

НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ
ВЫСШАЯ ШКОЛА ЭКОНОМИКИ

Факультет физики

Лабораторная работа

«Кислотно-основное титрование»

Работу выполнил студент 3 курса
Захаров Сергей Дмитриевич



НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ

Москва
12 сентября 2020

Содержание

1. Опыт 1: Гидролиз солей	2
1.1. Реактивы и оборудование:	2
1.2. Порядок выполнения опыта	2
1.3. Дополнительное задание	2
2. Опыт 2: Факторы, влияющие на степень гидролиза	3
2.1. Реактивы и оборудование	3
2.2. Порядок выполнения	3
3. Буферные растворы	5
3.1. Реактивы и оборудование	5

1. Опыт 1: Гидролиз солей

1.1. Реактивы и оборудование:

- Сухие соли: CH_3COONa , MgCl_2 , Na_2CO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, NaCl , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, Na_2SO_3 , ZnCl_2
- Раствор универсального индикатора
- Пробирки
- Шпатель для реактивов
- Стеклянная палочка

1.2. Порядок выполнения опыта

В 8 пробирок были добавлены по одному микрошпателю указанных сухих солей, после чего они были разбавлены одинаковым небольшим количеством дистиллированной воды. К полученным растворам был также добавлен в небольшом объеме (2-3 капли). Все растворы были тщательно перемешаны стеклянной палочкой.

В результате были получены следующие значения для pH:

В-во	CH_3COONa	MgCl_2	Na_2CO_3	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	NaCl	$\text{CH}_3\text{COONH}_4$	Na_2SO_3	ZnCl_2
pH	8	7	10	9.5	7	8	10	4.5

1.3. Дополнительное задание

- CH_3COONa — сильное основание и слабая кислота, гидролиз по аниону:

$$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{HON} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$$

$$\text{CH}_3\text{COONa} + \text{HON} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH}$$
- MgCl_2 — среднее основание и сильная кислота, гидролиз в целом не идет (но если бы шел, то был бы по катиону)
- Na_2CO_3 — сильное основание и слабая кислота, гидролиз по аниону
1 ступень

$$\text{CO}_3^{2-} + \text{HON} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$$

$$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HON} \rightleftharpoons \text{NaHCO}_3 + \text{NaOH}$$
2 ступень

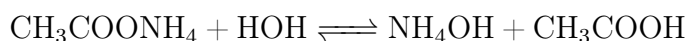
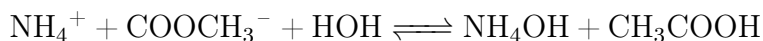
$$\text{HCO}_3^- + \text{HON} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$$

$$\text{NaHCO}_3 + \text{HON} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaOH}$$
- $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ — слабое основание и слабая кислота, гидролиз и по аниону, и по катиону:

$$\text{NH}_4^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{HON} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{NH}_4\text{OH}$$

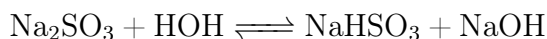
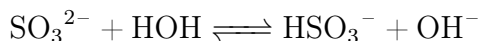
$$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + \text{HON} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{CO}_3 + \text{NH}_4\text{OH}$$
- NaCl — сильное основание и сильная кислота, гидролиз не идет.

- $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ — слабое основание и слабая кислота, гидролиз и по аниону, и по катиону:

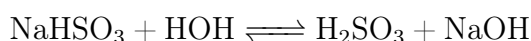
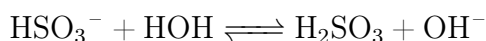


- Na_2SO_3 — сильное основание и слабая кислота, гидролиз по аниону

1 ступень

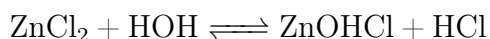
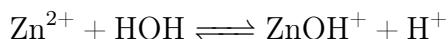


2 ступень

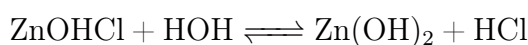
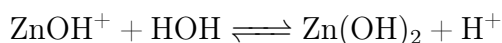


- ZnCl_2 — слабое основание и сильная кислота, гидролиз по катиону

1 ступень



2 ступень



2. Опыт 2: Факторы, влияющие на степень гидролиза

2.1. Реактивы и оборудование

- Сухие соли: CH_3COONa , MgCl_2 , Na_2CO_3 , NaHCO_3 , Na_2SO_3 , ZnCl_2
- Раствор универсального индикатора
- Индикаторная бумага
- Пробирки
- Шпатель для реактивов
- Стеклопалочка
- Спиртовка

2.2. Порядок выполнения

Влияние силы кислоты и основания, образующих соль, на степень ее гидролиза

В одну пробирку был внесен Na_2SO_3 , во вторую — Na_2CO_3 . К обеим солям было прилито одно и то же небольшое количество воды и несколько капель универсального индикатора, после чего они были размешаны с помощью стеклянной палочки.

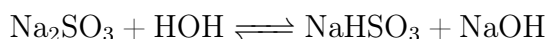
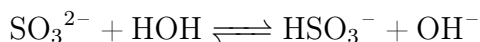
Полученные результаты приведены в таблице ниже:

В-во	Na ₂ SO ₃	Na ₂ CO ₃
pH	10	11

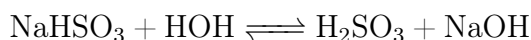
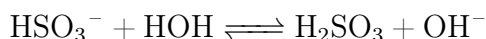
H₂CO₃ более сильная, чем H₂SO₃, поэтому степень гидролиза будет выше у Na₂CO₃.

- Na₂SO₃ — сильное основание и слабая кислота, гидролиз по аниону

1 ступень

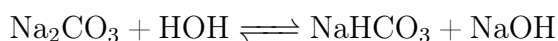
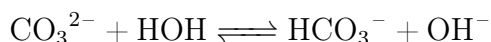


2 ступень

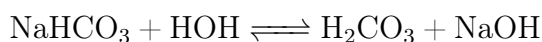
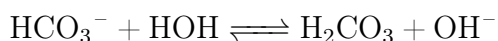


- Na₂CO₃ — сильное основание и слабая кислота, гидролиз по аниону

1 ступень



2 ступень

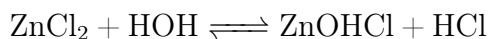
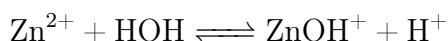


То же самое было сделано для ZnCl₂ и MgCl₂. Результаты:

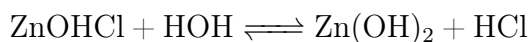
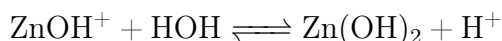
В-во	ZnCl ₂	MgCl ₂
pH	5	8

- ZnCl₂ — слабое основание и сильная кислота, гидролиз по катиону

1 ступень

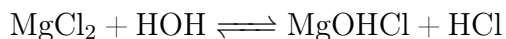
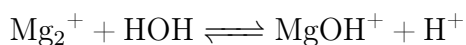


2 ступень

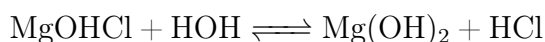
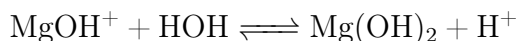


- MgCl₂ — слабое основание и сильная кислота, гидролиз по катиону:

1 ступень



2 ступень



Влияние температуры на степень гидролиза

В пробирку был внесен CH_3COONa , к которому был прилит небольшой объем воды и несколько капель фенолфталеина, после чего раствор был перемешан. Раствор при этом оставался прозрачным. После этого пробирка с раствором была постепенно нагрета на спиртовой горелке, в ходе чего было отмечено изменение оттенка раствора с бесцветного на нежно-розовый, что свидетельствует о появлении в пробирке щелочной среды. Это неудивительно: гидролиз – эндотермическая среда, поэтому повышение температуры смещает равновесие в сторону продуктов.

Гидролиз средних и кислых солей

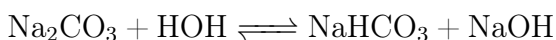
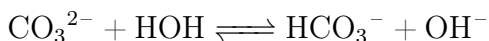
В одну пробирку был внесен Na_2CO_3 , во вторую — NaHCO_3 . К обеим солям было прилито одно и то же небольшое количество воды и несколько капель универсального индикатора, после чего они были размешаны с помощью стеклянной палочки.

Результаты pH полученных растворов приведены ниже:

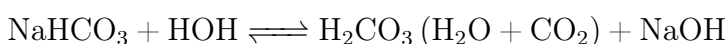
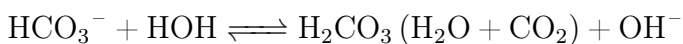
В-во	Na_2CO_3	NaHCO_3
pH	9.5	7.5

- Na_2CO_3 — сильное основание и слабая кислота, гидролиз по аниону

1 степень



2 степень



- NaHCO_3 — сильное основание и слабая кислота, гидролиз по аниону



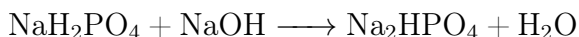
3. Буферные растворы

3.1. Реактивы и оборудование

- Сухие соли: $\text{NaH}_2\text{PO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, NaOH
- Растворы: HCl 0.1M, NaOH 0.1M
- Раствор универсального индикатора
- Индикаторная бумага
- Мерная колба на 100 мл
- Весы
- Шпатель для реактивов

- Стеклянная палочка
- Два стаканчика на 100 мл

Расчет навесок



По условию $\nu(\text{NaH}_2\text{PO}_4) = 2\nu(\text{Na}_2\text{HPO}_4)$. Положим индекс 1 для NaH_2PO_4 , индекс 2 — для Na_2HPO_4 . Тогда:

$$c = \frac{1/2\nu_1 + \nu_2}{V}$$

$$\nu_2 = \frac{cV}{2}$$

$$\nu_1 = cV$$

$$m(\text{NaH}_2\text{PO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = cVM = 0.01 \cdot 0.1 \cdot 120 = 0.156 \text{ г}$$

$$m(\text{NaHPO}_4) = \frac{cVM}{2} = \frac{0.01 \cdot 0.1 \cdot 40}{2} = 0.02 \text{ г}$$

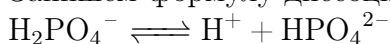
Подготовленные навески $\text{NaH}_2\text{PO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, NaOH были внесены в мерную колбу, после чего она была залита водой до отметки, а полученный раствор — тщательно перемешан. pH полученного буферного раствора оказалась близка к нейтральной.

После этого полученный раствор был разделен поровну между двумя стаканчиками на 100 мл. В стаканчики было добавлено 2-3 капли универсального индикатора. Затем в один из стаканчиков по капле прибавлялся раствор HCl , в другой — NaOH

Наблюдения следующие: до добавления определенного объема раствора кислоты или щелочи окраска раствора менялась слабо, после чего резко поменялась. Пороговые значения приведены ниже:

В-во	HCl	NaOH
Объем, мл	2.5	2.4

Запишем формулу диссоциации:



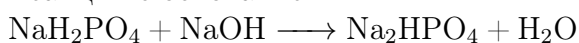
Посчитаем константу:

$$K_A = \frac{[\text{HPO}_4^{2-}][\text{H}^+]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} \approx 6.2 \cdot 10^{-8} \Rightarrow \text{p}K_A = -\lg K_A = 7.2$$

Таким образом, pH изначального раствора оказывается равной:

$$\text{pH} = \text{p}K_A + \lg \frac{[\text{Na}_2\text{HPO}_4]}{[\text{NaH}_2\text{PO}_4]} = 7.2$$

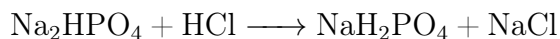
Реакция с основанием:



В таком случае pH:

$$\text{pH} = \text{p}K_A + \lg \frac{[\text{Na}_2\text{HPO}_4] + \Delta}{[\text{NaH}_2\text{PO}_4] - \Delta} = 7.7$$

Реакция с кислотой:

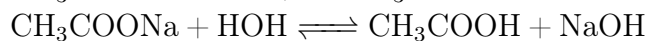
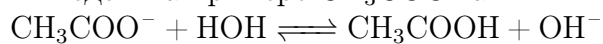


В таком случае pH:

$$\text{pH} = \text{p}K_A + \lg \frac{[\text{Na}_2\text{HPO}_4] - \Delta}{[\text{NaH}_2\text{PO}_4] + \Delta} = 6.65$$

Вывод константы гидролиза

Выведем на примере CH_3COONa :



$$\frac{[\text{OH}^-][\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_2\text{O}]} = K \quad K_\Gamma = K[\text{H}_2\text{O}]$$

Введем $K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$, тогда:

$$\frac{K_{\text{H}_2\text{O}}[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{CH}_3\text{COOH}}} = K_\Gamma = 5.9 \cdot 10^{-10}$$

Вывод pH раствора

$$[\text{H}^+] = K_{\text{CH}_3\text{COOH}} \frac{[\text{OH}^-]}{C_{\text{salt}} - [\text{OH}^-]} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{[\text{OH}^-]} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{CH}_3\text{COOH}}} (C_{\text{salt}} - [\text{OH}^-])}$$

В выражении под корнем понятно, что концентрация соли гораздо выше, чем ионов OH^- , поэтому последней мы пренебрежем. Учтя, что $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$:

$$\text{pH} = -\lg \text{H}^+ = -\lg \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{[\text{OH}^-]} = -\lg K_{\text{H}_2\text{O}} + \frac{1}{2} \lg \left(\frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{CH}_3\text{COOH}}} C_{\text{salt}} \right)$$