

Документ подписан простой электронной подписью

Информация о владельце:

ФИО: Локтионова Оксана Геннадьевна

Должность: проректор по учебной работе

Дата подписания: 23.02.2023 18:03:40

Уникальный программный ключ:

0b817ca911e6668abb13a5d426d39e5f1c11eabbf73e943df4a4851fda56d089

МИНОБРАЗОВАНИЯ РОССИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«Юго-Западный государственный университет»
(ЮЗГУ)

Кафедра фундаментальной химии и химической технологии



РАВНОВЕСИЯ В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ

Методические указания к выполнению практических и самостоятельных работ по дисциплине «Аналитическая химия» «Аналитическая химия и ФХМА» для студентов 2 курса по направлению подготовки 04.03.01 Химия, 18.03.01 Химическая технология, 28.03.01 Нанотехнологии и микросистемная техника.

Курск 2017

Составитель: Н. А. Борщ

Рецензент

Кандидат химических наук, доцент кафедры
«Фундаментальная химия и химическая технология»
С.Д. Пожидаева

Равновесия в водных растворах кислот и оснований:
методические указания к выполнению практических и
самостоятельных работ по дисциплине «Аналитическая химия»,
«Аналитическая химия и ФХМА» для студентов 2 курса по
направлению подготовки 04.03.01 Химия, 18.03.01 Химическая
технология, 28.03.01 Нанотехнологии и микросистемная техника/
Юго-Зап. гос. ун-т; сост.: Н. А. Борщ, Курск, 2017. 14 с.

Методические указания соответствуют требованиям
программы по дисциплине «Аналитическая химия»,
«Аналитическая химия и ФХМА».

Предназначены для студентов, обучающихся по направлению
подготовки 04.03.01 Химия, 18.03.01 Химическая технология,
28.03.01 Нанотехнологии и микросистемная техника.

Текст печатается в авторской редакции

Подписано в печать
Усл. печ. л. 0.60 Уч.-изд. л. 0.54
Бесплатно.

Формат 60x84 1/16
Тираж 30 экз. Заказ

Юго-Западный государственный университет.
305040, г. Курск, ул. 50 лет Октября, 94.

ВВЕДЕНИЕ

Высокий уровень знаний, академическая и социальная мобильность, профессионализм специалистов, готовность к самообразованию и самосовершенствованию – требование сегодняшнего дня. В связи с этим меняются подходы к планированию, организации учебно-воспитательной работы, в том числе и самостоятельной работы студентов.

Прежде всего, это касается изменения характера и содержания учебного процесса, переноса акцента на самостоятельный вид деятельности, который является не просто самоцелью, а средством достижения глубоких и прочных знаний, инструментом формирования у студентов активности и самостоятельности.

Цель методических рекомендаций - повышение эффективности учебного процесса, в том числе практической самостоятельной работы, в которой студент становится активным субъектом обучения, что означает:

- способность занимать в обучении активную позицию;
- готовность мобилизовать интеллектуальные и волевые усилия для достижения учебных целей;
- умение проектировать, планировать и прогнозировать учебную деятельность;
- привычку инициировать свою познавательную деятельность на основе внутренней положительной мотивации;
- осознание своих потенциальных учебных возможностей и психологическую готовность составить программу действий по саморазвитию.

Данные методические указания по выполнению практической и самостоятельной работы студентов предназначены для углубленного изучения дисциплины «Аналитическая химия», «Аналитическая химия и ФХМА» в аудиторное и внеаудиторное время.

РАВНОВЕСИЯ В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ

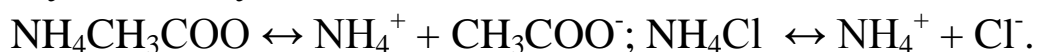
1 Основные теоретические положения для расчетов

В соответствии с протолитической теорией кислоты — это частицы, способные в растворе отдавать протоны, а основания — частицы, способные принимать протоны. При этом кислота образует сопряженное с ней основание, а основание образует сопряженную с ним кислоту. Кислота и сопряженное с нею основание, так же как основание и сопряженная с ним кислота, составляют кислотно-основную (протолитическую) пару. Примеры протолитических пар:

Кислота		Основание
HCl	↔	$H^+ + Cl^-$
CH ₃ COOH	↔	$H^+ + CH_3COO^-$
H ₂ CO ₃	↔	$H^+ + HCO_3^-$
H ₃ O	↔	$H^+ + H_2O$
NH ₄ ⁺	↔	$H^+ + NH_3$
HCO ₃ ⁻	↔	$H^+ + CO_3^{2-}$

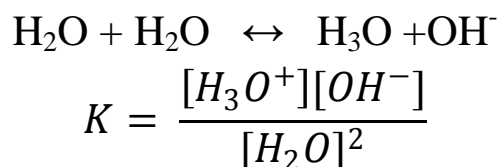
Из этих примеров следует, что кислоты могут быть подразделены на молекулярные (HCl, CH₃COOH, H₂CO₃), катионные (H₃O⁺, NH₄⁺) и анионные (HCO₃⁻). Аналогично основания делятся на молекулярные, анионные, катионные.

Протолиты, обладающие как протонодонорными, так и протоноакцепторными свойствами, называют амфипротонными (H₂O, HCO₃⁻). Вещества, которые классическая теория относит к классу солей, при растворении образуют два протолита — катионную кислоту и анионное основание:



Автопротолиз воды

Поведение кислот и оснований в растворах зависит от свойств растворителя. В водных растворах следует учитывать амфотерный характер воды, который можно проиллюстрировать реакцией автопротолиза:



Так как концентрация воды в разбавленных водных растворах велика и мало изменяется по сравнению с концентрацией растворенных веществ, ее можно считать величиной постоянной и записать:

$$K [\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = K_w$$

где K_w — константа автопротолиза воды. Численное значение константы автопротолиза воды при 25°C равно $K \approx 1 \cdot 10^{-14}$. Для упрощения вычислений ионное произведение воды записывают в виде:

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

В чистой воде $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7}$ моль/дм³.

Для характеристики кислотности раствора принято пользоваться десятичными логарифмами концентрации ионов H^+ и OH^- , взятыми с отрицательным знаком; эти величины называют водородным и гидроксильным показателями:

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

Отсюда следует, что для воды и водных растворов выполняется следующее равенство:

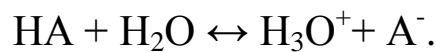
$$\text{pH} + \text{pOH} = 14.$$

Расчет pH в растворах сильных кислот и оснований

Сильные кислоты и сильные основания в водных растворах практически полностью диссоциированы на ионы, но в результате межйонных взаимодействий действительная (эффективная) кон-

центрация ионов меньше начальной концентрации электролита. Эффективная концентрация ионов называется активностью. Зависимость между концентрацией (C) и активностью (a) ионов выражается уравнением: $A = f \cdot C$, где f — коэффициент активности.

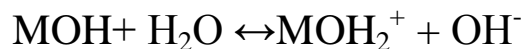
В очень разбавленных растворах сильных электролитов $f = 1$ и $a = C$. При вычислении концентраций ионов в разбавленных растворах сильных электролитов исходят из допущения, что электролиты диссоциированы полностью. В растворе сильной кислоты диссоциация идет по уравнению



Для простоты вместо иона H_3O^+ в расчетных формулах записывают H^+ , тогда:

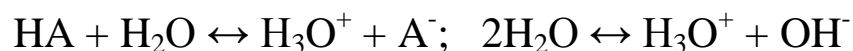
$$a_{H^+} \approx [H^+] = C_{HA}, \quad pH = -\lg C_{HA}$$

соответственно в растворе сильного основания:



$$a_{OH^-} \approx [OH^-] = C_{MOH}; \quad pOH = -\lg C_{MOH}; \quad pH = 14 - pOH.$$

Таким образом можно рассчитывать pH растворов кислот с концентрацией $C \geq 10^{-4}$ М, когда концентрацией протонов, образующихся при диссоциации воды, можно пренебречь. При меньшей концентрации кислоты диссоциацию воды следует учитывать. В последнем случае источником протонов служат два равновесия:



Для расчета pH следует воспользоваться более точным выражением:

$$[H_3O^+] = [A^-] + [OH^-] = C_{HA} + K_W/[H_3O^+]$$

В упрощенной форме

$$[H^+] = C_{HA} + K_W/[H^+], \text{ откуда}$$

$$[H^+]^2 - C_{HA}[H^+] - K_W = 0; \quad [H^+] = (C_{HA} + \sqrt{C_{HA}^2 + 4K_W})/2$$

Для концентрированных растворов сильных электролитов необходимо учитывать коэффициенты активности, которые зависят от так называемой ионной силы раствора (μ):

$$\mu = 0.5 \sum_{i=1}^n C_i \cdot Z_i^2,$$

где C — молярная концентрация иона; Z - заряд иона. Коэффициенты активности вычисляют по следующим формулам: для растворов с ионной силой $\mu \leq 0.01$

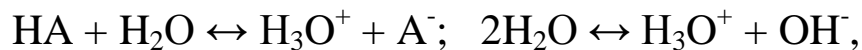
$$-lgf_i \approx 0.51Z_i^2\sqrt{\mu},$$

а для растворов с ионной силой $\mu > 0.01$

$$-lgf_i = 0.51Z_i^2 \frac{\sqrt{\mu}}{1 + \sqrt{\mu}}.$$

Растворы слабых кислот и оснований

В водных растворах слабых кислот источниками протонов служат слабая кислота и вода, диссоциация которых происходит в соответствии с уравнениями:



причем ионы H_3O^+ , образующиеся по первой реакции, подавляют диссоциацию воды, и концентрацией ионов $[H_3O^+]$ и $[OH^-]$, образующихся по второй реакции, можно пренебречь.

Равновесие в растворе слабой кислоты описывается с помощью константы диссоциации K_{HA} :

$$K_{HA} = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}.$$

Для слабых электролитов с константой диссоциации $K < 1 \cdot 10^{-4}$ справедливо уравнение:

$$[H^+] = \sqrt{K_{HA}C_{HA}}.$$

Для электролитов, константа диссоциации которых $K \geq 1 \cdot 10^{-4}$, используют более точное уравнение:

$$[H^+] = (-K_{HA} + \sqrt{K_{HA}^2 + 4K_{HA}C_{HA}}).$$

Для водных растворов сопряженных кислот и оснований справедливо следующее соотношение:

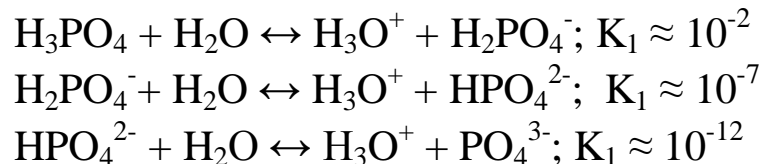
$$K_{HA} \cdot K_{A^-} = K_W$$

Значения констант диссоциации кислот и оснований имеются в справочной литературе. Пользуясь этим выражением, можно оце-

нить силу сопряженных с ними оснований и кислот.

Растворы многопротонных протолитов

Протолиз (диссоциация) многопротонных протолитов происходит ступенчато:



Если численные значения констант протолитических пар отличаются более чем в 10^3 раз, можно принять, что протолиз протекает в основном по первой ступени и для расчета рН использовать ранее приведенные выражения.

Буферные растворы

В аналитической практике очень часто возникает необходимость поддерживать постоянным рН раствора.

Для этой цели применяются так называемые буферные растворы, представляющие собой смеси компонентов протолитической пары слабых протолитов. Примерами буферных растворов, наиболее часто используемых в анализе, служат ацетатный буфер (водный раствор уксусной кислоты и ацетата натрия, т.е. пара CH_3COOH и CH_3COO^-) и аммиачный буфер (водный раствор аммиака и хлорида аммония, т.е. пара NH_3 и NH_4^+).

При добавлении небольших количеств сильной кислоты (сильного основания) или разбавлении (в несколько раз) рН таких растворов практически не изменяется.

Для смеси слабой кислоты HA и сопряженного основания A^- рН рассчитывают по формуле:

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{HA}} + \lg \left(\frac{C_{\text{A}^-}}{C_{\text{HA}}} \right),$$

где $\text{p}K_{\text{HA}} = -\lg K_{\text{HA}}$.

Для смеси слабого основания и сопряженной кислоты анало-

гичных образом вычисляют рОН, а затем рН буферного раствора.

2 Решения типовых задач

Пример 1. Вычислить рН 0.01 М раствора азотной кислоты.

Решение. HNO_3 — сильная кислота, т.е.

$$[\text{H}^+] = C_{\text{HNO}_3} = 0.01 \text{ моль/дм}^3$$

$$\text{pH} = -\lg 0.01 = 2.$$

Пример 2. Вычислить рН 0.05 М раствора КОН.

Решение. КОН — сильное основание (щелочь), т.е.

$$[\text{OH}^-] = C_{\text{KOH}} = 0.05 \text{ моль/дм}^3$$

$$\text{pOH} = -\lg 0.05 = 1.3; \text{pH} = 14 - 1.3 = 12.7.$$

Пример 3. Вычислить рН $1 \cdot 10^{-5}$ М раствора азотной кислоты.

Решение:

$$[\text{H}^+] = (1 \cdot 10^{-5} + \sqrt{(1 \cdot 10^{-10} + 4 \cdot 10^{-14})})/2 = 1.01 \cdot 10^{-5} \text{ моль/дм}^3;$$

$$\text{pH} = -\lg 1.01 \cdot 10^{-5} = 4.99.$$

Пример 4. Вычислить активность ионов H^+ в 0.3 М растворе азотной кислоты.

Решение. Так как концентрация раствора азотной кислоты достаточно велика, коэффициенты активности ионов H^+ и NO_3^- вычисляем с учетом ионной силы раствора:

$$\mu = 0.5(0.3 \cdot 1^2 + 0.3 \cdot 1^2) = 0.3$$

$$-\lg f_i = 0.51 \cdot 1^2 \frac{\sqrt{0.3}}{1 + \sqrt{0.3}} = 0.51 \cdot 1^2 \frac{0.55}{1.55} = 0.177;$$

$$f_{\text{H}^+} = f_{\text{NO}_3^-} = 0.66; a_{\text{H}^+} = f_{\text{H}^+} C_{\text{HNO}_3} = 0.66 \cdot 0.33 = 0.2 \text{ моль/дм}^3.$$

Пример 5. Вычислить концентрацию ионов H^+ и рН 0.5 М раствора пропионовой кислоты $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$; $K_{\text{HA}} = 1.4 \cdot 10^{-5}$.

Решение: Так как $K_{\text{HA}} < 1 \cdot 10^{-4}$, для вычисления $[\text{H}^+]$ и рН используем упрощенное выражение:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{1.4 \cdot 10^{-5} \cdot 0.5} = 2.6 \cdot 10^{-3}$$

$$[\text{H}^+] = 2.6 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3; \text{pH} = -\lg(2.6 \cdot 10^{-3}) = 2.58.$$

Пример 6. Вычислить рН 0.01 М раствора аммиака. $K_{\text{NH}_3} = 1.76 \cdot 10^{-5}$.

Решение: В водном растворе аммиака имеет место равновесие:



Поскольку $K_{\text{NH}_3} < 1 \cdot 10^{-4}$ полагаем, что равновесная концентрация недиссоциированного основания равна его общей концентрации:

$$[\text{NH}_3] = C_{\text{NH}_3} = 1 \cdot 10^{-2} \text{ М}$$

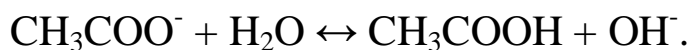
$$[\text{H}^+] = \frac{K_W}{\sqrt{K_{\text{NH}_3} C_{\text{NH}_3}}} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1.76 \cdot 10^{-5} \cdot 10^{-2}} = 2.4 \cdot 10^{-11};$$

$$\text{pH} = -\lg(2.4 \cdot 10^{-11}) = 10.38.$$

Пример 7. Вычислить pH 0.01 М раствора ацетата натрия.

$$K_{\text{HA}} = 1.75 \cdot 10^{-5}.$$

Решение. В водном растворе ацетата натрия имеет место равновесие:



Константу основания ацетат-иона вычисляем, пользуясь табличным значением константы диссоциации сопряженной уксусной кислоты и константой автопротолиза воды:

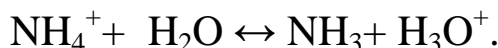
$$K_{\text{A}^-} = 1 \cdot 10^{-14} / 1.75 \cdot 10^{-5} = 5.7 \cdot 10^{-10}.$$

$$[\text{H}^+] = \frac{K_W}{\sqrt{K_{\text{CH}_3\text{COO}^-} \cdot C_{\text{CH}_3\text{COO}^-}}} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{\sqrt{5.7 \cdot 10^{-10} \cdot 10^{-2}}} = 4.2 \cdot 10^{-9};$$

$$\text{pH} = 9 - 0.62 = 8.38.$$

Пример 8. Вычислить pH 0.01 М раствора хлорида аммония.

Решение: Запишем уравнение кислотно-основного равновесия иона аммония в воде:



Константу кислоты - иона аммония – вычисляем из выражения:

$$K_{\text{NH}_4^+} = \frac{K_W}{K_{\text{NH}_3}} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{(1.76 \cdot 10^{-5})} = 5.68 \cdot 10^{-10};$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_{\text{NH}_4^+} C_{\text{NH}_4^+}} = \sqrt{5.68 \cdot 10^{-10} \cdot 0.01} = 2.38 \cdot 10^{-6} \text{ моль/дм}^3$$

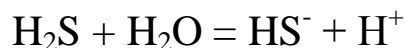
$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg(2.38 \cdot 10^{-6}) = 6 - 0.38 = 5.62.$$

Пример 9. Вычислить pH раствора H_2S концентрацией 0.1 М;

$$K_1 = 1 \cdot 10^{-7}; K_2 = 1 \cdot 10^{-13}.$$

Решение: Поскольку $K_1 : K_2 = 1 \cdot 10^{-7} : 1 \cdot 10^{-13} = 10^6$, можно считать, что

протолиз протекает по первой ступени:



и вычислить рН раствора по упрощенной формуле:

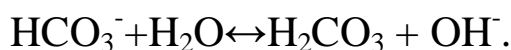
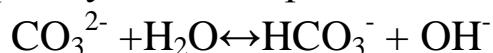
$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_{\text{H}_2\text{S}} C_{\text{H}_2\text{S}}} = \sqrt{1 \cdot 10^{-7} \cdot 0.1} = 1 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3$$

$$\text{pH} = 4.$$

Пример 10. Вычислить рН 0.1 М водного раствора Na_2CO_3 ;

Для угольной кислоты $K_1 = 4.5 \cdot 10^{-7}$; $K_2 = 4.8 \cdot 10^{-11}$.

Решение: рН раствора обусловлен протолизом карбонат-иона:



Для карбонатионов $K_1 = 1 \cdot 10^{-14} / 4.8 \cdot 10^{-11} = 2 \cdot 10^{-4}$; $K_2 = 1 \cdot 10^{-14} / 4.5 \cdot 10^{-7} = 2 \cdot 10^{-8}$;

$K_1/K_2 = 2 \cdot 10^{-4} / 2 \cdot 10^{-8} = 10^4$. рН раствора вычисляется из выражения:

$$[\text{H}^+] = \frac{K_W}{\sqrt{K_1 \cdot C}} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{\sqrt{4.5 \cdot 10^{-7} \cdot 10^{-1}}} = 4.5 \cdot 10^{-11} \text{ моль/дм}^3;$$

$$\text{pH} = 11 - \lg 4.5 = 11 - 0.65 = 10.35.$$

Пример 11. Вычислить рН смеси уксусной кислоты и ацетата натрия, содержащей указанные компоненты в соотношении 1:1.6.

Решение. рН ацетатной буферной смеси вычисляем, пользуясь уравнением:

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{HA}} + \lg \left(\frac{C_{\text{A}^-}}{C_{\text{HA}}} \right) = 4.8 + \lg 1.6 = 5$$

3 Задачи для самостоятельной работы

Вычисление рН растворов

В задачах 1 — 16 вычислить рН растворов.

1. NaOH, массовая доля 0.2%
2. KOH, массовая доля 0.19%.
3. Хлороводородная кислота, массовая доля 0.36%.
4. Азотная кислота, массовая доля 0.32%.
5. Серная кислота, массовая доля 0.4%.
6. Гидроксид натрия, плотность $\rho = 1.002$.
7. Гидроксид калия, плотность $\rho = 1.004$.

8. Хлороводородная кислота, плотность $\rho = 1.000$.
9. Азотная кислота, плотность $\rho = 1.003$.
10. Серная кислота, плотность $\rho = 1.005$.
11. 0.1 M раствор азотистой кислоты, $K = 6.9 \cdot 10^{-4}$.
12. 0.2 M раствор синильной кислоты, $K = 5 \cdot 10^{-10}$.
13. 0.01 M раствор муравьиной кислоты, $K = 1.8 \cdot 10^{-4}$.
14. 0.02 M раствор уксусной кислоты, $K = 1.74 \cdot 10^{-5}$.
15. 0.5 M раствор гидроксида аммония, $K = 1.76 \cdot 10^{-5}$.
16. 0.2 M раствор иодноватистой кислоты, $K = 2.3 \cdot 10^{-11}$.

В задачах 17 — 35 вычислить pH 0.1 M растворов следующих

17. Фенол; $K = 1.0 \cdot 10^{-10}$.
18. Гидроксиламин; $K = 8.9 \cdot 10^{-9}$.
19. Хлорноватистая кислота; $K = 2.95 \cdot 10^{-8}$.
20. Циановая кислота; $K = 2.7 \cdot 10^{-4}$.
21. CH_3COONa ; $K_{\text{HA}} = 1.74 \cdot 10^{-5}$.
22. NH_4Cl ; $K_{\text{NH}_4\text{OH}} = 1.76 \cdot 10^{-5}$.
23. KCN ; $K_{\text{HCN}} = 6.2 \cdot 10^{-10}$.
24. NH_4CN ; $K_{\text{HCN}} = 6.2 \cdot 10^{-10}$.
25. Na_2SO_3 ; $K_{\text{HSO}_3^-} = 6.2 \cdot 10^{-10}$.
26. NaHSO_3 ; $K_{\text{H}_2\text{SO}_3} = 1.4 \cdot 10^{-2}$.
27. Na_2CO_3 ; $K_{\text{HCO}_3^-} = 4.8 \cdot 10^{-11}$.
28. NaHCO_3 ; $K_{\text{H}_2\text{CO}_3} = 4.5 \cdot 10^{-7}$.
29. $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$; $K_{\text{HCO}_3^-} = 4.8 \cdot 10^{-11}$.
30. $\text{CH}_3\text{COONH}_4$; $K_{\text{HA}} = 1.74 \cdot 10^{-5}$; $K_{\text{NH}_4\text{OH}} = 1.76 \cdot 10^{-5}$.
31. Na_3PO_4 ; $K_{\text{HPO}_4^{2-}} = 5.0 \cdot 10^{-3}$.
32. NaClO ; $K_{\text{HClO}} = 5 \cdot 10^{-8}$.
33. NaHS ; $K_{\text{H}_2\text{S}} = 1 \cdot 10^{-7}$.
34. K_2S ; $K_{\text{HS}^-} = 2.5 \cdot 10^{-3}$.
35. HCOONa ; $K_{\text{HCOOH}} = 4.0 \cdot 10^{-13}$.
36. Какую навеску хлорида аммония следует растворить в 100 см³ раствора, чтобы pH раствора был равен 6?

37. В каком объеме следует растворить навеску ацетата натрия 0.03 г, чтобы получить раствор с $\text{pH} = 8$?
38. Навеску NaHCO_3 0.05 г растворили в 100 см^3 раствора. Вычислить pH .
39. Навеску Na_2CO_3 0.1 г растворили в 500 см^3 раствора. Вычислить pH .
40. Какую навеску нитрата аммония следует растворить в 150 см^3 раствора, чтобы pH раствора стал равен 5?
41. В каком объеме следует растворить навеску соды Na_2CO_3 0.005 г, чтобы pH раствора был равен 9?

Расчет pH буферных растворов

В задачах 42 - 51 вычислить pH буферных смесей:

42. Смесь, содержащая равные объемы 1.0 % растворов муравьиной кислоты и ее натриевой соли.
43. 0.01 М раствор уксусной кислоты, к которому прибавили 0.1 М раствор ацетата калия.
44. Буферная смесь, содержащая равные объемы 5.0% растворов гидроксида аммония и хлорида аммония.
45. Смесь 0.02 М раствора хлорноватистой кислоты и 0.2 М раствора ее калиевой соли.
46. Смесь, содержащая равные объемы 10.0% растворов йодноватистой кислоты и ее натриевой соли.
47. 0.01 М раствор синильной кислоты в присутствии 1.0 М раствора калиевой соли.
48. 0.02 М раствор гидроксида аммония в присутствии 0.2 М раствора хлорида аммония.
49. Смесь, содержащая равные объемы 5.0% растворов азотистой кислоты и ее натриевой соли.
50. Смесь, содержащая равные объемы 0.5% растворов бензойной кислоты и ее натриевой соли.

51. Смесь, содержащая равные объемы 1.0% растворов бромноватистой кислоты и ее калиевой соли.

4 Вопросы для самопроверки

1. Сформулируйте закон действия масс. Укажите границы его применимости.
2. Что такое константа равновесия?
3. Что такое равновесная концентрация?
4. Запишите математическое выражение константы диссоциации водного раствора уксусной кислоты.
5. Какие протолиты называют амфипротонными?
6. Что такое автопротолиз воды?
7. Какие протолиты называют сопряженными?
8. Напишите уравнения протолиза (диссоциации) фосфорной кислоты H_3PO_4 и математические выражения для констант по каждой ступени.
9. Напишите выражение константы автопротолиза воды.
10. Дайте определение понятий рН, рОН.
11. Как вычислить концентрацию ионов водорода и рН в растворе сильной кислоты, сильного основания?
12. Как связаны между собой константы равновесий сопряженных кислот и оснований?
13. Что такое буферный раствор?
14. Почему прибавление буферного раствора стабилизирует рН, а небольшие добавки кислоты и основания не вызывают изменения рН буферного раствора?
15. От чего зависит рН буферного раствора?