

Комплекс заданий к организации самостоятельной работы по дисциплине «Общая и неорганическая химия» Часть 2

9. Теории кислот и оснований

10. Протолитические реакции

11. Гидролиз солей как реакции протолиза

Опорный конспект №9. Тема: «Теории кислот и оснований»

«Проблемы кислотно – основного взаимодействия во все периоды развития химии стояли в центре внимания этого раздела естествознания»

/Ю.Я. Фиалков/

1. Теория электролитической диссоциации (1884 г. Сванте Аррениус)

Широкий круг химических реакций протекает в водной среде после переведения исходных веществ в растворенное состояние. Основные классы неорганических соединений – кислоты, основания, соли – зачастую представляют собой вещества с ионной или ковалентной сильнополярной связями. Согласно теории электролитической диссоциации, базирующейся на коллигативных свойствах растворов, при растворении подобных веществ под действием полярных молекул воды происходит распад на ионы. Их водные растворы проводят электрический ток и являются проводниками второго рода. В отличие от электронной проводимости в металлах (проводников первого рода) переносчиками зарядов в растворе являются положительно и отрицательно заряженные ионы. **Вещества, водные растворы которых проводят электрический ток, называются электролитами.**

В свете теории электролитической диссоциации реакции между электролитами в растворе есть реакции между ионами. При этом:

Кислота – это электролит, который в водном растворе диссоциирует с образованием в качестве катиона только катиона гидроксония H_3O^+ .

Основание – это электролит, который в водном растворе диссоциирует с образованием в качестве аниона только аниона гидроксила OH^- .

Обменная реакция между электролитами протекает в направлении уменьшения количества ионов в растворе, что возможно в следующих случаях:

1. Часть ионов удаляется из раствора в виде осадка или газа.
2. Продукт реакции является более слабым электролитом, чем электролиты – реагенты.
3. Образуются малодиссоциированные сложные ионы – гидроанионы слабых кислот (HCO_3^- , HPO_4^{2-} ...), гидроксокатионы слабых оснований и амфотерных гидроксидов (FeOH^+ , Al(OH)^{2+}), комплексные ионы ($[\text{Fe(CN)}_6]^{3-}$, $[\text{Zn(OH)}_4]^{2-}$).

Если малорастворимые вещества имеются и среди продуктов, и среди реагентов, то реакция идет в направлении образования наименее растворимых соединений. //Используются справочные данные по величинам произведения растворимости малорастворимых соединений//

Для реакций между электролитами записывают ионно-молекулярные уравнения, в которых указывается преимущественная форма нахождения вещества в реакционной среде: сильные электролиты – в

виде ионов, а слабые электролиты, газообразные и малорастворимые вещества – в молекулярном виде.

Пример 1. Установите возможность реакции в растворе между электролитами:

а) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \neq$ - реакция неосуществима, так как все ионы в растворе остаются без изменения;

б) $(\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{CuS}\downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$, $\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{CuS}$ – реакция возможна, так как выделяется осадок;

в) $\text{Zn}(\text{ClO}_4)_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})\text{ClO}_4 + \text{NaClO}_4$, $\text{Zn}^{2+} + \text{OH}^- = \text{ZnOH}^+$ - реакция возможна, так как образуется слабодиссоциирующий сложный ион;

г) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 12\text{KOH} \rightarrow 2\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] + 3\text{K}_2\text{SO}_4$, $\text{Al}^{3+} + 6\text{OH}^- = [\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$ – реакция возможна, так как часть ионов связывается в комплексный ион;

д) $\text{Ag}_2\text{CrO}_4 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{AgCl} + \text{H}_2\text{CrO}_4$, $\text{Ag}_2\text{CrO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- = 2\text{AgCl} + \text{H}_2\text{CrO}_4$ – реакция возможна, так как растворимость хлорида серебра меньше растворимости хромата серебра, а хромовая кислота слабее соляной;

е) $3\text{NaH}_2\text{PO}_4 + 6\text{KOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + 2\text{K}_3\text{PO}_4 + 6\text{H}_2\text{O}$ – реакция возможна, так как вода диссоциирует слабее, чем дигидрофосфат – ион.

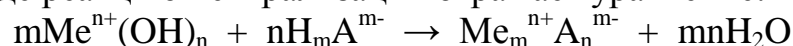
Частным случаем реакций ионного обмена является реакция нейтрализации:



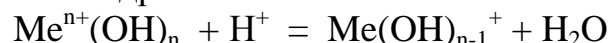
Реакция нейтрализации – реакция между кислотой и основанием, ведущая к связыванию ионов гидроксония и гидроксила с образованием малодиссоциированного соединения - воды:



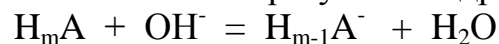
В общем виде реакцию нейтрализации отражает уравнение:



При избытке двух- и многокислотных оснований образуются малодиссоциированные гидроксоионы:



При избытке многоосновных кислот образуются гидроанионы:



Если гидроксид амфотерен, то он вступает в реакцию нейтрализации и с основанием, и с кислотой.

Пример 2: Запишите уравнения реакции нейтрализации гидроксида цинка а) едким натром и б) соляной кислотой.



Тренировочные упражнения по теме «Реакции ионного обмена»

1. Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах:

1. $\text{MgCl}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
2. $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
3. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
4. $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
5. $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
6. $\text{NH}_3 \times \text{H}_2\text{O} + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow$
7. $\text{PbCrO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$
8. $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$
9. $\text{KHSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$
10. $\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
11. $\text{AlCl}_3 + \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow$

2. Составьте уравнения всех возможных реакций между соляной кислотой и алюминатом натрия $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$.

3. Составьте формулы: а) основных сульфатов железа (III); б) кислых ортофосфатов кальция.

Различают **сильные** электролиты, молекулы которых при растворении полностью диссоциируют на ионы, и **слабые**, обладающие частичной диссоциацией.

Количественной оценкой силы электролита служат степень и константа диссоциации.

Степень диссоциации (α) – это отношение числа молекул распавшихся на ионы к начальному числу молекул. Степень диссоциации зависит от концентрации раствора и увеличивается по мере его разбавления.

Константа диссоциации слабого электролита не зависит от концентрации раствора и связана со степенью диссоциации **законом разведения** (1888 г.

Фридрих Вильгельм Оствальд) :
$$K = \frac{\alpha^2 c}{1 - \alpha}$$

Контрольный тест по теме «Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации»

(В заданиях № 6 – 10 ответ подтвердите уравнениями реакций в ионной форме)

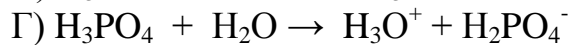
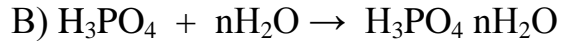
1. Гидратация ионов в водном растворе – это процесс, идущий...
 - А) с выделением тепла;
 - Б) с поглощением тепла;
 - В) с отсутствием теплового эффекта.

2. Укажите слабые электролиты.

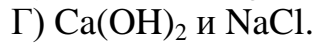
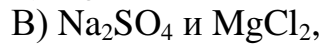
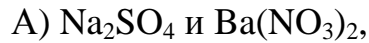
А) H_3AsO_4 , Б) H_2S , В) CH_3COOH , Г) K_2CO_3 , Д) NH_4OH , Е) BaSO_4 .

3. Какое уравнение реакции точнее отражает процессы, происходящие при растворении ортофосфорной кислоты в воде?

- А) $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow 3 \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$
- Б) $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$



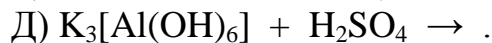
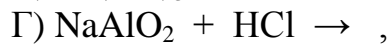
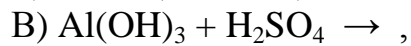
4. Какие пары веществ не могут одновременно существовать в водном растворе и почему?



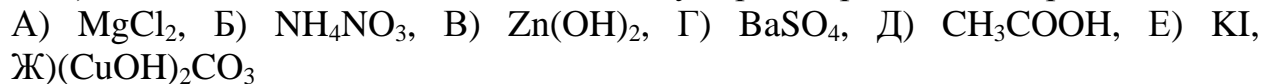
5. Расположите 0,1 М растворы в порядке увеличения концентрации катионов аммония:



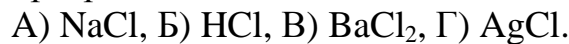
6) Какие из реакций ведут к образованию средней соли?



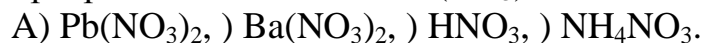
7) С какими веществами взаимодействует раствор едкого натра?



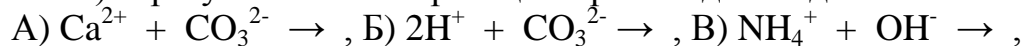
8) Взаимодействие с раствором какого вещества позволит осуществить превращение $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuCl}_2$?



9) Взаимодействие с раствором какого вещества позволит осуществить превращение $\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$?

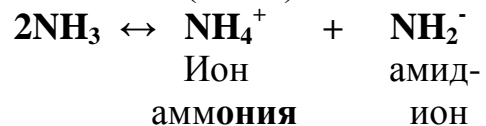
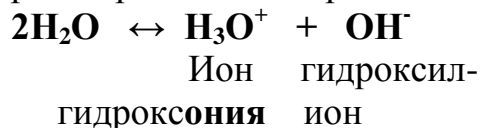


10) В результате каких реакций происходит выделение газа?

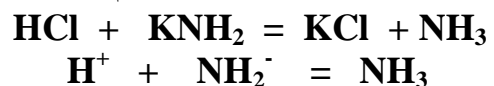
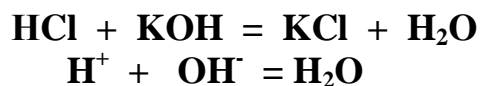


2. Протолитическая теория (1923 г. Бренстед и Лаури)

Ограниченность теории электролитической диссоциации заключается в том, что вода – важнейший растворитель, но далеко не единственный. В 1905 году Е. Франклином была обнаружена глубокая аналогия между растворением электролитов в воде и жидком аммиаке (-35°C).



Реакция нейтрализации:



Кроме этого теория электролитической диссоциации не могла объяснить наличие основных свойств у некоторых веществ, не содержащих гидроксильных групп OH^- , например, NH_3 , $\text{N}(\text{C}_2\text{H}_5)_3$ и др.

Вполне закономерно было появление более универсальной теории кислот и оснований, которая была основана на представлении о переносе протона:

Кислота – вещество, состоящее из молекул или ионов, являющихся донорами протонов.

Основание – вещество, состоящее из молекул или ионов, являющихся акцепторами протонов.

Реакция нейтрализации – реакция, ведущая к образованию равновесной смеси сопряженных пар, состоящих из двух кислот и двух оснований:

Кислота 1 + Основание 2 \leftrightarrow Основание 1 + Кислота 2



В рамках протолитической теории вода является амфолитом, так как способна выполнять функции и кислоты и основания:

$\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$ вода - донор протона, то есть кислота.



$\text{H}_2\text{O} + \text{H}^+ \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+$ вода – акцептор протона, то есть основание.



Внешне простые, «нехимические» процессы растворения многих веществ в воде фактически оказались реакциями кислотно-основного характера с большим положительным тепловым эффектом.

Пример 3. Укажите сопряженные пары кислот и оснований в реакции: $\text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3 \leftrightarrow \text{OH}^- + \text{NH}_4^+$

Решение: Молекула воды отдает протон, следовательно, является кислотой, которой соответствует сопряженное основание – гидроксил – анион. Молекула аммиака принимает протон, следовательно, является основанием, которому соответствует сопряженная кислота – катион аммония.

Протолитическая теория рассматривает практически любую кислоту или основание как амфотерный растворитель в зависимости от сродства к протону. Таким образом, вещество становится кислотой или основанием в зависимости от партнера по реакции.

Ряд сродства к протону таков: $\text{NH}_3 - \text{N}_2\text{H}_4 - \text{H}_2\text{O} - \text{HCN} - \text{H}_2\text{S} - \text{CH}_3\text{COOH} - \text{H}_3\text{PO}_4 - \text{HF} - \text{HNO}_3 - \text{HCl} - \text{H}_2\text{SO}_4 - \text{HBr} - \text{HClO}_4$

Каждое правее стоящее вещество является более сильной кислотой, чем предыдущее.

3. Электронная теория (1938 г. Г. Н. Льюис)

Возникает вполне закономерный вопрос: могут ли вещества обладать кислотными или основными свойствами, если в их составе нет атома водорода, способного к протонизации? Утвердительный ответ дала новая теория кислот и оснований, созданная американцем Г. Льюисом.

Кислота – это вещество, обладающее неподеленной электронной парой, донируя которую, оно может образовывать ковалентную связь с каким – либо атомом, молекулой или ионом, т.е. донор электронной пары.

Основание – вещество, обладающее свободной квантовой ячейкой, способное принимать неподеленную пару электронов, т.е. – акцептор электронной пары.

С позиции теории Льюиса протон может рассматриваться как Льюисова кислота, так как он способен акцептировать электронную пару. Кроме того, все катионы могут рассматриваться в качестве Льюисовых кислот, а все анионы в качестве Льюисовых оснований.

4. Теория автопротолиза или сольвосистем (1939 г. Кэди, Элсей, Франклин, М. Усанович, А. Шатенштейн, Н. Измайлов)

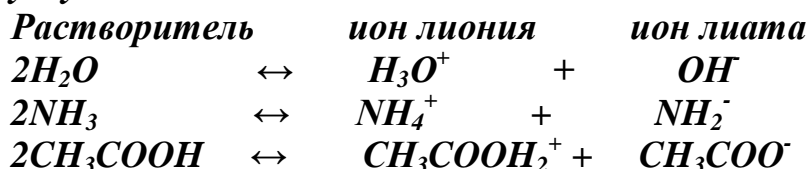
Еще более широко трактует понятия «кислота» и «основание» теория сольвосистем:

Кислота – растворимое вещество, способное или при диссоциации, или при реакции с растворителем образовывать ион **лиония**.

Основание - растворимое вещество, способное или при диссоциации, или при реакции с растворителем образовывать ион **лиата**.

Ионы лиония и лиата – продукты автоионизации – самопроизвольного процесса, при котором две молекулы растворителя образуют катион и анион.

Пример 4. Запишите реакции автоионизации воды, аммиака, уксусной кислоты.



Анализ представленных уравнений показывает, что поведение иона NH_4^+ в жидком аммиаке аналогично поведению иона H_3O^+ в воде. Хлорид аммония, растворяясь в аммиаке, будет вести себя, как соляная кислота в воде, то есть является сильной кислотой. Амид калия KNH_2 в жидком аммиаке будет вести себя, как KOH в воде, то есть является сильным основанием.

Опорная таблица для определения кислот и оснований с позиций разных теорий

Теория	Кислота	Основание	Реакция нейтрализации
Электролитическая диссоциации	$HA = H^+ + A^-$ $HA + H_2O = H_3O^+ + A^-$ Диссоциирует в водном растворе с образованием	$KOH = K^+ + OH^-$ Диссоциирует в водном растворе с образованием аниона	$H_3O^+ + OH^- = 2H_2O$

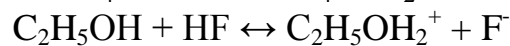
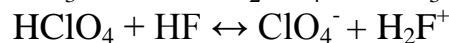
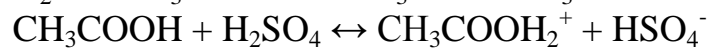
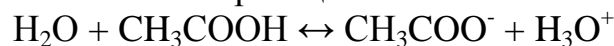
	катиона гидроксония H_3O^+	гидроксила OH^-	
Протолитическая	Донор протона $\text{HCl} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$	Акцептор протона $\text{NH}_3 + \text{H}^+ \leftrightarrow \text{NH}_4^+$ $\text{H}_2\text{O} + \text{H}^+ \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+$	Образование сопряженных пар «кислота-основание» $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ к.1 о.2 о.1 к.2
Электронная	Акцептор неподеленной электронной пары, обладает свободной орбиталью.	Донор неподеленной электронной пары.	$\text{H}_3\text{N:} + \text{H}^+ + \text{Cl}^- \leftrightarrow \text{NH}_4^+\text{Cl}^-$
Автопротолиз или сольвосистем	Соединение, диссоциирующее с образованием катиона, соответствующего катиону растворителя, - иона лиония.	Соединение, диссоциирующее с образованием аниона, соответствующего аниону растворителя, - иона лиата.	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \leftrightarrow \text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_4^+ + \text{NH}_2^- \leftrightarrow 2\text{NH}_3$

Контролируемые задания

Вопросы для самостоятельной работы

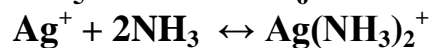
1. Почему теория кислот и оснований Бренстеда – Лоури называется протолитической или протонной? Как эта теория рассматривает кислотные, основные и амфотерные свойства веществ?
2. Как объясняет протолитическая теория процесс растворения в воде кислот и аммиака?
3. По каким признакам азотная кислота относится к кислотам, гидроксид натрия к основаниям согласно теории электролитической диссоциации и протолитической теории?
4. Какими свойствами должно обладать вещество, чтобы при взаимодействии с ним вода играла роль: а) основания, б) кислоты?
5. По степени завершенности реакций в состоянии равновесия определите, какая из частиц – молекула воды или анион гидроксила является более сильным основанием: а) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{HOH} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$; б) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^- \leftrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CH}_3\text{COO}^-$?

6. Почему слабые кислоты в жидком аммиаке ведут себя как сильные, а слабые основания в безводной уксусной кислоте оказываются сильными?
7. Что называют кислотно - основной сопряженной парой? Выделите такие пары в уравнениях: а) $\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+ \leftrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O}$; б) $\text{NH}_3 + \text{HCl} \leftrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$; в) $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow [\text{CoOH}(\text{H}_2\text{O})_5]^+ + \text{H}_3\text{O}^+$.
8. Если в реакции $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ равновесие практически полностью смещено вправо, то какой из этого можно сделать вывод о сравнительной силе кислот HCl и H_3O^+ и оснований H_2O и Cl^- ?
9. Составьте уравнения автопротолиза протонных растворителей: CH_3COOH , HCOOH , HF , HNO_3 , H_2O .
10. Покажите стрелкой перенос H^+ в левой и правой частях уравнения в следующих протолитических реакциях:



Укажите сопряженные пары «кислота – основание»

11. Приведите определение кислоты и основания согласно электронной теории Льюиса. Укажите кислоты и основания Льюиса в следующих реакциях:



Контрольный тест по теме «Теории кислот и оснований»

1. Донор протона является кислотой в теории...
 - А) Электролитической диссоциации.
 - Б) Протолитической теории.
 - В) Гидратной теории.
 - Г) Электронной теории.
 - Д) В теории сольвосистем.

2. Донор неподеленной электронной пары является основанием в теории...
 - А) Электролитической диссоциации.
 - Б) Протолитической теории.
 - В) Гидратной теории.
 - Г) Электронной теории.
 - Д) В теории сольвосистем.

3. С точки зрения электронной теории $AlBr_3$ является...
 - А) Кислотой. Б) Амфолитом. В) Анионом. Г) Основанием. Д) Солью.

4. Согласно Аррениусу соединение $HSCN$ является...
 - А) Кислотой. Б) Амфолитом. В) Солью. Г) Основанием. Д) Неэлектролитом.

5. Согласно протолитической теории ион $H_2PO_4^-$ является...
 - А) Кислотой, Б) Амфолитом, В) Анионом. Г) Основанием. Д) Солью.

6. В теории сольвосистем диссоциация растворителя – безводной уксусной кислоты - протекает по схеме:

$$2CH_3COOH \leftrightarrow CH_3COOH_2^+ + CH_3COO^-$$
 Чем являются химические частицы $CH_3COOH_2^+$?
 - А) Анионами. Б) Катионами. В) Ионами лиония. Г) Ионами лиата. Д) Комплексными ионами.

7. В теории сольвосистем диссоциация растворителя – безводной уксусной кислоты - протекает по схеме:

$$2CH_3COOH \leftrightarrow CH_3COOH_2^+ + CH_3COO^-$$
 Чем являются химические частицы CH_3COO^- ?
 - А) Анионами. Б) Катионами. В) Ионами лиония. Г) Ионами лиата. Д) Комплексными ионами.

8. При растворении в жидком аммиаке NH_4Cl ведет себя, как...
 - А) Основание. Б) Кислота. В) Соль. Г) Амфолит. Д) Гидроксид.

9. KNH_2 в жидком аммиаке является...

!!! При значительном разбавлении раствора сильной кислоты при расчете pH необходимо учитывать ионное произведение воды.

Пример 2: Концентрация соляной (хлоридной) кислоты 10^{-8} моль/л. Найти pH этого раствора.

Решение:

Концентрация кислоты, указанная в задаче, на порядок меньше концентрации ионов воды. В такой ситуации необходимо учитывать диссоциацию молекул воды: $[H^+]_{\text{общее}} = C_{\text{HCl}} + [H^+]_{\text{из воды}}$

$$[H^+]_{\text{из воды}} = [OH^-]_{\text{из воды}} = \frac{K(H_2O)}{[H^+]_{\text{общ}}} , \text{ следовательно } [H^+]_{\text{общее}} = C_{\text{HCl}} + \frac{K(H_2O)}{[H^+]_{\text{общ}}}$$

$[H^+]_{\text{общее}}^2 - C_{\text{HCl}} [H^+]_{\text{общее}} - K(H_2O) = 0$. Находим действительный корень

$$\text{квадратного уравнения: } [H^+]_{\text{общее}} = C_{\text{HCl}} + \frac{\sqrt{C^2(\text{HCl}) + 4 \times K(H_2O)}}{2}$$

$$[H^+]_{\text{общее}} = 10^{-8} + \frac{\sqrt{(10^{-8})^2 + 4 \times 10^{-14}}}{2} = 1,05 \times 10^{-7}$$

$$\text{pH} = -\lg 1,05 \times 10^{-7} = 6,98$$

Эту же задачу можно решить упрощенно:

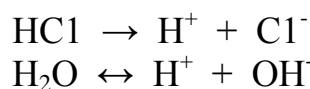
Представим концентрацию ионов водорода в растворе как сумму концентраций кислоты и ионов водорода из воды: $[H^+]_{\text{общее}} = 10^{-7} + 10^{-8} = 1,1 \times 10^{-7}$

$$\text{pH} = -\lg 1,1 \times 10^{-7} = 6,96$$

Пример 3 («обратная» задача): Установите молярную концентрацию раствора хлоридной кислоты, которая полностью диссоциирует, если pH раствора имеет значение 6,5.

Решение:

В заданном растворе параллельно протекает два взаимосвязанных процесса: необратимая диссоциация сильной кислоты и обратимая диссоциация молекул воды:



По условию задачи $\text{pH} = 6,5$, следовательно, $\text{pOH} = 14 - 6,5 = 7,5$

Концентрация ионов водорода в растворе за счет диссоциации молекул воды:

$$[OH^-] = [H^+] = 10^{-7,5}$$

Концентрация кислоты соответствует концентрации ионов водорода, образовавшихся в результате диссоциации кислоты, и равна разнице между общей концентрацией ионов водорода и ионов водорода, поставленных молекулами воды:

$$\begin{aligned} C_{\text{HCl}} = [H^+]_{\text{HCl}} &= 10^{-6,5} - 10^{-7,5} , \quad C_{\text{HCl}} = 10^{0,5} \times 10^{-7} - 10^{0,5} \times 10^{-8} = 3,16 \times 10^{-7} - 3,16 \times 10^{-8} \\ &= 2,84 \times 10^{-7} \text{ моль/л} \end{aligned}$$

Сильные основания : KOH, Ba(OH)₂, NaOH

При C_{MOH} ≤ 1 моль/л : [OH⁻] = C_{MOH} ► **pH = 14 – pOH = 14 + lg C_{MOH}**

Пример 4. Чему равно pH в растворе гидроксида бария с концентрацией 0,006 моль/л при стандартных условиях?

Решение:

$$\begin{array}{l} \text{pH} = ? \quad | \quad \text{Ba(OH)}_2 = \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^- \\ C = 0,006 \text{ моль/л} \quad | \quad [\text{OH}^-] = 2C \quad \blacktriangleright \quad \text{pH} = 14 + \lg 2C = 14 + \lg (2 \times 0,006) = 12,38 \end{array}$$

3. Слабые кислоты и основания

Слабыми являются электролиты, реакция протолиза которых обратима.

Слабые кислоты



Количественная характеристика - константа кислотности:

$$K_K = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = f(T), \text{ так как } [\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] \mapsto K_K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{HA}]} \mapsto [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_K[\text{HA}]}$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{p}K_K - \frac{1}{2} \lg[\text{HA}]$$

Пример 5: Рассчитайте pH в 0,002 М растворе HClO при 25°С, если K_K = 2,82 · 10⁻⁸

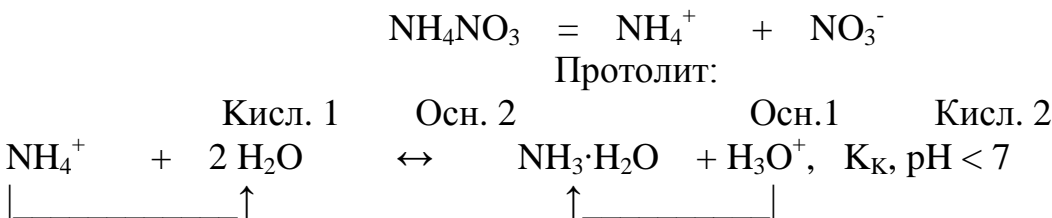
Решение: HClO + H₂O ↔ ClO⁻ + H₃O⁺, K_K, pH > 7.

$$[\text{ClO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+], [\text{HClO}] = C$$

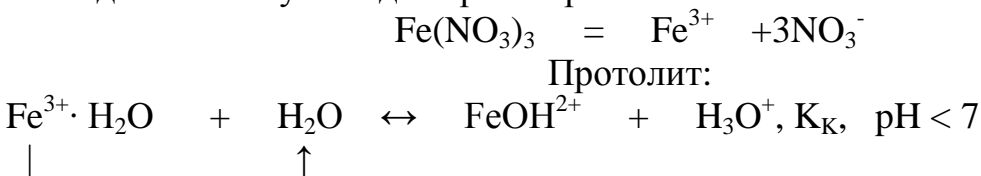
$$\text{pH} = -\lg [\text{H}_3\text{O}^+] = -\lg \sqrt{K_K C} = -\lg \sqrt{(2,82 \times 10^{-8}) \times 0,002} = 5,12$$

!!! Слабыми кислотами являются катионы многих солей.

Соли в растворе необратимо диссоциируют. Катионы затем подвергаются обратимому протолизу, выполняя функцию слабой кислоты – происходит гидролиз по катиону:



Катионы металлов в водном растворе гидратированы с образованием аквакомплексов. Одна из молекул воды гидратной оболочки отдает протон свободной молекуле воды – растворителя:



Слабые основания

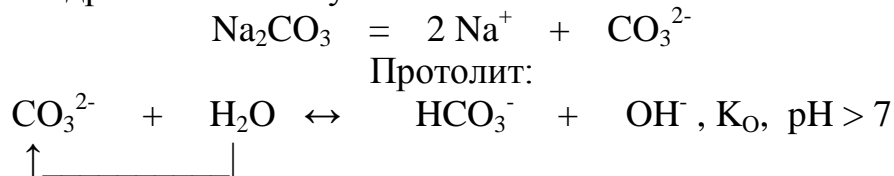


Количественная характеристика – константа основности:

$$K_o = \frac{[\text{HA}^+][\text{OH}^-]}{[\text{A}]} = f(T). \text{ Для сопряженной пары HA}^+/\text{A значения } K_K \text{ и } K_O$$

связаны соотношением: $K_w = K_K K_O$

!!! Слабыми основаниями являются анионы многих солей, так как они сопряжены со слабыми кислотами. После полной диссоциации соли анионы подвергаются обратимому протолиту, выполняя функции слабого основания. Происходит гидролиз по аниону:

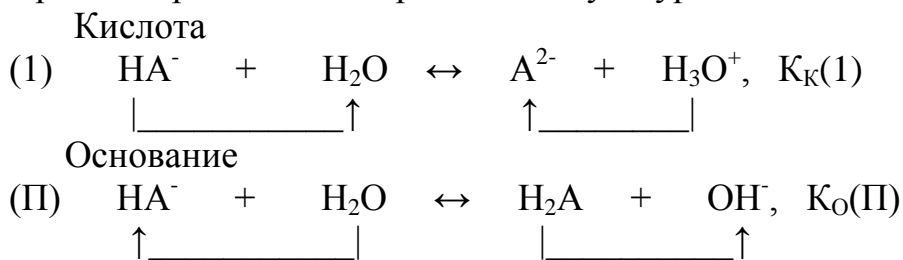


По заданным значениям константы кислотности и концентрации соли можно рассчитать pH водных растворов солей с анионом-протолитом в функции слабого основания.

4. Амфолиты

Амфолиты – это слабые электролиты, выполняющие одновременно обе функции – кислотную и основную.

Процесс протолита изображается двумя уравнениями:



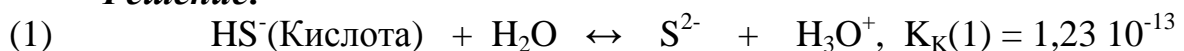
Все количественные расчеты ведут, исходя из предпочтительно протекающей реакции. При $K_K(1) > K_O(\text{II})$ преобладает первая реакция.

Типичными амфолитами являются гидроанионы кислот:



Пример 6: Какие свойства (кислотные или основные) характерны для водного раствора гидросульфида натрия? Для ответа воспользоваться справочными данными о константах диссоциации сероводородной кислоты.

Решение:



(II) HS^- (Основание) + $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{OH}^-$, $K_0(\text{II}) = 9,52 \cdot 10^{-8}$
 ($K_0 = K_w/K_K$). Так как $K_0(\text{II}) > K_K(1)$, то для гидросульфид-иона более выражены основные свойства, и среда в растворе гидросульфида натрия будет щелочной.

Задания для самостоятельной работы

1. Заполните нижние строки таблицы, относящиеся к растворам уксусной кислоты с различной концентрацией:

С, моль/л	1	0,1	0,01	0,001	0,0001
α	$4 \cdot 10^{-3}$	$1,3 \cdot 10^{-2}$	$4,2 \cdot 10^{-2}$	$1,18 \cdot 10^{-1}$	$3,06 \cdot 10^{-1}$
$[\text{H}^+]$, моль/л					
pH					

Если величина pH изменяется в арифметической прогрессии, то в какой-арифметической или геометрической прогрессии изменяется величина $[\text{H}^+]$?

2. Вычислите pH растворов кислот, представленных в таблице.

№	Кислота	С, моль/л	K_K	pH =?
1	CH_3COOH	0,1	$1,8 \cdot 10^{-5}$	
2	HNO_2	0,001	$4,6 \cdot 10^{-4}$	
3	HCN	1,0	$7,2 \cdot 10^{-10}$	
4	$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$	0,01	$1 \cdot 10^{-10}$	

3. Дана одноосновная органическая кислота. Найдите концентрацию кислоты в моль/л, если известны pH и константа диссоциации кислоты.

№	Кислота	K_K	pH	С, моль/л =?
1	Молочная $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}$	$1,4 \cdot 10^{-4}$	2,42	
2	Масляная $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{COOH}$	$1,5 \cdot 10^{-5}$	2,90	
3	Муравьиная HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$	2,34	

Контрольное задание по теме «pH водных растворов протолитов»

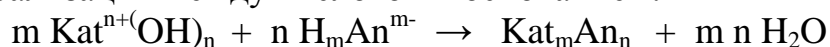
№/вариант	1	2	3	4	5	6
1	Составьте уравнение протолитической реакции между водой и указанной кислотой					
	HBr	HNO_3	HNCS	HI	HMnO_4	HClO_3
2	Определите pH водного раствора сильной кислоты (п. 1) при концентрации, моль/л:					
	0,0023	0,077	0,0041	0,057	0,00092	0,0017

3	Рассчитайте концентрацию (моль/л) сильной кислоты (п. 1) при заданном значении pH:					
	3,68	2,45	5,18	4,27	1,44	3,46
4	Вычислите концентрацию H_3O^+ - ионов, если известна концентрация OH^- - ионов (моль/л):					
	$4,12 \cdot 10^{-11}$	$2,61 \cdot 10^{-12}$	$6,57 \cdot 10^{-9}$	$3,57 \cdot 10^{-8}$	$4,39 \cdot 10^{-10}$	$5,78 \cdot 10^{-7}$
5	Дана слабая кислота, ее константа диссоциации K_K и концентрация кислоты (моль/л).					
	А) Составьте уравнение реакции протолиза кислоты с водой, укажите сопряженные пары «кислота/основание».					
	Б) Запишите математическое выражение константы диссоциации.					
	В) Рассчитайте pH раствора.					
	Г) Рассчитайте степень диссоциации кислоты α .					
	НСООН $1,6 \cdot 10^{-4}$ 0,14	СН ₃ СООН $1,8 \cdot 10^{-5}$ 0,25	ННО ₂ $4,0 \cdot 10^{-4}$ 0,15	HCN $7,2 \cdot 10^{-10}$ 0,14	HF $7,4 \cdot 10^{-4}$ 0,08	НСlO $2,8 \cdot 10^{-8}$ 0,22

Опорный конспект № 11. Тема: «Гидролиз солей»

1. Реакции гидролиза солей как частный случай реакций ионного обмена

Растворение многих солей в воде сопровождается образованием растворов с нейтральной реакцией среды (pH = 7). Однако в процессе растворения ряда солей их водные растворы обнаруживают кислую или щелочную реакцию. Кроме того, при хранении разбавленных водных растворов солей часто наблюдается появление тонкодисперсного осадка. Иногда же контакт соли с водой ведет к ее полному разрушению (прочерк в таблице растворимости). Основная реакция получения солей – это реакция нейтрализации между кислотой и основанием:

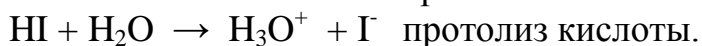


Связывание гидроксильных ионов с протоном с образованием малодиссоциированного соединения – воды необратимо смещает равновесие реакции вправо (реакция идет «до конца»). Логично предположить, что растворение кристаллов соли в воде представляет собой процесс, противоположный реакции нейтрализации, в ходе которого происходит химическое взаимодействие ионов соли с молекулами воды, ведущее к образованию малодиссоциированных, труднорастворимых или летучих соединений. Молекулы воды при этом выполняют две функции: среды, в которой протекает реакция, и реагента. Соль разрушается при активном участии молекул воды, поэтому такой процесс был назван **гидролизом соли**. Рассмотрим реакцию нейтрализации с точки зрения активности взаимодействующих кислот и оснований.

Основание Kat(OH)	Соль		Кислота H _m An
	Kat _m An _n		
	Сильное 3	1 ↔ 2	
	3 ↔ 4		
	Слабое	4 ↔	Слабая

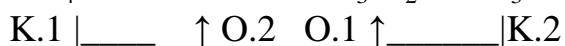
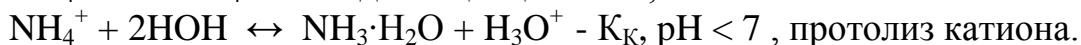
Случай 1. Сильное основание + сильная кислота. Отсутствие гидролиза.

Растворение соли сопровождается диссоциацией на ионы. Химического взаимодействия между ионами соли и молекулами воды не происходит, так как протолит сильных кислот и оснований необратим:

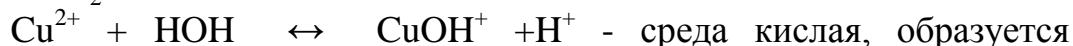


Случай 2. Слабое основание + сильная кислота. Гидролиз по катиону.

Соли однозарядных катиона и аниона:

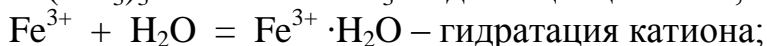
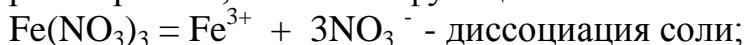


В системе сопряженных кислот и оснований образуется слабое основание – гидроксид аммония, которое легко разлагается с выделением газообразного аммиака: $NH_3 \cdot H_2O = NH_4OH \rightarrow NH_3 \uparrow + H_2O$



малодиссоциированный гидроксокатион.

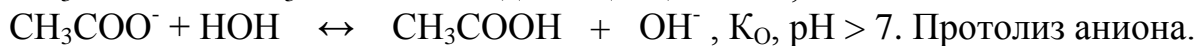
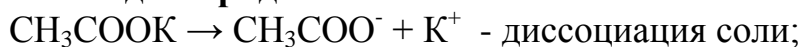
Слабыми кислотами являются катионы переходных металлов. В водном растворе они гидратированы с образованием аквакомплексов. Одна из молекул воды гидратной оболочки отдает протон свободной молекуле воды - растворителя, выполняя функцию кислоты:



Гидроксоанионы двухзарядных катионов металлов, как правило, образуют труднорастворимые соли с различными анионами, что способствует смещению равновесия реакции гидролиза вправо. (Появление осадка при хранении разбавленных растворов!!!)

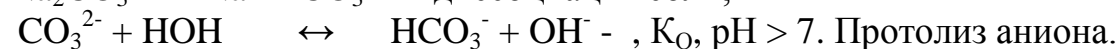
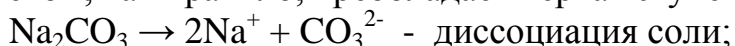
Случай 3. Сильное основание + слабая кислота. Гидролиз по аниону.

Соли однозарядных катиона и аниона:



В системе сопряженных пар кислот и оснований образуется слабая малодиссоциированная уксусная кислота.

Соли многоосновных кислот подвергаются гидролизу ступенчато. При этом, как правило, преобладает первая ступень:



Таким образом, анионы многих солей являются слабыми основаниями, так как сопряжены со слабыми кислотами.

K_0 легко находится из соотношения: $K_W = K_K \times K_0$, где K_K - константа диссоциации кислоты, справочная величина для температуры 25°C.

Случай 4. Слабая кислота + слабое основание. Идут оба процесса одновременно: гидролиз по катиону и гидролиз по аниону.

а) Реакция растворов солей одноосновных оснований и одноосновных кислот определяется соотношением констант диссоциации продуктов гидролиза:



$$K(\text{основания}) = [\text{NH}_4^+][\text{OH}^-] / [\text{NH}_4\text{OH}] = 1,8 \cdot 10^{-5},$$

$$K(\text{кислоты}) = [\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+] / [\text{CH}_3\text{COOH}] = 1,8 \cdot 10^{-5}.$$

Так как константы диссоциации кислоты и основания совпали, среда оказалась нейтральной.



$$K(\text{кислоты}) = [\text{H}^+][\text{CN}^-] / [\text{HCN}] = 7,9 \cdot 10^{-10}.$$

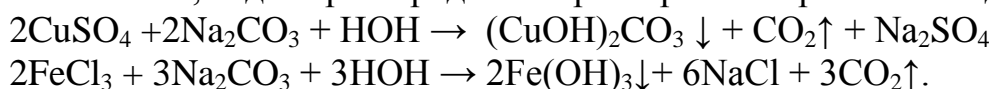
Константа кислоты оказалась на несколько порядков меньше, то есть кислота намного слабее основания. Реакция среды раствора такой соли будет щелочной.

б) Если в результате гидролиза соли слабого основания и слабой кислоты образуются газообразные или труднорастворимые вещества, равновесие гидролиза практически полностью смещается в сторону продуктов реакции и делает его необратимым. В таблице растворимости в клеточке, соответствующей такой соли, как правило, ставится прочерк. Такую соль нельзя получить «мокрым путем», то есть взаимодействием соответствующих кислоты и основания в водном растворе.



!!! Внимание При осуществлении реакций ионного обмена между растворами двух солей необходимо учитывать возможность последующего

гидролиза вновь образуемой соли, если эта соль содержит анион слабой кислоты и катион слабого основания. При этом стоит запомнить такое эмпирическое правило: двухзарядные катионы склонны к образованию гидроксоанионов, а для трехзарядных характерен необратимый гидролиз:



2. Количественная характеристика процесса гидролиза

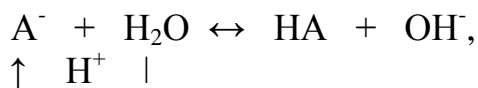
Любой равновесный процесс можно оценить величиной константы равновесия. Однако процесс гидролиза можно описать с помощью трех констант: константы воды, константы гидролиза и константы диссоциации слабой кислоты или основания. Константа гидролиза – величина, не зависящая от концентрации раствора соли. Ее выражение легко получить, применив закон действующих масс к обратимому процессу гидролиза соли. Под степенью гидролиза понимают отношение числа гидролизованных молекул к общему числу молекул в исходном растворе. Эта величина определяется температурой раствора, концентрацией соли, константами диссоциации соответствующих данной соли кислот или оснований. Константа и степень гидролиза (h) связаны между собой соотношением, подобным закону разведения Оствальда:

$$K_r = ch^2 / (1-h).$$

При значениях $h \ll 1$ выражение упрощается: $K_r = ch^2$. Рассмотрим возможные варианты гидролиза.

Гидролиз по аниону

Гидролиз аниона:



$$K_z = K_o = \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]}$$

Диссоциация слабой кислоты: $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

$$K_k = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

Взаимосвязь между константами воды, кислоты и гидролиза:

$$K_z = K_o = \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} \times \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_w}{K_k} \Rightarrow K_w = K_k$$

Полученное соотношение характеризует кислотно - основную пару в реакции протолиза.

Пример 1. Рассчитайте константы гидролиза нитрита, бензоата и цианида натрия. Константы диссоциации азотистой, бензойной и циановодородной кислот найдите в табл.2 Приложения.

Решение:

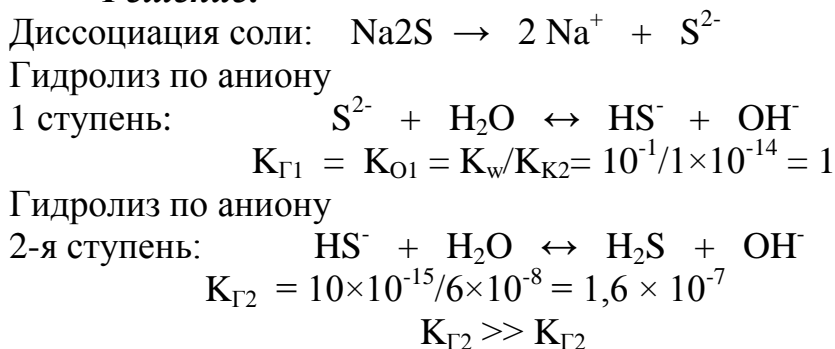
- 1) Диссоциация соли: $\text{NaNO}_2 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{NO}_2^-$
 Гидролиз аниона: $\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HNO}_2 + \text{OH}^-$,
 $K_{\Gamma} = K_o = K_w/K_{(\text{HNO}_2)} = 10 \times 10^{-15} / 4 \times 10^{-4} = 2,5 \times 10^{-11}$
- 2) Диссоциация соли: $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$
 Гидролиз аниона: $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{OH}^-$,
 $K_{\Gamma} = K_o = K_w/K_{(\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH})} = 10 \times 10^{-15} / 6 \times 10^{-5} = 1,63 \times 10^{-10}$
- 3) Диссоциация соли: $\text{NaCN} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{CN}^-$
 Гидролиз аниона: $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCN} + \text{OH}^-$
 $K_{\Gamma} = K_o = K_w/K_{(\text{HCN})} = 10 \times 10^{-15} / 5 \times 10^{-10} = 2,0 \times 10^{-5}$

Вывод №1 : Чем слабее кислота, тем глубже протекает гидролиз по аниону!

Гидролиз солей двухосновных кислот

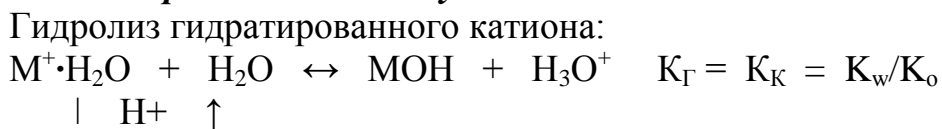
Пример 2. Оцените глубину гидролиза водного раствора сульфида натрия, если известны константы диссоциации сероводородной кислоты по первой и второй ступеням: $K_1 = 6 \times 10^{-8}$, $K_2 = 1 \times 10^{-14}$

Решение:



Вывод №2: Для водных растворов солей двухосновных кислот преобладает гидролиз по первой ступени!

Гидролиз по катиону



Связь между константой гидролиза, концентрацией соли (c_s) и pH водного раствора гидролизующихся солей

Условимся, что диссоциация соли протекает на 100%. В таком случае легко рассчитать концентрацию аниона или катиона подвергающегося далее гидролизу в водной среде: $[\text{A}^-] = [\text{M}^+] = c_s$

Гидролиз по аниону

Гидролиз аниона: $A^- + H_2O \leftrightarrow HA + OH^-$, $K_\Gamma = K_O = K_w/K_K$
 $\uparrow \text{---} H^+ \text{---}$

$$K_O = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]} \quad [HA] = [OH^-] \Rightarrow K_O = \frac{[OH^-]^2}{c_s} \Rightarrow [OH^-] = \sqrt{K_O \times c_s},$$

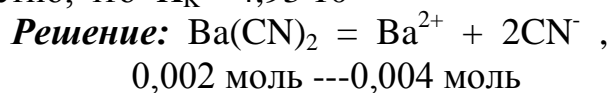
$$[OH^-] = \sqrt{\frac{K_w}{K_K} \times c_s}, \quad pOH = -\lg[OH^-], \quad pH = 14 - pOH$$

Вывод окончательной формулы:

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} \Rightarrow [H_3O^+] = \sqrt{\frac{K_w^2 \times K_K}{K_w \times c_s}} = \sqrt{\frac{K_w \times K_K}{c_s}}$$

$$pH = 7 + 1/2 pK_K + 1/2 \lg c_s$$

Пример 3: Чему равно значение pH 0,002 М раствора $Ba(CN)_2$?
 Известно, что $K_K = 4,93 \cdot 10^{-10}$



$CN^- + H_2O \leftrightarrow HCN + OH^-$, K_O , $pH > 7$, $[OH^-] = [HCN]$

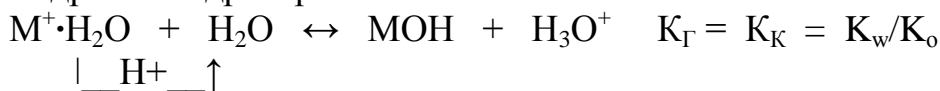
$$K_O = \frac{[HCN][OH^-]}{[CN^-]} = \frac{[OH^-]^2}{[CN^-]}, \quad K_O = K_w/K_K$$

$$[OH^-] = \sqrt{K_O [CN^-]} = \sqrt{\frac{1 \times 10^{-14} \times 0,004}{4,93 \times 10^{-10}}} = 2,8 \cdot 10^{-4}$$

$$pH = 14 - pOH, \quad pOH = -\lg [OH^-], \quad pH = 14 - 3,54 = 10,46$$

Гидролиз по катиону

Гидролиз гидратированного катиона:



Так как $[H_3O^+] = [M \cdot OH]$, а $[A^-] = c_s \rightarrow K = [H_3O^+]^2/c_s$

$$[H_3O^+] = \sqrt{K_\Gamma \times c_s} = \sqrt{\frac{K_w}{K_O} \times c_s}$$

$$pH = 7 - 1/2 pK_O - 1/2 \lg c_s$$

Одновременный гидролиз по катиону и аниону

Суммирование первых двух случаев приводит к уравнению вида:

$$pH = 7 + 1/2 pK_K - 1/2 pK_O$$

Вывод №3: pH среды водного раствора соли слабого основания и слабой кислоты зависит от соотношения констант диссоциации соответствующих кислоты и основания.

Пример 4. Какова среда водного раствора децимолярного раствора цианида аммония?

Решение: Сравним значения констант диссоциации гидроксида аммония и циановодородной кислоты: $K(\text{HCN}) = 6,9 \times 10^{-10}$, $K(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \times 10^{-5}$?

Так как $K_{\text{O}} > K_{\text{K}}$, то среда раствора будет щелочной.

а. Контролируемые задания

Вопросы для самостоятельной работы

1. Как вы думаете, насколько удачным является выражение «молекулярное уравнение» для каждой из таких записей: а) $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$; б) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$; в) $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$; г) $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl} \downarrow + \text{NaNO}_3$?

2. Насколько точным является выражение «ионно-молекулярное уравнение» для следующих записей: а) $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$; б) $\text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Mg}(\text{OH})_2 \downarrow$; в) $2\text{H}^+ + \text{SiO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{SiO}_3 \downarrow$; г) $3\text{Ca}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-} = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow$?

3. В какую сторону смещено равновесие при гидролизе соли слабого основания и сильной кислоты, соли сильного основания и слабой кислоты? Имеет ли значение концентрация соли?

4. Какие факторы способствуют усилению гидролиза?

5. Какие условия необходимы для приготовления и хранения водных растворов легко гидролизующихся солей?

6. Какие из перечисленных солей подвергаются гидролизу: сульфат алюминия, сульфид калия, нитрат свинца, йодид натрия? Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза.

7. Можно ли считать, что нейтральная среда раствора свидетельствует об отсутствии гидролиза?

8. Какой реакцией среды должны обладать растворы солей аммония: цианид, ацетат, нитрит, карбонат, ортофосфат? Для ответа используйте справочную таблицу, в которой приведены значения констант диссоциации слабых кислот и оснований.

9. Отличаются ли по кислотности среды (если да, то, как именно) растворы с одинаковой молярной концентрацией солей: гидросульфид натрия, гидрокарбонат натрия, гидросульфат натрия? Обоснуйте ответ.

10. Расположите в порядке усиления гидролиза соли калия: формиат, цианид, нитрит, перхлорат.

11. При действии нашатыря (хлорид аммония) на раствор силиката натрия выделяется газ и образуется осадок. Объясните наблюдаемые явления и составьте уравнение реакции.

12. Почему раствор дигидрофосфата натрия в воде имеет слабокислую, раствор гидрофосфата - слабощелочную, а раствор фосфата

сильнощелочную реакцию? Для ответа воспользуйтесь величинами констант диссоциации ортофосфорной кислоты по трем ступеням.

Универсальное задание для домашней работы

Задана натриевая соль слабой кислоты.* Эквивалентная концентрация 0,1 моль/л.

1. Запишите уравнение реакции гидролиза.
2. Вычислите константу и степень гидролиза.
3. Рассчитайте концентрацию водородных ионов и рН среды.
4. Повторите задания 1 – 3 для соли аммония слабой кислоты.

* соль задается индивидуально.

Задание для контрольной работы

Даны водные растворы солей: 1 - ацетат натрия, 2 – хлорид аммония, 3 – цианид калия, 4 – нитрит натрия, 5 – ортофосфат натрия, 6 – сульфат меди (II), 7 – хлорид алюминия, 8 – сульфид калия, 9 – карбонат аммония, 10 – карбонат натрия, 11 - цианид аммония, 12 – гидрокарбонат натрия.

1. Запишите ионные уравнения реакции гидролиза солей 1,2,,9.
2. Напишите молекулярное и ионное уравнение реакции между 7 и 8 с учетом гидролиза. Какие явления можно наблюдать при протекании этой реакции?
3. Укажите, какую среду имеют растворы всех указанных соединений.
4. Реакция между 6 и 10 сопровождается неполным гидролизом. Составьте ионную и молекулярную реакцию гидролиза.
5. Рассчитайте рН 0,05 Н растворов 2,4,11.
6. Вычислите степень гидролиза и рН для 0,1 М и 0,001 М растворов 3 и сравните полученные результаты.
7. Вычислите константу и степень гидролиза в 0,01 М растворе 1.
8. Чему равен рН раствора, в 50 мл которого растворили 0,214 г вещества 2?
9. Какая из солей: 10 или 12 гидролизуетя сильнее?
10. Запишите реакции трех ступеней гидролиза 5. Какую среду имеют кислые ортофосфаты?
11. Можно ли получать безводные соли летучих кислот для трехзарядных металлов путем нагревания их кристаллогидратов? Какие процессы при этом происходят? Напишите реакции термического разложения шестиводного хлорида алюминия.
12. Предложите возможный механизм гидролиза солей типа $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ и $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$.
13. Как влияет кипячение на гидролиз солей? Что будет наблюдаться при кипячении водных растворов 8 и 2?

Контрольный тест повышенной сложности

1. Какое утверждение более полно отражает сущность понятия «гидролиз соли»?
 - а) гидролиз – это реакция ионного обмена между малодиссоциированными кислотой и основанием;
 - б) гидролиз – это реакция, обратная реакции нейтрализации;
 - в) гидролиз – это реакция взаимодействия ионов соли с ионами воды, сопровождающаяся, как правило, изменением рН среды за счет образования малодиссоциирующих веществ;
 - г) гидролиз – это реакция ионного обмена с участием соли и воды?
2. Продолжите утверждение: «Наиболее глубоко протекает гидролиз солей, образованных...»
 - а) слабым основанием и сильной кислотой;
 - б) сильным основанием и сильной кислотой;
 - в) сильным основанием и слабой кислотой;
 - г) слабым основанием и слабой кислотой.
3. Даны константы диссоциации кислот: а) CH_3COOH $1,78 \times 10^{-5}$; б) HClO 4×10^{-8} ; в) HCN $4,79 \times 10^{-10}$; г) $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ $6,1 \times 10^{-5}$. Расположите натриевые соли этих кислот в порядке усиления гидролиза.
4. Даны водные растворы солей равной молярной концентрации: а) KCN ; б) NH_4CN ; в) KClO ; г) $\text{CH}_3\text{COONH}_4$. Расположите соли в порядке увеличения рН водного раствора.
5. Расположите растворы указанных кислых солей с равной эквивалентной концентрацией (нормальностью) в порядке увеличения рН среды: а) NaHS ; б) NaHSO_4 ; в) NaHSO_3 ; г) NaHCO_3 . Принять, что $K_T = K_w/K_K^1$
6. Раствор хлорида аммония разбавили вдвое. Как изменилось значение рН раствора?
 - а) увеличилось, б) уменьшилось, в) осталось без изменения?
7. Раствор цианида калия разбавили вдвое. Как изменилось значение рН раствора?
 - а) увеличилось, б) уменьшилось, в) осталось без изменения?
8. Раствор ацетата натрия нагрели на водяной бане с 20 до 50 °С. Как изменилось значение рН раствора?
 - а) увеличилось, б) уменьшилось, в) осталось без изменения?
9. Раствор нитрата аммония охладили до 0°С. Как изменилось значение рН раствора?
 - а) увеличилось, б) уменьшилось, в) осталось без изменения?
10. Расположите соли фосфорной кислоты в порядке уменьшения рН водных 0,1 Н растворов: а) K_2HPO_4 , б) K_3PO_4 , в) KH_2PO_4

Приложение

Таблица 1. Константы диссоциации слабых электролитов в водных растворах при 25°C

№	Электролит (неорганические соединения)	K	pK	№	Электролит (органические кислоты)	K	pK
1	HNO ₂	4 · 10 ⁻⁴	4,59	10	Муравьиная НСООН	1,8 · 10 ⁻⁴	3,74
2	NH ₄ OH	1,8 · 10 ⁻⁵	4,75	11	Уксусная СН ₃ СООН	1,8 · 10 ⁻⁵	4,75
3	H ₂ SiO ₃	2,2 · 10 ⁻¹⁰ 1,6 · 10 ⁻¹²	9,66 11,80	12	Гликолевая НОСН ₂ СООН	1,5 · 10 ⁻⁴	3,83
4	H ₂ SO ₃	1,6 · 10 ⁻² 6,3 · 10 ⁻⁸	1,80 7,21	13	Молочная СН ₃ СНСООН ОН	1,4 · 10 ⁻⁴	3,86
5	H ₂ S	6 · 10 ⁻⁸ 1 · 10 ⁻¹⁴	7,22 14,00	14	Хлоруксусная СlСН ₂ СООН	1,4 · 10 ⁻³	2,87
6	H ₂ CO ₃	4,5 · 10 ⁻⁷ 4,7 · 10 ⁻¹¹	6,35 10,33	15	Бензойная С ₆ Н ₅ СООН	6,1 · 10 ⁻⁵	4,21
7	НСlО	5,0 · 10 ⁻⁸	7,30	16	Фенол С ₆ Н ₅ ОН	1,0 · 10 ⁻¹⁰	10,00
8	H ₃ PO ₄	7,5 · 10 ⁻³ 6,3 · 10 ⁻⁸ 1,3 · 10 ⁻¹²	2,12 7,20 11,89	17	Щавелевая НООС-СООН	5,4 · 10 ⁻² 5,4 · 10 ⁻⁵	1,27 4,27
9	HCN	7,9 · 10 ⁻¹⁰	9,10	18	Акриловая СН ₂ =СНСООН	5,5 · 10 ⁻⁵	4,26

Таблица 2. Ионное произведение воды при различной температуре

№	Температура, °C	Ионное произведение воды, K×10 ¹⁴	№	Температура, °C	Ионное произведение воды, K×10 ¹⁴
1	15	0,4505	7	45	4,018
2	20	0,6809	8	50	5,474
3	25	1,008	9	55	7,297
4	30	1,469	10	60	9,614
5	35	2,090	11	100	59,0
6	40	2,919			