

ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНТСТВО ПО ОБРАЗОВАНИЮ
Государственное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Ивановская государственная текстильная академия»
(ИГТА)

Кафедра химии

***РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ.
ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ.
ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ***

**Методические указания
для студентов всех специальностей**

Иваново 2008

Методические указания предназначены для организации самостоятельной работы студентов I курса всех специальностей и форм обучения, изучающих курс «Химия».

В данных указаниях изложены теоретические представления о растворах электролитов и процессах гидролиза солей, рассмотрены его типичные варианты, включены элементы программированного обучения по решению задачи и написанию реакций.

Составители: канд. хим. наук, проф. В.В. Васильев,
доц. Н.И. Зуева

Научный редактор канд. техн. наук, доц. В.Р. Ополовников

ВВЕДЕНИЕ

Исключительно велика роль показателя среды в самых различных явлениях и процессах – и в природе, и в технике. Многие производственные процессы в химической, пищевой, текстильной и других отраслях промышленности протекают лишь при определенной реакции среды. Столь же необходима для нормального развития сельскохозяйственных культур и получения высоких урожаев определенная реакция почвенного раствора.

Технологические процессы текстильной и легкой промышленности обычно связаны с использованием водных растворов, реакция среды которых может изменяться в результате процесса гидролиза, поэтому при изучении курса химии этим реакциям должно уделяться достаточное внимание.

1. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА РАСТВОРОВ. ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ ТЕОРИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

Раствором называется газообразная, твердая или жидкая гомогенная система, состоящая из двух или более компонентов (составных частей), относительные количества которых могут изменяться в широких пределах.

Следует заметить, что по однородности растворы напоминают химические соединения, но отличаются от них переменным составом. Последнее свойство приближает растворы к механическим смесям, то есть растворы занимают промежуточное положение между химическими соединениями и механическими смесями.

Наиболее важный вид растворов – жидкие растворы, изучением которых должны заниматься студенты всех специальностей первого курса. При этом необходимо опираться на знания предыдущих разделов, таких, как «Химическая связь», «Химическая термодинамика» и др.

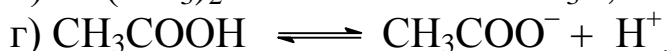
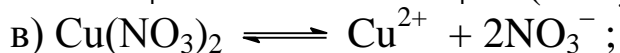
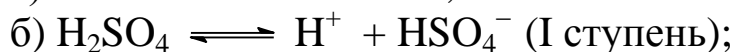
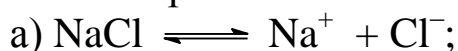
При образовании растворов многие вещества претерпевают какие-то изменения, обуславливающие возникновение высокой электролитической проводимости. Эти изменения заключаются в диссоциации (распаде) соответствующих веществ на ионы, осуществляющие перенос электрического тока. Вещества, которые в растворе

или расплаве диссоциируют на ионы и проводят электрический ток, называются *электролитами*.

К электролитам относятся кислоты, основания, большинство солей. *Неэлектролитами* называются вещества, которые в растворе на ионы не диссоциируют и электрический ток не проводят. Неэлектролитами являются спирты, сахар, глюкоза и многие другие органические соединения.

Для объяснения свойств и особенностей водных растворов электролитов шведский ученый С. Аррениус в 1887 г. предложил теорию электролитической диссоциации. Сущность этой теории сводится к трем основным положениям:

1. Молекулы электролитов при растворении в воде в той или иной степени распадаются (диссоциируют) на положительно и отрицательно заряженные ионы. Например:



Самопроизвольный распад электролита в растворе на ионы называется электролитической диссоциацией. Положительно заряженные ионы принято называть *катионами*, отрицательно заряженные – *анионами*.

В приведенных выше примерах уравнений электролитической диссоциации вместо знака равенства стоит знак обратимости, т.к. диссоциация – процесс обратимый.

2. Образующиеся при электролитической диссоциации ионы обладают совершенно иными свойствами по сравнению с соответствующими нейтральными веществами. Это связано с наличием заряда и с большей устойчивостью ионов за счет завершенности валентной электронной оболочки. Например, поваренная соль употребляется в пищу, тогда как свободный хлор является ядовитым агрессивным газом, а свободный (металлический) натрий характерен своей исключительной реакционной способностью.

3. При наложении электрического напряжения раствор электролита начинает пропускать ток. Такой проводник электричества называется проводником второго рода, т.к. протекание тока обеспечивается наличием ионов (ионной проводимостью). Количество

ионов, на которые распадаются молекулы электролитов, зависит от концентрации раствора, температуры и от особенностей растворимых веществ.

Различают сильные и слабые электролиты. Сильные электролиты при растворении в воде практически полностью диссоциируют на ионы, к ним относятся:

- почти все растворимые соли;
- многие неорганические кислоты, например, H_2SO_4 , HCl , HNO_3 ;
- гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов.

Слабые электролиты при растворении в воде лишь частично диссоциируют на ионы. К слабым электролитам относятся:

- большинство органических кислот, например CH_3COOH ;
- многие неорганические кислоты, например, H_2CO_3 , H_2S , HNO_2 , HClO , H_3BO_3 , HCN ;
- все гидроксиды металлов за исключением гидроксидов щелочных и щелочно-земельных металлов;
- некоторые органические соединения, например, фенолы и амины.

Теория Аррениуса в своем первоначальном виде имела ряд недостатков:

- 1) в ней не учитывалось взаимодействие как между частицами растворенного вещества, так и с молекулами растворителя;
- 2) теория применима только к водным растворам;
- 3) теория не могла объяснить некоторые экспериментальные данные о свойствах растворов (особенно концентрированных) сильных электролитов.

Особое внимание при изучении этого раздела следует уделить гидратной (химической) теории растворов Д.И. Менделеева.

Толчком к разработке этой теории явились экспериментальные наблюдения энергетических эффектов, сопровождавших процессы растворения веществ.

Согласно гидратной теории Д.И. Менделеева процесс растворения сопровождается химическим взаимодействием частиц растворяющегося вещества с молекулами растворителя. Химическое взаимодействие растворителя с растворенным веществом называется гидратацией, а продукты, получающиеся при этом, – гидратами.

Очень важно отметить, что процесс гидратации энергетически выгодный, сопровождающийся выделением энергии.

Следует также понять и усвоить механизмы процесса гидратации. По современным представлениям при растворении веществ с ионной структурой молекулы растворителя удерживаются около иона силами электростатического притяжения. Кроме того, может иметь место донорно-акцепторное взаимодействие, причем молекулы растворителя выступают в качестве доноров электронных пар, а катионы растворенного вещества – в качестве их акцепторов. По такому же механизму происходит и образование иона гидроксония H_3O^+ :



С учетом процесса гидратации процесс растворения и диссоциации поваренной соли надо записывать следующим образом:



где $x=n+m$ – количество молей воды, участвующих в гидратации.

В нашем курсе такие уравнения будем записывать упрощенно:



Механизм электролитической диссоциации обусловлен как особенностями строения молекул растворителя, так и типом химической связи в молекулах растворенных веществ (электролитов). Известно, что молекулы воды являются полярными молекулами, под действием которых связь внутри молекул с ионной связью ослабевает, образуются противоположно заряженные ионы, окруженные определенным количеством молекул воды. Рассмотренный механизм электролитической диссоциации действителен не только для соединений с ионной связью, но и для веществ, образованных полярной ковалентной связью. Такие соединения (например HCl) до растворения в воде ионов не содержат. Однако под действием полярных молекул воды связь в HCl ослабляется, становится еще более полярной и переходит в ионную. При этом общая электронная пара целиком смещается к атому хлора, который в результате превращается в гидратированный ион Cl^- .

Если в качестве растворителя взять *неводный растворитель* с малым значением диэлектрической проницаемости, то процесс электролитической диссоциации будет сильно затруднен. Например, HCl хорошо диссоциирует в воде и практически не диссоциирует в бензоле.

Количественной характеристикой равновесного состояния водного раствора электролита является *степень диссоциации*, ее принято обозначать греческой буквой α и выражать либо в долях единицы, либо в процентах.

Степень диссоциации равна отношению числа молекул, распавшихся на ионы (n), к общему числу растворенных молекул (N).

Например, если растворяли 50 молекул вещества, из них растворилось 40 молекул, причем продиссоциировало 10 молекул, то

$$\alpha = \frac{10}{40} = 0,25 \text{ (или 25\%)}.$$

Степень электролитической диссоциации зависит от природы растворенного вещества и растворителя, от концентрации и температуры раствора. При разбавлении и повышении температуры раствора степень диссоциации увеличивается. По величине степени диссоциации электролиты делятся на сильные, средние и слабые: у сильных электролитов $\alpha \geq 30\%$, у слабых $\alpha \leq 3\%$.

Электролиты средней силы занимают промежуточное положение, например, для 0,1 н растворов H_3PO_4 $\alpha=27\%$, H_2SO_3 $\alpha=20\%$, HF $\alpha=8\%$.

Вода является очень слабым электролитом ($\alpha=2 \cdot 10^{-7}\%$), поэтому чистая вода не проводит электрический ток.

2. ДИССОЦИАЦИЯ КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ

Кислотами называются электролиты, при диссоциации которых в качестве положительных ионов (катионов) образуются только ионы водорода. Основность определяется количеством ионов водорода, которые могут образоваться при диссоциации одной молекулы кислоты. Например, HCl , HCN , HNO_3 – одноосновные кислоты; H_2SO_4 , H_2S , H_2CO_3 – двухосновные, H_3PO_4 – трехосновная, $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ – четырехосновная. В неорганических кислотах основность совпадает с числом атомов водорода в молекуле кислоты. В органических кислотах в силу особенностей их строения основность кислоты не совпадает с общим числом атомов водорода. Например, уксусная кислота CH_3COOH одноосновная, т.к. из четырех атомов водорода способен к диссоциации лишь один, входящий в карбоксильную группу: $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$.

Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато. Например,

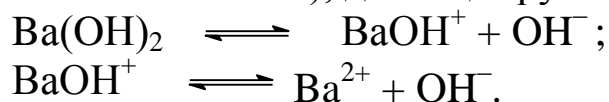
$$\begin{aligned} \text{H}_3\text{PO}_4 &\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^- \text{ (I ступень);} \\ \text{H}_2\text{PO}_4^- &\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-} \text{ (II ступень);} \\ \text{HPO}_4^{2-} &\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-} \text{ (III ступень).} \end{aligned}$$

Процесс ступенчатой диссоциации определяется главным образом первой ступенью. Например, серная кислота является сильным электролитом из-за значительной диссоциации по первой ступени, хотя вторая ступень диссоциации идет незначительно.

Основаниями (гидроксидами) называются электролиты, при диссоциации которых в качестве отрицательных ионов (анионов) образуются только гидроксид-ионы. Кислотность определяется числом гидроксильных групп, содержащихся в молекуле основания.

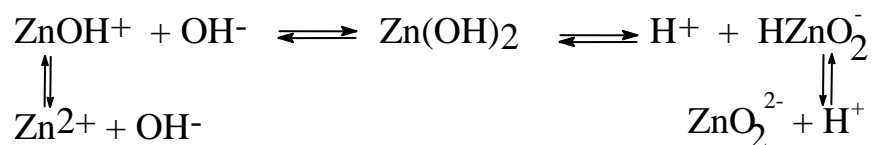
Растворимые в воде основания называются *щелочами*, к ним относятся гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов, а также NH_4OH .

Основания, содержащие несколько гидроксид-ионов (многокислотные основания), диссоциируют ступенчато:



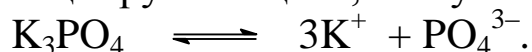
Как известно из основ химии, способность диссоциировать с образованием ионов H^+ или OH^- определяется прочностью химической связи в системе $\text{R}-\text{O}-\text{H}$. Если связи $\text{R}-\text{O}$ и $\text{O}-\text{H}$ примерно равноценны, то при диссоциации такого соединения могут образовываться как ионы водорода, так и гидроксид-ионы. Такие электролиты называются амфотерными. К ним относят воду, гидроксиды цинка, алюминия, хрома (III) и некоторых других металлов.

Диссоциацию гидроксида цинка можно выразить системой уравнений:

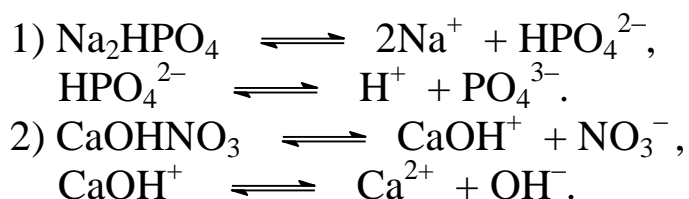


Солями называются электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металлов (или катион аммония NH_4^+) и анионы кислотных остатков.

Средние соли диссоциируют нацело, неступенчато:



Ступенчато диссоциируют только кислые и основные соли:



3. ИОННО-МОЛЕКУЛЯРНЫЕ УРАВНЕНИЯ РЕАКЦИЙ

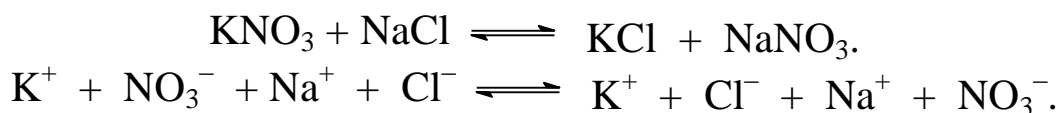
С точки зрения теории электролитической диссоциации в водных растворах протекают реакции не между молекулами электролитов, а между образованными ими ионами.

При реакциях между ионами в растворах электролитов возможны следующие случаи:

1) образующиеся вещества – сильные электролиты, хорошо растворимые в воде и полностью диссоциирующие на ионы;

2) одно (или несколько) из образующихся веществ – газ, осадок, слабый электролит (растворимый в воде) или комплексный ион.

Рассмотрим первый случай. Если газ, осадок или малодиссоциирующее соединение не образуются, то с точки зрения теории электролитической диссоциации реакция не идет, т.к. все участники реакции сильные электролиты, полностью распадающиеся на ионы. В результате сокращения все ионы из реакции исключаются, например:



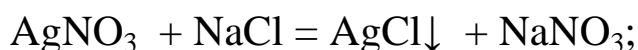
В реальных условиях раствор состоит из ионов K^+ , Na^+ , NO_3^- , Cl^- , а при выпаривании его получается смесь четырех солей: KCl , NaNO_3 , NaCl , KNO_3 .

Рассмотрим второй случай. При написании ионных уравнений надо иметь в виду, что малорастворимые, газообразные и малодиссоциирующие вещества необходимо изображать только в молекулярном виде. Стрелка вниз \downarrow обозначает, что данное вещество выпадает в осадок, стрелка вверх \uparrow – вещество выделяется в газообразном виде. В виде ионов записывают сильные растворимые в воде электролиты.

Приведем конкретные примеры.

1. *Взаимодействие нитрата серебра и хлорида натрия, в результате которого образуется осадок:*

а) записываем уравнение реакции в молекулярной форме:



б) переписываем это уравнение, заменяя сильные растворимые в воде электролиты на соответствующие ионы, а малодиссоциирующие вещества оставляем в виде молекул:



Такое уравнение называют полным ионным уравнением реакции.

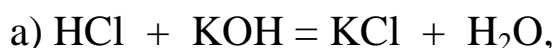
в) исключаем (сокращаем) из обеих частей уравнения ионы, не участвующие в реакции (ионы Na^+ и NO_3^-), записываем результат:



Такое уравнение называют сокращенным ионным уравнением.

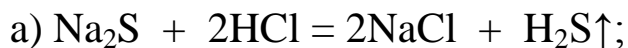
Сокращенные ионные уравнения раскрывают сущность химической реакции, в данном случае образование осадка AgCl за счет взаимодействия ионов Ag^+ и Cl^- . Здесь не имеет значения, в состав какой именно соли добавляется, например, хлорид-ион. Если вместо NaCl возьмем KCl сокращенное ионное уравнение будет иметь такой же вид.

2. Типичным примером реакции с образованием *слабодиссоциирующего вещества* является реакция нейтрализации сильной кислоты сильным основанием. Запишем реакцию по вышеприведенной схеме:

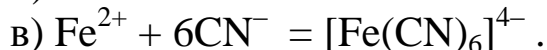
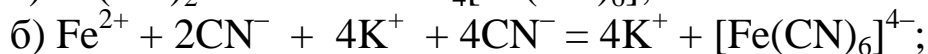


Вода в данной реакции записывается в молекулярном виде, так как она – слабый электролит.

3. Взаимодействие между ионами идет практически до конца также в случае образования уходящих из сферы реакции *газов*: H_2S , NH_3 , AsH_3 , CH_4 , NO , NO_2 , CO , CO_2 , HCl и др.:

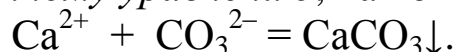


4. В качестве примера с образованием *комплексного иона* приведем реакцию получения желтой кровяной соли:



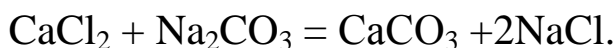
Таким образом, ионообменные реакции в растворах электролитов протекают практически необратимо и до конца в сторону образования осадков (труднорастворимых веществ), газов (легколетучих веществ), слабых электролитов (малодиссоциирующих соединений) и комплексных ионов (также малодиссоциирующих). Равновесие смещается в сторону образования веществ с меньшей концентрацией ионов в растворе.

Методика написания молекулярного уравнения, соответствующего сокращенному ионному уравнению, на конкретном примере:



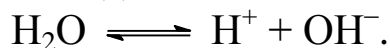
Из табл. П2 выбираем анион (например Cl^-), который с катионом Ca^{2+} образует растворимое соединение CaCl_2 . Для аниона CO_3^{2-} подбираем катион металла (например Na^+), которые также образуют растворимое вещество Na_2CO_3 .

Обращаем внимание, что при выборе катиона и аниона нужно учитывать, что в правой части уравнения они должны образовывать сильный электролит. Получаем следующее молекулярное уравнение:

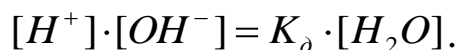


4. ИОННОЕ ПРОИЗВЕДЕНИЕ ВОДЫ. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ

Очищенная от примесей вода обладает определенной незначительной электрической проводимостью, которая объясняется небольшой диссоциацией ее на ионы водорода и гидроксид-иона, т.е. H_2O является слабым электролитом. Процесс диссоциации воды часто записывают в простом виде:



Константа равновесия диссоциации воды может быть вычислена по уравнению $K_{\text{д}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$, перепишем это уравнение следующим образом:



Поскольку степень диссоциации воды мала, то концентрация недиссоциированных молекул H_2O равна общей концентрации воды

$$[H_2O] = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{1000g}{18.1} = 55,56 \text{ моль/л}, \text{ а } K = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ (опытные данные).}$$

Следовательно, $[H^+] \cdot [OH^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 10^{-14}$.

Таким образом, ионное произведение воды

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}.$$

Это постоянная величина при $t^\circ = 25^\circ\text{C}$ не только для чистой воды, но и для разбавленных растворов электролитов.

При $t^\circ = 25^\circ\text{C}$ в нейтральных растворах концентрация как ионов водорода, так и гидроксид-ионов равна 10^{-7} моль/л.

В кислых растворах больше концентрация ионов водорода, в щелочных – концентрация гидроксид-ионов.

Степень кислотности или щелочности раствора можно количественно охарактеризовать концентрацией ионов водорода:

нейтральный раствор $[H^+] = 10^{-7}$ моль/л,
 кислый раствор $[H^+] > 10^{-7}$ моль/л,
 щелочной раствор $[H^+] < 10^{-7}$ моль/л.

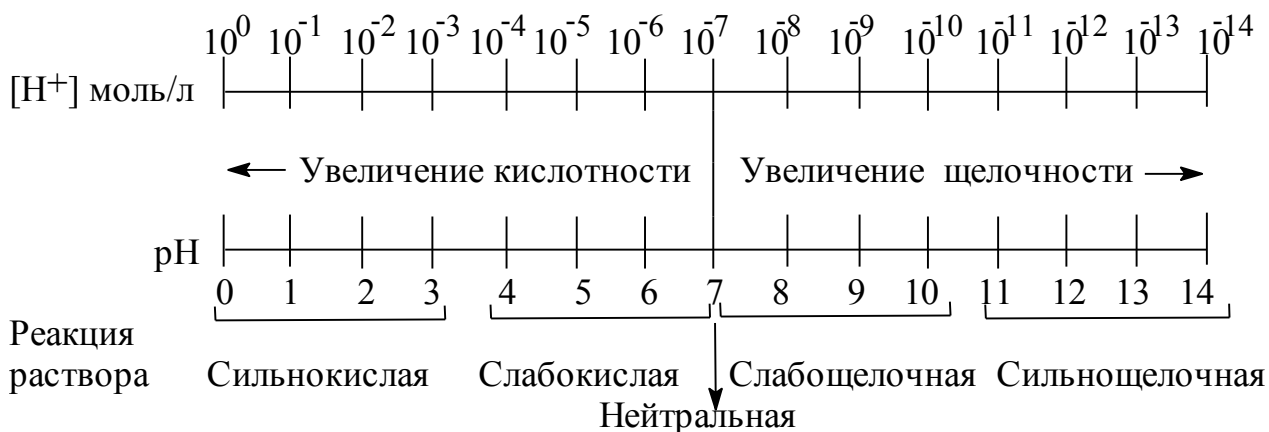
Концентрацию ионов водорода удобнее выражать в логарифмической форме. Отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода называется *водородным показателем* и обозначается символом pH:

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

С помощью pH реакция растворов характеризуется так:

нейтральная $pH = 7$;
 кислая $pH < 7$;
 щелочная $pH > 7$.

Наглядно зависимость между концентрацией ионов водорода величиной pH и реакцией раствора можно выразить схемой:



Из схемы видно, что, чем меньше рН, тем больше концентрация ионов H^+ , т.е. выше кислотность среды; и, наоборот, чем больше рН, тем меньше концентрация ионов H^+ , т.е. выше щелочность среды.

Приведем значения рН некоторых наиболее известных растворов и укажем соответствующую им реакцию среды: желудочный сок – рН 1,7 (сильнокислая реакция), торфяная вода – рН 4 (слабокислая), дождевая вода – рН 6 (слабокислая), водопроводная вода – рН 6,9 (слабокислая), кровь – рН 7,4 (слабощелочная), слюна – рН 6,9 (слабокислая), слезы – рН 7 (нейтральная).

Водородный показатель играет важную роль в технике и природе. Наибольшая урожайность почв обеспечивается при рН=5,5-7,5, кислотные осадки с рН=4 могут изменить рН водоемов, что отрицательно скажется на численности их обитателей. В отделочных производствах текстильных предприятий важно контролировать рН раствора. Рабочий диапазон рН ванны перекисного беления хлопчатобумажных тканей составляет 10-11; при пропитке шерсти активными красителями реакцию среды красильного раствора необходимо поддерживать строго в диапазоне 4,5-5,0.

Для измерения рН существуют различные методы. Приблизительно реакцию раствора можно определить с помощью специальных реактивов – индикаторов, которые меняют свою окраску в определенной области значений рН. Наиболее распространенными индикаторами являются лакмус, метиловый оранжевый, метиловый красный, фенолфталеин, характеристики некоторых даны в табл. 1.

Таблица 1

Название индикатора	Цвет индикатора в различных средах		
	в кислой	в нейтральной	в щелочной
<i>метиловый оранжевый</i>	красный	оранжевый	желтый
<i>фенолфталеин</i>	бесцветный	бесцветный	малиновый
<i>лакмус</i>	красный	фиолетовый	синий

Имеются специальные приборы рН-метры, позволяющие определять реакцию среды растворов в диапазоне от 0 до 14 с точностью до 0,01 единицы рН.

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ НА pH

Напомним формулы, которые могут быть здесь использованы:
 $pH = -\lg[H^+] \rightarrow [H^+] = 10^{-pH}$ моль/л,

$$[H^+] = \frac{C_m \cdot \alpha \cdot n_{H^+}}{100\%} \quad [OH^-] = \frac{C_m \cdot \alpha \cdot n_{OH^-}}{100\%},$$

где C_m – молярность раствора,

α – степень диссоциации электролита в %,

n_{H^+} – основность кислоты,

n_{OH^-} – кислотность основания.

$$K_B = [H^+][OH^-] = 10^{-14}.$$

Задача 1

Определить pH 0,001 М раствора HCN, если $\alpha = 0,1\%$.

Для того чтобы определить pH, необходимо знать концентрацию ионов водорода. Запишем уравнение диссоциации кислоты:



Основность кислоты равна 1, т.е. $n_{H^+} = 1$, используем формулу для расчета концентрации ионов водорода:

$$[H^+] = \frac{C_m \cdot \alpha \cdot n_{H^+}}{100\%} = \frac{0,001 \cdot 0,1 \cdot 1}{100\%} = 0,000001 = 10^{-6} \text{ моль/л}$$

подставляем это значение в формулу

$$pH = -\lg [H^+] = -\lg [10^{-6}] = 6.$$

Задача 2

Рассчитать массу гидроксида бария, необходимую для приготовления 2л раствора, pH которого равен 12. Диссоциацию $Ba(OH)_2$ считать полной.

Если $pH = 12$, то концентрация ионов водорода $[H^+] = 10^{-12}$ моль/л.

Используем $K_B = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$, из чего следует

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-12}} = 10^{-2} \text{ моль/л}.$$

Уравнение электролитической диссоциации:



$$pH^- = \frac{C_M \cdot \alpha \cdot n_{OH^-}}{100\%}, \text{ по условию задачи } \alpha=100\%, \text{ тогда}$$

$$C_M = \frac{[H^-]}{n_{OH^-}} = \frac{10^{-2}}{2} = 0,005 \text{ моль/л}, \text{ используем формулу } C_M = \frac{m}{M \cdot V},$$

следовательно, масса гидроксида бария для приготовления 2л раствора равна $m = C_M \cdot M \cdot V = 0,005 \cdot 171 \cdot 2 = 1,7 \text{ г}$,

$$M_{Ba(OH)_2} = 171 \text{ г/моль}.$$

Задача 3

Вычислить pH 0,36%-ного раствора соляной кислоты, если степень диссоциации HCl 100%, плотность раствора принять равной 1 г/мл.

Для определения pH необходимо знать молярную концентрацию ионов водорода, для этого нужно перевести процентную концентрацию в молярность:

$$w = \frac{m_{\text{в}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\% ; C_M = \frac{m}{M \cdot V}.$$

Находим массу 1 л раствора: $m_{\text{р-ра}} = 1000 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/мл} = 1000 \text{ г}$.

$$m_{\text{в}} = \frac{w \cdot m_{\text{р-ра}}}{100\%} = \frac{0,36\% \cdot 1000}{100\%} = 3,6 \text{ г}, \text{ тогда } C_M = \frac{3,6 \text{ г}}{36,5 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ л}} \approx 0,1 \text{ моль/л},$$

основность HCl равна 1;

$$[H^+] = \frac{C_M \cdot \alpha \cdot n_{H^+}}{100\%} = \frac{0,1 \cdot 100\% \cdot 1}{100\%} = 0,1 \text{ моль/л} = 10^{-1}, pH = 1.$$

5. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Процесс растворения веществ в воде сопровождается химическим взаимодействием их молекул с молекулами воды.

Гидролизом называется взаимодействие вещества с водой, при котором составные части вещества соединяются с составными частями воды. В практике наиболее широко используется гидролиз солей.

В результате процесса гидролиза соли в растворе может появляться некоторое избыточное количество ионов H^+ или OH^- , сооб-

шающее раствору кислотные или щелочные свойства, т.е. приводящее к изменению рН среды.

Гидролиз относится к процессам ионного обмена, в результате которых образуются малодиссоциированные, малорастворимые или газообразные продукты.

Гидролиз может быть обратимым и необратимым. Это зависит от того, какой электролит более слабый – вода или образующееся соединение.

Основное положение темы:

Гидролизу подвергаются только такие соли, которым соответствует хотя бы один слабый электролит – кислота и (или) основание.

В реакции гидролиза вступают соли, образованные:

- 1) *слабой кислотой и сильным основанием;*
- 2) *слабым основанием и сильной кислотой;*
- 3) *слабым основанием и слабой кислотой.*

Силу кислоты или основания можно определить по табл.2.

Таблица 2

Кислоты		Основания	
сильные	слабые	сильные	слабые
H ₂ SO ₄	H ₂ S, HCN, HF,	NaOH, KOH	Zn(OH) ₂ ,
HNO ₃	H ₂ CO ₃ , H ₂ SiO ₃ ,	LiOH	Cu(OH) ₂ ,
HCl	HNO ₂ , H ₂ SO ₃ ,	RbOH	Cr(OH) ₃ ,
HBr	H ₃ PO ₄	Ba(OH) ₂	Fe(OH) ₃ ,
HI	CH ₃ COOH	Ca(OH) ₂	Al(OH) ₃ ,
HClO ₄ HClO ₃	HClO ₂ , HClO		Ni(OH) ₂ ,
			Pb(OH) ₂ ,
			Be(OH) ₂ , NH ₄ OH

Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергаются, так как ионы такой соли не могут образовывать с водой слабодиссоциирующих или труднорастворимых веществ.



←
равновесие сдвинуто влево,
так как вода слабый электролит

Водные растворы таких солей, как NaCl, KNO₃, Na₂SO₄, имеют нейтральную среду (pH~7).

Характер гидролиза определяется природой соли. Рассмотрим гидролиз различных солей более подробно.

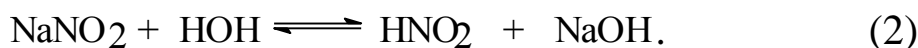
1. Соль, образованная слабой кислотой и сильным основанием, гидролизуется за счет взаимодействия аниона слабой кислоты с водой (**гидролиз по аниону**). Например, нитрит натрия NaNO₂ при растворении в воде диссоциирует по уравнению



Ионы натрия не связывают гидроксильных ионов воды, так как NaOH – сильное основание (см. табл.1). Ионы NO₂⁻ реагируют с водой по уравнению



с образованием слабой малодиссоциированной азотистой кислоты HNO₂. Избыточные ионы OH⁻ обуславливают щелочную реакцию среды (pH > 7). В молекулярном виде уравнение гидролиза NaNO₂ выглядит так:



Для количественной характеристики гидролиза пользуются величиной константы гидролиза. Поясним смысл этой величины. Константа равновесия ионного уравнения (1)

$$K_p = \frac{[\text{HNO}_2][\text{OH}^-]}{[\text{NO}_2^-][\text{H}_2\text{O}]} .$$

Учтем, что в разбавленных растворах концентрация воды практически постоянна, и перенесем ее в левую часть уравнения. Постоянную величину $K_p \cdot [\text{H}_2\text{O}]$ принято называть *константой гидролиза* и

обозначать K_Γ , таким образом, $K_{\Gamma \text{NaNO}_2} = \frac{[\text{HNO}_2][\text{OH}^-]}{[\text{NO}_2^-]}$. Аналогично

для любой соли, образованной слабой кислотой HA (здесь A⁻ – анион) и сильным основанием, константа гидролиза имеет вид

$$K_\Gamma = \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} .$$

Умножив числитель и знаменатель правой части последнего выражения на $[H^+]$, получим $K_{\Gamma} = \frac{[HA]}{[A^-][H^+]} \cdot [OH^-][H^+]$, а так как

$$\frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = K_{\text{кисл.}} - \text{константа диссоциации слабой одноосновной}$$

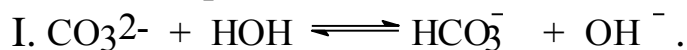
кислоты HA и $[H^+][OH^-] = K_e$ – ионное произведение воды, то

$$K_{\Gamma} = \frac{K_e}{K_{\text{кисл.}}}$$

Чем слабее кислота, т.е. чем меньше константа ее диссоциации, тем больше константа гидролиза образованной ею соли и тем сильнее гидролизуется соль.

Значение K_{Γ} характеризует способность данной соли подвергаться гидролизу, т.е. отражает природу соли. Константа гидролиза зависит от температуры и концентрации раствора.

Соли, образованные *слабой многоосновной кислотой*, гидролизуются ступенчато, так как анион ее многозаряден. Например, соль K_2CO_3 диссоциирует в растворе $K_2CO_3 \rightleftharpoons 2K^+ + CO_3^{2-}$ и анион CO_3^{2-} вначале присоединяет один ион водорода:



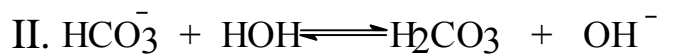
Это первая степень гидролиза, записанная в ионной форме. Для записи соответствующего ей молекулярного уравнения к каждому из ионов в обеих частях уравнения добавим ионы соли противоположного знака (в нашем случае K^+) в количестве, необходимом для получения нейтральных молекул:



Константа гидролиза этой ступени $K_{\Gamma} = \frac{K_e}{K_{\text{кисл.}_2}}$, где $K_{\text{кисл.}_2}$ – это константа диссоциации частицы HCO_3^- , т.е. второй степени диссоциации угольной кислоты: $HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{2-}$.

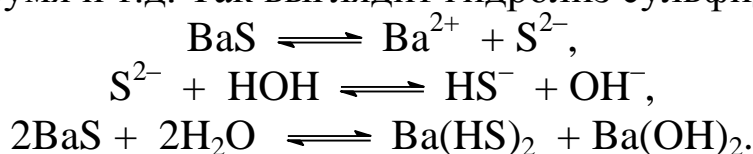
Обратите внимание, что в результате гидролиза в растворе накапливаются ионы OH^- , что в соответствии с принципом Ле-Шателье еще более снижает степень диссоциации воды: $HON \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ и, следовательно, возможность ее дальнейше-

го взаимодействия с ионами соли. Однако, если связывать образующиеся OH^- -ионы, например, добавляя в раствор кислоту, то анион HCO_3^- , полученный по первой ступени гидролиза, подвергнется гидролизу по второй ступени:



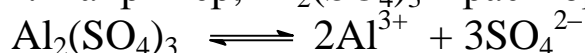
Константа гидролиза по этой ступени имеет вид $K_{\Gamma_2} = \frac{K_{\text{в}}}{K_{\text{кисл.}_1}}$,

где $K_{\text{кисл.}_1}$ – константа первой ступени диссоциации слабой кислоты ($\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$). Как правило, $K_{\text{кисл.}_1} \gg K_{\text{кисл.}_2}$ (см. табл. П1), что можно объяснить большей легкостью отщепления положительного иона H^+ от незаряженной молекулы кислоты (H_2CO_3) по сравнению с отщеплением H^+ от противоположно заряженного иона (HCO_3^-). Следовательно, $K_{\Gamma_2} \ll K_{\Gamma_1}$, поэтому мы будем ограничивать число ступеней – для солей, образованных двухосновной кислотой, записью одной ступени гидролиза, а трехосновной кислотой – двумя и т.д. Так выглядит гидролиз сульфида бария:



Итак, в результате гидролиза соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием, образуется либо слабая кислота, либо ее кислые соли, накапливаются ионы OH^- , раствор становится щелочным ($\text{pH} > 7$). Для предотвращения гидролиза таких солей следует добавлять в их растворы щелочь. Рекомендуем Вам самостоятельно доказать это на основе принципа Ле-Шателье.

2. Соль, образованная слабым основанием и сильной кислотой, гидролизуеться **по катиону**, т.к. при этом образуются малодиссоциированные продукты. Например, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ в растворе диссоциирует



и гидролизуеться следующим образом:

1. $\text{Al}^{3+} + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+$,
 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{AlOHSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$;
2. $\text{AlOH}^{2+} + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})^+ + \text{H}^+$,
 $2\text{AlOHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [(\text{Al}(\text{OH})_2)_2]\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$.

Третьей степенью гидролиза можно пренебречь, т.к. она осуществляется в очень незначительной степени.

Как видим, в результате гидролиза соли слабого основания и сильной кислоты образуются основные соли или слабое основание, в растворе накапливаются ионы H^+ , pH становится меньше 7. Чтобы подавить гидролиз таких солей, следует подкислять их растворы.

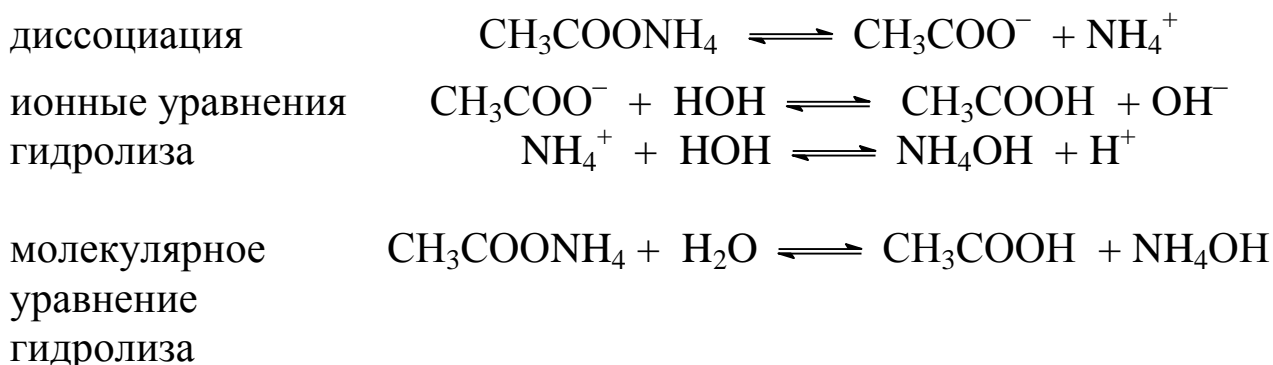
Константа гидролиза солей слабых оснований и сильных кислот определяется константами диссоциации оснований:

$$K_{\Gamma} = \frac{K_{\text{в}}}{K_{\text{осн}}}.$$

|| Чем слабее основание, тем более подвержена гидролизу его соль.

Как правило, pH растворов солей определяется в основном гидролизом, идущим по первой ступени. Например, для $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ константа первой ступени гидролиза в $3 \cdot 10^4$ раз больше, чем константа второй ступени гидролиза, соответственно во столько же раз сильнее гидролиз, идущий по первой ступени.

3. Соль, образованная слабым основанием и слабой кислотой, гидролизуется и по **катиону**, и по **аниону**:



pH среды в этом случае зависит от относительной силы образующихся кислоты и основания и обычно составляет 6-8.

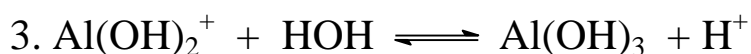
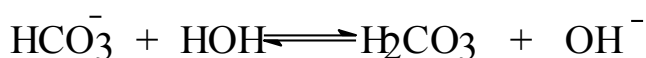
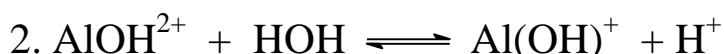
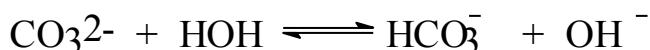
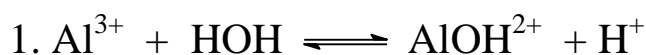
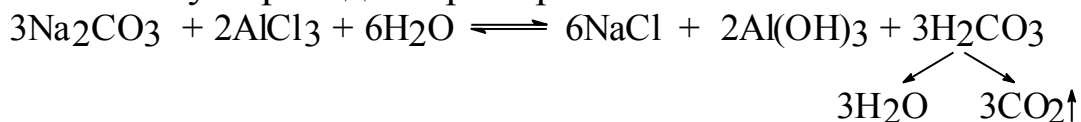
Константа гидролиза соли слабой кислоты и слабого основания определяется силой как кислоты, так и основания:

$$K_{\Gamma} = \frac{K_{\text{в}}}{K_{\text{кисл.}} \cdot K_{\text{осн}}}.$$

Из схемы гидролиза видно, что в растворах таких солей образуются как ионы H^+ , так и OH^- , которые тут же взаимодействуют с образованием воды. Это вызывает усиление гидролиза. Особенно

глубоко протекает гидролиз, если его продукты являются малорастворимыми или газообразными веществами.

Аналогичные процессы происходят при смешении двух растворов, в одном из которых соль гидролизуется по катиону, а в другом – по аниону. Приведем пример:



В общем случае, если среди возможных продуктов гидролиза имеется несколько труднорастворимых веществ, то процесс идет до образования наименее растворимого из них.

Схема написания гидролиза:

- записать уравнения диссоциации соли;
- определить, какой кислотой и основанием образована соль (см. табл.1, с. 15);
- установить тип гидролиза (по катиону, по аниону, одновременно по аниону и катиону);
- определить количество практических ступеней гидролиза;
- записать:
 - ионное уравнение первой ступени, затем молекулярное уравнение;
 - ионное уравнение второй ступени и молекулярное уравнение, если гидролиз по этой ступени практически протекает.

В том случае, если гидролиз идет по катиону и аниону одновременно, сначала следует в ионном виде для них записать полный гидролиз, затем дать окончательное молекулярное уравнение.

Задания для отработки схемы написания гидролиза солей приведены в п. 6.3 на с. 26.

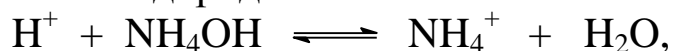
СТЕПЕНЬ ГИДРОЛИЗА

В тех случаях, когда гидролиз идет не до конца, т.е. когда в растворе устанавливается равновесие между солью и продуктами ее взаимодействия с водой, для оценки глубины протекания пользуются понятием *степень гидролиза* (h). Эта характеристика равна отношению числа гидролизованных молекул к общему числу растворенных молекул. Степень гидролиза зависит от природы соли, т.е. от величины константы гидролиза. Например, гидролиз Na_2CO_3 протекает легче, чем Na_2SO_3 , т.к. угольная кислота слабее сернистой ($K_{\alpha(\text{H}_2\text{CO}_3)} = 4,5 \cdot 10^{-7}$, $K_{\alpha(\text{H}_2\text{SO}_3)} = 1,4 \cdot 10^{-2}$) и рН раствора первой соли выше второго. Большое влияние на гидролиз оказывают температура и концентрация раствора. С увеличением концентрации соли степень гидролиза уменьшается. С ростом температуры величина h возрастает, так как гидролиз – это эндотермический процесс в противоположность обратному ему процессу нейтрализации, для которого всегда $\Delta H < 0$.

БУФЕРНЫЕ РАСТВОРЫ

В практике, в том числе в технологии отделки тканей, часто требуются растворы с устойчивой величиной рН, заметно не изменяющейся при добавлении небольших количеств кислоты или основания, при разбавлении раствора. Такие растворы получили название буферных. Готовят их, как правило, из слабой кислоты и ее соли или из слабого основания и его соли, например, из уксусной кислоты и уксуснокислого натрия (рН ~ 4,6), из гидроксида и хлорида аммония (рН ~ 9,2) и т.п.

Постоянство рН при добавлении сильных кислот или оснований обусловлено наличием в буферных растворах частиц, способных связывать как ионы водорода, так и гидроксид-ионы. Так, при добавлении HCl к аммонийному буферу происходит реакция нейтрализации ионов водорода:



при добавлении сильного основания – нейтрализация OH^- -ионов:



Поэтому рН раствора почти не изменяется.

Буферные растворы имеют и очень важное физиологическое значение. В различных частях живого организма должны поддерживаться постоянными различные значения рН; например, кровь человека имеет рН 7,4, а содержимое желудка – рН 2.

6. ВОПРОСЫ И ЗАДАЧИ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ ПОДГОТОВКИ

6.1. ИОННЫЕ УРАВНЕНИЯ РЕАКЦИЙ

I. Написать уравнения электролитической диссоциации следующих электролитов:

- | | | | |
|---|-------------------------------------|-------------------------------|---------------------------------|
| 1 | а) H_3PO_4 | б) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ | в) NaOH |
| 2 | а) BaOHNO_3 | б) Na_2SO_4 | в) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ |
| 3 | а) NaH_2PO_4 | б) H_2SO_4 | в) MgCl_2 |
| 4 | а) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ | б) KOH | в) FeSO_4 |
| 5 | а) $(\text{CaOH})_2\text{SO}_4$ | б) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ | в) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ |

II. Написать ионные уравнения реакций

- $2\text{BiCl}_3 + 3\text{H}_2\text{S} = \text{Bi}_2\text{S}_3\downarrow + 6\text{HCl}$
- $\text{AlCl}_3 + \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NH}_4\text{OH} = \text{AlPO}_4\downarrow + 2\text{NaCl} + \text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{FeSO}_4 + 2\text{KOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$
- $\text{NiSO}_4 + \text{Na}_2\text{S} = \text{NiS}\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$
- $2\text{AgNO}_3 + \text{CuSO}_4 = \text{Ag}_2\text{SO}_4\downarrow + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
- $\text{FeS} + 2\text{HCl} = \text{H}_2\text{S}\uparrow + \text{FeCl}_2$
- $3\text{Ag} + 4\text{HNO}_3(\text{разб.}) = 3\text{AgNO}_3 + \text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
- $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
- $4\text{Zn} + 5\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = 4\text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$
- $\text{NaHSO}_4 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 6\text{H}_2\text{O}$
- $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$
- $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
- $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HNO}_3$

- 15) $\text{Ag} + 2\text{HNO}_{3(\text{конц.})} = \text{AgNO}_3 + \text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
 16) $4\text{Zn} + 10\text{HNO}_{3(\text{разб.})} = 4\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$
 17) $2\text{KCN} + \text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{HCN}\uparrow + \text{K}_2\text{SO}_4$
 18) $\text{NaCN} + \text{H}_2\text{O} = \text{HCN} + \text{NaOH}$
 19) $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} = \text{NaHS} + \text{NaOH}$
 20) $\text{BaOHNO}_3 + \text{HNO}_3 = \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
 21) $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 22) $\text{ZnCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaCl}$

III. Написать молекулярные уравнения, соответствующие приведенным ионным уравнениям:

- 1) $\text{S}^{2-} + \text{Fe}^{2+} = \text{FeS}$
 2) $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
 3) $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}$
 4) $\text{FeS} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{S} + \text{Fe}^{2+}$
 5) $\text{Fe}^{2+} + 2\text{NH}_4\text{OH} = \text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{NH}_4^+$
 6) $2\text{Cr} + 6\text{H}^+ = 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{H}_2$
 7) $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4$
 8) $\text{CaOH}^+ + \text{H}^+ = \text{Ca}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
 9) $2\text{Ag}^+ + \text{SO}_4^{2-} = \text{Ag}_2\text{SO}_4$
 10) $\text{HSO}_4^- + \text{OH}^- = \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
 11) $\text{Ag} + 2\text{H}^+ + \text{NO}_3^- = \text{NO}_2 + \text{Ag}^+ + \text{H}_2\text{O}$
 12) $\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Al}(\text{OH})_3$
 13) $\text{H}_2\text{PO}_4^- + 2\text{OH}^- = \text{PO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O}$
 14) $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- = \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 15) $\text{Ag}^+ + \text{I}^- = \text{AgI}$
 16) $\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} = \text{HS}^- + \text{OH}^-$
 17) $\text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Mg}(\text{OH})_2$
 18) $\text{Zn} + 2\text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2$
 19) $\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} = \text{HSO}_3^- + \text{OH}^-$



6.2. pH И ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

1. Сколько ионов водорода содержится в 1 мл воды?
2. Сколько гидроксид-ионов содержится в 1 мл воды?
3. Водопроводная вода имеет pH 5,7. Определите концентрации гидроксильных ионов в этой воде. Какие примеси могут в ней содержаться?
4. Определите pH 0,000005M раствора $\text{Ca}(\text{OH})_2$, если известно, что степень диссоциации равна 10%.
5. В качестве катализатора в процессах придания тканям эффекта малосминаемости широко используются соли, в растворах которых создается кислая среда. Какие из предложенных солей Вы выберете для этой цели? Как отразится повышение температуры на величине pH раствора?

Вариант	Соли
1	$\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$, CuSO_4 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
2	KCl , NaCN , ZnCl_2
3	AlCl_3 , MnSO_4 , Li_2S
4	$\text{Bi}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, NaCl
5	FeCl_3 , KNO_3 , CaF_2
6	Na_3PO_4 , K_2SO_4 , $\text{Cu}(\text{ClO})_2$
7	Na_2SO_4 , NiCl_2 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
8	ZnCl_2 , $\text{Cr}(\text{NO}_2)_3$, NaClO_4
9	BaCl_2 , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, K_2CO_3
10	NaClO_2 , $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, CoSO_4
11	$\text{Cu}(\text{NO}_2)_2$, MgCl_2 , FeS
12	NiSO_4 , LiF , Na_2SiO_3
13	$(\text{NH}_4)_2\text{S}$, K_3PO_4 , $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$
14	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_2CO_3 , $\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2$
15	K_2SiO_3 , CrCl_3 , NaCN

6. Раствор какого из веществ имеет при одинаковой концентрации и температуре более высокое значение pH? Для оценки констант гидролиза воспользуйтесь данными табл. П1.

Вариант	Соли
1	Na_3PO_4 , NaOH , CuSO_4
2	PbCl_2 , HNO_3 , Na_2SO_4
3	K_2CO_3 , ZnCl_2 , CaCl_2
4	Li_2CO_3 , H_2SO_4 , NaCl
5	$\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, K_2SO_3
6	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, NaClO , NaCl
7	Na_2SiO_3 , Na_2CO_3 , KNO_3
8	KOH , K_2SO_3 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
9	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, K_3PO_4 , CH_3COOH
10	HCl , $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$, MgCl_2
11	H_2SO_4 , NaNO_3 , ZnSO_4
12	KBr , AlCl_3 , CaS
13	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, KOH , KClO
14	Na_2SO_3 , Na_2CO_3 , MnSO_4

6.3. МОЛЕКУЛЯРНЫЕ И ИОННЫЕ УРАВНЕНИЯ РЕАКЦИЙ ГИДРОЛИЗА СОЛЕЙ

Для облегчения освоения темы приведены примеры реакций гидролиза. Соблюдая последовательность написания реакций, необходимо самостоятельно написать правые стороны тех процессов, которые возможны, и сравнить с ответами на с. 30.

- I.**
1. K_2S диссоциирует \rightarrow
Узнаем силу кислоты и основания
 2. KOH –
 3. H_2S –
 4. Гидролизу подвергается ион _____ по уравнению:
 5. $\text{K}^+ + \text{H}^+\text{OH}^- \rightleftharpoons$

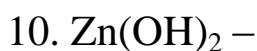


Реакция гидролиза в молекулярном виде

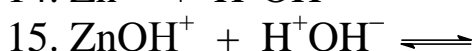


II. 9. **ZnCl₂** диссоциирует →

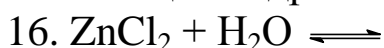
Узнаем силу кислоты и основания



12. Гидролизу подвергается ион _____ по уравнению:



Реакция гидролиза в молекулярном виде



III. 17. **NaCN** диссоциирует →

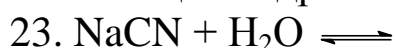
Узнаем силу кислоты и основания



20. Гидролизу подвергается ион _____ по уравнению:

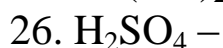
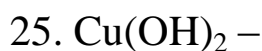


Реакция гидролиза в молекулярном виде

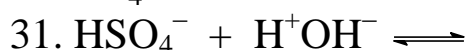


IV. 24. **CuSO₄** диссоциирует →

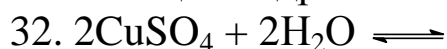
Узнаем силу кислоты и основания



27. Гидролизу подвергается ион _____ по уравнению:



Реакция гидролиза в молекулярном виде



V. 33. **CrCl₃** диссоциирует →

Узнаем силу кислоты и основания

34. $\text{Cr}(\text{OH})_3$ –
 35. HCl –
 36. Гидролизу подвергается ион _____ по уравнению:
 37. $\text{Cl}^- + \text{H}^+\text{OH}^- \rightleftharpoons$
 38. $\text{Cr}^{3+} + \text{H}^+\text{OH}^- \rightleftharpoons$
 39. $\text{CrOH}^{2+} + \text{H}^+\text{OH}^- \rightleftharpoons$
 40. $\text{Cr}(\text{OH})_2^+ + \text{H}^+\text{OH}^- \rightleftharpoons$
 Реакция гидролиза в молекулярном виде
 41. $\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$
 42. $\text{CrOHCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$

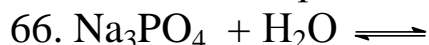
VI. Сливаем два водных раствора FeCl_3 и Na_2CO_3

43. FeCl_3 диссоциирует \rightarrow
 44. Na_2CO_3 диссоциирует \rightarrow
 Узнаем силу кислот и оснований
 45. H_2CO_3 –
 46. HCl –
 47. $\text{Fe}(\text{OH})_3$ –
 48. NaOH –
 49. Гидролизу подвергаются ионы _____ по уравнениям:
 50. $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}^+\text{OH}^- \rightleftharpoons$
 51. $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+\text{OH}^- \rightleftharpoons$
 52. $\text{Fe}^{3+} + \text{H}^+\text{OH}^- \rightleftharpoons$
 53. $\text{FeOH}^{2+} + \text{H}^+\text{OH}^- \rightleftharpoons$
 54. $\text{Fe}(\text{OH})_2^+ + \text{H}^+\text{OH}^- \rightleftharpoons$
 55. $\text{Cl}^- + \text{H}^+\text{OH}^- \rightleftharpoons$
 56. $\text{Na}^+ + \text{H}^+\text{OH}^- \rightleftharpoons$
 Реакция гидролиза в молекулярном виде
 57. $2\text{FeCl}_3 + 3\text{Na}_2\text{CO}_3 + 6\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$

VII. 58. Na_3PO_4 диссоциирует \rightarrow

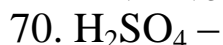
- Узнаем силу кислоты и основания
 59. NaOH –
 60. H_3PO_4 –
 61. Гидролизу подвергается ион _____ по уравнениям:
 62. $\text{Na}^+ + \text{H}^+\text{OH}^- \rightleftharpoons$
 63. $\text{PO}_4^{3-} + \text{H}^+\text{OH}^- \rightleftharpoons$
 64. $\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}^+\text{OH}^- \rightleftharpoons$
 65. $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}^+\text{OH}^- \rightleftharpoons$

Реакция гидролиза в молекулярном виде

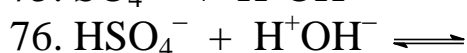
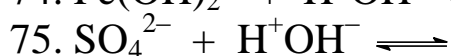
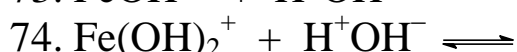
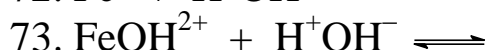


VIII. 68. $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)$ диссоциирует \rightarrow

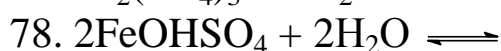
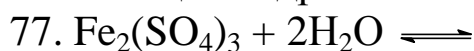
Узнаем силу кислоты и основания



71. Гидролизу подвергается ион _____ по уравнению:



Реакция гидролиза в молекулярном виде

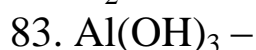


IX. Сливаем два водных раствора AlCl_3 и Na_2S

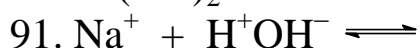
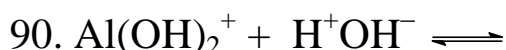
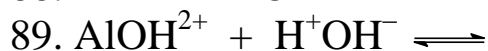
79. AlCl_3 диссоциирует \rightarrow

80. Na_2S диссоциирует \rightarrow

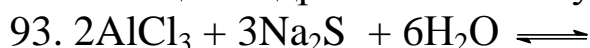
Узнаем силу кислот и оснований



85. Гидролизу подвергаются ионы _____ по уравнениям:

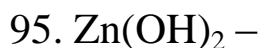


Реакция гидролиза в молекулярном виде



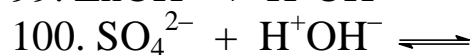
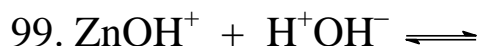
X. 94. ZnSO_4 диссоциирует \rightarrow

Узнаем силу кислоты и основания

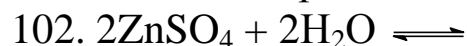


96. H_2SO_4 –

97. Гидролизу подвергается ион _____ по уравнению:



Реакция гидролиза в молекулярном виде



XI. 103. **KCN** диссоциирует \rightarrow

Узнаем силу кислоты и основания

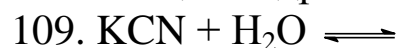
104. **HCN** –

105. **KOH** –

106. Гидролизу подвергается ион _____ по уравнению:



Реакция гидролиза в молекулярном виде



ОТВЕТЫ НА ЗАДАНИЯ

- | | | |
|-----------|----|---------------------------------|
| I | 1 | $2\text{K}^+ + \text{S}^{2-}$ |
| | 2 | сильное основание |
| | 3 | слабая кислота |
| | 4 | S^{2-} |
| | 5 | реакция не идет |
| | 6 | $\text{HS}^- + \text{OH}^-$ |
| | 7 | реакция не идет |
| | 8 | $\text{KHS} + \text{KOH}$ |
| II | 9 | $\text{Zn}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ |
| | 10 | слабое основание |
| | 11 | сильная кислота |
| | 12 | Zn^{2+} |
| | 13 | реакция не идет |
| | 14 | $\text{ZnOH}^+ + \text{H}^+$ |
| | 15 | реакция не идет |
| | 16 | $\text{ZnOHCl} + \text{HCl}$ |

III	17	$\text{Na}^+ + \text{CN}^-$
	18	слабая кислота
	19	сильное основание
	20	CN^-
	21	$\text{HCN} + \text{OH}^-$
	22	реакция не идет
	23	$\text{HCN} + \text{NaOH}$
IV	24	$\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$
	25	слабое основание
	26	сильная кислота
	27	Cu^{2+}
	28	$\text{CuOH}^+ + \text{H}^+$
	29	реакция не идет
	30	реакция не идет
	31	реакция не идет
	32	$(\text{CuOH})_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
	V	33
34		слабое основание
35		сильная кислота
36		Cr^{3+}
37		реакция не идет
38		$\text{CrOH}^{2+} + \text{H}^+$
39		$\text{Cr}(\text{OH})_2^+ + \text{H}^+$
40		реакция не идет
41		$\text{CrOHCl}_2 + \text{HCl}$
42		$\text{Cr}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{HCl}$
VI	43	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{Cl}^-$
	44	$2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$
	45	слабая кислота
	46	сильная кислота
	47	слабое основание
	48	сильное основание
	49	Fe^{3+} и CO_3^{2-}
50	$\text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$	
51	$\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$	

	52	$\text{FeOH}^{2+} + \text{H}^+$
	53	$\text{Fe}(\text{OH})_2^+ + \text{H}^+$
	54	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{H}^+$
	55	реакция не идет
	56	реакция не идет
	57	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{CO}_3 + 6\text{NaCl}$
VII	58	$3\text{Na}^+ + \text{PO}_4^{3-}$
	59	сильное основание
	60	кислота средней силы
	61	PO_4^{3-}
	62	реакция не идет
	63	$\text{HPO}_4^{2-} + \text{OH}^-$
	64	$\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{OH}^-$
	65	реакция не идет
	66	$\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NaOH}$
	67	$\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{NaOH}$
VIII	68	$2\text{Fe}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$
	69	слабое основание
	70	сильная кислота
	71	Fe^{3+}
	72	$\text{FeOH}^{2+} + \text{H}^+$
	73	$\text{Fe}(\text{OH})_2^+ + \text{H}^+$
	74	реакция не идет
	75	реакция не идет
	76	реакция не идет
	77	$2\text{FeOH}\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
	78	$[\text{Fe}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
IX	79	$\text{Al}^{3+} + 3\text{Cl}^-$
	80	$2\text{Na}^+ + \text{S}^{2-}$
	81	сильная кислота
	82	слабая кислота
	83	слабое основание
	84	сильное основание
	85	Al^{3+} и S^{2-}
	86	$\text{HS}^- + \text{OH}^-$
	87	$\text{H}_2\text{S} + \text{OH}^-$

	88	$\text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+$
	89	$\text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{H}^+$
	90	$\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}^+$
	91	реакция не идет
	92	реакция не идет
	93	$2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{S} + 6\text{NaCl}$
X	94	$\text{Zn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$
	95	слабое основание
	96	сильная кислота
	97	Zn^{2+}
	98	$\text{ZnOH}^+ + \text{H}^+$
	99	реакция не идет
	100	реакция не идет
	101	реакция не идет
	102	$(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
XI	103	$\text{K}^+ + \text{CN}^-$
	104	слабая кислота
	105	сильное основание
	106	CN^-
	107	$\text{HCN} + \text{OH}^-$
	108	реакция не идет
	109	$\text{HCN} + \text{KOH}$

ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица П1

Константы диссоциации некоторых слабых электролитов
в водных растворах при 25°C

Электролит	Константа диссоциации		
	K_1	K_2	K_3
Азотистая кислота HNO_2	$6,9 \cdot 10^{-4}$	–	–
Аммония гидроксид NH_4OH	$1,76 \cdot 10^{-5}$	–	–
Борная кислота H_3BO_3	$7,1 \cdot 10^{-10}$	$1,8 \cdot 10^{-13}$	$1,6 \cdot 10^{-14}$
Бромноватистая кислота HBrO	$2,2 \cdot 10^{-9}$	–	–
Кремниевая кислота H_2SiO_3	$1,3 \cdot 10^{-10}$	$1,6 \cdot 10^{-12}$	
Муравьиная кислота HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$	–	–
Селенистая кислота H_2SeO_3	$1,8 \cdot 10^{-3}$	$3,2 \cdot 10^{-9}$	–
Селеноводородная кислота H_2Se	$1,3 \cdot 10^{-4}$	$1,0 \cdot 10^{-11}$	–
Серная кислота H_2SO_4	–	$1,2 \cdot 10^{-2}$	–
Сернистая кислота H_2SO_3	$1,4 \cdot 10^{-2}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	–
Сероводородная кислота H_2S	$1,7 \cdot 10^{-7}$	$2,5 \cdot 10^{-13}$	–
Синильная кислота HCN	$4,9 \cdot 10^{-10}$	–	–
Фосфорная кислота H_3PO_4	$7,1 \cdot 10^{-3}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	$5,0 \cdot 10^{-13}$
Теллуристая кислота H_2TeO_3	$2,7 \cdot 10^{-3}$	$1,8 \cdot 10^{-8}$	–
Теллуrowодородная кислота H_2Te	$2,3 \cdot 10^{-3}$	$6,9 \cdot 10^{-13}$	–
Угольная кислота H_2CO_3	$4,5 \cdot 10^{-7}$	$4,8 \cdot 10^{-11}$	–
Уксусная кислота CH_3COOH	$1,74 \cdot 10^{-5}$	–	–
Фтороводородная кислота HF	$6,2 \cdot 10^{-4}$	–	–
Хлорноватистая кислота HClO	$2,95 \cdot 10^{-8}$	–	–

Растворимость кислот, солей и оснований в воде

Ионы	H ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺
OH ⁻		P	P	P	–	P	M	M	H	H	H	H	H	H	–	H	H	H	H
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
F ⁻	P	P	P	P	P	M	H	M	P	M	P	P	M	P	–	M	H	M	M
Cl ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	M	P	M	P	P	P	P
I ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	H	–	H	P	–	P	P
S ²⁻	P	P	P	P	H	–	–	–	H	H	H	H	H	H	H	H	H	–	–
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	M	M	M	M	H	M	H	–	H	–	–	M	–	–	–
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	M	H	M	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	–	–	H	–	–	H	–	–	–
SiO ₃ ²⁻	H	–	P	P	H	H	H	H	H	H	H	–	H	–	–	H	–	–	–
PO ₄ ³⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P

P – растворимое (больше 10 г на 1000 г воды)

M – малорастворимое (от 10 г до 0,01 г на 1000 г воды)

H – нерастворимое (меньше 0,01 г на 1000 г воды)

– – вещество разлагается водой или не существует

***Растворы электролитов.
Водородный показатель.
Гидролиз солей***

Методические указания
для студентов всех специальностей

Составители: Виктор Владимирович Васильев
Наталья Ивановна Зуева

Научный редактор В.Р. Ополовников
Редактор Т.В. Лукьянова
Корректор Н.Е. Балыкова
Компьютерная верстка С.Б. Евстигнеевой

Подписано в печать 19.08.08. Формат 1/16 60x84. Бумага писчая.
Плоская печать. Усл.печ.л. 1,86. Уч.-изд.л. 2,0. Тираж 250 экз.
Заказ №

Редакционно-издательский отдел
Ивановской государственной текстильной академии
Адрес в Интернете: www.IGTA.ru
Отдел оперативной полиграфии
153000 г. Иваново, пр. Ф. Энгельса, 21