляется. Продукты гидролиза гидратируются. Затем в растворе происходит перегруппировка гидратных комплексов, в результате чего образуется водный двухкальциевый силикат. Конечный состав продуктов реакций по данным исследователей различен:

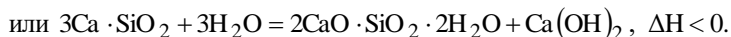
по Горчакову Г. И.:



по Брунауэру С.:



по Бугту Ю. М.:



Из приведенных уравнений видно, что наряду с гидросиликатом кальция образуется свободная известь. В этом легко убедиться на простом опыте. Если в стеклянный цилиндр налить воду и добавить каплю фенолфталеина, а затем всыпать немного цемента, то водный раствор приобретает малиновую окраску, что указывает на щелочную среду.

При гидратации C_3S в тесте в нормальных условиях реакция практически завершалась за 1–1,5 года.

Механизм реакции гидратации C_3S и скорость ее протекания изменяются во времени. На первой стадии гидролиза (до 0,5 часа) скорость его высока. На этой стадии частицы цемента покрываются пленкой из продуктов гидролиза, которые затрудняют доступ воды к частицам цемента. В результате этого реакция затормаживается, и ее скорость определяется скоростью диффузии воды и трехкальциевого силиката, движущихся через пленку навстречу друг другу. Этот процесс приводит к зарождению центров кристаллизации гидросиликатов кальция и $Ca(OH)_2$.

При достижении этими кристаллами определенных размеров они острыми краями разрушают пленку и открывают доступ воды к цементному зерну. Второй период обычно длится от 0,5 до 4 часов с момента начала гидратации. Длительность третьего периода схватывания определяется скоростью реакции между водой и C_3S . Образующиеся в этот период продукты гидратации поглощаются растущими кристаллами. Подобный процесс длится обычно от 4–4,5 до 10–11 часов.

В четвертом периоде скорость гидратации замедляется, так как большое количество новообразований также препятствует проникновению воды к поверхности цемента.

Скорость гидролиза C_3S сильно зависит от присутствия посторонних примесей. Так, присутствие в воде дополнительного количества OH^- согласно принципу Ле Шателье ведет к замедлению скорости гидролиза C_3S и, наоборот, ввод добавок, повышающих растворимость силикатных составляющих за счет изменения ионной силы раствора ($NaCl$, KCl , K_2SO_4 , $NaNO_3$) или уменьшения щелочности среды (NH_4Cl , HCl , $FeCl_3$), приводит к повышению скорости гидролиза.

Скорость схватывания C_3S изменяется и под влиянием температуры. Так, степень гидратации C_3S через 12 часов составляет при 278K – 0 %, при 298K – 30 % и при 325K – 60 %.

Выделение гидроксида кальция при гидратации трехкальциевого силиката представляет собой явление исключительной важности, так как наличие свободной извести в отвердевшем цементном камне служит одной из самых главных причин коррозии бетона. Известь в отличие от остальных продуктов твердения цемента растворима в воде, поэтому является наиболее уязвимой составной частью цементного камня.

По сравнению с трехкальциевым силикатом двухкальциевый гидролизуется иначе. Это соединение содержит меньше окиси кальция, чем трехкальциевый силикат, и, следовательно, является менее основным. Поэтому гидролиз двухкальциевого силиката практически в большей степени, чем гидролиз трехкальциевого зависит от концентрации гидрооксида кальция в растворе.

В цементах двухкальциевый силикат в основном гидратируется и в гораздо меньшей степени подвергается гидролизу. Гидратация C_2S происходит по схеме



а гидролиз – по схеме



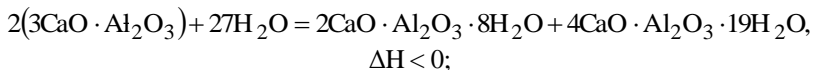
Повышение температуры среды всегда содействует увеличению гидролиза солей. Поэтому двухкальциевый силикат с повышением температуры подвергается гидролизу, а не гидратации.

Скорость взаимодействия C_2S с водой протекает медленнее, чем у C_3S . Через одни сутки в обычных условиях она может составить 5-10 %, через 10 сут – 10–20 %, через 28 сут – 30–50 %, полная гидратация минерала заканчивается через 5–6 лет.

Рассмотрим теперь реакцию между трехкальциевым алюминатом и водой. Состав продуктов реакции C_3A с водой весьма чувствителен к изменению условий протекания реакции: температуры, вида и концентрации солей, растворенных в воде, затворения и количества воды.

При небольшом количестве воды затворения, применяемой в технологии бетона, образуется $3CaO \cdot Al_2O_3 \cdot 6H_2O$. Это соединение является самым устойчивым из всех гидроалюминатов кальция. При большем количестве воды образуется смесь двух-, трех и четырехкальциевых гидроалюминатов.

При температурах ниже 298 К гидролиз протекает по следующим схемам:



При температурах выше 298 К – по схеме



Все продукты гидратации C_3A образуют на поверхности зерен вяжущего рыхлую оболочку из пластинчатых кристаллов, которая не препятствует

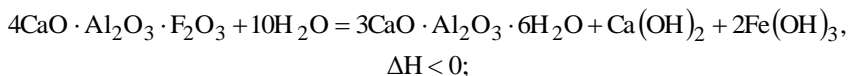
диффузии молекул воды к негидратированной части зерна. В связи с этим реакция C_3A с водой протекает быстро и завершается на 70–80 % уже через сутки.

Совершенно по-другому идет процесс гидратации C_3A в присутствии гипса. Двуводный гипс всегда в небольшом количестве присутствует в цементе как добавка, введенная при помолу клинкера для регулирования сроков схватывания цемента. Без добавки гипса C_3A схватывается очень быстро и образует гидроалюминат $3CaO \cdot Al_2O_3 \cdot 6H_2O$. Замедление указанной реакции достигается введением гипса и за счет следующей реакции:



Из приведенного уравнения видно, что при взаимодействии гипса с гидроалюминатом выделяется гидросульфат кальция. Это соединение труднорастворимо. Таким образом, в течение некоторого периода после затворения цемента водой происходит связывание C_3A , которое длится до тех пор, пока не израсходуется весь гипс, после чего начнет выделяться собственно гидроалюминат кальция, и цемент схватывается. Следовательно, добавка гипса служит как бы для того, чтобы «блокировать» некоторое количество C_3A , не давая ему вступать в реакцию с водой на период от 1 до 3 часов.

Реакция гидролиза четырехкальциевого алюмоферрита, как и трехкальциевого алюмината, протекает по-разному, в зависимости от внешних условий:



C_4AF , так же, как и C_3A , гидратируется быстро: через 3 суток степень гидратации минерала составляет 50–70 %. Зерна C_4AF через несколько минут покрываются слоем мелких кристаллов новообразований и для $Fe(OH)_3$, который несколько затормаживает скорость реакции гидратации.

Экспериментальная часть

Цель работы: изучить зависимость скорости гидратации цемента от различных факторов – ввода разных добавок и температуры воды затворения.

Приборы и реактивы. Технические весы, разновесы, сушильный электрошкаф, два стеклянных стакана вместимостью 100 мл, две воронки, бюретка, электроплитка, термометр, цемент, 0,1н раствор HCl , метиловый оранжевый, 0,1н раствор $NaCl$, 0,1н раствор K_2SO_4 .

Порядок выполнения работы. Как было сказано выше, скорость гидролиза клинкерных минералов в различных условиях твердения определяется количеством образующейся $\text{Ca}(\text{OH})_2$, которое может быть определено объемным анализом.

Объемный анализ основан на точном измерении объема раствора известной концентрации, который расходуется на реакцию с определенным веществом. Главной операцией объемного анализа является титрование, при котором к исследуемому раствору из бюретки малыми порциями добавляют раствор реактива определенной концентрации до окончания реакции.

Момент окончания реакции в большинстве случаев устанавливают при помощи индикатора – вещества, изменяющего свою окраску в момент точки эквивалентности.

Для определения скорости твердения цемента необходимо знать состав жидких фаз цементных суспензий или паст.

Первая бригада определяет общую щелочность жидкой фазы при затворении цемента обычной водопроводной водой, вторая – подогретой водой, третья определяет содержание щелочи при затворении цемента водой затворения с добавкой NaCl , четвертая – с добавкой K_2SO_4 . Обе соли в воде гидролизу не подвергаются, так как образованы сильным основанием и сильной кислотой.

Жидкую фазу приготавливают следующим образом. Точную навеску цемента 5 г, предварительно измельченную до пудры и высушенную при 105°C , помещают в стакан, заливают 20 мл воды, перемешивают в течение 10 мин. Затем начинают отфильтровывать осадок, постепенно добавляя в него дистиллированную воду, и доводят объем фильтрата до 50 мл. Каждая бригада работает с двумя навесками цемента.

Тщательно промытую бюретку ополаскивают 2 раза небольшим количеством раствора HCl . Закрепляют ее в штативе и наливают через воронку раствор HCl известной концентрации выше нулевого деления. Затем, подставив под нее стакан и приоткрыв зажим, заполняют раствором нижний конец бюретки. После этого снимают воронку с бюретки и устанавливают уровень раствора на нулевом делении.

В колбу с фильтром добавляют 1–2 капли метилового оранжевого, который окрашивает раствор в желтый цвет, затем колбу с фильтратом ставят под бюретку, подложив большой лист белой бумаги (чтобы лучше уловить изменение окраски раствора), и добавляют из бюретки раствор HCl – сначала небольшими порциями, а потом по каплям, все время перемешивая жидкость круговыми движениями. Добавление из бюретки раствора HCl определенной концентрации заканчивается в тот момент, когда окраска индикатора в растворе из желтой станет бледно-розовой.

После этого записывают объем кислоты, использованной на титрование. Отсчет ведется по нижнему мениску.

Далее определяют нормальную концентрацию щелочи в фильтрате:

$$C_{\text{H}}^{\text{K}} V_{\text{K}} = C_{\text{H}}^{\text{Ш}} V_{\text{Ш}},$$

где C_{H}^{K} – нормальность раствора соляной кислоты;

V_{K} – объем кислоты, использованной на титрование, мл;

$C_{\text{H}}^{\text{Ш}}$ – нормальность раствора щелочи;

$V_{\text{Ш}}$ – объем фильтрата, мл.

Массу щелочи в фильтрате определяют по формуле

$$m = \frac{m_{\text{э}} C_{\text{H}}^{\text{Ш}} V_{\text{Ш}}}{1000},$$

где $m_{\text{э}}$ – эквивалентная масса $\text{Ca}(\text{OH})_2$;

$C_{\text{H}}^{\text{Ш}}$ – нормальность полученного фильтрата;

$V_{\text{Ш}}$ – объем фильтрата, мл.

Методика выполнения лабораторной работы второй бригадой не отличается от вышеизложенной, за исключением того, что цемент во втором случае затворяется водой, подогретой до 50°C .

При исследовании влияния добавок NaCl и K_2SO_4 необходимо первоначально приготовить соответствующие растворы. Из строительной практики известно, что рекомендуемые количества добавок электролитов колеблются от 1 до 2 % от массы цемента. Примем количество вводимой добавки за 1 %, тогда необходимое количество сухой добавки $(5 \cdot 1) : 100 = 0,05$ г.

Рассчитаем объем 0,1 н растворов соответствующих солей, содержащих по 0,05 г NaCl и K_2SO_4 .

Для раствора NaCl этот объем составит $(1000 \cdot 0,15) : (58,5 \cdot 0,1) = 8,5$ мл, а для раствора K_2SO_4 – $(1000 \cdot 0,05 \cdot 2) : (174,2 \cdot 0,1) = 5,7$ мл, где 58,5 и 174,2 – молярные массы NaCl и K_2SO_4 , а 0,1 – нормальность соответствующих растворов солей.

Для приготовления воды затворения необходимо отмерить соответствующие объемы 0,1 н растворов солей, после чего довести объемы растворов до 20 мл, обычным способом затворить 5 г цемента и затем определить общую щелочность среды.

Содержание отчета

1 Тема и цель работы.

2 Краткое описание производимых действий, наблюдаемых процессов.

- 3 Полученные результаты работы всех бригад свести в таблицу 3.
 После заполнения таблицы сделать следующие выводы:
 а) как влияет температура на скорость схватывания цемента;
 б) как влияют добавки NaCl и K₂SO₄ на процесс твердения цемента.

Таблица 3 – Результаты расчетов и измерений

Навеска цемента, г	Характеристика воды затворения	Объем фильтрата, мл	Объем HCl, пошедший на титрование, мл	Нормальность раствора щелочи	Масса Ca(OH) ₂ в фильтрате, г
	Холодная				
	Подогретая до 50°С				
	1 % NaCl				
	1 % K ₂ SO ₄				

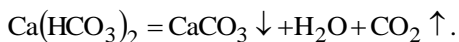
Лабораторная работа № 4

ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ

Краткие сведения из теории

Жесткость воды – совокупность свойств воды, обусловленная наличием в ней преимущественно катионов Ca²⁺ (кальциевая жесткость воды) и Mg²⁺ (магниева жесткость воды). Одними из возможных источников являются горные породы (известняки, доломиты), которые растворяются в результате контакта с природной водой.

Сумма концентраций Ca²⁺ и Mg²⁺ называется общей жесткостью. Она складывается из карбонатной (временной, устраняемой кипячением) и некарбонатной (постоянной). Первая вызвана присутствием в воде гидрокарбонатов Ca и Mg, которые при кипячении разлагаются на CaCO₃ и Mg(OH)₂ с выделением CO₂:



Некарбонатная жесткость обусловлена наличием сульфатов, хлоридов, силикатов, нитратов и фосфатов этих металлов.

В странах СНГ жесткость воды выражают в ммоль экв/дм³: карбонатная жесткость отвечает той части катионов Ca²⁺, которая эквивалентна содержащимся в воде анионам HCO₃⁻, некарбонатная – анионам SO₄²⁻, NO₃⁻ и др.

1 ммоль экв/дм³ соответствует 20,04 мг/дм³ катионов Ca²⁺ или 12,16 мг/дм³ катионов Mg²⁺.

В других странах для выражения жесткости используют так называемые градусы жесткости. Например, 1° жесткости немецкий, соответствующий 0,01 г СаО в 1 дм³ воды, равен 0,357 ммоль экв/дм³.

Жесткость воды колеблется в широких пределах – от 0,1–0,2 ммоль экв/дм³ в реках и озерах до 80–100 ммоль экв/дм³ и более в подземных водах, морях и океанах. В поверхностных водах преобладает, как правило, карбонатная жесткость (70–80 % от общей), а магниевая жесткость обычно не превышает 30 %, реже – 60 % от общей. Наибольшего значения жесткость воды достигает в период паводка. В подземных водах жесткость воды постоянна и меньше изменяется в течение года.

Различают воду мягкую (общая жесткость до 2 ммоль экв/дм³), средней жесткости (2–10 ммоль экв/дм³) и жесткую (более 10 ммоль экв/дм³).

Повышенная жесткость способствует усиленному образованию накипи в паровых котлах, отопительных приборах и бытовой металлической посуде, что значительно снижает интенсивность теплообмена, приводит к большому перерасходу топлива и перегреву металлических поверхностей.

Жесткость воды увеличивает расход мыла при стирке, поскольку часть его образует с катионами Ca²⁺ нерастворимый осадок. Качество тканей, стираемых в жесткой воде, и тканей, при отделке которых она применяется, ухудшается вследствие осаждения на тканях кальциевых и магниевых солей высших жирных кислот мыла.

Большая магниевая жесткость придает воде горький привкус, поэтому содержание катионов Mg²⁺ в питьевой воде не должно превышать 100 мг/дм³. Общая жесткость воды во избежание ухудшения её органолептических свойств должна быть не более 7 ммоль экв/дм³. По согласованию с органами санитарно-эпидемиологической службы иногда допускается увеличение общей жесткости воды до 10 ммоль экв/дм³.

Для устранения или уменьшения жесткости воды применяют специальные методы. Например, из реагентных методов распространен известково-содовый, который позволяет устранить карбонатную и некарбонатную жесткость воды. С помощью ионообменных методов умягчают воду с преобладающей некарбонатной (Na⁺-катионирование) или карбонатной (H⁺-катионирование) жесткостью воды. Комбинированием этих методов получают глубоко умягченную воду.

Экспериментальная часть

Цель работы: проведение анализа водопроводной воды.

Опыт 1. Определение карбонатной жесткости.

Порядок выполнения работы. Отобрать пипеткой или мерным цилиндром 100 см³ водопроводной воды, перенести её в коническую колбу на 250 см³ и добавить 2 капли индикатора метилового оранжевого. К отобранной пробе воды при постоянном перемешивании приливать из бюретки 0,1н раствор соляной кислоты до появления розовой окраски. Прибавляемая соляная кислота расходуется на разложение гидрокарбонатов кальция и магния:



По количеству израсходованной кислоты рассчитывается карбонатная жесткость, ммоль/дм³, по формуле

$$Ж_{\text{к}} = \frac{NV_1}{V_2},$$

где N – нормальность кислоты;

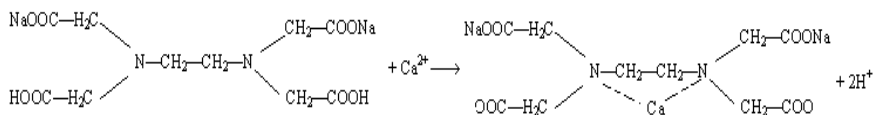
V_1 – объем кислоты, затраченной на титрование, см³,

V_2 – объем воды, взятой для исследования, см³.

Повторить титрование еще раз. Если результаты двух титрований совпадут ($\Delta V \leq 0,1$ мл), рассчитайте карбонатную жесткость воды. В противном случае оттитруйте еще одну пробу воды. Найдите средний объем раствора соляной кислоты, израсходованный на титрование.

Опыт 2. Определение общей жесткости воды.

В основе данного титриметрического метода лежит реакция комплексообразования между ионами магния и кальция с трилоном Б (двуназатриевой солью этилендиаминтетрауксусной кислоты – сокращенно ЭДТА). Трилон Б представляет собой сложную кислотную соль, при взаимодействии которой с ионами кальция и магния водород замещается соответствующим ионом, образуя сложную двойную соль. Уравнение реакции может быть записано следующим образом:



Индикатором при титровании служит азокраситель – хромоген черный, который образует с ионами кальция и магния комплексное соединение, окрашенное в фиолетовый цвет. При титровании трилоном Б содержащиеся в воде ионы кальция и магния реагируют с ним, образуя малодиссоциированные

соединения. В конце титрования ионы кальция и магния переходят от комплексного соединения с хромогеном к комплексному соединению с трилоном Б и раствор окрашивается в синий цвет – цвет самого красителя, что указывает на окончание титрования.

Порядок выполнения работы. В коническую колбу на 250 см³ отобрать 50 см³ водопроводной воды, 50 см³ дистиллированной воды, 5 см³ аммиачного буферного раствора и 7–8 капель индикатора (хромоген черный), при этом раствор окрашивается в фиолетовый цвет. Исследуемую воду медленно оттитровать раствором трилона Б до получения синей с зеленым оттенком окраски (сравнить с эталоном).

Так как каждый см³ 0,1н раствора трилона Б соответствует 0,1 ммоль-эквивалента Ca²⁺ и Mg²⁺, то общая жесткость, ммоль/дм³, исследуемой воды

$$Ж_{\text{общ}} = \frac{NV_1}{V_2} \cdot 1000,$$

где N – нормальность трилона Б;

V_1 – объем раствора трилона Б, затраченного на титрование, см³,

V_2 – объем воды, взятой для исследования, см³.

Повторить титрование еще раз. Если результаты двух титрований совпадут ($\Delta V \leq 0,1$ см³), рассчитайте общую жесткость воды. В противном случае оттитруйте еще одну пробу воды. Найдите средний объем раствора трилона Б, израсходованного на титрование.

Опыт 3. *Определение некарбонатной жесткости воды.*

Вычислить некарбонатную жесткость воды, ммоль/дм³, по разности общей и карбонатной жесткости:

$$Ж_{\text{н}} = Ж_{\text{общ}} - Ж_{\text{к}}.$$

Содержание отчета

- 1 Тема и цель работы. Краткое изложение теоретической части.
- 2 Название опыта, краткое описание производимых действий.
- 3 Расчетные формулы и результаты титриметрического анализа воды.
- 4 Сделать вывод о характере жесткости исследованной воды.

Контрольные вопросы и задачи

- 1 Какие катионы называют ионами жесткости?
- 2 Какой технологический показатель качества воды называют жесткостью?
- 3 Почему жесткую воду нельзя применять для генерации пара на тепловых и атомных электростанциях?

4 Какой метод умягчения воды называют термическим? Какие химические реакции протекают при умягчении воды этим методом?

5 Как осуществляют умягчение воды методом осаждения? Какие реагенты используют? Какие реакции протекают?

6 Можно ли умягчить воду с помощью ионного обмена?

7 Как определяют общую жесткость воды?

8 Как определяют карбонатную жесткость воды?

9 Как находят некарбонатную жесткость воды?

Примеры решения задач

Пример 1. Вычислить жесткость воды, если известно, что в 50 дм^3 ее содержится $20,25 \text{ г Ca(HCO}_3)_2$.

I вариант решения.

Эквивалентная масса $\text{Ca(HCO}_3)_2$ равна 81 мг/моль .

В 1 дм^3 воды содержится $20,25 \text{ г} : 50 = 0,405 \text{ г} = 405 \text{ мг Ca(HCO}_3)_2$, что составляет $405 : 81 = 5 \text{ мэкв}$. Следовательно, жесткость воды равна 5 мэкв/дм^3 .

II вариант решения.

Задача может быть решена, применяя формулу

$$Ж = \frac{m}{m_э V},$$

где $Ж$ – жесткость воды, мэкв/дм^3 ;

m – масса вещества, обуславливающего жесткость воды или применяемого для устранения жесткости воды, мг ;

V – объем воды, дм^3 .

$$\text{Тогда } Ж = \frac{m}{m_э V} = \frac{20250}{81 \cdot 50} = 5 \text{ мэкв/дм}^3.$$

Пример 2. Сколько граммов гашеной извести и соды пойдет на умягчение 1 м^3 воды, если общая жесткость равна 4 мэкв/дм^3 , а временная – $1,0 \text{ мэкв/дм}^3$?

I вариант решения.

В 1 м^3 (1000 дм^3) воды содержится $1000 \cdot 1 = 1000 \text{ мэкв}$ солей, обуславливающих временную жесткость, для устранения которой следует прибавить $1000 \cdot 37 = 37000 \text{ мг} = 37 \text{ г Ca(OH)}_2$ (37 мг/моль – эквивалентная масса Ca(OH)_2).

Постоянная жесткость воды равна разности между общей и временной жесткостью: $4 - 1 = 3 \text{ мэкв/дм}^3$. В 1000 дм^3 воды содержится $1000 \cdot 3 = 3000 \text{ мэкв}$ солей, обуславливающих постоянную жесткость, для устранения которой следует прибавить $3000 \cdot 53 = 159000 \text{ мг} = 159 \text{ г Na}_2\text{CO}_3$ (53 мг/моль – эквивалентная масса Na_2CO_3).

II вариант решения.

Из формулы $J = \frac{m}{m_3 V}$ следует, что $m = Jm_3 V$,

$m \text{ Ca(OH)}_2 = 1 \cdot 37 \cdot 1000 = 37000 \text{ мг} = 37 \text{ г}$;

$m \text{ Na}_2\text{CO}_3 = 3 \cdot 53 \cdot 1000 = 159000 \text{ мг} = 159 \text{ г}$.

Задания для самостоятельного решения

1 Чему равна карбонатная жесткость воды, если в 1 дм³ ее содержится 0,292 г гидрокарбоната магния и 0,2025 г гидрокарбоната кальция?

2 Вода, содержащая только гидрокарбонат магния, имеет жесткость 4 мэкв/дм³. Сколько граммов гидрокарбоната магния содержится в 500 дм³ этой воды?

3 Чему равна карбонатная жесткость воды, если в 100 дм³ содержится 43,8 г гидрокарбоната магния?

4 Вычислить жесткость воды, зная, что в 1 дм³ ее содержится 292 г гидрокарбоната магния и 340 г сульфата кальция.

5 Вода, содержащая только сульфат магния, имеет жесткость 5,5 мэкв/дм³. Сколько граммов сульфата магния содержится в 500 дм³ этой воды?

6 Вычислить жесткость воды, зная, что в 500 дм³ ее содержится 202,5 г Ca(НСО₃)₂.

7 К 1 дм³ жесткой воды прибавили 129,5 г гашеной извести. На сколько миллиэквивалентов понизилась карбонатная жесткость?

8 К 100 дм³ жесткой воды прибавили 13 кг 250 г карбоната натрия. На сколько миллиэквивалентов понизилась карбонатная жесткость?

9 Чему равна жесткость воды, если для ее устранения к 100 дм³ воды потребовалось прибавить 15,9 г соды?

10 Сколько граммов гашеной извести и соды пойдет на умягчение 1 дм³ воды, если общая жесткость ее равна 8 мэкв/дм³, а временная – 3,5 мэкв/дм³.

11 Сколько граммов гашеной извести и соды пойдет на умягчение 1 дм³ воды, если общая жесткость ее равна 9 мэкв/дм³, а временная – 3 мэкв/дм³.

12 Сколько граммов соды надо прибавить к 0,1 м³ воды, чтобы устранить жесткость, равную 9 мэкв/дм³.

13 Сколько граммов гашеной извести надо прибавить к 1000 дм³ воды, чтобы устранить ее временную жесткость, равную 2,86 мэкв/дм³?

14 Сколько граммов гашеной извести и соды пойдет на умягчение 1 дм³ воды, если жесткость ее равна 8 мэкв/дм³, а временная 3,5 мэкв/дм³?

15 Сколько граммов карбоната натрия надо прибавить к 100 м³ воды, чтобы устранить ее общую жесткость, равную 7 мэкв/дм³?

16 Чему равна жесткость воды, если для ее устранения к 1 м³ воды потребовалось прибавить 424 г карбоната натрия?

17 Чему равна жесткость воды, если для ее устранения к 400 дм³ воды потребовалось прибавить 127,2 г карбоната натрия?

Список рекомендуемой литературы

1 **Коровин, Н. В.** Общая химия : учеб. для вузов / Н. В. Коровин. – М. : Высшая школа, 1998.

2 Задачи и упражнения по общей химии : учеб. пособие для вузов / Б. И. Адамсон [и др.] ; под общ. ред. Н. В. Коровина. – 2-е изд., испр. – М. : Высшая школа, 1998. – 255 с.

3 **Шиманович, И. Е.** Общая химия в формулах, определениях, схемах / И. Е. Шиманович и [др]; под общ. ред. В. Ф. Тикавого. – Минск : Універсітэцкае, 1996. – 528 с.

4 **Рыбьев, И. А.** Строительное материаловедение : учеб. пособие для строит. спец. вузов / И. А. Рыбьев. – М. : Высшая школа, 2002. – 701 с.

5 Строительные материалы и изделия : учеб. пособие для вузов / В. Н. Чубуков [и др]. – Минск : Адукацыя і выхаванне, 2003. – 328 с.

ПРИЛОЖЕНИЕ А

(справочное)

Константы диссоциации некоторых кислот в водных растворах при 25 °С

Название	Формула	K_a	$pK = -\lg K_a$
Азотистая	HNO_2	$6,9 \cdot 10^{-4}$	3,16
Азотная	HNO_3	$4,36 \cdot 10$	-1,64
Борная	H_3BO_3	$7,1 \cdot 10^{-10}$	9,15
Бромная	$HBrO_4$	$\sim 10^8$	≈ -8
Бромноватая	$HBrO_3$	$2,0 \cdot 10^{-1}$	0,70
Бромноватистая	$HBrO$	$2,2 \cdot 10^{-9}$	8,66
Бромоводородная	HBr	$1 \cdot 10^9$	-9
Вода	H_2O	$1,86 \cdot 10^{-16}$	15,76
Германиевая	H_4GeO_4		
K_1		$7,9 \cdot 10^{-10}$	9,10
K_2		$2,0 \cdot 10^{-13}$	12,7
Иодная	H_5IO_6		
K_1		$2,45 \cdot 10^{-6}$	1,61
K_2		$4,3 \cdot 10^{-9}$	8,33
K_3		$1,0 \cdot 10^{-15}$	15,0
Иодноватая	HIO_3	$1,7 \cdot 10^{-1}$	0,77
Иодноватистая	HIO	$2,3 \cdot 10^{-11}$	10,64
Иодоводородная	HI	$1 \cdot 10^{11}$	-11,0
Кремневая	H_4SiO_4		
K_1		$1,3 \cdot 10^{-10}$	9,9
K_2		$1,6 \cdot 10^{-12}$	11,8
K_3		$2,0 \cdot 10^{-14}$	13,7
Марганцовая	$HMnO_4$	$\sim 10^8$	≈ -8
Марганцовистая	H_2MnO_4		
K_1		$\sim 10^{-1}$	≈ 1
K_2		$7,1 \cdot 10^{-11}$	10,15
Мышьяковая	H_3AsO_4		
K_1		$5,6 \cdot 10^{-3}$	2,25
K_2		$1,7 \cdot 10^{-7}$	6,77
K_3		$2,95 \cdot 10^{-12}$	11,53
Мышьяковистая	H_3AsO_3	$5,9 \cdot 10^{-9}$	9,23
Пероксид водорода	H_2O_2	$2,0 \cdot 10^{-12}$	11,7
Роданистоводородная	$HSNC$	~ 10	≈ -1
Селенистая	H_2SeO_3		
K_1		$1,8 \cdot 10^{-3}$	2,75
K_2		$3,2 \cdot 10^{-9}$	8,50
Селенистоводородная	H_2Se		
K_1		$1,3 \cdot 10^{-4}$	3,89
K_2		$1,0 \cdot 10^{-11}$	11,0

Окончание приложения А

Название	Формула	K_a	$pK_a = -\lg K_a$
Селеновая	H_2SeO_4		
K ₁		$1 \cdot 10^3$	-3
K ₂		$1,2 \cdot 10^{-2}$	1,92
Серная	H_2SO_4		
K ₁		$1 \cdot 10^3$	-3
K ₂		$1,5 \cdot 10^{-2}$	1,94
Сернистая	H_2SO_3		
K ₁		$1,4 \cdot 10^{-2}$	1,85
K ₂		$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,20
Сероводородная	H_2S		
K ₁		$1,0 \cdot 10^{-7}$	6,99
K ₂		$2,5 \cdot 10^{-13}$	12,60
Теллуристая	H_2TeO_3		
K ₁		$2,7 \cdot 10^{-3}$	2,57
K ₂		$1,8 \cdot 10^{-8}$	7,74
Теллуриводородная	H_2Te		
K ₁		$2,3 \cdot 10^{-3}$	2,64
K ₂		$6,9 \cdot 10^{-13}$	12,16
Теллуровая	H_6TeO_6		
K ₁		$2,45 \cdot 10^{-8}$	7,61
K ₂		$1,1 \cdot 10^{-11}$	10,95
Угльная	H_2CO_3		
K ₁		$4,5 \cdot 10^{-7}$	6,35
K ₂		$4,8 \cdot 10^{-11}$	10,32
Уксусная	CH_3COOH		
K ₁		$1,74 \cdot 10^{-5}$	4,76
Фосфористая	H_3PO_3		
K ₁		$3,1 \cdot 10^{-2}$	1,51
K ₂		$1,6 \cdot 10^{-7}$	6,79
Фосфорная, орто	H_3PO_4		
K ₁		$7,1 \cdot 10^{-3}$	2,15
K ₂		$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,21
K ₃		$5,0 \cdot 10^{-13}$	12,0
Фтористоводородная	HF		
K ₁		$6,2 \cdot 10^{-4}$	3,21
Хлористая	$HClO_2$		
K ₁		$1,1 \cdot 10^{-2}$	1,97
Хлорная	$HClO_4$		
K ₁		$\sim 10^8$	≈ -8
Хлорноватая	$HClO_3$		
K ₁		$\sim 10^3$	≈ -3
Хлорноватистая	$HClO$		
K ₁		$2,95 \cdot 10^{-8}$	7,53
Хромовая	H_2CrO_4		
K ₁		$1,61 \cdot 10^{-1}$	0,80
K ₂		$3,2 \cdot 10^{-7}$	6,50
Цианистоводородная	HCN		
K ₁		$5,0 \cdot 10^{-10}$	9,30

ПРИЛОЖЕНИЕ Б

(справочное)

Константы диссоциации некоторых оснований в водных растворах при 25 °С

Название	Формула	K_a	$pK = -\lg K_a$
Алюминия гидроксид	$Al(OH)_3$		
K_3		$1,38 \cdot 10^{-9}$	8,86
Аммиака раствор	NH_4OH	$1,76 \cdot 10^{-5}$	4,75
Бария гидроксид	$Ba(OH)_2$		
K_2		$2,3 \cdot 10^{-1}$	0,64
Вода	H_2O	$1,86 \cdot 10^{-16}$	15,76
Железа (II) гидроксид	$Fe(OH)_2$		
K_2		$1,3 \cdot 10^{-4}$	3,89
Железа (III) гидроксид	$Fe(OH)_3$		
K_2		$1,82 \cdot 10^{-11}$	10,74
K_3		$1,35 \cdot 10^{-12}$	11,87
Кальция гидроксид	$Ca(OH)_2$		
K_2		$4,0 \cdot 10^{-2}$	1,40
Лития гидроксид	$LiOH$	$6,8 \cdot 10^{-1}$	0,17
Магния (II) гидроксид	$Mg(OH)_2$		
K_2		$2,5 \cdot 10^{-3}$	2,60
Марганца (II) гидроксид	$Mn(OH)_2$		
K_2		$5,0 \cdot 10^{-4}$	3,30
Меди (II) гидроксид	$Cu(OH)_2$		
K_2		$3,4 \cdot 10^{-7}$	6,47
Натрия гидроксид	$NaOH$	5,9	0,77
Свинца (II) гидроксид	$Pb(OH)_2$		
K_1		$9,55 \cdot 10^{-4}$	3,02
K_2		$3,0 \cdot 10^{-8}$	7,52
Серебра гидроксид	$AgOH$	$5,0 \cdot 10^{-3}$	2,30
Стронция гидроксид	$Sr(OH)_2$		
K_2		$1,50 \cdot 10^{-1}$	0,82
Хрома (III) гидроксид	$Cr(OH)_3$		
K_3		$1,02 \cdot 10^{-10}$	9,99
Цинка гидроксид	$Zn(OH)_2$		
K_2		$4,0 \cdot 10^{-5}$	4,4
K_2		$5,0 \cdot 10^{-4}$	3,30

ОГЛАВЛЕНИЕ

Введение.....	5
Лабораторная работа № 1. Электролитическая диссоциация.....	6
Лабораторная работа № 2. Гидролиз солей.....	12
Задания для самостоятельного решения.....	19
Лабораторная работа № 3. Гидролиз и гидратация клинкерных минералов портланцементного клинкера.....	24
Лабораторная работа № 4. Жесткость воды.....	31
Задания для самостоятельного решения.....	36
Список рекомендуемой литературы.....	37
Приложение А Константы диссоциации некоторых кислот в водных растворах при 25 °С.....	38
Приложение Б Константы диссоциации некоторых оснований в водных растворах при 25 °С.....	40
Приложения В Растворимость солей, оснований и кислот в воде.....	41

Учебное издание

СТОЦКАЯ Оксана Анатольевна
ЧУБУКОВА Галина Ивановна

Растворы электролитов

Учебно-методическое пособие

Редактор И. И. Э в е н т о в
Технический редактор В. Н. К у ч е р о в а

Подписано в печать 19.01.2009 г. Формат 60x84¹/₁₆.
Бумага офсетная. Гарнитура Таймс. Печать на ризографе.
Усл. печ. л. 7,44. Уч.-изд. л. 7,71. Тираж 500 экз.
Зак. № . Изд. № 76

Издатель и полиграфическое исполнение
Белорусский государственный университет транспорта:
ЛИ № 02330/0133394 от 19.07.2004 г.
ЛП № 02330/0148780 от 30.04.2004 г.
246653, г. Гомель, ул. Кирова, 34.