Kurs zadaniowy z chemii

Maturalis i Kamil Kaznowski

Lekcja 11/25 – 27 stycznia 2023 r.

Temat: pH wodnych roztworów elektrolitów – część 2

Zadanie 1.

Przygotowano wodny roztwór etyloaminy o stężeniu 0,4 mol · dm^{-3} w temperaturze 298 K. W roztworze zaszła reakcja przeniesienia protonu opisana równaniem:

$$CH_3CH_2NH_2 + H_2O \rightleftarrows CH_3CH_2NH_3^+ + OH^-$$

Stan równowagi pomiędzy zasadą według teorii Brønsteda–Lowry'ego $CH_3CH_2NH_2$ i sprzężonym z nią kwasem $CH_3CH_2NH_3^+$ opisuje wyrażenie:

$$K_b = \frac{[CH_3CH_2NH_3^+]\cdot[OH^-]}{[CH_3CH_2NH_2]}$$

$K_b = 5{,}0 \cdot 10^{-4}$

Oblicz pH wodnego roztworu etyloaminy oraz procent cząsteczek etyloaminy, które uległy protonowaniu (stopień sprotonowania). Przyjmij, że (w opisanych warunkach) reakcji ulega mniej niż 5% wprowadzonych do wody cząsteczek etyloaminy. Wyniki końcowe zaokrąglij do pierwszego miejsca po przecinku.

Obliczenia:

$C_w = 0{,}4 \frac{mol}{dm^3}$ $K_b = 5 \cdot 10^{-4}$

$\alpha = \frac{C_z}{C_w}$ $K = \frac{C_w \cdot \alpha^2}{1-\alpha}$

$K = C_w \cdot \alpha^2$

$\alpha = \sqrt{\frac{K}{C_w}} = \sqrt{\frac{5\cdot10^{-4}}{0{,}4}} = 0{,}0354 \rightarrow 3{,}5\,\%$

$\alpha = \frac{C_z}{C_w} \rightarrow C_z = \alpha \cdot C_w$

$C_z = 0{,}0354 \cdot 0{,}4 = 0{,}01416 \frac{mol}{dm^3}$

$\downarrow$

$[OH^-]$

$pOH = -\log 0{,}01416$

$pOH = 1{,}85$

$pH + pOH = 14$

$pH = 12{,}2$

Zadanie 2.

Kwas siarkowy(VI) w temperaturze pokojowej jest oleistą cieczą o gęstości prawie dwukrotnie większej niż gęstość wody. Czysty, bezwodny kwas siarkowy(VI) ulega częściowej autodysocjacji, dzięki czemu przewodzi prąd elektryczny.

W wyniku reakcji kwasu siarkowego(VI) z wodorotlenkiem sodu, w której stosunek molowy substratów jest równy 1 : 1, powstaje wodorosiarczan(VI) sodu. Wodny roztwór wodorosiarczanu(VI) sodu charakteryzuje się kwasowym odczynem, ponieważ jony obecne w roztworze ulegają reakcji zgodnie z poniższym równaniem:

$$HSO_4^-(aq) + H_2O \rightleftarrows SO_4^{2-}(aq) + H_3O^+(aq)$$

$\alpha = \frac{c_z}{c_w}$ $K = \frac{c_w \cdot \alpha^2}{1-\alpha}$

Stała równowagi opisanej reakcji w temperaturze T jest równa $1{,}0 \cdot 10^{-2}$.

Rozpuszczono 0,600 g $NaHSO_4$ w wodzie i otrzymano 100 cm^3 roztworu o temperaturze T. W tym roztworze reakcji z wodą uległo znacznie więcej niż 5% jonów wodorosiarczanowych(VI).

Oblicz pH tego roztworu. Wynik końcowy podaj z dokładnością do trzeciego miejsca po przecinku.

$\alpha = \frac{-0{,}01 + \sqrt{0{,}01^2 + 4 \cdot 0{,}05 \cdot 0{,}01}}{2 \cdot 0{,}05}$

Obliczenia:

$M_{NaHSO_4} = 120\ g/mol$

120 g — 1 mol
0,6 g — x

$x = 0{,}005\ mol\ NaHSO_4$

$C = \frac{n}{V} = \frac{0{,}005}{0{,}1} = 0{,}05\ \frac{mol}{dm^3} = c_w$

$K = \frac{c_w \cdot \alpha^2}{1-\alpha} \quad | \cdot (1-\alpha)$

$K - K\alpha = c_w \alpha^2$

$c_w \alpha^2 + K\alpha - K = 0$

$\Delta = K^2 + 4 \cdot c_w \cdot K$

$\sqrt{\Delta} = \sqrt{K^2 + 4 c_w K}$

$\alpha_1 = \frac{-K - \sqrt{K^2 + 4 c_w K}}{2 c_w}$ } odrzucam

$\alpha_2 = \frac{-K + \sqrt{K^2 + 4 c_w K}}{2 c_w}$

$\alpha = 0{,}36$

$\alpha = \frac{c_z}{c_w} \rightarrow c_z = \alpha \cdot c_w$

$c_z = 0{,}36 \cdot 0{,}05$

$c_z = 0{,}018$

$\downarrow$

$[H_3O^+]$

$pH = -\log 0{,}018$

$pH = 1{,}745$

Zadanie 3.

Jon CH_3COO^- występujący w wodnym roztworze octanu sodu jest niezbyt mocną zasadą Brønsteda, która reaguje z cząsteczką wody zgodnie z równaniem:

$$CH_3COO^- + H_2O \rightleftarrows CH_3COOH + OH^-$$

Równowagę tej reakcji opisuje stała dysocjacji zasadowej K_b, wyrażona następującym równaniem:

$$K_b = \frac{[CH_3COOH]\cdot[OH^-]}{[CH_3COO^-]}$$

Iloczyn stałej dysocjacji kwasowej K_a kwasu CH_3COOH i stałej dysocjacji zasadowej K_b sprzężonej z nim zasady CH_3COO^- jest równy iloczynowi jonowemu wody: $K_a \cdot K_b = K_w$. W temperaturze 25 °C iloczyn jonowy wody jest równy $K_w = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$.

Na podstawie: J. Minczewski, Z. Marczenko, *Chemia analityczna. Podstawy teoretyczne i analiza jakościowa*, Warszawa 2001 oraz pr. zb. pod red. Z. Galusa, *Ćwiczenia rachunkowe z chemii analitycznej*, Warszawa 2006.

Oblicz pH wodnego roztworu octanu sodu o stężeniu 0,05 mol·dm^{-3} w temperaturze 25 °C. Przyjmij, że reakcji z wodą ulega mniej niż 5% anionów octanowych.

Obliczenia:

Zadanie 4.

Oblicz pH wodnego roztworu azotanu(III) sodu o stężeniu 0,07 mol/dm^3.

$NaNO_2$ c_w

Obliczenia:

zasada Brønsteda

$NO_2^- + H_2O \rightleftharpoons HNO_2 + OH^-$

Jakie K ?

$K_a \cdot K_b = 1 \cdot 10^{-14}$

$K_a(HNO_2) = 5{,}62 \cdot 10^{-4}$

$K_b = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{K_a} =$

$= \frac{1 \cdot 10^{-14}}{5{,}62 \cdot 10^{-4}} = 1{,}78 \cdot 10^{-11}$

$\alpha = \frac{c_z}{c_w}$

$K = \frac{c_w \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$

$\frac{c_w}{K} > 400 \qquad K = c_w \cdot \alpha^2$

$\alpha = \sqrt{\frac{K}{c_w}} = \sqrt{\frac{1{,}78 \cdot 10^{-11}}{0{,}07}}$

$\alpha = 1{,}59 \cdot 10^{-5}$

$\alpha = \frac{c_z}{c_w} \rightarrow c_z = \alpha \cdot c_w$

$c_z = 1{,}59 \cdot 10^{-5} \cdot 0{,}07$

$c_z = 1{,}113 \cdot 10^{-6} \frac{mol}{dm^3}$

$\downarrow$

$[OH^-]$

$pOH = -\log 1{,}113 \cdot 10^{-6}$

$pOH = 5{,}95$

$pH + pOH = 14$

$pH = 8{,}05$

Zadanie 5.

Pewna amina w roztworze wodnym ulega przemianie zgodnie z poniższym równaniem:

$$RNH_2 + H_2O \rightleftarrows RNH_3^+ + OH^-$$

Przygotowano wodny roztwór tej aminy w temperaturze 25 °C. W otrzymanym roztworze stopień dysocjacji aminy jest równy 3,1%, a pH tego roztworu wynosi 12,2.

Oblicz stałą dysocjacji zasadowej K_b tej aminy w temperaturze 25 °C, a następnie wybierz i podkreśl jej wzór.

Obliczenia:

Wzór: $CH_3CH_2CH_2NH_2$ $(CH_3)_3N$ $CH_3CH_2NH_2$ $(CH_3)_2NH$

Zadanie 6.

Odmierzono 10,0 cm^3 kwasu solnego o stężeniu c = 10,0% masowych i gęstości d = 1,05 g · cm^{-3}, a następnie rozcieńczono ten kwas wodą destylowaną do objętości 750 cm^3.

Na podstawie: J. Sawicka, A. Janich-Kilian, W. Cejner-Mania, G. Urbańczyk, *Tablice chemiczne*, Gdańsk 2015.

Oblicz pH otrzymanego roztworu. Wynik końcowy zaokrąglij do pierwszego miejsca po przecinku.

Obliczenia:

Zadanie 7.

Wodorotlenek wapnia jest mocną zasadą, która dysocjuje w roztworach wodnych zgodnie z równaniem:

$$Ca(OH)_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2OH^-$$

Nasycony w temperaturze 25 °C wodny roztwór wodorotlenku wapnia ma pH równe 12,6.

Na podstawie: T. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Warszawa 2003.

Oblicz, ile miligramów wodorotlenku wapnia znajduje się w 100 gramach nasyconego w temperaturze 25 °C wodnego roztworu tego wodorotlenku. Przyjmij, że w opisanych warunkach gęstość roztworu jest równa 1,00 g·cm^{-3} oraz że masa molowa wodorotlenku wapnia jest równa M = 74 g·mol^{-1}. Wynik zaokrąglij do jedności.

Obliczenia:

$pH = 12,6 \rightarrow pOH = 1,4 \rightarrow [OH^-] = 10^{-1,4}$

$1 + 0,4$

$0,1 \cdot 0,4 = 0,04 = [OH^-]$

1 mol $Ca(OH)_2$ → 2 mole OH^-

$C_{Ca(OH)_2} = 0,02 \frac{mol}{dm^3}$

$m_r = 100\,g$, $d_r = 1\,g/cm^3$ } $V_r = ?$

$m = d \cdot V$

$V_r = \frac{m_r}{d_r} = 100\,cm^3$

$C = \frac{n}{V} \rightarrow n = C \cdot V = 0,02 \cdot 0,1 = 0,002$ mola $Ca(OH)_2$

74 g — 1 mol

x — 0,002 mol

$x = 0,148\,g\ Ca(OH)_2 \rightarrow 148\,mg$

Zadanie 8.

Badano kinetykę reakcji utleniania jonów bromkowych jonami bromianowymi(V) w środowisku kwasowym, która przebiega zgodnie z równaniem:

$$5Br^- + BrO_3^- + 6H^+ \rightarrow 3Br_2 + 3H_2O$$

Na podstawie pomiarów kinetycznych ustalono następującą zależność między szybkością tej reakcji a stężeniami reagentów: $v = k \cdot [Br^-] \cdot [BrO_3^-] \cdot [H^+]^2$

Oblicz, jak zmieni się szybkość opisanej reakcji, jeżeli początkowe pH roztworu będzie wyższe o 0,3.

$pH_0 = 1,3$ $\quad pH_1 = 1 \rightarrow [H^+] = 10^{-1} = 0,1$

Obliczenia:

$v_0 = k \cdot 1 \cdot 1 \cdot 0,05^2$

$v_0 = 0,0025k$

$[H^+] = 10^{-1,3} = 0,05$

$v_1 = k \cdot 1 \cdot 1 \cdot 0,1^2$

$v_1 = 0,01k$

$\frac{0,01k}{0,0025k} = 4$

Szybkość zmaleje 4 razy

$\log a \cdot b = \log a + \log b$

$pH = -\log[H^+]$ $\quad pH = 1,3$

$1 + 0,3$

$0,1 \cdot 0,5 = 0,05$

dla formuły 2015

Zadanie 9.

W temperaturze 25 °C przygotowano 200 cm^3 wodnego roztworu kwasu octowego o stężeniu 0,10 $mol \cdot dm^{-3}$.

Oblicz, do jakiej objętości należy rozcieńczyć przygotowany roztwór, aby stopień dysocjacji kwasu był równy 4 %.

Obliczenia:

Zadanie 10.

W praktyce analitycznej stosuje się roztwory zawierające mieszaninę dwóch kwasów lub zasad. Jeżeli roztwór zawiera mieszaninę dwóch słabych kwasów jednoprotonowych, można przyjąć z pewnym przybliżeniem, że stężenie jonów hydroniowych w tym roztworze jest równe:

$$[H_3O^+] = \sqrt{K_{aI} \cdot c_I + K_{aII} \cdot c_{II}}$$

gdzie:

K_{aI} i K_{aII} – stałe dysocjacji kwasów

c_I i c_{II} – stężenia kwasów w otrzymanej mieszaninie.

Na podstawie: A. Hulanicki, *Reakcje kwasów i zasad w chemii analitycznej*, Warszawa 1992.

W temperaturze T zmieszano 50,0 cm^3 wodnego roztworu kwasu metanowego (mrówkowego) o stężeniu 0,10 $mol \cdot dm^{-3}$ z 50,0 cm^3 wodnego roztworu kwasu etanowego (octowego) o stężeniu 0,10 $mol \cdot dm^{-3}$. W temperaturze T stała dysocjacji kwasu metanowego jest równa $1{,}77 \cdot 10^{-4}$, a stała dysocjacji kwasu etanowego wynosi $1{,}75 \cdot 10^{-5}$.

Na podstawie: R. Morrison, R. Boyd, *Chemia organiczna*, Warszawa 1985.

Oblicz pH otrzymanego roztworu. W obliczeniach przyjmij, że objętość powstałego roztworu jest sumą objętości roztworów wyjściowych. Wynik końcowy zaokrąglij do pierwszego miejsca po przecinku.

Obliczenia:

$V_{mix} = 50 + 50 = 100\ cm^3$

$C = \frac{n}{V} \rightarrow n = C \cdot V$

$n = 0{,}1 \cdot 0{,}05 = 0{,}005\ mola$

$C = \frac{n}{V} = \frac{0{,}005}{0{,}1} = 0{,}05\ \frac{mol}{dm^3} = C_{HCOOH} = C_{CH_3COOH}$

$[H_3O^+] = \sqrt{1{,}77 \cdot 10^{-4} \cdot 0{,}05 + 1{,}75 \cdot 10^{-5} \cdot 0{,}05} =$

$= 3{,}12 \cdot 10^{-3}$

$pH = -\log 3{,}12 \cdot 10^{-3}$

$pH = 2{,}5$

Zadanie 11.

Roztwory zawierające porównywalne liczby drobin kwasu Brønsteda i sprzężonej z nim zasady nazywane są roztworami buforowymi. Przykładem buforu może być mieszanina roztworu octanu sodu i roztworu kwasu octowego. W takim roztworze ustala się równowaga chemiczna:

$$HA + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + A^-$$

opisywana przez stałą dysocjacji kwasu HA.

Ponieważ

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]},$$

to pH buforu octanowego można z pewnym przybliżeniem obliczyć ze wzoru:

$$pH = -\log K_a + \log\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}.$$

Wartość pH buforu prawie nie zależy od jego stężenia i nieznacznie się zmienia podczas dodawania niewielkich ilości mocnych kwasów lub mocnych zasad.

Zaznacz wzory dwóch związków chemicznych, których roztwory po zmieszaniu w odpowiednim stosunku pozwolą uzyskać roztwór buforowy.

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

HCl NaOH NH_4Cl NaCl

$NH_4^+ + OH^- \rightarrow NH_3 + H_2O$

Zmieszano 100 cm^3 roztworu octanu sodu o stężeniu 0,875 $mol \cdot dm^{-3}$ i 400 cm^3 roztworu kwasu octowego o stężeniu 0,125 $mol \cdot dm^{-3}$. Uzyskano 500 cm^3 roztworu w temperaturze 298 K.

Oblicz pH uzyskanego roztworu buforowego.

CH_3COOH / CH_3COO^-

$C = \frac{n}{V}$

Obliczenia:

$CH_3COO^- + H^+ \rightarrow CH_3COOH$

$CH_3COOH + OH^- \rightarrow CH_3COO^- + H_2O$

$n_{CH_3COOH} = C \cdot V = 0{,}125 \cdot 0{,}4 = 0{,}05$ mola

$n_{CH_3COO^-} = C \cdot V = 0{,}875 \cdot 0{,}1 = 0{,}0875$ mola

$[CH_3COOH] = \frac{n}{V} = \frac{0{,}05}{0{,}5} = 0{,}1$

$[CH_3COO^-] = \frac{n}{V} = \frac{0{,}0875}{0{,}5} = 0{,}175$

$pH = -\log 1{,}75 \cdot 10^{-5} + \log\frac{0{,}175}{0{,}1} = 5$

$pH = -\log 1{,}8 \cdot 10^{-5} + \log\frac{0{,}18}{0{,}1}$

maturalis kaznowski.maturalnie maturalis.pl kurskaznowski.pl

5

$pH = -\log 0{,}18 \cdot 10^{-4} + \log\frac{0{,}18}{0{,}1} \rightarrow 0{,}745 + 0{,}255$

$0{,}745 + 4$

$\frac{0{,}745}{1}$

Zadanie 12.

Do 1,00 dm^3 wody destylowanej wprowadzono 90,0 cm^3 wodnego roztworu kwasu azotowego(V) o stężeniu 5,00 % masowych i gęstości równej 1,03 $g \cdot cm^{-3}$.

Na podstawie: W. Sawicka, A. Janich-Kilian, W. Cejner-Mania, G. Urbańczyk, *Tablice chemiczne*, Gdańsk 2015.

Oblicz pH otrzymanego roztworu kwasu azotowego(V). W obliczeniach przyjmij, że objętość powstałego roztworu jest sumą objętości użytych roztworu i wody. Wynik zaokrąglij do drugiego miejsca po przecinku.

Obliczenia: