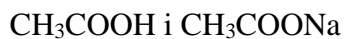


Bufory kwaśne – wstęp teoretyczny

Bufory, roztwory buforowe – roztwory, które mają zdolność do przeciwstawiania się zmianom pH nawet przy znacznych rozcieńczeniach, jak również przeciwstawiania się znacznym zmianom pH po dodaniu do nich niewielkich ilości mocnego kwasu lub mocnej zasady.

Buforami są mieszaniny roztworów słabego kwasu i jego soli z mocną zasadą, słabej zasady i jej soli z mocnym kwasem, dwóch soli słabego wieloprotonowego kwasu.

Bufory kwaśne to roztwory zawierające słaby kwas i sól tego kwasu z mocną zasadą. Przykładami buforów kwaśnych są mieszaniny roztworów:



Niech składniki takiego buforu będą oznaczone ogólnie:

HA – słaby kwas

NA – sól słabego kwasu HA z mocną zasadą

Związki - składniki buforu kwaśnego - mają zatem taki sam anion (A^-), a różne kationy. Oba składniki buforu są elektrolitami, ale o różnej mocy. Słaby kwas jest elektrolitem słabym i ulega dysocjacji niecałkowitej, podczas gdy sól tego kwasu z mocną zasadą jest elektrolitem mocnym i ulega całkowitej dysocjacji (tabela 1).

Tabela 1. Opis procesu dysocjacji słabego kwasu i jego soli z mocną zasadą.

Słaby kwas – dysocjacja	Sól słabego kwasu i mocnej zasady – dysocjacja
$\text{HA} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{A}^-$	$\text{NA} \rightarrow \text{N}^+ + \text{A}^-$
Stężenie wyjściowe słabego kwasu - c_{HA}	Stężenie wyjściowe soli – c_{soli}
Cząstki obecne w roztworze w wyniku dysocjacji: jony H^+ , jony A^- , niezdysocjowane cząsteczki HA	Cząstki obecne w roztworze w wyniku dysocjacji: jony N^+ , jony A^-
Stężenia cząstek pochodzących z dysocjacji HA w roztworze: $[\text{H}^+]$, $[\text{A}^-]_{\text{HA}}$ $[\text{H}^+] = [\text{A}^-]_{\text{HA}}$ $[\text{HA}] = c_{\text{HA}} - [\text{H}^+]$	Stężenia cząstek pochodzących z dysocjacji soli w roztworze: $c_{\text{N}^+} = c_{\text{soli}}$ $c_{\text{A}^-} = c_{\text{soli}} (*)$

Ze względu na fakt, że jony wodorowe pochodzą z dysocjacji słabego kwasu (dysocjacji wody nie uwzględnia się), wyprowadzenie wzoru na stężenie jonów wodorowych w buforze kwaśnym opiera się na równaniu na stałą dysocjacji słabego kwasu:

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$$

Jednak w roztworze będącym mieszaniną słabego kwasu i jego soli z mocną zasadą, aniony A^- pochodzą od tych dwóch związków i należy to uwzględnić w równaniu stałej dysocjacji słabego kwasu:

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot ([A^-]_{HA} + c_{A^-})}{c_{HA} - [H^+]}$$

Jak po kolei upraszcza się ten wzór i dlaczego?

- (1) W mieszaninie buforowej mamy aniony A^- pochodzące z dwóch źródeł. Ze względu na typ elektrolitu będzie ich znacząco więcej pochodziło z dysocjacji soli (mocnego elektrolitu) niż z dysocjacji niecałkowitej słabego kwasu (słabego elektrolitu), tzn. $c_{A^-} \gg [A^-]_{HA}$. W liczniku, w sumie, można zatem pominąć stężenie anionów pochodzących z dysocjacji słabego elektrolitu:

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot c_{A^-}}{c_{HA} - [H^+]}$$

- (2) Wprowadzenie wraz ze solą do układu znaczącej ilości anionów A^- wpływa na cofnięcie dysocjacji słabego kwasu zgodnie z regułą Le Chateliera-Brauna. W związku z tym maleje też stężenie jonów pochodzących z jego dysocjacji, tak że: $c_{HA} \gg [H^+]$. W mianowniku, w różnicy, można zatem pominąć stężenie kationów wodoru pochodzących z dysocjacji słabego kwasu:

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot c_{A^-}}{c_{HA}}$$

Uwzględniając zależność (*) z tabeli 1 otrzymujemy:

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot c_{soli}}{c_{HA}}$$

Wzór na stężenie jonów wodorowych w buforze kwaśnym, uwzględniający stężenia słabego kwasu i soli w mieszaninie buforowej, otrzymujemy po przekształceniach:

$$\textcircled{1} [\text{H}^+] = K_a \cdot \frac{c_{\text{HA}}}{c_{\text{soli}}}$$

Wzór na pH buforu kwaśnego, uwzględniający stężenia słabego kwasu i soli w mieszaninie buforowej, otrzymujemy po zlogarytmowaniu obustronnym równania:

$$-\log[\text{H}^+] = -\log\left(K_a \cdot \frac{c_{\text{HA}}}{c_{\text{soli}}}\right)$$

$$\text{pH} = -(\log K_a + \log \frac{c_{\text{HA}}}{c_{\text{soli}}}) \quad \text{korzystamy z własności logarytmów: } \log_c(a \cdot b) = \log_c a + \log_c b$$

$$\text{pH} = -\log K_a - \log \frac{c_{\text{HA}}}{c_{\text{soli}}}$$

$$\textcircled{1a} \text{ pH} = \text{p}K_a - \log \frac{c_{\text{HA}}}{c_{\text{soli}}}$$

$$\textcircled{1b} \text{ pH} = \text{p}K_a + \log \frac{c_{\text{soli}}}{c_{\text{HA}}} \quad \text{korzystamy z własności logarytmów: } n \log_c m = \log_c (m)^n$$

Wzór na stężenie jonów wodorowych w buforze kwaśnym, uwzględniający liczbę moli słabego kwasu i soli w mieszaninie buforowej, otrzymujemy podstawiając zamiast stężeń:

$$c_{\text{HA}} = \frac{n_{\text{HA}}}{V_{\text{buforu}}}$$

$$c_{\text{soli}} = \frac{n_{\text{soli}}}{V_{\text{buforu}}}$$

$$[\text{H}^+] = K_a \cdot \frac{\frac{n_{\text{HA}}}{V_{\text{buforu}}}}{\frac{n_{\text{soli}}}{V_{\text{buforu}}}} = K_a \cdot \frac{n_{\text{HA}} \cdot V_{\text{buforu}}}{n_{\text{soli}} \cdot V_{\text{buforu}}}$$

$$\textcircled{2} [\text{H}^+] = K_a \cdot \frac{n_{\text{HA}}}{n_{\text{soli}}}$$

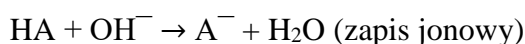
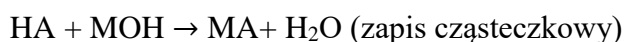
Analogicznie, wzór na pH buforu kwaśnego, uwzględniający liczbę moli słabego kwasu i soli w mieszaninie buforowej, otrzymujemy po zlogarytmowaniu obustronnym równania:

$$\textcircled{3} \text{a } \text{pH} = \text{pK}_a - \log \frac{n_{\text{HA}}}{n_{\text{soli}}} \quad \text{lub} \quad \textcircled{3} \text{b } \text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{n_{\text{soli}}}{n_{\text{HA}}}$$

Zadaniem, które stawia się buforom i ogólnie powodem ich używania jest to, że mają zdolność do przeciwstawiania się znaczącym zmianom pH po dodaniu do nich niewielkich ilości mocnej zasady lub mocnego kwasu. Inaczej. Dodając takie same ilości mocnej zasady/kwasu do wody i do roztworu buforowego, znacząco mniejsze zmiany pH obserwujemy w przypadku buforu. Wynika to z faktu, że po dodaniu do buforu mocnej zasady lub kwasu, ulegają one reakcji chemicznej ze składnikami buforu i niwelowany jest efekt zmiany pH.

Wzory na stężenie jonów wodorowych oraz pH w roztworze buforu kwaśnego po dodaniu małej ilości mocnej zasady MOH

Dodanie do roztworu buforu kwaśnego małej ilości mocnej zasady powoduje, że ulega ona reakcji ze słabym kwasem:



Zatem w roztworze zmniejszy się ilość słabego kwasu, a wzrośnie ilość jego soli z mocną zasadą. Rozpatrując równania o stechiometrii jak wyżej, można zapisać następujący wzory:

$$\textcircled{4} [\text{H}^+] = \text{K}_a \cdot \frac{n_{\text{HA}} - n_{\text{MOH}}}{n_{\text{soli}} + n_{\text{MOH}}}$$

$$\textcircled{5} \text{a } \text{pH} = \text{pK}_a - \log \frac{n_{\text{HA}} - n_{\text{MOH}}}{n_{\text{soli}} + n_{\text{MOH}}} \quad \text{lub} \quad \textcircled{5} \text{b } \text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{n_{\text{soli}} + n_{\text{MOH}}}{n_{\text{HA}} - n_{\text{MOH}}}$$

Wzory na stężenie jonów wodorowych oraz pH w roztworze buforu kwaśnego po dodaniu małej ilości mocnego kwasu HX

Dodanie do roztworu buforu kwaśnego małej ilości mocnego kwasu HX powoduje, że ulega on reakcji ze solą NA:



Zatem w roztworze zmniejszy się ilość soli, a wzrośnie ilość słabego kwasu. Rozpatrując równania o stechiometrii jak wyżej, można zapisać następujący wzory:

$$\textcircled{6} [\text{H}^+] = \text{K}_a \cdot \frac{n_{\text{HA}} + n_{\text{HX}}}{n_{\text{soli}} - n_{\text{HX}}}$$

$$\textcircled{7} \text{a } \text{pH} = \text{pK}_a - \log \frac{n_{\text{HA}} + n_{\text{HX}}}{n_{\text{soli}} - n_{\text{HX}}} \quad \text{lub} \quad \textcircled{7} \text{b } \text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{n_{\text{soli}} - n_{\text{HX}}}{n_{\text{HA}} + n_{\text{HX}}}$$

Bufory kwaśne – przykłady rozwiązań

Zad. 1. Obliczyć stężenie kwasu mrówkowego w roztworze buforowym, jeśli stężenie mrówczanu potasu wynosi $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, a pH roztworu jest równe 3,42. $\text{pK}_a = 3,90$

Dane:

$$c_{\text{HCOOK}} = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$\text{pH} = 3,42$$

$$\text{pK}_a = 3,90$$

Szukane:

$$c_{\text{HCOOH}} = ?$$

Stężenie kwasu mrówkowego w roztworze buforowym możemy obliczyć stosując wzór na stężenie jonów wodorowych w buforze kwaśnym:

$$[\text{H}^+] = K_a \cdot \frac{c_{\text{HCOOH}}}{c_{\text{HCOOK}}} \Rightarrow c_{\text{HCOOH}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot c_{\text{HCOOK}}}{K_a}$$

Stężenie jonów $[\text{H}^+]$ oraz stałą K_a możemy obliczyć wykorzystując informacje o pH i pK_a .

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] \Leftrightarrow [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-3,42} = 3,8 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$\text{pK}_a = -\log K_a \Leftrightarrow K_a = 10^{-\text{pK}_a}$$

$$K_a = 10^{-3,9} = 1,26 \cdot 10^{-4}$$

$$c_{\text{HCOOH}} = \frac{3,8 \cdot 10^{-4} \cdot 0,1}{1,26 \cdot 10^{-4}} = 0,3 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Zad. 2. Obliczyć pH roztworu buforowego otrzymanego przez zmieszanie 40 cm^3 roztworu octanu potasu o stężeniu $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ z 50 cm^3 roztworu kwasu octowego o stężeniu $0,2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

$$\text{pK}_a = 4,55$$

Dane:

$$c_{\text{CH}_3\text{COOK}}^o = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$V_{\text{CH}_3\text{COOK}}^o = 40 \text{ cm}^3 = 0,04 \text{ dm}^3$$

$$c_{\text{CH}_3\text{COOH}}^o = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$V_{\text{CH}_3\text{COOH}}^o = 50 \text{ cm}^3 = 0,05 \text{ dm}^3$$

$$\text{pK}_a = 4,55$$

Szukane:

$$\text{pH} = ?$$

Aby obliczyć pH buforu można zastosować wzór:

$$\text{pH} = \text{pK}_a - \log \frac{c_{\text{CH}_3\text{COOH}}}{c_{\text{CH}_3\text{COOK}}}$$

Należy jednak zwrócić uwagę, że podane w treści zadania stężenia kwasu i soli nie są stężeniami w roztworze buforowym, tylko stężeniami roztworów przed zmieszczeniem. Stężenia kwasu i soli w roztworze buforowym należy obliczyć, wykorzystując w/w stężenia:

$$c_{\text{CH}_3\text{COOK}} = \frac{n_{\text{CH}_3\text{COOK}}}{V_b} = \frac{c_{\text{CH}_3\text{COOK}}^o \cdot V_{\text{CH}_3\text{COOK}}^o}{V_b}$$

$$c_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{n_{\text{CH}_3\text{COOH}}}{V_b} = \frac{c_{\text{CH}_3\text{COOH}}^o \cdot V_{\text{CH}_3\text{COOH}}^o}{V_b}$$

$$V_b = V_{\text{CH}_3\text{COOK}}^o + V_{\text{CH}_3\text{COOH}}^o$$

$$V_b = 0,04 \text{ dm}^3 + 0,05 \text{ dm}^3 = 0,09 \text{ dm}^3$$

$$c_{\text{CH}_3\text{COOK}} = \frac{0,1 \cdot 0,04}{0,09} = 0,04 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$c_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{0,2 \cdot 0,05}{0,09} = 0,11 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$\text{pH} = 4,55 - \log \frac{0,11}{0,04} = 4,11$$

Zad. 3. Jakie objętości [cm^3] roztworu kwasu octowego o stężeniu $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i roztworu octanu potasu o stężeniu $0,2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ należy mieszać ze sobą, aby otrzymać $0,1 \text{ dm}^3$ roztworu buforowego o pH wynoszącym 4,85? $\text{pK}_a = 4,55$

Dane:

$$\begin{aligned}c_{\text{CH}_3\text{COOK}}^{\circ} &= 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \\ &= 40 \text{ cm}^3 = 0,04 \text{ dm}^3 \\ c_{\text{CH}_3\text{COOH}}^{\circ} &= 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \\ V_b &= 0,1 \text{ dm}^3 \\ \text{pH} &= 4,85 \\ \text{pK}_a &= 4,55\end{aligned}$$

Szukane:

$$\begin{aligned}V_{\text{CH}_3\text{COOK}}^{\circ} &= ? \\ V_{\text{CH}_3\text{COOH}}^{\circ} &= ?\end{aligned}$$

Do obliczeń można zastosować wzór na stężenie jonów wodorowych w buforze kwaśnym uwzględniający liczbę moli, ponieważ po zmieszaniu liczba moli kwasu i soli się nie zmienia, a zmienia się ich stężenie:

$$[\text{H}^+] = K_a \cdot \frac{n_{\text{CH}_3\text{COOH}}}{n_{\text{CH}_3\text{COOK}}} = K_a \cdot \frac{c_{\text{CH}_3\text{COOH}}^{\circ} \cdot V_{\text{CH}_3\text{COOH}}^{\circ}}{c_{\text{CH}_3\text{COOK}}^{\circ} \cdot V_{\text{CH}_3\text{COOK}}^{\circ}}$$

Może skorzystać z informacji o łącznej objętości roztworu buforowego, aby mieć tylko jedną niewiadomą w w/w równaniu:

$$V_b = V_{\text{CH}_3\text{COOK}}^{\circ} + V_{\text{CH}_3\text{COOH}}^{\circ}$$

$$0,1 \text{ dm}^3 = V_{\text{CH}_3\text{COOK}}^{\circ} + V_{\text{CH}_3\text{COOH}}^{\circ}$$

$$V_{\text{CH}_3\text{COOK}}^{\circ} = 0,1 - V_{\text{CH}_3\text{COOH}}^{\circ} \text{ [dm}^3\text{]}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] \Leftrightarrow [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-4,85} = 1,41 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$\text{pK}_a = -\log K_a \Leftrightarrow K_a = 10^{-\text{pK}_a}$$

$$K_a = 10^{-4,55} = 2,82 \cdot 10^{-5}$$

$$[\text{H}^+] = K_a \cdot \frac{c_{\text{CH}_3\text{COOH}}^{\circ} \cdot V_{\text{CH}_3\text{COOH}}^{\circ}}{c_{\text{CH}_3\text{COOK}}^{\circ} \cdot V_{\text{CH}_3\text{COOK}}^{\circ}}$$

$$1,41 \cdot 10^{-5} = 2,82 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{0,1 \cdot V_{\text{CH}_3\text{COOH}}^0}{0,2 \cdot (0,1 - V_{\text{CH}_3\text{COOH}}^0)}$$

$$0,5 = \frac{0,1 \cdot V_{\text{CH}_3\text{COOH}}^0}{0,2 \cdot (0,1 - V_{\text{CH}_3\text{COOH}}^0)}$$

$$0,5 \cdot 0,2 \cdot (0,1 - V_{\text{CH}_3\text{COOH}}^0) = 0,1 \cdot V_{\text{CH}_3\text{COOH}}^0$$

$$0,01 - 0,1 \cdot V_{\text{CH}_3\text{COOH}}^0 = 0,1 \cdot V_{\text{CH}_3\text{COOH}}^0$$

$$0,2 \cdot V_{\text{CH}_3\text{COOH}}^0 = 0,01$$

$$V_{\text{CH}_3\text{COOH}}^0 = 0,05 \text{ dm}^3 = 50 \text{ cm}^3$$

$$V_{\text{CH}_3\text{COOK}}^0 = 0,1 - V_{\text{CH}_3\text{COOH}}^0 = 0,1 - 0,05 = 0,05 \text{ dm}^3 = 50 \text{ cm}^3$$

Zad. 4. Jak zmieni się pH buforu octanowego, w którym stężenie kwasu octowego wynosi $0,5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, a stężenie octanu potasu jest równe $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ po rozpuszczeniu w $0,1 \text{ dm}^3$ tego buforu $0,4 \text{ g NaOH}$? $\text{pK}_a = 4,55$

Dane:

$$c_{\text{CH}_3\text{COOK}} = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$c_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$V_b = 0,1 \text{ dm}^3$$

$$m_{\text{NaOH}} = 0,4 \text{ g}$$

$$M_{\text{NaOH}} = 39,99 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\text{pK}_a = 4,55$$

Szukane:

$$\Delta\text{pH} = ?$$

Mamy obliczyć zmianę pH buforu, dlatego w pierwszej kolejności obliczamy pH buforu przed dodaniem wodorotlenku sodu.

$$\text{pH}_1 = \text{pK}_a - \log \frac{c_{\text{CH}_3\text{COOH}}}{c_{\text{CH}_3\text{COOK}}}$$

$$\text{pH}_1 = 4,55 - \log \frac{0,5}{0,1} = 3,85$$

Aby obliczyć pH buforu po dodaniu wodorotlenku sodu można zastosować wzór:

$$\text{pH}_2 = \text{pK}_a - \log \frac{n_{\text{CH}_3\text{COOH}} - n_{\text{NaOH}}}{n_{\text{CH}_3\text{COOK}} + n_{\text{NaOH}}}$$

$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = c_{\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot V_b = 0,5 \cdot 0,1 = 0,05 \text{ mol}$$

$$n_{\text{CH}_3\text{COOK}} = c_{\text{CH}_3\text{COOK}} \cdot V_b = 0,1 \cdot 0,1 = 0,01 \text{ mol}$$

$$n_{\text{NaOH}} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{M_{\text{NaOH}}} = \frac{0,4}{39,99} = 0,01 \text{ mol}$$

$$\text{pH}_2 = 4,55 - \log \frac{0,05 - 0,01}{0,01 + 0,01} = 4,25$$

Zmiana pH po dodaniu wodorotlenku sodu:

$$\Delta\text{pH} = \text{pH}_2 - \text{pH}_1 = 4,25 - 3,85 = 0,4 - \text{pH wzrosło o } 0,4$$

Zad. 5. Jak zmieni się pH buforu octanowego zawierającego w objętości $0,5 \text{ dm}^3$ $0,25 \text{ mol}$ kwasu octowego i $0,3 \text{ mol}$ octanu sodu po dodaniu do $0,2 \text{ dm}^3$ tego buforu 10 cm^3 2-molowego roztworu kwasu solnego? $\text{pK}_a = 4,55$

Dane:

$$n_{\text{CH}_3\text{COONa}(1)} = 0,3 \text{ mol}$$

$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}(1)} = 0,25 \text{ mol}$$

$$V_{b1} = 0,5 \text{ dm}^3$$

$$V_{b2} = 0,2 \text{ dm}^3$$

$$V_{\text{HCl}} = 10 \text{ cm}^3 = 0,01 \text{ dm}^3$$

$$c_{\text{HCl}} = 2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$\text{pK}_a = 4,55$$

Szukane:

$$\Delta\text{pH} = ?$$

Mamy obliczyć zmianę pH buforu, dlatego w pierwszej kolejności obliczamy pH buforu przed dodaniem kwasu solnego. Można wykorzystać wzór z liczbą moli:

$$\text{pH}_1 = \text{pK}_a - \log \frac{n_{\text{CH}_3\text{COOH}(1)}}{n_{\text{CH}_3\text{COONa}(1)}}$$

$$\text{pH}_1 = 4,55 - \log \frac{0,25}{0,3} = 4,63$$

ale należy pamiętać, że liczba moli kwasu octowego i octanu sodu w buforze, do którego dodawany jest później kwas solny będzie inna, ponieważ kwas solny jest dodawany do mniejszej objętości buforu

Aby obliczyć pH buforu po dodaniu dodaniem wodorotlenku sodu można zastosować wzór:

$$\text{pH}_2 = \text{pK}_a - \log \frac{n_{\text{CH}_3\text{COOH}(2)} + n_{\text{HCl}}}{n_{\text{CH}_3\text{COONa}(2)} - n_{\text{HCl}}}$$

Aby obliczyć liczbę moli kwasu i soli w $0,2 \text{ dm}^3$ buforu, należy wcześniej obliczyć ich stężenia molowe w buforze:

$$c_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{n_{\text{CH}_3\text{COOH}(1)}}{V_{b1}} = \frac{0,25}{0,5} = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$c_{\text{CH}_3\text{COONa}} = \frac{n_{\text{CH}_3\text{COONa}(1)}}{V_{b1}} = \frac{0,3}{0,5} = 0,6 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}(2)} = c_{\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot V_{b2} = 0,5 \cdot 0,2 = 0,1 \text{ mol}$$

$$n_{\text{CH}_3\text{COONa}(2)} = c_{\text{CH}_3\text{COONa}} \cdot V_{b2} = 0,6 \cdot 0,2 = 0,12 \text{ mol}$$

$$n_{\text{HCl}} = c_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}} = 2 \cdot 0,01 = 0,02 \text{ mol}$$

$$\text{pH}_2 = 4,55 - \log \frac{0,1 + 0,02}{0,12 - 0,02} = 4,47$$

Zmiana pH po dodaniu kwasu solnego:

$$\Delta \text{pH} = |\text{pH}_2 - \text{pH}_1| = |4,47 - 4,63| = 0,16 - \text{pH spadło o } 0,16$$