

План підготовки до практичного заняття 14 з теми:

«Буферні розчини»

1. Опрацювати тему по конспекту лекцій (сайт – лекція 3 « Розчини електролітів», додаток до лекції 3), підручникам(сайт).

2.-Опрацювати приклади типових задач і вправ.

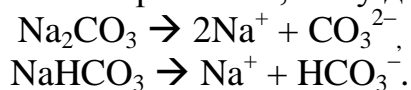
Необхідно знати: поняття: буферні розчини, класифікацію буферних розчинів, буферна ємність і формулу для її розрахунку, формулу для розрахунку рН буферних розчинів, буферні системи крові, механізм дії буферної системи при додаванні лугу , кислоти, розведенні.

Необхідно вміти: визначати тип буферної системи за складом, пояснювати і застосовувати формули для розрахунку рН буферних систем та буферної ємності. пояснювати механізм дії буферної системи при додаванні лугу , кислоти, розведенні.

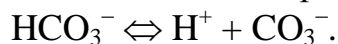
Приклади типових вправ

Приклад 1 Обчислити рН карбонатного буферу, одержаного при змішуванні 500 мл 0,2 М розчину Na_2CO_3 і 500 мл 0,2 М розчину NaHCO_3 . Як буде поводити себе буферний розчин при додаванні до нього невеликої кількості лугу NaOH або розчину кислоти HCl ?

Розв'язок. Обидві солі є сильними електролітами, тому дисоціюють повністю:



Але аніон HCO_3^- можна розглядати як слабку кислоту ($K_{\text{дисс}}\text{HCO}_3^- = 4,7 \cdot 10^{-11}$), що дисоціює з утворенням невеликої кількості іонів Гідрогену:



Отже, буферний розчин містить слабку кислоту HCO_3^- та її сіль CO_3^{2-} . Після змішування вихідних розчинів загальний об'єм збільшиться удвічі, а концентрації, навпаки, – зменшаться у 2 рази і будуть дорівнювати:

$$C(\text{HCO}_3^-) = C(\text{CO}_3^{2-}) = 0,1 \text{ моль/л.}$$

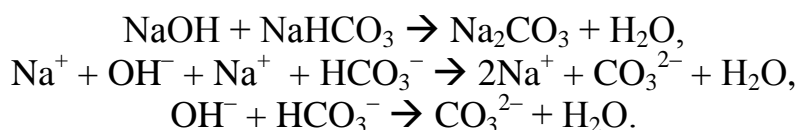
Водневий показник у кислому буферному розчині обчислюється за формулою:

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{кисл}} + \lg \frac{C_{\text{соли}}}{C_{\text{кисл}}},$$

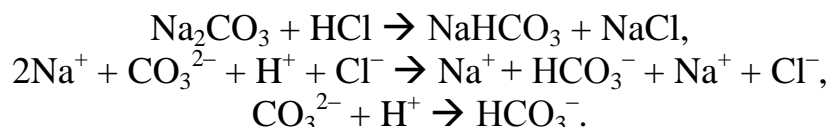
однак $\text{p}K = -\lg K_{\text{дис.к-ти}}$, тому:

$$\text{pH} = -\lg K (4,7 \cdot 10^{-11}) + \lg \frac{0,1}{0,1} = 11 - 0,67 = 10,33.$$

При додаванні до карбонатного буферу невеликої кількості лугу NaOH рН розчину майже не змінюється, тому що в реакцію вступає слабка кислота буферу і зв'язує йони OH^- :



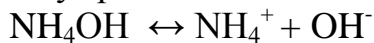
При додаванні до буферного розчину сильної кислоти HCl відбувається її взаємодія з сіллю буферу:



Внаслідок цього сильна кислота HCl заміщується еквівалентною кількістю слабкої кислоти HCO_3^- , тому концентрація йонів H^+ майже не збільшується і рН практично не змінюється.

Приклад 2 Розрахувати рН буферного розчину, отриманого при змішуванні 50 мл 0,5М розчину амоніаку и 200 мл 0,1 М розчину амоній хлориду.

Розв'язок. Рівновага у розчині амоніачного буферного розчину можна представити рівнянням:



Після змішування розчинів концентрації речовин становитимуть:

$$c(\text{NH}_4\text{OH}) = \frac{c_{\text{исх}}(\text{NH}_4\text{OH}) \cdot V(\text{NH}_4\text{OH})}{V_{\text{смеси}}} = \frac{0,5 \cdot 50}{250} = 0,10 \text{ моль/л};$$

$$c(\text{NH}_4\text{Cl}) = \frac{c_{\text{исх}}(\text{NH}_4\text{Cl}) \cdot V(\text{NH}_4\text{Cl})}{V_{\text{смеси}}} = \frac{0,1 \cdot 200}{250} = 0,08 \text{ моль/л}.$$

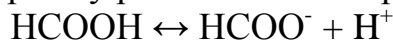
рН розчину розрахуємо за рівнянням Гендерсона-Гассельбаха для буферних систем, які складаються зі слабкої основи та її солі:

$$\text{pH} = 14 - \text{pK}_b + \lg \frac{c_{\text{осн.}}}{c_{\text{соли}}} = 14 - 4,76 + \lg \frac{0,1}{0,08} = 9,34.$$

Приклад 3.

Як зміниться рН 1 л форміатного буферного розчину, який містить по 0,1 моль HCOOH и HCOOK , при додаванні до нього 0,01 моль KOH .

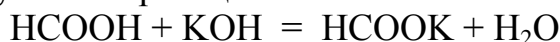
Рівновага у форміатному буферному розчині можна представити рівнянням:



Концентрації HCOOH и HCOOK у вихідному буферному розчині дорівнюють 0,1 моль/л. рН розчину розрахуємо за рівнянням Гендерсона-Гассельбаха для буферних систем, які складаються зі слабкої кислоти та її солі:

$$\text{pH}_{\text{исх}} = \text{pK}_a - \lg \frac{c_{\text{кисл.}}}{c_{\text{соли}}} = 3,75 - \lg \frac{0,1}{0,1} = 3,75$$

Після додавання KOH відбувається реакція:



В результаті кількість мурашиної кислоти зменшується, а калій форміату зростає.

Концентрації HCOOH и HCOOK будуть такі:

$$c(\text{HCOOH}) = \frac{n(\text{HCOOH}) - n(\text{HCOOH})}{V} = \frac{0,1 - 0,01}{1} = 0,09 \text{ моль/л};$$

$$c(\text{HCOOK}) = \frac{n(\text{HCOOK}) + n(\text{HCOOK})}{V} = \frac{0,1 + 0,01}{1} = 0,11 \text{ моль/л}.$$

Величина рН розчину після додавання KOH становлять:

$$\text{pH} = \text{pK}_a - \lg \frac{c_{\text{кисл.}}}{c_{\text{соли}}} = 3,75 - \lg \frac{0,09}{0,11} = 3,84$$

Додавання 0,01 моль KOH призводить до збільшення рН розчину від 3,75 до 3,84.

$$\Delta \text{pH} = 3,84 - 3,75 = 0,09$$

Змінення величини рН становить лише 0,09.

Приклад 4 Розрахувати буферну ємність крові за кислотою і за лугом. Якщо до 100 см³ крові для зміни рН:

1) від 7,36 до 7,40 потрібно додати 36 см³ 0,05М розчину хлоридної кислоти;

2) від 7,36 до 7,40 потрібно додати 14 см³ 0,1М розчину натрій гідроксиду.

Записати формули для розрахунку буферної ємності за кислотою і лугом:

$$B_{\text{к}} = \frac{V_{\text{к-ти}} C_{\text{к-ти}}}{\Delta \text{pH} \cdot V_{\text{буф}}}; \quad B_{\text{л}} = \frac{V_{\text{лугу}} C_{\text{лугу}}}{\Delta \text{pH} \cdot V_{\text{буф}}}$$

Підставивши значення, провести розрахунок:

$$B_{\text{к}} = \frac{36 \cdot 0,05}{0,36 \cdot 100} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ моль/дм}^3; \quad B_{\text{л}} = \frac{14 \cdot 0,1}{2 \cdot 100} = 7 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3$$