

Rozdział 7

Równowagi w wodnych roztworach elektrolitów

Aleksandra Wiśniewska

Spis treści

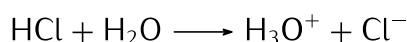
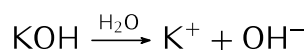
7.1	Elektrolity	224
7.1.1	Elektrolity słabe, prawo rozcieńczeń Ostwalda	224
7.1.2	Elektrolity mocne	225
7.2	Iloczyn jonowy wody, pH	226
7.2.1	Obliczanie pH roztworów mocnych kwasów i zasad	227
7.2.2	Obliczanie pH roztworów słabych kwasów i zasad	230
7.2.3	Obliczanie pH mieszaniny dwóch słabych elektrolitów o wspólnym jonie	233
7.2.4	Obliczanie pH roztworów kwasów wieloprotonowych	234
7.3	Bufory	237
7.4	Hydroliza soli	240
7.4.1	Sole mocnych kwasów i słabych zasad	240
7.4.2	Sole słabych kwasów i mocnych zasad	242
7.4.3	Sole słabych kwasów i słabych zasad	243
7.4.4	Wodorosole	245
7.5	Zadania	247
7.6	Odpowiedzi	252

7.1 Elektrolity

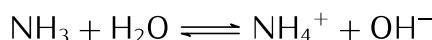
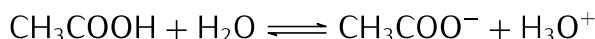
Elektrolity to związki o budowie cząsteczkowej lub jonowej, które w wodzie (lub innym rozpuszczalniku) rozpadają się na swobodne jony, dzięki czemu takie roztwory mogą przewodzić prąd elektryczny.

Elektrolity dzielimy na:

- **elektrolity mocne**, czyli takie, które w roztworach są całkowicie zdysocjowane na jony. Należą do nich mocne kwasy (HCl, HNO₃, HClO₄), mocne zasady (NaOH, KOH) oraz sole dobrze rozpuszczalne w wodzie (NaCl, NH₄NO₃).



- **elektrolity słabe**, czyli takie, które w roztworach wodnych nie są całkowicie zdysocjowane, dysocjują odwracalnie (w równaniu zapisuje się strzałkę w obie strony \rightleftharpoons), dzięki czemu ustala się stan równowagi, w którym w jednostce czasu tyle samo cząsteczek rozpada się na jony, ile powstaje w wyniku ich łączenia. Do słabych elektrolitów zaliczamy słabe kwasy (HNO₂, H₂CO₃, CH₃COOH, HF, HCN) i słabe zasady (NH₃, hydrazyna H₂N–NH₂, większość wodorotlenków metali na +2 i +3 stopniu utleniania).



Stan równowagi roztworu słabego elektrolitu opisuje **stała równowagi dysocjacji**. Dla hipotetycznego elektrolitu A_nB_m wyraża się ona wzorem:



$$K = \frac{[\text{A}^{m+}]^n [\text{B}^{n-}]^m}{[\text{A}_n\text{B}_m]} \quad (7.1)$$

We wzorze tym nawiasy kwadratowe oznaczają stężenie molowe.

Stała równowagi dysocjacji (*K*) jest to więc stosunek iloczynu stężeń molowych jonów podniesiony do odpowiednich potęg będących współczynnikami w równaniu dysocjacji, na które rozpadł się elektrolit do stężenia molowego jego cząsteczek niezdisocjowanych (pozostałych w roztworze po dysocjacji).

7.1.1 Elektrolity słabe, prawo rozcieńczeń Ostwalda

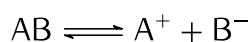
Miarą mocy elektrolitu jest wielkość zwana stopniem dysocjacji. **Stopień dysocjacji** (α) jest to stosunek liczby moli zdysocjowanych n_z do całkowitej (wprowadzonej) liczby moli n_c danego elektrolitu.

$$\alpha = \frac{n_z}{n_c} \quad (7.2)$$

Z powyższej definicji wynika, że $0 < \alpha \leq 1$, lub wyrażając w procentach $0 < \alpha \leq 100\%$.

Nie jest to jednak wielkość stała dla danego elektrolitu i zależy od jego stężenia. W miarę rozcieńczania stopień dysocjacji rośnie. Rozważmy to dokładniej.

Dla słabego elektrolitu typu AB, który dysocjuje wg równania:



W stanie równowagi stężenia jonów są równe $[A^+] = [B^-]$.

Jeżeli początkowe stężenie elektrolitu wynosi c_0 , a stopień dysocjacji tego elektrolitu α , to oba stężenia jonów w roztworze będą wynosić:

$$[A^+] = [B^-] = c_0\alpha \quad (7.3)$$

natomiast stężenie niezdisocjowanych cząsteczek AB (pozostałych w roztworze po dysocjacji):

$$[AB] = c_0 - c_0\alpha \quad (7.4)$$

Podstawienie tych wyrażeń do wzoru na stałą dysocjacji 7.1 daje:

$$K = \frac{[A^+][B^-]}{[AB]} = \frac{c_0\alpha \cdot c_0\alpha}{c_0 - c_0\alpha} = \frac{c_0^2\alpha^2}{c_0(1 - \alpha)}$$

$$K = \frac{c_0\alpha^2}{1 - \alpha} \quad (7.5)$$

Powyższe równanie 7.5 zwane jest prawem rozcieńczeń Ostwalda (1888 r.) i określa zależność między stopniem dysocjacji (α), stałą dysocjacji (K), a stężeniem początkowym elektrolitu (c_0). W roztworach elektrolitów słabo zdysocjowanych na jony, w których α jest wielkością bardzo małą można przyjąć, że mianownik $(1 - \alpha) \approx 1$. Jeśli spełniony jest poniższy warunek:

$$\alpha \leq 5\% \quad \text{lub} \quad \frac{c_0}{K} > 400$$

to stosowanie poniższego uproszczenia nie wprowadza błędu większego niż 3%:

$$K = c_0\alpha^2 \quad (7.6)$$

Wynika z tego, że stała kwasowości jest lepszą miarą mocy kwasu niż stopień dysocjacji.

7.1.2 Elektrolyty mocne

Elektrolyty mocne są w roztworze zdysocjowane całkowicie $\alpha = 1$, niezależnie od ich stężenia. Badanie przewodnictwa elektrostatycznego stężonych elektrolytów wykazuje jednak, że stężenie jonów wydaje się być mniejsze od przewidywanego, co sugerowałoby, że dysocjacja jest tylko częściowa. Wyjaśnieniem tego jest teoria elektrolytów mocnych opracowana przez Debye'a i Hückla. Według niej elektrolyty mocne, nawet w roztworach stężonych są całkowicie zdysocjowane, ale elektrostatyczne oddziaływania między jonami (wzajemne przyciąganie się różnoimiennie naładowanych jonów) prowadzące do powstania par jonowych i większych agregatów sprawia, że efektywne stężenie elektrolytu jest mniejsze. Takie efektywne stężenie elektrolytu zwane jest aktywnością (a).

Aktywność (a) jonu równa się iloczynowi stężenia jonu (c) i jego współczynnika aktywności (f) w roztworze:

$$a = f c \quad (7.7)$$

Jednostką aktywności jest $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Należy pamiętać, że aktywność jest równa stężeniu molowemu jedynie w roztworach bardzo rozcieńczonych, w większości przypadków jest mniejsza od stężenia.

Współczynnik aktywności ($f \leq 1$) jest bezwymiarową wielkością charakteryzującą stopień „skrzepowania” jonów w roztworze. Przybiera tym większe wartości im większe jest rozcieńczenie roztworu, dążąc do jedności. Wartość współczynnika aktywności można obliczyć korzystając z odpowiednich programów i teorii (np. teorii Hückla). Dostępne są również wartości już obliczone i stabelaryzowane.

Współczynnik aktywności zależy od **siły jonowej** (I) roztworu, która jest umowną miarą oddziaływań elektrostatycznych w roztworze:

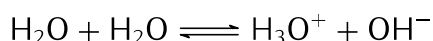
$$I = \frac{1}{2} \sum_i z_i^2 c_i \quad (7.8)$$

gdzie: c_i – stężenie molowe i -tego jonu, z_i – ładunek jonu i

W ramach niniejszego opracowania będziemy zakładać, że $a = c$, lub że współczynniki aktywności zostały uwzględnione w wartości statych równowagi.

7.2 Iloczyn jonowy wody, pH

Woda jest elektrolitem słabym wykazującym bardzo niskie przewodnictwo elektryczne. Ulega autodysocjacji zgodnie z równaniem:



W związku z tym stała dysocjacji wody jest równa:

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2} \quad (7.9)$$

W temperaturze $T = 22^\circ\text{C}$ stała dysocjacji wody wynosi $K = 3,25 \cdot 10^{-18}$. Dowiedziono, że na 554 miliony cząsteczek wody powstaje tylko jedna para jonów oksoniowych H_3O^+ i wodorotlenowych OH^- . Przy tak znikomym stopniu dysocjacji można przyjąć, że stężenie niezdysocyjowanych cząsteczek wody w wodzie i rozcieńczonych roztworach wodnych jest stałe i wynosi (gęstość wody to $d = 1000 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$, a masa molowa to $M = 18,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$):

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{n}{V} = \frac{m}{MV} = \frac{d}{M} = \frac{1000 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}}{18,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 55,5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Stąd możemy wyprowadzić wyrażenie na **iloczyn jonowy wody** (K_w). Pokazuje on, że iloczyn stężeń jonów $[H_3O^+]$ i $[OH^-]$ w danej temperaturze jest wielkością stałą:

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = K \cdot [H_2O]^2 = 3,25 \cdot 10^{-18} \cdot 55,5^2 = 10^{-14} \quad (7.10)$$

W celu określenia kwasowości (zasadowości) roztworu, posługiwanie się tak niewielkimi stężeniami jonów oksoniowych $[H_3O^+]$ lub wodorotlenowych $[OH^-]$ jest niewygodne. Dlatego też Sørensen wprowadził **pojęcie pH**, zdefiniowane jako ujemny logarytm dziesiętny ze stężenia jonów wodorowych (dziś częściej zapisywanych w formie jonów oksoniowych H_3O^+):

$$pH = -\log[H_3O^+] \quad (7.11)$$

Należy pamiętać, że wyrażenie to jest prawdziwe tylko w przypadku roztworów silnie rozcieńczonych. Przy wyższych wartościach siły jonowej należy do wzoru podstawić aktywność:

$$pH = -\log a_{H_3O^+} = -\log (f \cdot [H_3O^+])$$

Analogicznie, dla jonów wodorotlenowych można wprowadzić uproszczone **pojęcie pOH**:

$$pOH = -\log[OH^-] \quad (7.12)$$

Uwzględniając powyższe zależności, wyrażenie na wykładnik iloczynu jonowego wody można zapisać:

$$pK_w = pH + pOH = 14 \quad (7.13)$$

Dla tak określonych warunków:

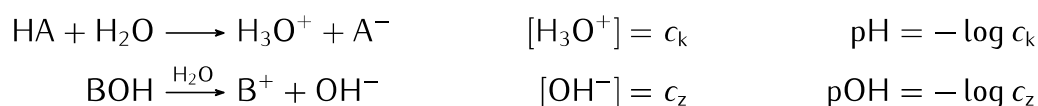
- przy $pH = 7$ roztwór ma odczyn obojętny
- przy $pH < 7$ roztwór ma odczyn kwasowy
- przy $pH > 7$ roztwór ma odczyn zasadowy

Litera „p” jest skrótem od słowa potęga (ang. *power*). Zauważmy, że:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} \quad (7.14)$$

7.2.1 Obliczanie pH roztworów mocnych kwasów i zasad

Mocne kwasy i zasady to takie, które w roztworach wodnych są całkowicie zdysocjowane na jony, zatem jeśli jako c_k i c_z oznaczyć wyjściowe stężenia odpowiednio jednoprotowego kwasu i zasady jednowodorotlenowej, to:



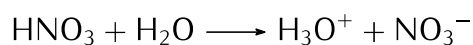
Ponadto korzystając z zależności $pH + pOH = 14$ można również obliczyć, że:

$$pH = 14 - pOH$$

Przykład 7.1: Obliczanie pH roztworu mocnego kwasu jednoprotowego.

Oblicz pH roztworu HNO_3 o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Rozwiązanie: Kwas azotowy(v) jest mocnym elektrolitem i dysocjuje całkowicie wg równania:



W związku z tym:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{NO}_3^-] = c_k = 0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

stąd

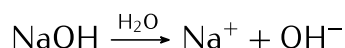
$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log c_k = -\log 0,100 = 1,00$$

Odpowiedź: pH roztworu HNO_3 o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ wynosi 1,00.

Przykład 7.2: Obliczanie pH roztworu mocnej zasady jednowodorotlenowej.

Oblicz pH oraz stężenie jonów oksoniowych w roztworze NaOH o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Rozwiązanie: Wodorotlenek sodu jest mocnym elektrolitem zdysocjowanym całkowicie w roztworze wodnym:



W związku z tym stężenie jonów OH^- wynosi:

$$[\text{OH}^-] = [\text{Na}^+] = c_z = 0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

stąd:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log c_z = -\log 0,100 = 1,00$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,00 = 13,00$$

Aby obliczyć stężenie jonów oksoniowych należy skorzystać ze wzoru 7.14:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 1,00 \cdot 10^{-13}$$

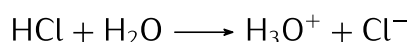
Odpowiedź: pH roztworu NaOH o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ wynosi 13,00, natomiast stężenie jonów oksoniowych wynosi $1,00 \cdot 10^{-13} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

W przypadku mocno rozcieńczonych roztworów mocnych kwasów i zasad, dla których $c \leq 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ w obliczeniach pH należy uwzględnić wpływ dysocjacji cząsteczek wody.

Przykład 7.3: Obliczanie pH silnie rozcieńczonego roztworu mocnego kwasu jednoprotowego.

Oblicz pH dla roztworu kwasu solnego o stężeniu $1,00 \cdot 10^{-8} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Rozwiązanie: Kwas solny to mocny elektrolit i dysocjuje całkowicie wg równania:

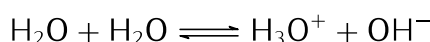
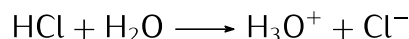


Wykorzystując dotychczas opisane metody obliczeniowe uzyskalibyśmy wynik:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-] = c_k = 1,00 \cdot 10^{-8} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log c_k = -\log 1,00 \cdot 10^{-8} = 8,00$$

co wskazywałoby na to, że **roztwór mocnego kwasu ma odczyn zasadowy, co oczywiście jest nieprawdą!** Dlatego w przypadku bardzo rozcieńczonych mocnych elektrolitów należy uwzględnić autodysocjację wody. Są więc dwa źródła jonów oksoniowych:



Całkowite stężenie jonów oksoniowych $[\text{H}_3\text{O}^+]_c$ w roztworze rozcieńczonego kwasu będzie równe sumie stężenia jonów oksoniowych pochodzących z dysocjacji kwasu $[\text{H}_3\text{O}^+]_k$ oraz z autodysocjacji wody $[\text{H}_3\text{O}^+]_w$:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_c = [\text{H}_3\text{O}^+]_w + [\text{H}_3\text{O}^+]_k \quad (7.15)$$

Stężenie jonów oksoniowych pochodzących z dysocjacji kwasu jest równe stężeniu tego kwasu:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_k = c_k \quad (7.16)$$

natomiast stężenie jonów oksoniowych pochodzących z autodysocjacji wody jest równe stężeniu jonów wodorotlenowych (pochodzących wyłącznie z autodysocjacji):

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_w = [\text{OH}^-] \quad (7.17)$$

Z definicji iloczynu jonowego wody wiemy, że:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+]_c [\text{OH}^-] \quad (7.18)$$

Podstawiając 7.17 do 7.18 i przekształcając dostajemy:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_w = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]_c} \quad (7.19)$$

Wstawiając 7.16 i 7.19 do 7.15 dostajemy:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_c = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]_c} + c_k \quad (7.20)$$

Przekształcając powyższy wzór otrzymujemy równanie kwadratowe:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_c^2 - c_k [\text{H}_3\text{O}^+]_c - K_w = 0 \quad (7.21)$$

Oznaczając jako $x \leftarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_c$ oraz podstawiając dane liczbowe otrzymujemy równanie:

$$x^2 - 10^{-8}x - 10^{-14} = 0$$

Obliczamy wyróżnik równania kwadratowego:

$$\Delta = b^2 - 4ac = (-10^{-8})^2 - 4 \cdot 1 \cdot (-10^{-14}) = 4,01 \cdot 10^{-14} \quad \sqrt{\Delta} = 2,00 \cdot 10^{-7}$$

i następnie rozwiązania:

$$x_1 = \frac{-b - \sqrt{\Delta}}{2a} = -9,51 \cdot 10^{-8} \quad x_2 = \frac{-b + \sqrt{\Delta}}{2a} = 1,05 \cdot 10^{-7}$$

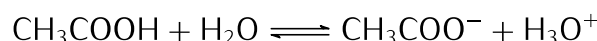
Wybieramy wynik dodatni, zatem:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]_c = -\log x = -\log(1,05 \cdot 10^{-7}) = 6,98$$

Odpowiedź: pH kwasu solnego o stężeniu $10^{-8} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ wynosi 6,98.

7.2.2 Obliczanie pH roztworów słabych kwasów i zasad

W przeciwieństwie do mocnych elektrolitów, słabe kwasy i zasady nie są w roztworze wodnym zdysocjowane całkowicie, dlatego też stężenie jonów oksoniowych nie będzie równe początkowemu stężeniu kwasu. W pewnym momencie ustala się równowaga w roztworze pomiędzy jonami, a niezdisocjowanymi cząsteczkami kwasu, np.:



Aby obliczyć pH roztworu takiego kwasu, musimy znać stężenie jonów oksoniowych w roztworze w stanie równowagi. Dlatego w tym przypadku korzystamy z wyrażenia na stałą równowagi:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \quad (7.22)$$

Jeśli do roztworu nie wprowadzono dodatkowych źródeł jonów octanowych lub oksoniowych, to w stanie równowagi:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad (7.23)$$

natomiast stężenie cząsteczkowego kwasu jest równe różnicy pomiędzy stężeniem początkowym kwasu, a tym co zdysocjowało:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = c_k - [\text{H}_3\text{O}^+] \quad (7.24)$$

Sytuacja ta opisana jest wspomnianym wzorem Ostwalda 7.5, my jednak nie będziemy liczyć stopnia dysocjacji α .

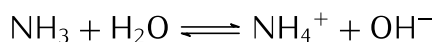
Podstawiając 7.23 i 7.24 do 7.22 mamy:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c_k - [\text{H}_3\text{O}^+]} \quad (7.25)$$

Dla $\alpha \leq 5\%$, czyli $\frac{c}{K} > 400$ równanie to można uprościć do postaci:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c_k} \quad (7.26)$$

Analogiczne rozważania mogą być przeprowadzone dla roztworów słabych zasad, np.:



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \quad (7.27)$$

Jeśli do roztworu nie wprowadzono dodatkowych źródeł jonów amonowych lub wodorotlenowych, to w stanie równowagi:

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] \quad \text{oraz} \quad [\text{NH}_3] = c_z - [\text{OH}^-] \quad (7.28)$$

Zatem:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c_z - [\text{OH}^-]} \quad (7.29)$$

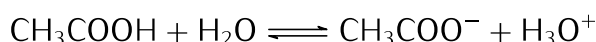
Dla $\alpha \leq 5\%$, czyli $\frac{c}{K} > 400$ równanie to można uprościć do postaci:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c_z} \quad (7.30)$$

Przykład 7.4: Obliczanie pH roztworu słabego kwasu.

Oblicz pH roztworu kwasu octowego o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Rozwiązanie: Słaby kwas octowy dysocjuje wg równania:



Wyrażenie na stałą dysocjacji przyjmuje postać:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Wartość pK_a dla CH_3COOH odczytujemy z Tab. A.1 i obliczamy wartość stałej równowagi:

$$K_a = 10^{-4,757} = 1,75 \cdot 10^{-5}$$

Ponieważ $\frac{c}{K} = \frac{0,100}{1,75 \cdot 10^{-5}} = 5714 > 400$, to korzystamy ze wzoru 7.26:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c_k}$$

Po przekształceniu:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a c_k} = \sqrt{1,75 \cdot 10^{-5} \cdot 0,100} = 1,32 \cdot 10^{-3}$$

Stąd pH:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1,32 \cdot 10^{-3}) = 2,88$$

Odpowiedź: pH roztworu kwasu octowego o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ wynosi 2,88.

Przykład 7.5: Obliczanie pH dla rozcieńzonego roztworu słabego kwasu.

100 cm^3 roztworu kwasu mrówkowego o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ rozcieńczono 10-krotnie. Oblicz jak zmieni się pH roztworu.

Rozwiązanie: Analogicznie jak w przykładzie wartość $\text{p}K_a$ dla HCOOH odczytujemy z Tab. A.1 i obliczamy wartość stałej równowagi:

$$K_a = 10^{-3,745} = 1,80 \cdot 10^{-4}$$

Ponieważ przed rozcieńczeniem $\frac{c}{K} = \frac{0,1}{1,8 \cdot 10^{-4}} = 555,5 > 400$, to korzystamy ze wzoru 7.26:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c_k}$$

Po przekształceniu obliczamy:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a c_k} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-4} \cdot 0,1} = 4,24 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(4,24 \cdot 10^{-3}) = 2,37$$

W kolejnym kroku obliczamy stężenie roztworu kwasu po rozcieńczeniu. Objętość roztworu po rozcieńczeniu wynosi $V_2 = 0,100 \text{ dm}^3 \cdot 10 = 1,00 \text{ dm}^3$. Korzystamy z zależności:

$$c_1 V_1 = c_2 V_2$$

$$c_2 = \frac{c_1 V_1}{V_2} = \frac{0,100 \cdot 0,100}{1,00} = 0,0100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Sprawdzamy $\frac{c}{K} = \frac{0,01}{1,8 \cdot 10^{-4}} = 55,55 < 400$, w związku z tym nie możemy skorzystać z uproszczonego wzoru 7.26. Korzystamy z zależności 7.25:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c_k - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Przekształcając powyższy wzór otrzymujemy:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 + K_a[\text{H}_3\text{O}^+] - c_k K_a = 0$$

Oznaczając jako $x \leftarrow [\text{H}_3\text{O}^+]$ oraz podstawiając dane liczbowe otrzymujemy równanie:

$$x^2 + 1,8 \cdot 10^{-4} x - 1,8 \cdot 10^{-6} = 0$$

Obliczamy wyróżnik równania kwadratowego:

$$\Delta = b^2 - 4ac = (1,8 \cdot 10^{-4})^2 - 4 \cdot 1 \cdot (-1,8 \cdot 10^{-6}) = 7,23 \cdot 10^{-6} \quad \sqrt{\Delta} = 2,69 \cdot 10^{-3}$$

i następnie rozwiązania:

$$x_1 = \frac{-b - \sqrt{\Delta}}{2a} = -1,55 \cdot 10^{-3} \quad x_2 = \frac{-b + \sqrt{\Delta}}{2a} = 1,26 \cdot 10^{-3}$$

Wybieramy wynik dodatni, zatem:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log x_2 = -\log(1,26 \cdot 10^{-3}) = 2,90$$

Obliczamy zmianę pH:

$$\Delta\text{pH} = 2,90 - 2,37 = 0,53$$

Odpowiedź: pH roztworu po rozcieńczeniu wzrośnie o 0,53.

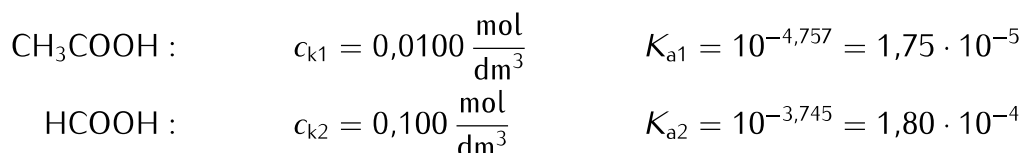
7.2.3 Obliczanie pH mieszaniny dwóch słabych elektrolitów o wspólnym jonie

Przykładem takiego układu może być mieszanina dwóch słabych kwasów lub dwóch słabych zasad.

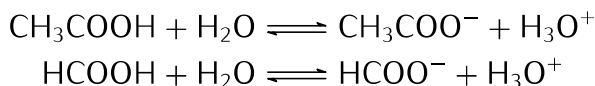
Przykład 7.6: Obliczanie pH roztworu dwóch słabych kwasów.

Oblicz stężenie molowe jonów oksoniowych w roztworze zawierającym w $1,00 \text{ dm}^3$: $0,0100 \text{ mol}$ kwasu octowego i $0,100 \text{ mol}$ kwasu mrówkowego.

Rozwiązanie: Jest to mieszanina dwóch słabych kwasów, których stężenia i stałe dysocjacji są następujące:



W roztworze następuje dysocjacja kwasów:



W związku z tym całkowite stężenie jonów oksoniowych będzie równe sumie stężeń jonów oksoniowych pochodzących z dysocjacji kwasu octowego i mrówkowego oraz z autodysocjacji wody. Te ostatnie jest na tyle małe, że można je pominąć w obliczeniach.

Zatem:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_c = [\text{H}_3\text{O}^+]_{k1} + [\text{H}_3\text{O}^+]_{k2}$$

Stężenia jonów oksoniowych pochodzących z dysocjacji kwasu octowego i mrówkowego wyznaczamy z równań na stałą dysocjacji. Uwzględniając efekt wspólnego jonu w równaniach należy uwzględnić wpływ całkowitego stężenia jonów oksoniowych na równowagę reakcji.

Stąd:

$$K_{a1} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]_c}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Z równania dysocjacji kwasu octowego wynika, że $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]_{k1}$, natomiast obecność wspólnego jonu powoduje przesunięcie równowagi. Kwas dysocjuje w bardzo niewielkim stopniu, w związku z tym, nie popełniając dużego błędu, można założyć, że $[\text{CH}_3\text{COOH}] = c_{k1}$. Podstawiając dane do wyrażenia na stałą dysocjacji otrzymujemy:

$$K_{a1} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{k1}[\text{H}_3\text{O}^+]_c}{c_{k1}}$$

Po przekształceniu:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{k1} = \frac{K_{a1} c_{k1}}{[\text{H}_3\text{O}^+]_c}$$

Analogicznie dla kwasu mrówkowego:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{k2} = \frac{K_{a2} c_{k2}}{[\text{H}_3\text{O}^+]_c}$$

Zatem całkowite stężenie jonów oksoniowych jest równe:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_c = \frac{K_{a1} c_{k1}}{[\text{H}_3\text{O}^+]_c} + \frac{K_{a2} c_{k2}}{[\text{H}_3\text{O}^+]_c}$$

Po przekształceniu:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_c = \sqrt{K_{a1} c_{k1} + K_{a2} c_{k2}}$$

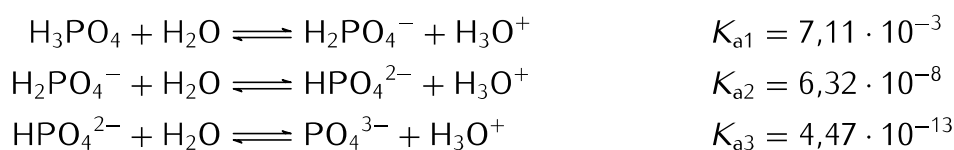
Podstawiając dane otrzymujemy:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_c = \sqrt{1,75 \cdot 10^{-5} \cdot 0,0100 + 1,80 \cdot 10^{-4} \cdot 0,100} = 4,26 \cdot 10^{-3}$$

Odpowiedź: Stężenie jonów oksoniowych w roztworze wynosi $4,26 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

7.2.4 Obliczanie pH roztworów kwasów wieloprotonowych

Wieloprotonowe kwasy i zasady dysocjują w wodzie stopniowo, dlatego też obliczanie pH roztworów tego typu związków jest bardziej skomplikowane. Dla przykładu kwas ortofosforowy(v) H_3PO_4 (kwas trójprotonowy) ulega dysocjacji trójstopniowej zgodnie z równaniami:



Dla każdego stopnia dysocjacji możemy podać wyrażenie na stałą:

$$K_{a1} = \frac{[\text{H}_2\text{PO}_4^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]} \quad K_{a2} = \frac{[\text{HPO}_4^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} \quad K_{a3} = \frac{[\text{PO}_4^{3-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HPO}_4^{2-}]}$$

Sumarycznie stężenie jonów oksoniowych jest więc równe sumie stężeń tych jonów pochodzących z każdego stopnia dysocjacji:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_c = [\text{H}_3\text{O}^+]_1 + [\text{H}_3\text{O}^+]_2 + [\text{H}_3\text{O}^+]_3$$

Ponieważ K_{a1} jest dużo większe od pozostałych stałych dysocjacji ($K_{a1} \gg K_{a2} \gg K_{a3}$), to udział stężenia jonów oksoniowych pochodzących z pierwszego stopnia dysocjacji jest największy. Stężenie jonów oksoniowych pochodzących z drugiego i trzeciego stopnia dysocjacji jest na tyle małe, że można je zaniedbać. Także nie popełnimy dużego błędu przyjmując, że:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_c \approx [\text{H}_3\text{O}^+]_1$$

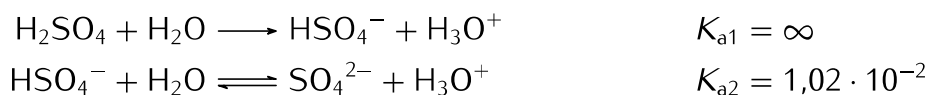
Korzystając z wrażenia na K_{a1} po przekształceniach otrzymujemy ponownie wzór 7.25:

$$K_{a1} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c_k - [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Podobnie jak wcześniej dla $\alpha \leq 5\%$, czyli $\frac{c}{K} > 400$ równanie to przyjmuje postać wzoru 7.26:

$$K_{a1} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c_k}$$

Trochę inaczej sytuacja wygląda w przypadku kwasu siarkowego(VI). Ulega on dysocjacji dwustopniowej, jednak pierwszy stopień dysocjacji zachodzi praktycznie całkowicie i w tym sensie kwas siarkowy(VI) jest elektrolitem mocnym.



$$K_{a2} = \frac{[\text{SO}_4^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]_c}{[\text{HSO}_4^-]} \quad (7.31)$$

Stopień dysocjacji jonów HSO_4^- można porównać z kwasami średniej mocy. W związku z tym chcąc obliczyć pH kwasu siarkowego(VI) należy uwzględnić stężenie jonów oksoniowych pochodzące z obydwu stopni dysocjacji:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_c = [\text{H}_3\text{O}^+]_1 + [\text{H}_3\text{O}^+]_2 \quad (7.32)$$

przy czym:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_1 = c_k \quad [\text{H}_3\text{O}^+]_2 = [\text{SO}_4^{2-}] \quad (7.33)$$

Podstawiając 7.33 do 7.32 otrzymujemy:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_c = c_k + [\text{SO}_4^{2-}] \quad (7.34)$$

Stężenie jonów siarczanowych(VI) wynosi zatem:

$$[\text{SO}_4^{2-}] = [\text{H}_3\text{O}^+]_c - c_k \quad (7.35)$$

Dodatkowo wiemy, że:

$$[\text{HSO}_4^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]_1 - [\text{SO}_4^{2-}] \quad (7.36)$$

czyli:

$$[\text{HSO}_4^-] = c_k - [\text{SO}_4^{2-}] \quad (7.37)$$

Wstawiając równanie 7.35 do 7.37 dostajemy:

$$[\text{HSO}_4^-] = c_k - ([\text{H}_3\text{O}^+]_c - c_k) \quad (7.38)$$

Podstawiając równania 7.35 i 7.38 do wzoru 7.31 na stałą dysocjacji mamy:

$$K_{a2} = \frac{([\text{H}_3\text{O}^+]_c - c_k)[\text{H}_3\text{O}^+]_c}{2c_k - [\text{H}_3\text{O}^+]_c} \quad (7.39)$$

Po przekształceniu otrzymujemy równanie kwadratowe:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_c^2 + (K_{a2} - c_k)[\text{H}_3\text{O}^+]_c - 2c_k K_{a2} = 0 \quad (7.40)$$

Przykład 7.7: Obliczanie pH roztworu kwasu siarkowego(VI).

Zmieszano 100 cm^3 roztworu kwasu siarkowego(VI) o stężeniu $0,200 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ ze 100 cm^3 roztworu tego kwasu o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Oblicz pH roztworu po zmieszaniu.

Rozwiązanie: Na początku należy policzyć stężenie roztworu kwasu siarkowego(VI) po zmieszaniu. W tym celu obliczamy liczbę moli cząsteczek kwasu w każdym z roztworów:

$$n_1 = c_1 V_1 = 0,2 \cdot 0,1 = 0,02 \text{ mol}$$

$$n_2 = c_2 V_2 = 0,1 \cdot 0,1 = 0,01 \text{ mol}$$

Po zmieszaniu:

$$n_k = n_1 + n_2 = 0,02 + 0,01 = 0,03 \text{ mol}$$

$$V_k = V_1 + V_2 = 0,1 + 0,1 = 0,2 \text{ dm}^3$$

Stężenie nowego roztworu kwasu siarkowego(VI) po zmieszaniu wynosi zatem:

$$c_k = \frac{n_k}{V_k} = \frac{0,03}{0,2} = 0,15 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Korzystając z wcześniejszych rozważań oraz wzoru 7.40 obliczamy stężenie jonów oksoniowych w otrzymanym roztworze:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_c^2 + (K_{a2} - c_k)[\text{H}_3\text{O}^+]_c - 2c_k K_{a2} = 0$$

Przy czym stałą równowagi odczytujemy z Tab. A.1:

$$K_{a2} = 10^{-1,990} = 0,0102$$

Oznaczając jako $x \leftarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_c$ oraz podstawiając dane liczbowe otrzymujemy równanie:

$$x^2 - 0,1398x - 3,06 \cdot 10^{-3} = 0$$

Obliczamy wyróżnik równania kwadratowego:

$$\Delta = b^2 - 4ac = (-0,1398)^2 - 4 \cdot 1 \cdot (-3,06 \cdot 10^{-3}) = 0,03178 \quad \sqrt{\Delta} = 0,1783$$

i następnie rozwiązania:

$$x_1 = \frac{-b - \sqrt{\Delta}}{2a} = -0,01925 \quad x_2 = \frac{-b + \sqrt{\Delta}}{2a} = 0,15905$$

Wybieramy wynik dodatni, zatem:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]_c = -\log x_2 = -\log(0,15905) = 0,7985$$

Odpowiedź: pH roztworu po zmieszaniu wynosi 0,80.

Gdybyśmy w powyższym przykładzie nie uwzględnili drugiego stopnia dysocjacji kwasu siarkowego(VI), to $[\text{H}_3\text{O}^+] = c_k = 0,150 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, a $\text{pH} = 0,82$.

7.3 Bufory

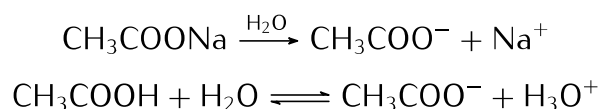
Roztwory buforowe to takie roztwory, które utrzymują pH na stałym poziomie. Dodatek niewielkich ilości mocnego kwasu lub mocnej zasady, a także rozcieńczanie nie powodują zmiany pH. Znane są dwa typy buforów:

- **bufor kwasowy** ($\text{pH} < 7$) jest mieszaniną słabego kwasu i sprzężonej z nim zasady (soli tego kwasu i mocnej zasady), np.: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$ (bufor octanowy)
- **bufor zasadowy** ($\text{pH} > 7$) jest mieszaniną słabej zasady i sprzężonego z nią kwasu (jej soli z mocnym kwasem), np.: $\text{NH}_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$ (bufor amonowy)

Roztwór buforowy może również stanowić mieszanina dwóch soli kwasów wieloprotonowych np.: $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NaH}_2\text{PO}_4$ (bufor fosforanowy) lub $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{NaHCO}_3$ (bufor węglanowy).

Roztwory buforowe mają szczególne znaczenie w układach biologicznych, gdzie utrzymują np. pH krwi i płynów komórkowych na poziomie 7,4.

Rozważmy bufor octanowy: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$. W takim roztworze następuje dysocjacja jego składników:



Z powyższych równań reakcji dysocjacji można zauważyć, że oba elektrolity dostarczają jonów octanowych CH_3COO^- , ale to całkowicie zdysocjowana sól jest ich głównym dostarczycielem,

przez co, dzięki efektowi wspólnego jonu, hamuje ona dysocjację słabego kwasu. Stan równowagi w takim układzie opisuje stała dysocjacji słabego kwasu:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \quad (7.41)$$

Całkowite stężenie (c) jonów octanowych jest równe sumie stężenia jonów octanowych pochodzących z dysocjacji kwasu (k) oraz soli (s):

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-]_c = [\text{CH}_3\text{COO}^-]_k + [\text{CH}_3\text{COO}^-]_s \quad (7.42)$$

Z racji tego, że sól jest zdysocjowana całkowicie:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-]_s = c_s \quad (7.43)$$

Stężenie jonów octanowych w takim roztworze jest duże, więc równowaga zostaje przesunięta, a kwas dysocjuje w bardzo niewielkim stopniu:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{kw}} \ll [\text{CH}_3\text{COO}^-]_s \quad (7.44)$$

W związku z tym, nie popełniając dużego błędu, można założyć, że:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-]_c \approx c_s \quad [\text{CH}_3\text{COOH}] \approx c_k \quad (7.45)$$

Wstawiając zależności 7.45 do 7.41 mamy:

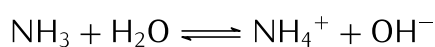
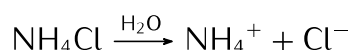
$$K_a = \frac{c_s[\text{H}_3\text{O}^+]}{c_k} \quad (7.46)$$

Przekształcając otrzymany wzór można obliczyć stężenie jonów oksoniowych, a następnie pH.

Przykład 7.8: Obliczanie pH buforu amonowego.

Oblicz pH roztworu buforowego zawierającego $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ NH_4Cl oraz $0,200 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ NH_3 .

Rozwiązanie: Dla powyższego buforu amonowego, analogicznie jak dla buforu octanowego, w roztworze mamy dysocjację jego składników:



Wyrażenie na stałą dysocjacji ma postać:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \quad (7.47)$$

Obecność soli całkowicie zdysocjowanej prowadzi do uproszczeń:

$$[\text{NH}_4^+]_c \approx c_s \quad [\text{NH}_3] \approx c_z \quad (7.48)$$

Podstawiając 7.48 do 7.47 mamy:

$$K_b = \frac{c_s[\text{OH}^-]}{c_z} \quad (7.49)$$

Z iloczynu jonowego wody 7.10 wiemy, że:

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \quad (7.50)$$

Kwasem sprzężonym z NH_3 jest NH_4^+ i to jego stałą kwasowości użyjemy w tym zadaniu:

$$K_w = K_a K_b \quad K_b = \frac{K_w}{K_a} \quad (7.51)$$

Podstawiając 7.50 i 7.51 do 7.49 mamy:

$$\frac{K_w}{K_a} = \frac{c_s \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]}}{c_z} \quad (7.52)$$

Po przekształceniu:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{c_s K_a}{c_z} \quad (7.53)$$

Wartość $\text{p}K_a$ odczytujemy z Tab. A.1 i przeliczamy na K_a

$$K_a = 10^{-9,244} = 5,70 \cdot 10^{-10}$$

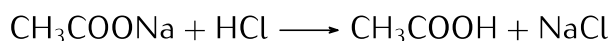
Podstawiamy dane do wzoru 7.53:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{0,100 \cdot 5,70 \cdot 10^{-10}}{0,200} = 2,85 \cdot 10^{-10} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

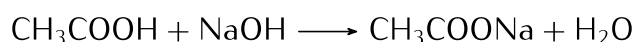
$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(2,85 \cdot 10^{-10}) = 9,55$$

Odpowiedź: pH buforu amonowego wynosi 9,55.

Jeżeli do roztworu buforowego wprowadzimy mocny kwas lub zasadę, to będą one reagować z odpowiednim jego składnikiem. I tak np. dodanie do buforu octanowego niewielkich ilości mocnego kwasu solnego powoduje, że przereaguje on z solą dając słaby kwas:



natomiast mocna zasada NaOH z kwasem dając słabą zasadę (jon octanowy):



Wówczas w roztworze buforowym następuje zmiana wartości stężeń poszczególnych składników, jednak nie wywołuje to znacznych zmian pH. Jeżeli jednak stężenie dodanego kwasu lub zasady przekroczy stężenie składników roztworu buforowego, wówczas pH takiego buforu zmienia się znacząco. Każdy bufor charakteryzuje tzw. **pojemność buforowa**, która wskazuje ile kwasu i zasady można dodać do buforu zanim przestanie on być odporny na zmianę pH. Bufor o dużej pojemności zachowuje swoje właściwości po dodaniu większej ilości kwasu lub zasady niż bufor o małej pojemności.

7.4 Hydroliza soli

Sole po rozpuszczeniu w wodzie dysocjują na jony, a następnie jony soli reagują z wodą, czyli ulegają hydrolizie. Możemy wyróżnić cztery typy soli:

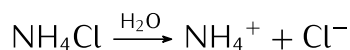
1. Sole mocnych kwasów i mocnych zasad, np. NaCl
2. Sole słabych kwasów i mocnych zasad, np. CH₃COONa
3. Sole mocnych kwasów i słabych zasad, np. NH₄Cl
4. Sole słabych kwasów i słabych zasad, np. CH₃COONH₄

Hydroliza daje zauważalne skutki, gdy jest to reakcja jonów słabych elektrolitów z wodą w wyniku czego powstają słabo zdysocjowane kwasy lub zasady. W związku z tym tylko sole grup 2-4 będą ulegały reakcjom hydrolizy. Zgodnie z teorią Brønsteda, aniony pochodzące od słabych kwasów są zasadami sprzężonymi z tymi kwasami. Podobnie kationy pochodzące od słabych zasad są sprzężonymi z nimi kwasami. Wprowadzenie do roztworów wodnych kationowych kwasów lub anionowych zasad powoduje ich protolityczną reakcję z wodą zwaną właśnie hydrolizą. Ułamek wskazujący jaka część kationów lub anionów uległa hydrolizie zwany jest **stopniem hydrolizy** i oznaczany symbolem β .

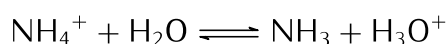
Prześledźmy jak należy obliczać pH roztworów soli, które ulegają hydrolizie.

7.4.1 Sole mocnych kwasów i słabych zasad

Przykładem tego typu soli jest chlorek amonu. Jest to mocny elektrolit, który w roztworze wodnym jest całkowicie zdysocjowany:



Kation amonowy reaguje dalej z wodą:



Reakcja ta jest odwracalna, dlatego po ustaleniu się stanu równowagi można napisać wzór na stałą:

$$K = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+][\text{H}_2\text{O}]} \qquad K[\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} \qquad (7.54)$$

Ponieważ w roztworze wodnym stężenie wody jest praktycznie stałe, to iloczyn $K[\text{H}_2\text{O}]$ też będzie stały i nosi on nazwę **stałej hydrolizy** K_h :

$$K_h = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} \qquad (7.55)$$

Z równania hydrolizy wynika, że $[\text{NH}_3] = [\text{H}_3\text{O}^+]$, natomiast zakładając całkowitą dysocjację soli oraz wiedząc, że tylko niewielka część jonów amonowych ulega reakcji hydrolizy, można przyjąć, że stężenie $[\text{NH}_4^+]$ w roztworze jest w przybliżeniu równe całkowitemu stężeniu soli $[\text{NH}_4^+] \approx c_s$.

Wygodniej jest w obliczeniach postugiwać się stałą dysocjacji zasadowej amoniaku, dlatego należy odpowiednio przekształcić wzór, a mianowicie:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \quad (7.56)$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] \quad (7.57)$$

Więc:

$$\frac{K_w}{K_b} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-][\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = K_h \quad (7.58)$$

Podstawiając 7.58 do 7.55 otrzymujemy:

$$\frac{K_w}{K_b} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c_s} \quad (7.59)$$

Wiemy, że $K_w K_b = K_a^*$. Stosujemy *, aby odróżnić stałą dysocjacji zasady od stałej sprzężonego z nią kwasu. Podstawiając to do 7.59 otrzymujemy:

$$K_a^* = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c_s} \quad (7.60)$$

stąd:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a^* c_s} \quad (7.61)$$

Oznacza to, że jon NH_4^+ możemy traktować tak jak słaby kwas.

Przykład 7.9: Obliczanie pH roztworu soli słabej zasady i mocnego kwasu.

Oblicz pH, stężenie amoniaku oraz stopień hydrolizy dla roztworu chlorku amonu o stężeniu $0,150 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Rozwiązanie: Korzystając z powyższych rozważań oraz wzoru 7.61 obliczamy stężenie jonów oksyniowych w roztworze. Wartość $\text{p}K_a^*$ odczytujemy z Tab. A.1 i przeliczamy na K_a^* :

$$K_a^* = 10^{-9,244} = 5,70 \cdot 10^{-10}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a^* c_s} = \sqrt{5,7 \cdot 10^{-10} \cdot 0,15} = 9,25 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(9,25 \cdot 10^{-6}) = 5,034$$

Z wyrażenia 7.55 na stałą hydrolizy wynika, że:

$$[\text{NH}_3] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 9,25 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

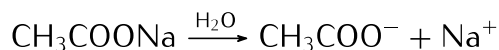
Z definicji stopnia hydrolizy wynika, że:

$$\beta = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c_s} = \frac{9,25 \cdot 10^{-6}}{0,15} = 6,17 \cdot 10^{-5}$$

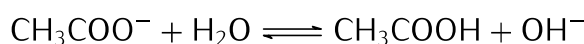
Odpowiedź: pH roztworu NH_4Cl o stężeniu $0,150 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ wynosi 5,03, stężenie amoniaku w tym roztworze jest równe $9,25 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, natomiast stopień hydrolizy wynosi $6,17 \cdot 10^{-5}$.

7.4.2 Sole słabych kwasów i mocnych zasad

Przykładem tego typu soli jest octan sodu. Jest to mocny elektrolit, który w roztworze wodnym jest całkowicie zdysocjowany:



Anion octanowy reaguje dalej z wodą:



Stąd stała hydrolizy:

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \quad (7.62)$$

Analogicznie jak wyżej:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{OH}^-] \quad [\text{CH}_3\text{COO}^-] \approx c_s \quad (7.63)$$

Uwzględniając stałą dysocjacji kwasu mamy:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} \quad (7.64)$$

Podstawiając 7.64 do równania 7.62 na stałą hydrolizy:

$$\frac{K_w}{K_a} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c_s} \quad (7.65)$$

Z iloczynu jonowego wody 7.10 mamy:

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \quad (7.66)$$

Wstawiamy 7.73 do wzoru 7.72:

$$\frac{K_w}{K_a} = \frac{K_w^2}{[\text{H}_3\text{O}^+]^2 c_s} \quad (7.67)$$

Po przekształceniu wzoru 7.74 otrzymujemy:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{\frac{K_a K_w}{c_s}} \quad (7.68)$$

Przykład 7.10: Obliczanie pH roztworu soli słabego kwasu i mocnej zasady.

Oblicz pH, stężenie kwasu octowego oraz stopień hydrolizy dla roztworu octanu sodu o stężeniu $0,0500 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Rozwiązanie: Korzystając z powyższych rozważań oraz wzoru 7.75 obliczamy stężenie jonów oksoniowych w roztworze. Wartość pK_a odczytujemy z Tab. A.1 i przeliczamy na K_a :

$$K_a = 10^{-4,757} = 1,75 \cdot 10^{-5}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{\frac{K_a K_w}{c_s}} = \sqrt{\frac{1,75 \cdot 10^{-5} \cdot 10^{-14}}{0,05}} = 1,87 \cdot 10^{-9} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1,87 \cdot 10^{-9}) = 8,73$$

Na podstawie 7.63 wiemy, że:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{OH}^-]$$

Korzystając z definicji iloczynu jonowego wody 7.10 wyznaczamy stężenie jonów wodorotlenowych:

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{1,87 \cdot 10^{-9}} = 5,35 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

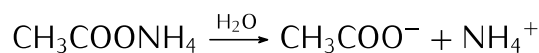
Z definicji stopnia hydrolizy wynika, że:

$$\beta = \frac{[\text{OH}^-]}{c_s} = \frac{5,35 \cdot 10^{-6}}{0,05} = 1,07 \cdot 10^{-4}$$

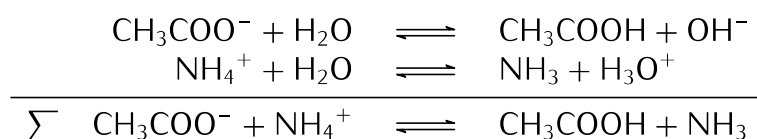
Odpowiedź: pH roztworu CH_3COONa o stężeniu $50,0 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ wynosi 8,73, stężenie kwasu octowego w tym roztworze jest równe $5,35 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, natomiast stopień hydrolizy wynosi $1,07 \cdot 10^{-4}$.

7.4.3 Sole słabych kwasów i słabych zasad

Przykładem tego typu soli jest octan amonu. Jest to mocny elektrolit całkowicie zdysocjowany w roztworze wodnym:



Zarówno jony octanowe, jak i amonowe będą dalej ulegały protolitycznej reakcji z wodą:



Stała hydrolizy:

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{NH}_3]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{NH}_4^+]} \quad (7.69)$$

Analogicznie jak wyżej:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{NH}_3] \quad [\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{NH}_4^+] \approx c_s \quad (7.70)$$

Uwzględniając stałą dysocjacji kwasu i zasady mamy:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a K_b} \quad (7.71)$$

Podstawiając 7.71 do wzoru 7.69 otrzymujemy:

$$\frac{K_w}{K_a K_b} = \frac{K_a^*}{K_a} = \frac{[\text{NH}_3]^2}{c_s^2} \quad (7.72)$$

Przekształcając wzór 7.55 na stałą hydrolizy otrzymujemy zależność:

$$[\text{NH}_3] = \frac{K_a^* c_s}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \quad (7.73)$$

Podstawiając 7.73 do 7.72 mamy:

$$\frac{K_a^*}{K_a} = \frac{(K_a^*)^2 c_s^2}{c_s^2 [\text{H}_3\text{O}^+]^2} \quad (7.74)$$

Po przekształceniu dostajemy:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a K_a^*} \quad (7.75)$$

Przykład 7.11: Obliczanie pH roztworu soli słabego kwasu i słabej zasady.

Oblicz pH, stężenie kwasu octowego i amoniaku oraz stopień hydrolizy dla roztworu octanu amonu o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Rozwiązanie: Korzystając z powyższych rozważań oraz wzoru 7.75 obliczamy stężenie jonów oksoniowych w roztworze. Wartość pK_a oraz pK_a^* odczytujemy z Tab. A.1 i przeliczamy na K_a oraz K_a^* :

$$K_a = 10^{-4,757} = 1,75 \cdot 10^{-5}$$

$$K_a^* = 10^{-9,244} = 5,70 \cdot 10^{-10}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{1,75 \cdot 10^{-5} \cdot 5,70 \cdot 10^{-10}} = 9,99 \cdot 10^{-8} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(9,99 \cdot 10^{-8}) = 7,00$$

Na podstawie 7.70 wiemy, że:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{NH}_3]$$

Korzystając ze wzoru 7.73 otrzymujemy:

$$[\text{NH}_3] = \frac{K_a^* c_s}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{5,70 \cdot 10^{-10} \cdot 0,100}{9,99 \cdot 10^{-8}} = 5,70 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

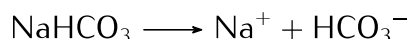
Z definicji stopnia hydrolizy wynika, że:

$$\beta = \frac{[\text{NH}_3]}{c_s} = \frac{5,70 \cdot 10^{-4}}{0,100} = 5,70 \cdot 10^{-3}$$

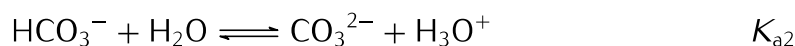
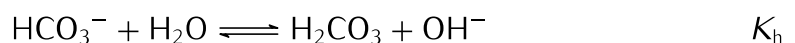
Odpowiedź: pH roztworu $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ wynosi 7,00, stężenia kwasu octowego oraz amoniaku w tym roztworze są równe $5,70 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, natomiast stopień hydrolizy wynosi $5,70 \cdot 10^{-3}$.

7.4.4 Wodorosole

Jednym z przykładów wodorosoli jest wodorowęglan sodu NaHCO_3 , który w roztworze wodnym jest elektrolitem mocnym całkowicie zdysocjowanym:



Anion wodorowęglanowy będzie w roztworze ulegać jednocześnie protolitycznej reakcji z wodą (hydrolizie) oraz dysocjacji zgodnie z poniższymi równaniami:



Dla każdej z tych reakcji równowagowych można napisać wyrażenie na stałą równowagi:

$$K_h = \frac{[\text{H}_2\text{CO}_3][\text{OH}^-]}{[\text{HCO}_3^-]} = \frac{K_w}{K_{a1}} \quad (7.76)$$

$$K_{a2} = \frac{[\text{CO}_3^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCO}_3^-]} \quad (7.77)$$

Reakcje dysocjacji i hydrolizy zachodzą w niewielkim stopniu, w związku z tym można przyjąć, że:

$$[\text{HCO}_3^-] \approx c_s \quad (7.78)$$

Układając uproszczony bilans materiałowy przyjmujemy, że stężenie cząstek, które przyjęły proton (H_2CO_3 , H_3O^+) jest równe stężeniu cząstek, które oddały proton (CO_3^{2-} , OH^-):

$$[\text{H}_2\text{CO}_3] + [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CO}_3^{2-}] + [\text{OH}^-] \quad (7.79)$$

Z iloczynu jonowego wody 7.10 mamy:

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \quad (7.80)$$

Do wyrażenia na stałą hydrolizy 7.76 wstawiamy 7.78 i 7.80:

$$\frac{K_w}{K_{a1}} = \frac{[\text{H}_2\text{CO}_3][\text{OH}^-]}{[\text{HCO}_3^-]} = \frac{[\text{H}_2\text{CO}_3]K_w}{c_s[\text{H}_3\text{O}^+]} \quad (7.81)$$

po czym wyznaczamy $[\text{H}_2\text{CO}_3]$:

$$[\text{H}_2\text{CO}_3] = \frac{c_s[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_{a1}} \quad (7.82)$$

Do wzoru 7.77 podstawiamy 7.78 oraz 7.80 i wyznaczamy $[\text{CO}_3^{2-}]$:

$$[\text{CO}_3^{2-}] = \frac{K_{a2}c_s}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \quad (7.83)$$

Podstawiając do bilansu materiałowego 7.79 wzory 7.80, 7.82 i 7.83 otrzymujemy:

$$\frac{c_s[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_{a1}} + [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_{a2}c_s}{[\text{H}_3\text{O}^+]} + \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \quad (7.84)$$

Przekształcamy względem $[\text{H}_3\text{O}^+]$:

$$c_s[\text{H}_3\text{O}^+]^2 + K_{a1}[\text{H}_3\text{O}^+]^2 = K_{a1}K_{a2}c_s + K_{a1}K_w \quad (7.85)$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2(c_s + K_{a1}) = K_{a1}(K_{a2}c_s + K_w) \quad (7.86)$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{\frac{K_{a1}(K_{a2}c_s + K_w)}{c_s + K_{a1}}} \quad (7.87)$$

Stosując dalsze uproszczenia:

$$c_s \gg K_{a1} \quad \text{więc} \quad c_s + K_{a1} \approx c_s \quad (7.88)$$

$$K_{a2}c_s \gg K_w \quad \text{więc} \quad K_{a2}c_s + K_w \approx K_{a2}c_s \quad (7.89)$$

Podstawiając 7.88 i 7.89 do wzoru 7.87 otrzymujemy:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{\frac{K_{a1}K_{a2}c_s}{c_s}} = \sqrt{K_{a1}K_{a2}} \quad (7.90)$$

Porównując wartości K_{a1} i K_{a2} można w bardzo prosty sposób oszacować, czy roztwór wodorosoli będzie kwasowy czy zasadowy. W tym przypadku $K_{a1} > K_{a2}$, więc roztwór będzie zasadowy.

Przykład 7.12: Obliczanie pH roztworu wodorosoli.

Oblicz pH, stężenie kwasu węglowego oraz stopień hydrolizy dla roztworu wodorowęglanu sodu o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Rozwiązanie: Korzystając z powyższych rozważań oraz wzoru ?? obliczamy stężenie jonów oksoniowych w roztworze. Wartości pK_{a1} oraz pK_{a2} odczytujemy z Tab. A.1 i przeliczamy na K_{a1} oraz K_{a2} :

$$K_{a1} = 10^{-6,352} = 4,45 \cdot 10^{-7}$$

$$K_{a2} = 10^{-10,329} = 4,69 \cdot 10^{-11}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_{a1}K_{a2}} = \sqrt{4,45 \cdot 10^{-7} \cdot 4,69 \cdot 10^{-11}} = 4,57 \cdot 10^{-9} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(4,57 \cdot 10^{-9}) = 8,34$$

Z wzoru 7.82 obliczamy stężenie kwasu węglowego:

$$[\text{H}_2\text{CO}_3] = \frac{c_s[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_{a1}} = \frac{0,1 \cdot 4,57 \cdot 10^{-9}}{4,45 \cdot 10^{-7}} = 1,03 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Z definicji stopnia hydrolizy wynika, że:

$$\beta = \frac{[\text{H}_2\text{CO}_3]}{c_s} = \frac{1,03 \cdot 10^{-3}}{0,1} = 1,07 \cdot 10^{-2}$$

Odpowiedź: pH roztworu NaHCO_3 o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ wynosi 8,34, stężenie kwasu węglowego w tym roztworze jest równe $1,03 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, natomiast stopień hydrolizy wynosi $1,07 \cdot 10^{-2}$.

7.5 Zadania

Elektrolity słabe, prawo rozcieńczeń Ostwalda

1. Oblicz stopień dysocjacji dla roztworów poniższych substancji o stężeniu $0,0100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$: a) kwas octowy CH_3COOH b) amoniak NH_3 c) kwas azotowodorowy HN_3 d) metyloamina CH_3NH_2 .
2. Stopień dysocjacji kwasu azotowego(III) w roztworze o stężeniu $0,0200 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ wynosi 20,0%. Oblicz stałą dysocjacji.
3. Oblicz stężenie molowe roztworu kwasu octowego, którego stopień dysocjacji wynosi a) 3,0% b) 30,0%.
4. Oblicz stężenie molowe wodnego roztworu amoniaku, którego stopień dysocjacji wynosi a) 2,0% b) 45,0%
5. Oblicz stężenie molowe jonów H_3O^+ i $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$ powstałych w wyniku dysocjacji kwasu benzoesowego, którego stopień dysocjacji wynosi 10,0%.
6. Oblicz pH roztworu kwasu HClO_2 , jeżeli wiadomo, że stopień dysocjacji kwasu w tym roztworze wynosi 4,60%. Przyjmij $\text{p}K_a = 2,00$.
7. Jak zmieni się stopień dysocjacji kwasu octowego, jeżeli do 100 cm^3 roztworu tego kwasu o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ dodamy 400 cm^3 wody?
8. Zmieszano 100 cm^3 roztworu amoniaku o stężeniu $0,0200 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i 200 cm^3 roztworu amoniaku o stężeniu $0,0100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Oblicz stopień dysocjacji amoniaku w otrzymanym roztworze.
9. Z 500 cm^3 roztworu kwasu mrówkowego o stężeniu $0,0100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ odparowano 200 cm^3 wody. Oblicz jak zmieni się stopień dysocjacji kwasu w tym roztworze.
10. Ile razy wzrośnie stopień dysocjacji amoniaku, jeśli roztwór o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ zostanie rozcieńczony pięciokrotnie?
11. Ile cm^3 wody należy dodać do 100 cm^3 roztworu kwasu benzoesowego, aby jego stopień dysocjacji wzrósł dwukrotnie? Załóż, że $\alpha < 5\%$.

Obliczanie pH roztworów mocnych kwasów i zasad

12. Oblicz pH i pOH roztworu, w którym stężenie jonów oksoniowych wynosi a) $2,50 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
b) $5,00 \cdot 10^{-10} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ c) $3,00 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.
13. Oblicz pH i pOH roztworu, w którym stężenie jonów wodorotlenowych wynosi a) $1,50 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ b) $3,00 \cdot 10^{-12} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ c) $2,30 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.
14. Oblicz stężenie jonów wodorotlenowych i oksoniowych w roztworze, dla którego:
a) pH = 3,20 b) pOH = 2,60 c) pH = 8,32 d) pOH = 13,60 e) pH = 1,27.
15. Oblicz pH następujących roztworów przy założeniu $\alpha = 1,00$: a) $0,200 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ HCl
b) $0,0500 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ HNO₃ c) $0,0900 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ NaOH d) $0,00100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ Ca(OH)₂.
16. Oblicz pH wodnego roztworu HNO₃ o stężeniu $2,50 \cdot 10^{-9} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.
17. Oblicz pH wodnego roztworu NaOH o stężeniu $5,00 \cdot 10^{-8} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.
18. Oblicz pH i stężenie jonów oksoniowych w 7,0% wodnym roztworze HNO₃ o gęstości $1,037 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$. W obliczeniach uwzględnij współczynnik aktywności dla jonów oksoniowych $f = 0,7351$.
19. Do jakiej objętości należy rozcieńczyć 20,0 cm³ roztworu HNO₃ o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, aby pH roztworu wynosiło 2,60?
20. Oblicz pOH i stężenie jonów H₃O⁺ w roztworze powstałym po zmieszaniu 50,0 cm³ roztworu HCl o stężeniu $0,200 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ z 50,0 cm³ roztworu KNO₃ o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.
21. Zmieszano równe objętości roztworu HNO₃ o stężeniu $0,200 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i roztworu KCl o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Oblicz pH wynikowego roztworu.
22. Oblicz pH roztworu otrzymanego przez rozcieńczenie 20,0 cm³ roztworu KOH o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ do objętości 250 cm³.
23. 20,0 cm³ roztworu HCl o stężeniu 17,05% i gęstości $1,07 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ rozcieńczono wodą do objętości 1000 cm³. Oblicz pH otrzymanego roztworu.
24. Do jakiej objętości należy rozcieńczyć 10,0 cm³ roztworu wodorotlenku potasu o stężeniu 5,0% i gęstości $1,10 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$, aby otrzymać roztwór o pH = 12,00?
25. Oblicz pH roztworu otrzymanego przez zmieszanie 100 cm³ roztworu HCl o stężeniu 5,0% i gęstości $1,023 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ z:
a) 200 cm³ wody
b) 50,0 cm³ roztworu NaOH o stężeniu 5,0% i gęstości $1,054 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$
c) 352 cm³ roztworu NaOH o pH = 13,60
d) 100 cm³ roztworu NaOH o stężeniu 10,0% i gęstości $1,109 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$
26. Roztwór kwasu azotowego(V) o stężeniu $0,0100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ rozcieńczono pięćset tysięcy razy. Oblicz jak zmieni się pH otrzymanego roztworu.
27. Oblicz pH roztworu zawierającego 7,10 mg HCl w 2,00 m³ wody.

Obliczanie pH roztworów słabych kwasów i zasad

28. Oblicz stężenie jonów oksoniowych oraz pH następujących roztworów:
- roztwór kwasu mrówkowego o stężeniu $0,0300 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
 - roztwór amoniaku o stężeniu $0,0500 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
 - roztwór kwasu chlorooctowego o stężeniu $0,200 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
 - roztwór metyloaminy o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
29. Oblicz pH 15,0% roztworu kwasu octowego o gęstości $1,02 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.
30. Oblicz pH oraz stężenie jonów amonowych 10,0% roztworu amoniaku o gęstości $0,958 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.
31. pH wodnego roztworu kwasu octowego wynosi 2,10. Oblicz stężenie tego kwasu.
32. pH wodnego roztworu amoniaku wynosi 11,10. Oblicz stężenie tego roztworu.
33. Roztwór kwasu benzoowego o $\text{pH} = 2,65$ rozcieńczono dwukrotnie. Oblicz pH roztworu po rozcieńczeniu.
34. Ile cm^3 wody należy dodać do $10,0 \text{ cm}^3$ 15,0% wodnego roztworu amoniaku o gęstości $0,940 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$, aby otrzymać roztwór o $\text{pH} = 11,55$?
35. pH roztworu kwasu octowego wynosi 2,60. Jaką objętość wody należy dodać do $20,0 \text{ cm}^3$ tego roztworu, aby pH po rozcieńczeniu było równe 3,49?
36. Zmieszano 100 cm^3 roztworu amoniaku o $\text{pH} = 11,70$ z 300 cm^3 roztworu amoniaku o stężeniu $0,200 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Oblicz pH otrzymanego roztworu.
37. Oblicz pH roztworu otrzymanego przez zmieszanie 400 cm^3 roztworu NH_4Cl o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ z 100 cm^3 roztworu NaOH o stężeniu $0,400 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.
38. Oblicz pH roztworu otrzymanego przez zmieszanie 200 cm^3 roztworu CH_3COONa o stężeniu $0,600 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ z 400 cm^3 roztworu HCl o stężeniu $0,300 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.
39. Do 16,0 g czystego NH_4Cl dodano stechiometryczną ilość wodorotlenku sodu. Wydzielony amoniak zaabsorbowano w $1,50 \text{ dm}^3$ wody, przy czym objętość roztworu nie uległa zmianie. Obliczyć pH otrzymanego roztworu.
40. Zmieszano 100 cm^3 kwasu octowego o $\text{pH} = 2,20$ z 100 cm^3 roztworu tego samego kwasu o $\text{pH} = 2,70$. Oblicz pH roztworu po zmieszaniu.
41. Do 100 cm^3 roztworu kwasu cyjanowodorowego HCN o stężeniu $0,00700 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ dodano 150 cm^3 wody. Jak zmieniła się wartość pH roztworu?
42. Oblicz pH roztworu aniliny o stężeniu $0,0100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.
43. W 200 cm^3 wody rozpuszczono 0,340 g gazowego amoniaku. Jakie jest pH otrzymanego roztworu?
44. Oblicz pH roztworu otrzymanego przez zmieszanie równych objętości roztworu kwasu benzoowego o stężeniu $0,400 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i roztworu kwasu mrówkowego o stężeniu $0,300 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

45. Oblicz stężenie molowe jonów NH_4^+ oraz pH roztworu zawierającego w $1,00 \text{ dm}^3$ $0,200 \text{ mol}$ amoniaku i $0,100 \text{ mol}$ dimetyloaminy.
46. Zmieszano $50,0 \text{ cm}^3$ roztworu CH_3COOH o stężeniu $0,400 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i $50,0 \text{ cm}^3$ roztworu HCOOH o nieznanym stężeniu. pH roztworu po zmieszaniu wynosiło $2,24$. Oblicz początkowe stężenie roztworu kwasu mrówkowego.

Obliczanie pH roztworów kwasów wieloprotonowych

47. Oblicz pH roztworu kwasu siarkowego(VI) o stężeniu a) $0,0200 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ b) $1,00 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.
48. $20,0 \text{ cm}^3$ $80,0\%$ roztworu H_2SO_4 o gęstości $1,84 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ rozcieńczono do objętości 800 cm^3 . Oblicz pH otrzymanego roztworu.
49. Oblicz pH roztworu zawierającego $2,45 \text{ g}$ H_2SO_4 w 200 cm^3 roztworu.
50. Oblicz pH roztworu kwasu siarkowodorowego o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.
51. Oblicz pH roztworu kwasu węglowego o stężeniu $0,0125 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.
52. Oblicz pH roztworu kwasu ortofosforowego(V) o stężeniu $0,0800 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.
53. Stężenie jonów wodoroszczawianowych HC_2O_4^- w roztworze kwasu szczawiowego wynosi $5,00 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Oblicz pH oraz stężenie tego kwasu.

Bufory

54. Oblicz pH oraz stopień dysocjacji kwasu w roztworze otrzymanym przez zmieszanie 100 cm^3 roztworu HCOOH o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ z 100 cm^3 roztworu HCOOK o stężeniu $0,0500 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.
55. Oblicz pH roztworu otrzymanego przez zmieszanie równych objętości roztworu amoniaku o stężeniu $0,200 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ oraz azotanu(V) amonu o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.
56. $5,00 \text{ cm}^3$ $25,0\%$ roztworu amoniaku o gęstości $0,907 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ oraz $8,10 \text{ g}$ NH_4Cl wprowadzono do wody uzyskując 100 cm^3 roztworu. Oblicz pH roztworu oraz stopień dysocjacji amoniaku.
57. W jakim stosunku objętościowym należy zmieszać roztwór CH_3COOH o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ z roztworem CH_3COONa o stężeniu $0,500 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, aby otrzymać roztwór o $\text{pH} = 4,50$?
58. Ile cm^3 roztworu HCOOH o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ należy dodać do 100 cm^3 roztworu HCOOK o stężeniu $0,0500 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, aby otrzymać roztwór o $\text{pH} = 3,00$?
59. Ile gramów NH_4Cl należy dodać do 500 cm^3 roztworu amoniaku o stężeniu $0,200 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, aby pH zmniejszyło się o jednostkę? W obliczeniach pominąć zmianę objętości roztworu.
60. Ile cm^3 roztworu NaOH o stężeniu $0,200 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ należy dodać do 100 cm^3 roztworu kwasu benzoowego o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, aby otrzymać roztwór buforowy o $\text{pH} = 5,00$?
61. Ile gramów stałego KOH należy dodać do 800 cm^3 roztworu CH_3COOH o stężeniu $0,400 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, aby otrzymać roztwór buforowy o $\text{pH} = 3,60$?

62. Zmieszano $20,0 \text{ cm}^3$ roztworu amoniaku o stężeniu $0,500 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ z $30,0 \text{ cm}^3$ roztworu siarczanu(VI) amonu o stężeniu $0,800 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Oblicz pH roztworu po zmieszaniu.
63. Ile gramów siarczanu(VI) amonu należy dodać do 100 cm^3 roztworu amoniaku o stężeniu $0,250 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, aby pH otrzymanego roztworu wyniosło 9,60? Zmianę objętości zaniedbać.
64. W roztworze buforowym o objętości $1,00 \text{ dm}^3$ stężenie kwasu mrówkowego równe jest $0,0400 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, a stężenie mrówczanu sodu wynosi $0,200 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Oblicz jak zmieni się pH roztworu po dodaniu: a) $10,0 \text{ mmol HNO}_3$ b) $20,0 \text{ mmol KOH}$. Przyjmij, że objętość roztworu nie uległa zmianie.
65. Zmieszano 100 cm^3 roztworu kwasu azotowodorowego o $\text{pH} = 2,70$ z 200 cm^3 roztworu NaOH o stężeniu $0,0750 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Oblicz pH roztworu po zmieszaniu.
66. Zmieszano $20,0 \text{ cm}^3$ roztworu CH_3COONa o stężeniu $0,500 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ z $50,0 \text{ cm}^3$ roztworu HCl o stężeniu $0,150 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i 130 cm^3 wody. Oblicz pH roztworu po zmieszaniu.
67. Ile cm^3 roztworu amoniaku o stężeniu $0,500 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ należy dodać do $50,0 \text{ cm}^3$ roztworu NH_4Cl o stężeniu $1,00 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, aby otrzymać roztwór o $\text{pH} = 8,00$?
68. Oblicz jak zmieni się pH roztworu buforowego, gdy do $2,00 \text{ dm}^3$ roztworu zawierającego $1,00 \text{ mol CH}_3\text{COOH}$ i $1,50 \text{ mol CH}_3\text{COOK}$ dodano $0,100 \text{ mol HCl}$.
69. Oblicz pH roztworu otrzymanego przez rozpuszczenie $17,0 \text{ g KH}_2\text{PO}_4$ i $71,0 \text{ g Na}_2\text{HPO}_4$ w wodzie i rozcieńczeniu do $1,00 \text{ dm}^3$.
70. Zmieszano 100 cm^3 roztworu H_3PO_4 o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ z 100 cm^3 roztworu KOH o stężeniu $0,150 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Oblicz pH otrzymanego roztworu.
71. Zmieszano 300 cm^3 roztworu K_3PO_4 o stężeniu $1,00 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ ze 100 cm^3 roztworu H_2SO_4 o stężeniu $2,00 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Oblicz pH roztworu po zmieszaniu.
72. Oblicz pH roztworu otrzymanego przez zmieszanie równych objętości roztworu Na_2CO_3 o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ oraz NaHCO_3 o stężeniu $0,0500 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.
73. Ile moli Na_2CO_3 należy dodać do $1,00 \text{ dm}^3$ roztworu NaHCO_3 o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, aby otrzymać roztwór o $\text{pH} = 11,00$? W obliczeniach pominąć zmianę objętości roztworu.
74. Zmieszano $50,0 \text{ cm}^3$ roztworu HCOOH o stężeniu $0,200 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ z $30,0 \text{ cm}^3$ roztworu NaOH o stężeniu $0,300 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i $20,0 \text{ cm}^3$ roztworu HCl o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Oblicz pH roztworu po zmieszaniu.

Hydroliza soli

75. Które z wymienionych soli ulegają hydrolizie? Napisz reakcje hydrolizy. Podaj odczyn roztworu: a) K_2S b) NaNO_3 c) CuCl_2 d) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ e) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ f) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ g) FeCl_2 h) K_2CO_3 i) KCl j) AgNO_3 k) BeCl_2 .
76. Oblicz pH, stopień hydrolizy oraz stężenie amoniaku dla roztworu NH_4NO_3 o stężeniu $0,0500 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

77. Oblicz pH, stopień hydrolizy oraz stężenie kwasu mrówkowego dla roztworu HCOONa o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.
78. Oblicz pH oraz stopień hydrolizy dla roztworu $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ o stężeniu $0,200 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.
79. Oblicz pH roztworu $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ o stężeniu $0,0300 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.
80. pH roztworu CH_3COOK wynosi 9,20. Oblicz stężenie oraz stopień hydrolizy soli.
81. Porównaj pH roztworów soli amoniowych o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$: $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$, $(\text{CH}_3)_2\text{NH}_2\text{Cl}$, $(\text{CH}_3)_3\text{NHCl}$.
82. Oblicz jak zmieni się pH, jeżeli 200 cm^3 roztworu NH_4NO_3 o stężeniu $0,500 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ rozcieńczono do 500 cm^3 .
83. Zmieszano 300 cm^3 roztworu CH_3COOH o stężeniu $0,400 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ z 200 cm^3 roztworu NH_3 o stężeniu $0,600 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Oblicz pH i stężenie amoniaku w otrzymanym roztworze.
84. Zmieszano $50,0 \text{ cm}^3$ roztworu HCOOH o $\text{pH} = 2,70$ z $50,0 \text{ cm}^3$ roztworu NaOH o $\text{pH} = 12,38$. Oblicz pH roztworu po zmieszaniu.
85. Zmieszano $30,0 \text{ cm}^3$ roztworu amoniaku o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, $20,0 \text{ cm}^3$ roztworu HNO_3 o stężeniu $0,200 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i $10,0 \text{ cm}^3$ roztworu KOH o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i dopełniono wodą do 100 cm^3 . Oblicz pH otrzymanego roztworu.
86. Oblicz pH i stopień hydrolizy dla roztworu Na_2CO_3 o stężeniu $0,150 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.
87. Oblicz pH i stopień hydrolizy dla roztworu KHCO_3 o stężeniu $0,350 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.
88. Do 100 cm^3 roztworu CH_3COONa o stężeniu $0,200 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ dodano:
- a) 100 cm^3 roztworu KNO_3 o stężeniu $0,200 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
 - b) 100 cm^3 roztworu HCl o stężeniu $0,200 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
 - c) 100 cm^3 roztworu HCl o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

Oblicz pH otrzymanych roztworów.

89. Do 100 cm^3 roztworu NH_4Cl o stężeniu $0,200 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ dodano:
- a) 100 cm^3 roztworu KNO_3 o stężeniu $0,200 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
 - b) 100 cm^3 roztworu NaOH o stężeniu $0,200 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
 - c) 100 cm^3 roztworu NaOH o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

Oblicz pH otrzymanych roztworów.

7.6 Odpowiedzi

Wartości pH i pOH zostały zaokrąglone do dwóch miejsc dziesiętnych.

1. a) 0,042 b) 0,042 c) 0,044 d) 0,188
2. $1,00 \cdot 10^{-3}$
3. a) $1,94 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ b) $1,36 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
4. a) $4,40 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ b) $4,75 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
5. $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] = 5,81 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
6. 0,66
7. $\alpha_2 = 2\alpha_1$
8. 0,037
9. zmaleje o 0,028
10. 2,24 raza
11. 300 cm^3
12. a) pH = 4,60; pOH = 9,40
b) pH = 9,30; pOH = 4,70
c) pH = 1,52; pOH = 12,48
13. a) pH = 9,18; pOH = 4,82
b) pH = 2,50; pOH = 11,50
c) pH = 12,36; pOH = 1,64
14. a) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 6,30 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$;
 $[\text{OH}^-] = 1,59 \cdot 10^{-11} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
b) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,98 \cdot 10^{-12} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$;
 $[\text{OH}^-] = 2,50 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
c) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 4,79 \cdot 10^{-9} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$;
 $[\text{OH}^-] = 2,09 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
d) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,400 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$;
 $[\text{OH}^-] = 2,50 \cdot 10^{-14} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
e) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 5,40 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$;
 $[\text{OH}^-] = 1,86 \cdot 10^{-13} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
15. a) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,200 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$;
pH = 0,70
b) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,0500 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$;
pH = 1,30
c) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,11 \cdot 10^{-13} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$;
pH = 12,95
- d) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 5,00 \cdot 10^{-12} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$;
pH = 11,30
16. 6,99
17. 7,10
18. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,15 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$; pH = 0,07
19. 796 cm^3
20. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$; pOH = 13,00
21. 1,00
22. 11,90
23. 1,00
24. 982 cm^3
25. a) 0,33 b) 0,31 c) 7,00 d) 13,84
26. wzrośnie, $\Delta\text{pH} = 4,96$
27. 6,80
28. a) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,24 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$;
pH = 2,65
b) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,07 \cdot 10^{-11} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$;
pH = 10,97
c) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,58 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$;
pH = 1,80
d) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,56 \cdot 10^{-12} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$;
pH = 11,81
29. 2,18
30. pH = 12,00; $[\text{NH}_4^+] = 9,93 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
31. $3,61 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
32. $0,0920 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
33. 2,79
34. 105 cm^3
35. $1,13 \text{ dm}^3$
36. 11,48
37. 11,07
38. 2,73
39. 11,27

40. 2,33
41. wzrośnie, $\Delta\text{pH} = 0,20$
42. 8,29
43. 11,12
44. 2,20
45. $[\text{NH}_4^+] = 5,26 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$; $\text{pH} = 11,80$
46. $0,328 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
47. a) 1,59
b) 4,70
48. 0,41
49. 0,87
50. 4,00
51. 4,13
52. 1,69
53. $\text{pH} = 1,30$; $c = 9,47 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
54. $\text{pH} = 3,44$; $\alpha = 7,20 \cdot 10^{-3}$
55. 9,54
56. $\text{pH} = 8,89$; $\alpha = 1,16 \cdot 10^{-5}$
57. $\frac{v_1}{v_2} = 9,03$
58. 278 cm^3
59. 0,503 g
60. $43,0 \text{ cm}^3$
61. 1,16 g
62. 8,56
63. 0,726 g
64. a) zmaleje o 0,12
b) wzrośnie o 0,35
65. 5,12
66. 4,28
67. $5,71 \text{ cm}^3$
68. zmaleje o 0,07
69. 7,80
70. 7,20
71. 7,50
72. 10,63
73. 0,469 mol
74. 4,11
75. a) K_2S – odczyn zasadowy
 $\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{OH}^-$
b) NaNO_3 – odczyn obojętny
brak hydrolizy
c) CuCl_2 – odczyn kwasowy
 $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})]^+ + \text{H}_3\text{O}^+$
d) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ – odczyn zasadowy, ponieważ CO_3^{2-} jest bardzo mocną zasadą Bronsteda, natomiast NH_4^+ jest bardzo słabym kwasem Bronsteda.
 $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$
 $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$
e) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ – odczyn kwasowy
 $[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})]^+ + \text{H}_3\text{O}^+$
f) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ – odczyn kwasowy
 $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})]^{2+} + \text{H}_3\text{O}^+$
g) FeCl_2 – odczyn kwasowy
 $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})]^+ + \text{H}_3\text{O}^+$
h) K_2CO_3 – odczyn zasadowy
 $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$
i) KCl – odczyn obojętny
brak hydrolizy
j) AgNO_3 – odczyn obojętny
brak hydrolizy
k) BeCl_2 – odczyn kwasowy
 $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})]^+ + \text{OH}^-$
76. $\text{pH} = 5,27$; $[\text{NH}_3] = 5,34 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$; $\beta = 1,07 \cdot 10^{-4}$

-
77. $\text{pH} = 8,37$; $[\text{HCOOH}] = 2,36 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$;
 $\beta = 2,36 \cdot 10^{-5}$
78. $\text{pH} = 7,00$; $\beta = 5,71 \cdot 10^{-3}$
79. 5,23
80. $\beta = 3,60 \cdot 10^{-5}$; $c = 0,440 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
81. $5,82 > 5,81 > 5,44$
82. wzrośnie o 0,20
83. $\text{pH} = 7,00$; $[\text{NH}_3] = 1,37 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
84. 8,06
85. 5,38
86. $\text{pH} = 11,75$; $\beta = 3,80 \cdot 10^{-2}$
87. $\text{pH} = 8,34$; $\beta = 6,25 \cdot 10^{-6}$
88. a) 8,88 b) 2,88 c) 4,76
89. a) 5,12 b) 11,12 c) 9,24

