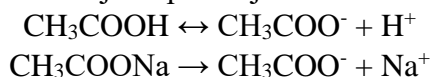


## VI roztwory buforowe

Roztwór buforowy to roztwór, którego składnikami mogą być: słaby elektrolit (kwas lub zasada) i sól tego elektrolitu z mocnym elektrolitem (np.  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  i  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) lub dwie sole słabego elektrolitu z mocnym elektrolitem (np.  $\text{NaHCO}_3$  i  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ). Cechą buforu jest to, iż utrzymuje on stałe pH, nawet po dodaniu do roztworu niewielkich ilości mocnego kwasu lub mocnej zasady. Dzieje się tak na skutek równowag, które zachodzą w roztworze buforowym. Przeanalizujmy je na przykładzie buforu octanowego. Składniki tego buforu dysocjują w roztworze wodnym zgodnie z reakcjami poniżej:



Jon  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  jest produktem obu tych reakcji. Obecność tego jonu, powodowana dysocjacją soli, będącej mocnym elektrolitem, wpływa na równowagę reakcji dysocjacji kwasu, będącego elektrolitem słabym. Równowaga reakcji dysocjacji kwasu octowego, na skutek zwiększającego się stężenia jonu  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  (produktu) zgodnie z regułą przekory przesuwa się w lewo, w stronę cząsteczek niezdisocjowanych (substratu). Fakt ten należy uwzględnić w wyrażeniu na stałą dysocjacji słabego elektrolitu:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{C_k - [\text{H}^+]} = \frac{[\text{H}^+] \cdot ([\text{H}^+] + C_s)}{C_k - [\text{H}^+]}$$

gdzie  $C_k$ ,  $C_s$  są stężeniami molowymi odpowiednio kwasu i soli.

W przypadku roztworów buforowych można założyć, że słaby elektrolit jest, poprzez cofniętą reakcję dysocjacji, zdysocjowany w bardzo niewielkim stopniu ( $\alpha < 5\%$ ). Takie założenie pozwala przyjąć, że  $[\text{H}^+] \ll C_s, C_k$ . Dzięki temu wyrażenie na stałą dysocjacji roztworu buforowego przyjmuje uproszczoną postać:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot C_s}{C_k}$$

Ponieważ kwas octowy i jego sól są ze sobą zmieszane i ich stężenia są determinowane tą samą objętością roztworu buforowego  $V_r$ , możemy powyższy wzór sprowadzić do następującej postaci:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot C_s}{C_k} = \frac{[\text{H}^+] \cdot \frac{n_s}{V_r}}{\frac{n_k}{V_r}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot n_s}{n_k}$$

gdzie  $n_s$ ,  $n_k$  oznaczają liczbę moli odpowiednio soli i kwasu.

Stąd już łatwo można przekształcić wzór, aby wyliczyć stężenie jonów wodorowych w roztworze buforowym:

$$[\text{H}^+] = \frac{K_a \cdot n_k}{n_s}$$

Wielkością charakteryzującą zdolność buforowania jest pojemność buforowa ( $\beta$ ), która określa liczbę moli kwasu lub zasady, która musi być dodana do jednego litra roztworu buforowego, aby zmienić jego pH o jednostkę:

$$\beta = \frac{\Delta n}{\Delta pH}$$

Utrzymanie równowagi kwasowo-zasadowej w ludzkim organizmie, a co za tym idzie, odpowiedniego pH płynów ustrojowych, jest niezwykle istotne w prawidłowym funkcjonowaniu. Organizm broni swej *izohydrii*, czyli stałości stężenia jonów wodorowych, utrzymując pH krwi na stałym poziomie, mimo zmiennej podaży kwasów i zasad. Odbywa się to m.in. dzięki mechanizmom buforowania. Podstawowe znaczenie dla utrzymania odpowiedniego pH krwi ma bufor wodorowęglanowy, stanowiący 72% całej pojemności buforowej krwi. Ośrodek oddechowy reguluje w tym buforze ciśnienie cząstkowe CO<sub>2</sub>, a nerki stężenie zasady HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>. Jest to najbardziej istotny bufor w ludzkim organizmie. Wewnątrzkomórkowe pH jest natomiast kontrolowane przez bufony fosforanowy i białczanowy.

Ćwiczenia należy wykonywać w parach.

### **Bufor wodorowęglanowy – obliczenia i przygotowanie buforów o zadanym pH.**

W zlewkach przygotuj roztwory buforowe, mieszając odpowiednie roztwory soli zgodnie z instrukcją poniżej:

**Bufor 1:** 5 ml roztworu Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> o stężeniu 1M zmieszaj z 5 ml roztworu NaHCO<sub>3</sub> o stężeniu 1M i 40 cm<sup>3</sup> wody destylowanej.

**Bufor 2:** rozcieńcz 10-krotnie Bufor 1

**Bufor 3:** 5 ml roztworu Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> o stężeniu 1M zmieszaj z 0.5 ml roztworu NaHCO<sub>3</sub> o stężeniu 1M i 44.5 cm<sup>3</sup> wody destylowanej

**Bufor 4:** 0.5 ml roztworu Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> o stężeniu 1M zmieszaj z 5 ml roztworu NaHCO<sub>3</sub> o stężeniu 1M i 44.5 cm<sup>3</sup> wody destylowanej.

Zmierz pH roztworów za pomocą papierka. Następnie oblicz pH przygotowanych roztworów buforowych ( $K_{a1}=4.5 \cdot 10^{-7}$ ,  $K_{a2}=4.7 \cdot 10^{-11}$ ). Wyniki zanotuj w tabeli.

### **Obliczenia i odpowiedź:**

<b>Roztwór</b>	<b>obliczone pH</b>	<b>barwa papierka lakmusowego</b>	<b>pH odczytane ze skali na podstawie barwy papierka</b>
<b>Bufor 1</b>			
<b>Bufor 2</b>			
<b>Bufor 3</b>			
<b>Bufor 4</b>			



