МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ

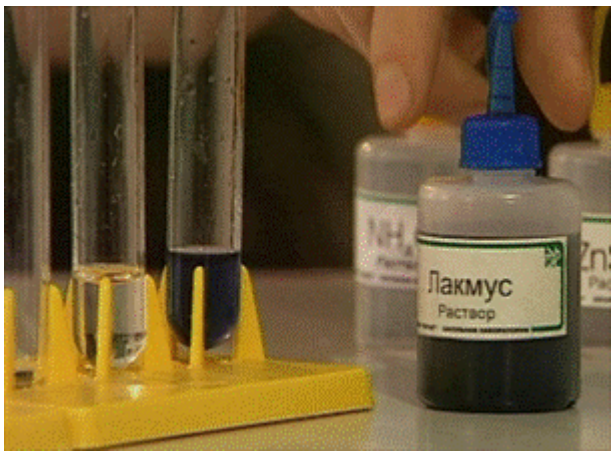
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

КАЗАНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
АРХИТЕКТУРНО- СТРОИТЕЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

КАФЕДРА ХИМИИ И ИНЖЕНЕРНОЙ
ЭКОЛОГИИ В СТРОИТЕЛЬСТВЕ

ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ОБЩЕЙ ХИМИИ
ДЛЯ СТУДЕНТОВ ОЧНОЙ ФОРМЫ ОБУЧЕНИЯ**



Казань 2016

Составители: О.В. Спирина
УДК 541.124.7

Гидролиз солей. Методические указания по общей химии для студентов очной формы обучения / КГАСУ; сост. О.В. Спирина, Казань, 2016, 16 с.

Методические указания «Гидролиз солей» составлены в соответствии с программой курса общей химии для инженерных специальностей вузов. В методических указаниях рассмотрены теоретические и прикладные аспекты по диссоциации воды и гидролизу солей. Показаны примеры практического применения гидролиза солей. Разработанные методические указания позволят студентам лучше усвоить учебный материал.

Табл.3. Библиогр. 4 назв.

Рецензент к.т.н., доцент кафедры ТСМИК КГАСУ

Фахрутдинова В.Х.

© Казанский государственный архитектурно-строительный университет, 2016 г.

ВВЕДЕНИЕ

Из всех растворов электролитов особое значение имеют водные растворы солей. Морская вода, минеральные воды, кровь, большое число технологических растворов – это водные растворы электролитов. Понимание химии водных растворов невозможно без знания свойств растворов электролитов.

Для удобства определения кислотности или щелочности растворов был введен специальный водородный показатель (pH), с помощью которого можно определить реакцию среды растворов электролитов. Измерение pH используется чрезвычайно широко. В биологии и медицине значения pH крови и других биологических растворов характеризуют важнейшие процессы жизнедеятельности животных и растительных организмов.

Величина pH служит для определения патологий, так как кислотность всех биологических жидкостей лежит в определенных, довольно узких пределах, отклонение от которых свидетельствует о патологических процессах. Например, кровь человека имеет pH=7,35-7,45; слезы – pH=7,4; желудочный сок – очень кислый, pH=0,9.

В сельском хозяйстве pH характеризует кислотность почв, засухо- и морозоустойчивость растений. Очевидно, что pH природных вод является важнейшим гидрохимическим и экологическим показателем.

Величина pH используется для контроля и автоматического регулирования производства в гидрометаллургии, нефтяной, химической, текстильной, бумажной, пищевой и практически любой другой отрасли промышленности, хотя бы в малой степени имеющей дело с растворами.

Вероятно, любой человек еще в детстве обращал внимание на то, как меняется цвет чая, если в него положить лимон, или на то, что цвет пятен от черничного и свекольного сока меняется при намыливании. Все это – примеры действия кислотно-основных индикаторов – природных красителей, окраска которых зависит от pH среды.

Как определяется pH среды растворов и с помощью каких индикаторов можно определить реакцию среды, рассмотрено в данных методических указаниях.

ДИССОЦИАЦИЯ ВОДЫ И ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ

Вода очень слабо диссоциирует на ионы, причём этот процесс диссоциации можно выразить уравнением:

$$\mathbf{H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-}$$

Но вода очень слабый электролит и диссоциирует лишь в ничтожно малой степени, т.е. равновесие между молекулами воды и ионами сильно смещено в сторону образования молекул. Произведение молярных концентраций ионов водорода и ионов гидроксида называется ионным произведением воды.

$$\mathbf{[H^+]\cdot[OH^-]=K_{H2O}}$$

Для воды и разбавленных водных растворов при неизменной температуре произведение концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов есть величина постоянная, при температуре 25^0С.

Реакцию раствора или концентрацию ионов водорода принято характеризовать с помощью водородного показателя, обозначаемого символом pH.

pH численно равно десятичному логарифму концентрации ионов водорода.

pH = -lg[H$^+$],где H^+ - концентрация ионов водорода в грамм.-ион./л.

$$\mathbf{[H^+]10^{-1}10^{-2}10^{-3}10^{-4}10^{-5}10^{-6}10^{-7}10^{-8}10^{-9}10^{-10}10^{-11}10^{-12}10^{-13}10^{-14}[OH^-]}$$

←−−−→

↓

Увеличение кислотности | нейтраль- | увеличение щёлочности
ная среда

← →

pH 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14

В кислой среде $[H^+]>1.10^{-7}$ *pH<7*

В нейтральной среде $[H^+]=[OH^-]=1.10^{-7}$ *, pH=7*

В щелочной среде $[H^+]<1.10^{-7}$ *pH>7*

Сильные электролиты в разбавленных растворах полностью распадаются на ионы, поэтому концентрация ионов водорода в растворах щелочей считается равной общей концентрации электролитов.

Например, 0,01М раствор HCl при диссоциации образует 0,01 г-ион водорода. $[H^+]=0,01=10^{-2}$ г-ион/л и pH=2.

Зная концентрацию ионов водорода H^+, можно рассчитать концентрацию OH^-ионов на основании ионного произведения воды.

Пример. Пусть концентрация водородных ионов в растворе равна 10^{-5} г-ион/л. Это значит, что раствор имеет кислую реакцию, а концентрация OH^-ионов меньше концентрации H^+ и составляет:

$[H^+]\,[OH^-]=10^{-14}$г-ион/л, $[OH^-]=\dfrac{10^{-14}}{10^{-5}}=10^{-9}$г-ион/л.

При качественном и количественном анализе веществ часто возникает необходимость установить реакцию среды, в которой ведется определение элемента.

Существует несколько методов определения концентрации водородных ионов.

КОЛОРИМЕТРИЧЕСКИЙ МЕТОД ОПРЕДЕЛЕНИЯ pH

Метод основан на применении особых реактивов, изменяющих окраску в зависимости от концентрации водородных ионов. Индикаторы представляют собой слабые органические кислоты или основания, которые диссоциируют в растворах и изменяют окраску при переходе кислотной формы в основную или наоборот. Выражая условно состав индикаторов формулами Н-Инд и ОН-Инд, где Инд- сложный ион (анион или катион), можно для них как и для других слабых электролитов, написать соответствующие уравнения диссоциации

$$HIndH^{+} + Ind^{-} \rightleftarrows$$

Состояние равновесия между этими формами характеризуется константой равновесия.

$$K = \frac{[H^{+}]\cdot[Ind^{-}]}{[HInd]}.$$

Недиссоциированные молекулы индикатора имеют окраску, отличающуюся от окраски ионов. Прибавление к раствору индикатора кислоты или щелочи, т.е. увеличение или уменьшение концентрации ионов водорода, сдвигает равновесие диссоциации, что вызывает изменение окраски растворов.

Например, индикатор фенолфталеин диссоциирует

$$HIndH^{+} + Ind^{-} \rightleftarrows$$

бесцв. малиновый

Если к раствору фенолфталеина добавить кислоты, то, вследствие увеличения концентрации ионов водорода, равновесие сдвигается влево, в сторону образования бесцветных молекул. Прибавление щелочи (OH^{-}ионов) вызывает связывание ионов водорода, а следовательно, смещение равновесия вправо, в сторону увеличения концентраций ионов Ind^{-}, окрашенных в малиновый цвет.

Определяют pH путем добавления индикатора к исследуемому раствору и сравнивая полученную окраску со шкалой стандартов с извесными pH.

Концентрация ионов водорода исследуемого раствора соответствует значению pH одинаково окрашенного эталона. Существует очень много индикаторов. Для каждого индикатора существует область перехода или интервал pH, в котором он изменяет окраску, и, следовательно, может быть применим.

Наиболее часто применяемые индикаторы приведены в табл.1

Таблица 1

Индикаторы для титрования

Индикатор	Окраска		Интервал перехода
	В кислой среде	В щелочной среде	
Метилоранж	Розовая	Оранжево-желтая	3,1 - 4,4
Метилрот	Красная	Желтая	4,2 – 6,3
Лакмус	Красная	Синяя	5,0 – 8,0
Фенофталеин	Бесцветная	Красно-фиолетовая	8,2 – 10,0
Универсальный	От оранжевой	До зеленой	4,0 – 11,0

В настоящее время широко применяется универсальный индикатор или универсальная индикаторная бумага, имеющая цветную шкалу для различных значений pH в интервале; индикатор позволяет сразу определить pH исследуемого раствора.

Применяя колориметрическую шкалу, точность определения можно повысить до 0,1 ед. pH. Принимая во внимание, что индикаторы сами являются слабыми кислотами или основаниями, становится понятным тот факт, что невозможно добавить индикатор к исследуемому раствору без риска изменить величину его pH. Это становится особенно очевидным при применении его к растворам с малой буферной емкостью, когда добавление индикатора весьма сильно искажает pH исследуемого раствора.

Наиболее точным методом определения pH раствора является измерение его прибором, называемым pH-метром.

ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Гидролизом соли называется химическое взаимодействие ионов соли с ионами воды. Происходит этот процесс при растворении солей в воде.

Соли в растворённом состоянии диссоциируют на ионы. Причина гидролиза заключается в том, что ионы соли, связываясь с одним или обоими ионами воды H^+ и OH^-, образуют малодиссоциирующие ионы или молекулы, что приводит к нарушению равновесия диссоциации воды.

$$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$$

В стремлении восстановить равновесие все новые и новые молекулы воды подвергаются диссоциации на ионы, причем, если связываются только ионы водорода, то образуются гидроксид-ионы воды, которые создают щелочную среду раствора соли. Наоборот, при связывании ионами соли гидроксид-ионов высвобождаются ионы H^+, которые, накапливаясь, создают кислотную среду.

При гидролизе большое практическое значение имеет реакция среды, получающаяся в результате этого процесса. Образующиеся в результате гидролиза слабые электролиты (кислота, основание, кислые или основные ионы) несколько диссоциируют, давая ионы водорода или гидроксида воды, вступая в обратную реакцию — реакцию нейтрализации. Поэтому гидролиз является обратимым равновесным процессом.

$$\mathbf{AB + HOH \underset{\text{нейтрализация}}{\overset{\text{гидролиз}}{\leftrightarrow}} A(OH) + HB}$$

В большинстве случаев равновесие сдвинуто в сторону нейтрализации, и тогда гидролиз соли происходит частично.

Гидролиз может протекать различно, в зависимости от силы кислоты и основания, из которых образовалась соль. Рассмотрим важнейшие случаи гидролиза.

1. ***Соль образована сильным основанием и слабой кислотой***
(KCN; Na_2CO_3 ;K_2CO_3 ;CH_3COONa ;Na_2S)

Примером гидролиза такой соли может служить взаимодействие цианида калия с водой, протекающее по уравнению

$$KCN+HOH \rightleftarrows HCN+KOH$$

Или в ионной форме

$$K^+ + CN^- + HOH \rightleftarrows HCN + K^+ + OH^-$$
$$CN^- + HOH \rightleftarrows HCN + OH^-$$

KOH-сильная щелочь, хорошо диссоциирующая в водном растворе, а HCN- кислота слабая, распадающаяся на ионы в очень малой степени. Раствор приобретает щелочную реакцию вследствие наличия в нем свободных гидроксид-ионов в концентрации более высокой, чем H^+-ионов, $[H^+]<[OH^-]$; pH>7.

Таким образом, водные растворы всех солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой, характеризуются щелочной реакцией среды. С водой взаимодействует анион соли A^- согласно схематическому уравнению

$A^- + HOH \rightleftarrows HA + OH^-$, где HA-малодиссоциирующая кислота.

В том случае, если соль образована сильным основанием и многоосновной слабой кислотой, гидролиз протекает по ступеням, например, гидролиз Na_2CO_3

1 ступень $$Na_2CO_3+HOH \leftrightarrow NaHCO_3+NaOH$$

$$2Na^+ + CO_3^{2-} + HOH \leftrightarrow Na^+ + HCO_3^- + Na^+ + OH^-$$

$$CO_3^{2-} + HOH \leftrightarrow HCO_3^- + OH^-$$

2 ступень $$NaHCO_3+HOH \leftrightarrow H_2CO_3+NaOH$$

$$Na^+ + HCO_3^- \leftrightarrow H_2CO_3 + Na^+ + OH^-$$

$$HCO_3^- + HOH \leftrightarrow H_2CO_3 + OH^-$$

В растворе накапливаются ионы OH^-, сообщающие ему щелочную реакцию с pH >7. Более сильно выражена первая ступень гидролиза. Соль, образованная сильным основанием и слабой кислотой, гидролизуется по слабому аниону.

2. ***Соль образована слабым основанием и сильной кислотой***
(NH_4Cl, NH_4NO_3, $AlCl_3$, $CuSO_4$, $Bi(NO_3)_3$, $Fe(NO_3)_3$, $Zn(NO_3)_2$, $Al_2(SO_4)_3$)
Примером гидролиза такой соли может служить взаимодействие хлорида аммония с водой, протекающее по уравнению

$$NH_4Cl+HOH \leftrightarrow NH_4OH+HCl$$

Или в иной форме

$$NH_4^+ + Cl^- + HOH \leftrightarrow NH_4OH + H^+ + Cl^-$$

$$NH_4^+ + HOH \leftrightarrow NH_4OH + H^+$$

где NH_4OH – основание слабое, малодиссоциирующее;

HCl – кислота сильно диссоциирующая.

Вследствие этого, в растворе $[H^+]>[OH^-]$ и pH<7.

Следовательно, при гидролизе солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой, раствор приобретает кислую реакцию.

В этом случае в процессе главную роль играет катион соли

$$M^+ + HOH \leftrightarrow MOH + H^+$$

где M^+ - катион соли;

MOH – малодиссоциирующее основание.

Гидролиз соли, образованный слабым многокислотным основанием и сильной кислотой, протекает ступенчато, например, гидролиз $ZnCl_2$:

1 ступень $ZnCl_2 + HOH \leftrightarrow ZnOHCl + HCl$

$Zn^{+2} + 2Cl^- + HOH \leftrightarrow ZnOH^+ + H^+ + 2Cl^-$

$Zn^{2+} + HOH \leftrightarrow ZnOH^+ + H^+$

2ступень$ZnOHCl + HOH \leftrightarrow Zn(OH)_2 + HCl$

$ZnOH^+ + Cl^- + HOH \leftrightarrow Zn(OH)_2 + H^+ + Cl^-$

$ZnOH^+ + HOH \leftrightarrow Zn(OH)_2 + H^+$

Гидролиз идет, в основном, по первой ступени.

При гидролизе $ZnCl_2$и других солей этого типа в растворе накапливаются ионы H^+, сообщающие ему кислую реакцию с pH<7. Соль, образованная слабым основанием и сильной кислотой, гидролизуется по слабому катиону.

3. Соль образована слабым основанием и слабой кислотой:

(NH_4CN, $(CH_3COO)_3Fe$, $(NH_4)_2CO_3$, Al_2S_3, Cr_2S_3)

В этом случае в реакции гидролиза участвуют и катион M^+, и анион A^-соли.

Они связывают и H^+ и OH^- - ионы воды согласно схематическому уравнению

$$M^+ + A^- + HOH \leftrightarrow MOH + HA.$$

Реакция раствора соли может стать либо слабокислой(если основание, образовавшееся в результате гидролиза, является более слабым, чем кислота), либо слабощелочной (если основание окажется более сильным, чем кислота), либо будет нейтральной (если образующиеся основание и кислота проявляют одинаковую силу - их константы диссоциации окажутся практически равными между собой).

Например, гидролиз ацетата аммония

$$CH_3COONH_4 + HOH \leftrightarrow CH_3COOH + NH_4OH$$

$K(CH_3COOH)=1{,}76\cdot10^{-5}$, $K(NH_4OH)=1{,}79\cdot10^{-5}$.

Константы диссоциации уксусной кислоты и гидроксида аммония близки между собой. Поэтому нейтральная реакция среды при гидролизе ацетата аммония практически не изменяется, и pH раствора остается приблизительно равным 7. Соль, образованная очень слабой кислотой и очень слабым основанием, почти полностью гидролизуется. Например, гидролиз сульфида аммония в разбавленном растворе происходит на 99,9 %. Реакция протекает по уравнению

$$(NH_4)_2S + 2HOH \leftrightarrow H_2S + 2NH_4OH$$

$$2NH_4^+ + S^{-2} + 2HOH \leftrightarrow H_2S + 2NH_4OH$$

Подобных солей, практически целиком разлагающихся в воде значительное число. Например, Al_2S_3, $Al_2(CO_3)_3$, Cr_2S_3, $Fe_2(CO_3)_3$, $Cr_2(CO_3)_3$идр. Ониподвергаютсяполномугидролизу

$$Al_2S_3 + 6HOH = 2Al(OH_3) + 3H_2S$$

$$2Al^{3+} + 3S^{2-} + 6HOH = 2Al(OH)_3 + 3H_2S$$

4. *Соль образована сильным основанием и сильной кислотой*

($NaCl$, NO_3, Na_2SO_4, $BaCl_2$, KCl, $KMnO_4$)

$NaCl + HOH \rightleftarrows NaOH + HCl$,

$Na^+ + Cl^- + HOH \rightleftarrows Na^+ + OH^- + Cl^- + H^+$,

$HOH H^+ + OH^-$. $\rightleftarrows$

Такая соль практически не подвергается гидролизу. Это является результатом того, что ни катион соли, ни ее анион не связывают водородного H^+ и гидроксильного OH^- ионов воды в слабые молекулы.

Таким образом, соли, образованные сильными основаниями и сильными кислотами в водных растворах практически не подвергаются гидролизу.

Процесс гидролиза солей количественно может быть охарактеризован величиной, называемой степенью гидролиза.

Степень гидролиза - это отношение количества молекул соли, подвергшихся гидролизу, к общему количеству молекул соли в растворе

$$\alpha = \frac{\text{число молей соли, подвергшихся гидролизу}}{\text{общее число молей соли в растворе}}$$

Степень гидролиза зависит от ряда факторов, в частности, от концентрации; при разбавлении раствора гидролиз данной соли углубляется и степень гидролиза повышается. Степень гидролиза некоторых солей:

CH_3COONa	0, 008%
KCN	1,2
Na_2CO_3	2,9
$Na_2B_4O_7$	0,5

Являясь обратимым процессом, гидролиз подчиняется принципу Ле-Шателье(смещение химического равновесия под действием внешних факторов). Так, при разбавлении раствора гидролиз данной соли углубляется (вода при гидролизе не только растворитель, но и взаимодействующее вещество; при разбавлении увеличивается ее концентрация), степень гидролиза возрастает. Например, при сильном разбавлении водой прозрачного раствора нитрата висмута жидкость сильно мутнеет и выпадает осадок.

$$Bi(NO_3)_3 + HOH \rightleftarrows BiOH(NO_3)_2 + HNO_3,$$

$$Bi(NO_3)_2 + HOH \rightleftarrows Bi(OH)_2NO_3 + HNO_3.$$

Гидролиз - эндотермический процесс

$$AB + HOH \rightleftarrows AOH + HB - Q,$$

поэтому при повышении температуры степень гидролиза тоже увеличивается.

Из приведенного материала можно сделать вывод, что при гидролизе основным фактором, определяющим направление смещения ионного равновесия, является образование максимально слабого электролита; равновесие смещается в сторону образования веществ, отличающихся наименьшей степенью диссоциации по сравнению со всеми другими веществами, образующими данную химическую систему.

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

1. Гидролиз солей и амфотерность

В пять пробирок налить по 2-3 мл.растворов исследуемых солей:

а) K_2CO_3, Na_2HPO_4, NaCl, $MnCl_2$, CH_3COONH_4;

б) Na_2CO_3, $Al_2(SO_4)_3$, $MgCl_2$, KCl, NH_4CNS;

в) Na_3PO_4, $AlCl_3$, $CuSO_4$, $NaNO_3$, $(NH_4)_2CO_3$.

В шестую пробирку налить такое же количество дистиллированной воды. Во все шесть пробирок опустить полоску универсальной индикаторной бумаги. Наблюдать изменение цвета и сравнить его с окраской шкалы.

Результаты опыта записать в тетрадь по следующей форме:

№№ пр.	Формула испытуемой соли	pH	Реакция среды

Написать уравнение гидролиза в молекулярной и ионной формах и объяснить причину изменения окраски лакмусовой бумаги.

2. *Полный гидролиз соли*

Получить осадок гидроксида алюминия (III) путем взаимодействия раствора хлорида алюминия и карбоната натрия и доказать, что он является амфотерным гидроксидом следующим образом: полученный осадок разделить на две пробирки, в одну из них прибавить раствор кислоты, в другую - щелочи. Написать уравнение проведенных реакций и объяснить причину исчезновения осадка

3. *Сдвиг равновесия реакции гидролиза.*

В пробирку с небольшим количеством концентрированного раствора нитрата висмута прибавлять по каплям дистиллированную воду, перемешивая содержимое пробирки. Наблюдать появление осадка основной соли висмута. Составить уравнение реакции гидролиза и объяснить причину образования основной соли. В пробирку с образовавшимся осадком прибавить несколько капель концентрированной азотной кислоты. Наблюдать исчезновение осадка. Написать уравнения реакций и объяснить причину наблюдаемого явления, исходя из уравнения константы равновесия.

4. *Влияние температуры на сдвиг равновесия при гидролизе*.

Налить в пробирку 4-5 мл.раствора ацетата натрия и 1-2 капли раствора фенолфталеина. Нагреть раствор до кипения и наблюдать появление розовой окраски. Составить уравнение реакции гидролиза и дать объяснение.

У П Р А Ж Н Е Н И Я
для самостоятельной работы

I. Написать уравнение гидролиза в молекулярной и ионной формах, указать какие из солей подвергаются гидролизу и какова среда:

1. $KCNS$, NH_4ClO_4, $NaBr$, $(NH_4)_2CO_3$.

2. K_3PO_4, $(NH_4)_2CrO_4$, Li_2SO_4, $CuCO_3$.

3. CH_3COOK, $Cr_2(SO_4)_3$, $NaClO_4$, $(NH_4)_2SiO_3$.

4. $Ba(NO_3)_2$, CaS, $Cr(NO_3)_3$, $CuSiO_3$.

5. Li_2CrO_4, $Ba(CH_3COO)_2$, $Fe_2(SO_4)_3$, MgS.

6. $Al_2(SO_4)_3$, $Sr(NO_3)_2$, $CoCl_2$, Al_2S_3.

7. $LiNO_3$, $CrCl_3$, $NaClO$, $Cr_2(SiO_3)_3$.

8. $NaClO$, $MgCrO_4$, $RbNO_3$, $Cu(CH_3COO)_2$.

9. $NaCN$, $Co_2(SO_4)_3$, $KClO_4$, $Co(CH_3COO)_2$.

10. $KMnO_4$, ZnI_2, Na_2SO_3, $Fe(CO_3)_3$.

11. $Fe(NO_3)_3$, $NaCN$, K_2SO_4, $Cr_2(CO_3)_3$.

12. SrS, $NiSO_4$, $BaCl_2$, $Fe_2(CO_3)_3$.

13. KCl, $Sn(NO_3)_2$, BaS, $Bi_2(SiO_3)_3$.

14. $NaNO_3$, $Al_2(SO_3)_3$, $Ca(ClO)_2$, $Zn(NO_3)_2$.

15. $RbCl$, $Al_2(CO_3)_3$, Li_2CO_3, $SnSO_4$.

16. Cs_2CO_3, KNO_3, $Sn(CH_3COO)_2$, $Mn(NO_3)_2$.

17. $Ni(NO_3)_2$, $KBrO$, LiI, $Fe(CH_3COO)_3$.

18. $Cu(NO_3)_2$, K_2S, Na_2CrO_4, CH_3COONH_4.

19. $MgSO_4$, Li_3PO_4, $(NH_4)_2SO_3$, BaI_2.

20. KCN, K_2CrO_4, $MnSO_4$, $(NH_4)_2SiO_3$.

2. К раствору $FeCl_3$ добавили следующие вещества: a)HCl, b)KOH, c)$ZnCl_2$, d)Na_2CO_3. В каком случае гидролиз хлорида железа усилится? Почему? Составьте ионно-молекулярные уравнения гидролиза.

3. При смешивании растворов $FeCl_3$ и Na_2CO_3 каждая из взятых солей гидролизуется необратимо до конца с образованием соответствующего основания и кислоты. Выразите этот совместный гидролиз ионно-молекулярным и молекулярными уравнениями.

4. К раствору Na_2CO_3 добавили следующие вещества: a)HCl, b)NaOH, c)$Cu(NO_3)_2$, d)K_2S. В каких случаях гидролиз карбоната натрия усилится? Почему? Составьте ионно-молекулярные уравнения гидролиза.

5. В каком порядке возрастает pH растворов с одинаковой молекулярной концентрацией следующих солей:

$$NaNO_2 \rightarrow NaF \rightarrow CH_3COONa \rightarrow NaCN$$

6. В каком порядке возрастает pH растворов с одинаковой молекулярной концентрацией следующих солей

$$KCN \rightarrow KNO_2 \rightarrow KF \rightarrow CH_3COOK$$

7. Раствор кислоты и раствор основания смешивают в эквивалентных соотношениях. Для каких из перечисленных пар (кислота + основание) раствор будет иметь нейтральную реакцию: a)NH_4OH + HCl, b)NH_4OH + CH_3COOH, c)NaOH + HCl, d)NaOH + CH_3COOH

8. При смешивании водных растворов $Cr(NO_3)_3$ и Na_2Sобразуется осадок гидроксида хрома и выделяется газ. Составить молекулярное и ионно-молекулярное уравнение происходящей реакции.

9. К раствору $Al(SO_4)_3$ добавили следующие вещества a) H_2SO_4, b)KOH, c)Na_2SO_3d)$ZnSO_4$. В каком случае гидролиз сульфата алюминия усилится? Почему? Составьте ионно- молекулярные уравнения гидролиза.

10. Какая из двух солей при равных условиях подвергается гидролизу в большей степени: Na_2CO_3 или Na_2SO_3. Почему? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

11. При смешивании растворов $Al_2(SO_4)_3$ и Na_2CO_3 каждая из взятых солей гидролизуется необратимо до конца с образованием соответствующих основания и кислоты. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения происходящего совместного гидролиза.

12. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу NaCN или NaClO. Почему? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

13. При смешивании растворов $Al_2(SO_4)_3$ и Na_2S каждая из взятых солей гидролизуется необратимо до конца с образованием соответствующих основания и кислоты. Выразите этот совместный гидролиз ионно-молекулярным и молекулярным уравнениями.

14. К раствору $Fe_2(SO_4)_3$ добавили следующие вещества a)$H_2(SO_4)_3$, b)NaOH, c)$ZnSO_4$, d)K_2CO_3. В каком случае гидролиз сульфата железа усилится. Почему? Составьте ионно-молекулярные уравнения гидролиза.

15. К раствору K_2CO_3 добавили следующие вещества a)HCl, b)KOH, $Zn(NO_3)_2$, г)Na_2S. В каких случаях гидролиз карбоната калия усилится? Почему? Составьте ионно-молекулярные уравнения гидролиза.

16. Какая из двух солей при равных условиях гидролизуется в большей степени: KCN или KClO? Почему? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза.

17. Какая из двух солей при равных условиях подвергается в большей степени гидролизу? $FeCl_3$ или $FeCl_2$. Почему? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

18. Какая из двух солей при равных условиях подвергается в большей степени гидролизу? $MnCl_2$ или $ZnCl_2$. Почему? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

19. Какая из двух солей при равных условиях подвергается в большей степени гидролизу? $SrCl_2$ или $CdCl_2$. Почему? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

Практическое применение гидролиза солей

На практике с гидролизом солей приходится сталкиваться при приготовлении растворов гидролизующихся солей (ацетат свинца, например). В колбу наливается вода, засыпается соль, взбалтывается. Остается белый осадок. Добавляем еще воды, взбалтываем, осадок не исчезает. Добавляем из чайника горячей воды – осадка кажется еще больше! Почему? А причина в том, что одновременно с растворением идет гидролиз соли, и белый осадок, который мы видим, это уже продукты гидролиза – малорастворимые основные соли. Все наши дальнейшие действия, разбавление, нагревание, только усиливают степень гидролиза. Как же подавить гидролиз? Не нагревать, не готовить слишком разбавленных растворов, и поскольку главным образом мешает гидролиз по катиону – добавить кислоты. Лучше соответствующей, то есть уксусной.

В других случаях степень гидролиза желательно увеличить, и чтобы сделать щелочной моющий раствор бельевой соды более активным, мы его нагреваем – степень гидролиза карбоната натрия при этом возрастает.

Важную роль играет гидролиз в процессе обезжелезивания воды методом аэрации. При насыщении воды кислородом, содержащийся в ней гидрокарбонат железа(II) окисляется до соли железа(III), значительно сильнее подвергающегося гидролизу. В результате происходит полный гидролиз и железо отделяется в виде осадка гидроксида железа(III).

На этом же основано применение солей алюминия в качестве коагулянтов в процессах очистки воды. Добавляемые в воду соли алюминия, в присутствии гидрокарбонат-ионов полностью гидролизуются и объемистый гидроксид алюминия коагулирует, увлекая с собой в осадок различные примеси.

Таблица 2. **Растворимость солей и оснований в воде** (Р – растворимое,, М – малорастворимое, Н – практически нерастворимое вещество, прочерк означает, что вещество не существует или разлагается водой).

Анионы	Катионы																		
	Li^+	**Na^+, K^+**	NH_4^+	**Cu^{2+}**	**Ag^+**	**Mg^{2+}**	**Ca^{2+}**	**Sr^{2+}**	**Ba^{2+}**	**Zn^{2+}**	**Hg^{2+}**	**Al^{3+}**	**Sn^{2+}**	**Pb^{2+}**	**Bi^{3+}**	**Cr^{3+}**	**Mn^{2+}**	**Fe^{3+}**	**Fe^{2+}**
Cl^-	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	-	Р	Р	Р	Р
Br^-	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	М	-	Р	Р	Р	Р
I^-	Р	Р	Р	-	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Н	-	Р	Р	-	Р
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р	Р	Р	-	Р	Р
CH_3COO^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р	-	-	Р	-	Р
S^{2-}	Р	Р	Р	Н	Н	-	Р	Р	Р	Н	Н	-	Н	Н	Н	-	Н	Н	Н
SO_3^{2-}	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	-	Н	Н	-	Н	-	Н
SO_4^{2-}	Р	Р	Р	Р	М	Р	М	Н	Н	Р	-	Р	Р	Н	-	Р	Р	Р	Р
CO_3^{2-}	Р	Р	Р	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	-	-	Н	Н	-	Н	-	Н
SiO_3^{2-}	Р	Р	-	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	-	Н	-	Н	-	-	Н	Н	Н
CrO_4^{2-}	Р	Р	Р	Н	Н	Р	М	М	Н	Н	Н	-	-	Н	Н	Р	Н	-	-
PO_4^{3-}	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
OH^-	Р	Р	Р	Н	-	Н	М	М	Р	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н

Таблица 3

Константы диссоциации некоторых слабых электролитов

Вещество		Константа диссоциации		
А)**кислоты**		K_1	K_2	K_3
Азотистая	HNO_2	$5{,}1\cdot10^{-4}$		
Двухромовая	$H_2Cr_2O_2$		$2{,}3\cdot10^{-2}$	
Ортоборная	H_3BO_3	$5{,}8\cdot10^{-10}$		
Ортокремниевая	H_4SiO_4	$1{,}3\cdot10^{-11}$		
Перекись водорода	H_2O_2	$2{,}0\cdot10^{-12}$		
Родановодородная	HSCN	$1{,}4\cdot10^{-1}$		
Серная	H_2SO_4		$1{,}2\cdot10^{-2}$	
Сернистая	H_2SO_3	$1{,}7\cdot10^{-2}$	$6{,}2\cdot10^{-8}$	
Сероводородная	H_2S	$1\cdot10^{-7}$	$1\cdot10^{-14}$	
Тиосерная	$H_2S_2O_3$	$2{,}5\cdot10^{-1}$	$1{,}9\cdot10^{-2}$	
Угольная	H_2CO_3	$4{,}5\cdot10^{-7}$	$4{,}8\cdot10^{-11}$	
Уксусная	CH_3COOH	$1{,}8\cdot10^{-5}$		
Фосфористая	H_3PO_3	$1{,}6\cdot10^{-2}$	$2\cdot10^{-7}$	
Фосфорная	H_3PO_4	$7{,}6\cdot10^{-3}$	$6{,}2\cdot10^{-8}$	$4{,}2\cdot10^{-13}$
Фтороводородная	HF	$6{,}8\cdot10^{-4}$		
Хлорноватистая	HClO	$5\cdot10^{-8}$		
Хромовая	H_2CrO_4	$1{,}1\cdot10^{-1}$	$3{,}2\cdot10^{-7}$	
Циановодородная	HCN	$6{,}2\cdot10^{-10}$		
Б)**основания**				
Гидроксид аммония	NH_4OH	$1{,}76\cdot10^{-5}$		
Гидроксид бария	$Ba(OH)_2$		$2{,}3\cdot10^{-1}$	
Гидроксид кальция	$Ca(OH)_2$		$4{,}0\cdot10^{-2}$	
Гидроксид серебра	AgOH	$5{,}0\cdot10^{-3}$		

Литература

1. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л.: "Химия", 2004 – 702с.
2. Коровин Н.В. Курс общей химии. – М.: "Высшая школа", 2007.
3. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: "Высшая школа", 2001 – 679с.
4. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: "Химия", 2001.