

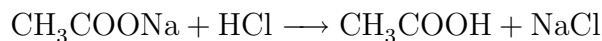
1 Roztwory buforowe

Mianem *roztworów buforowych* określa się roztwory, które potrafią utrzymać prawie stałą wartość pH, pomimo dodatku niewielkich ilości mocnych kwasów i zasad. Najczęściej roztwory buforowe tworzy się na dwa sposoby, mieszając:

- słaby kwas + sól słabego kwasu z mocną zasadą, np. CH_3COOH i CH_3COONa (bufor octanowy)
- słaba zasada + sól słabej zasady z mocnym kwasem, np. NH_4OH i NH_4Cl (bufor amonowy)

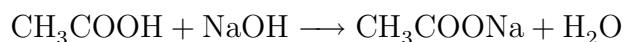
Aby zrozumieć zasadę działania roztworu buforowego rozpatrzmy w jaki sposób bufor octanowy zachowuje się po dodaniu mocnego kwasu i mocnej zasady.

- Dodatek mocnego kwasu - HCl .
Mocny kwas, dodany do buforu, przereaguje z octanem sodu, wypierając słabszy kwas z soli.



Z równania reakcji wynika, że po dodaniu mocnego kwasu, w roztworze zostanie wytworzona jego sól, która prawie nie wpływa na wartość pH. Jednocześnie zostanie utworzona odpowiednia ilość słabego kwasu octowego, którego wpływ na pH jest mały, z racji niewielkiego stopnia dysocjacji. Zmiana pH będzie więc tak mała, że można ją pominąć nie popełniając znaczącego błędu.

- Dodatek mocnej zasady - NaOH .
Po dodaniu mocnej zasady do buforu, przereaguje ona z kwasem octowym.



Z równania reakcji wynika, że dodany wodorotlenek zostaje zobojętniony przez słaby kwas. Wpływ powstającej soli na pH roztworu jest tak mały, że można go zaniedbać. Zatem w tym przypadku pH również nie ulegnie znaczącej zmianie.

W celu obliczenia wartości pH buforu należy skorzystać z równania na stałą równowagi tego składnika roztworu, który bezpośrednio wpływa na stężenie jonów H^+ lub OH^- . W przypadku kwasowego buforu (którego składniki oznaczymy jako HA i AB), równanie na stałą dysocjacji przybiera postać:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad (1)$$

Słaby kwas, obecny w buforze, ulega dysocjacji w bardzo niewielkim stopniu. Możemy więc założyć, że całkowite stężenie anionów A^- w roztworze jest równe stężeniu jonów pochodzących z dysocjacji soli. To stężenie z kolei jest równe całkowitemu stężeniu soli w roztworze (przy założeniu, że owa sól ulega dysocjacji całkowicie).

$$[A^-] \cong C_{AB} \quad (2)$$

Dodatkowo możemy założyć, że skoro zaniedbujemy dysocjację słabego kwasu, to stężenie kwasu po dysocjacji jest w przybliżeniu równe jego całkowitemu stężeniu.

$$[HA] = C_{HA} \quad (3)$$

Po podstawieniu równań 2 i 3 do równania 1 na stałą dysocjacji otrzymamy:

$$K_a = \frac{[H^+]C_{AB}}{C_{HA}}$$

Możemy więc obliczyć stężenie jonów wodorowych.

$$[H^+] = K_a \frac{C_{HA}}{C_{AB}} \quad (4)$$

Wygodnie jest przedstawić to równanie w postaci logarytmicznej:

$$pH = pK_a + \log \frac{C_{AB}}{C_{HA}} \quad (5)$$

lub

$$pH = pK_a + \log C_{AB} - \log C_{HA} \quad (6)$$

W przypadku gdy mamy do czynienia z buforem zbudowanym w oparciu o słabą zasadę, równanie na stężenie jonów wodorotlenowych przybiera postać:

$$[OH^-] = K_b \frac{C_B}{C_{AB}}$$

Aby obliczyć stężenie jonów wodorowych należy skorzystać z iloczynu jonowego wody:

$$\begin{aligned} K_w = [H^+][OH^-] &\Rightarrow [OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]} \\ \frac{K_w}{[H^+]} &= K_b \frac{C_B}{C_{AB}} \\ [H^+] &= \frac{K_w C_{AB}}{K_b C_B} \end{aligned} \quad (7)$$

Co można również zapisać jako:

$$[H^+] = K_a \frac{C_{AB}}{C_B} \quad (8)$$

Po przekształceniu na postać logarytmiczną otrzymamy:

$$pH = pK_w - pK_b - \log \frac{C_{AB}}{C_B} \quad (9)$$

oraz

$$pH = pK_a - \log \frac{C_{AB}}{C_B} \quad (10)$$