Kurs zadaniowy z chemii

Maturalis i Kamil Kaznowski

Lekcja 12/25 – 10 lutego 2023 r.

Temat: pH wodnych roztworów elektrolitów – część 3

Zadanie 1.

Zmieszano 35 cm^3 0,17-molowego roztworu wodnego roztworu wodorotlenku sodu z 74 cm^3 0,11-molowego wodnego roztworu kwasu siarkowego(VI).

Oblicz pH wodnego roztworu otrzymanego po reakcji zobojętniania.

Obliczenia:

0,00595 0,00814 → nadmiar

$2NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$

$V_r = 35\,cm^3$ $V_r = 74\,cm^3$

$c = 0,17\ \frac{mol}{dm^3}$ $c = 0,11\ \frac{mol}{dm^3}$

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

$n = C \cdot V \rightarrow n_{NaOH} = 0,035 \cdot 0,17 = 5,95 \cdot 10^{-3}$ mola

$n_{H_2SO_4} = 0,074 \cdot 0,11 = 8,14 \cdot 10^{-3}$ mola

2 mole NaOH — 1 mol H_2SO_4

0,00595 mola — X

$X = 0,002975$ mola H_2SO_4

$0,00814$ mola $H_2SO_4 - 0,002975$ mola $H_2SO_4 = 0,005165$ mola H_2SO_4

$H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$

0,005165 mola — X

$2 \cdot 0,005165 = 0,01033$ mola

$V_{mix} = 35 + 74 = 109\,cm^3$

$[H^+] = \frac{n}{V} = \frac{0,01033}{0,109} = 0,095\ \frac{mol}{dm^3}$

$pH = -\log 0,095 = 1,02$

Zadanie 2.

Wodorotlenek sodu reaguje z kwasem solnym zgodnie z równaniem:

$$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$$

Zobojętniono $20{,}0\ cm^3$ roztworu wodorotlenku sodu o stężeniu $0{,}1\ mol \cdot dm^{-3}$, dodając do niego $20{,}0\ cm^3$ kwasu solnego o tym samym stężeniu.

Oblicz, jak zmieniło się (wzrosło albo zmalało i ile razy w stosunku do wartości początkowej) stężenie jonów wodorotlenkowych po zobojętnieniu roztworu wodorotlenku sodu kwasem solnym.

Obliczenia:

$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$

$0{,}1 \quad 0{,}1\ \frac{mol}{dm^3}$

$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^- \qquad K = 1{,}8 \cdot 10^{-16}$

$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$

$x \cdot x = 1 \cdot 10^{-14}$

$x^2 = 1 \cdot 10^{-14}$

$x = [OH^-] = [H^+] = 1 \cdot 10^{-7}\ \frac{mol}{dm^3}$

$\frac{1 \cdot 10^{-1}}{1 \cdot 10^{-7}} = 1 \cdot 10^6 \rightarrow$ milion

Stężenie jonów OH^- zmalało milion (10^6) razy.

Zadanie 3.

Reakcja kwasu solnego z wodorotlenkiem potasu przebiega zgodnie z równaniem

$$HCl + KOH \rightarrow KCl + H_2O$$

Oblicz objętość kwasu solnego o stężeniu 0,1 mol·dm^{-3}, jaką należy dodać do 300 cm^3 wodnego roztworu wodorotlenku potasu o stężeniu 0,2 mol·dm^{-3}, aby otrzymany roztwór miał pH = 13. W obliczeniach przyjmij, że objętość powstałego roztworu jest sumą objętości użytych roztworów.

$KOH \rightarrow K^+ + OH^-$ (0,1 / 0,1)

Obliczenia:

$HCl + KOH \rightarrow KCl + H_2O$

$V_r = ?$ $\quad V_r = 300\,cm^3$

$c = 0{,}1\ \frac{mol}{dm^3}$ $\quad c = 0{,}2\ \frac{mol}{dm^3}$

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

$n_{KOH} = 0{,}2 \cdot 0{,}3$

$n_{KOH} = 0{,}06$ mola

$pH = 13$

$pOH = 1$

$[OH^-] = 10^{-1} = 0{,}1\ \frac{mol}{dm^3}$

$\hookrightarrow C_{KOH} = 0{,}1\ \frac{mol}{dm^3}$

$0{,}06 - 0{,}1 \cdot V = 0{,}1(0{,}3 + V)$

$0{,}06$ – początkowa liczba moli KOH

$0{,}1 \cdot V$ – liczba moli przereagowanego HCl

$0{,}1(0{,}3 + V)$ – liczba moli KOH, który pozostał po reakcji

$0{,}06 - 0{,}1V = 0{,}03 + 0{,}1V$

$-0{,}1V - 0{,}1V = 0{,}03 - 0{,}06$

$-0{,}2V = -0{,}03$

$V = 0{,}15 \rightarrow 0{,}15\,dm^3$

$\downarrow$

$150\,cm^3$

Zadanie 4.

Zmieszano 100 cm^3 wodnego roztworu $Ba(OH)_2$ o stężeniu 0,2 $mol \cdot dm^{-3}$ z 40 cm^3 wodnego roztworu HCl o stężeniu 0,8 $mol \cdot dm^{-3}$. W mieszaninie przebiegła reakcja opisana poniższym równaniem:

$$H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$$

Oblicz pH powstałego roztworu w temperaturze 25 °C. W obliczeniach przyjmij, że objętość tego roztworu jest sumą objętości roztworów $Ba(OH)_2$ i HCl. Wynik końcowy zaokrąglij do drugiego miejsca po przecinku.

Obliczenia:

Wpisz do poniższej tabeli wartości stężenia molowego jonów baru i jonów chlorkowych w otrzymanym roztworze.

$[Ba^{2+}]$, $mol \cdot dm^{-3}$	$[Cl^-]$, $mol \cdot dm^{-3}$

Zadanie 5.

Do 20 cm^3 wodnego roztworu HCl o pH = 1,0 dodano 30 cm^3 wodnego roztworu NaOH o stężeniu 0,060 $mol \cdot dm^{-3}$. Po zmieszaniu roztworów przebiegła reakcja chemiczna opisana równaniem:

$$H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$$

Wykonaj odpowiednie obliczenia i napisz, ile razy zmalało stężenie jonów hydroniowych H_3O^+ po dodaniu roztworu NaOH. Przyjmij, że objętość powstałego roztworu jest sumą objętości użytych roztworów.

Obliczenia:

Zadanie 6.

Zmieszano stałe wodorotlenki NaOH i KOH w stosunku masowym $m_{NaOH} : m_{KOH} = 10 : 7$. Próbkę tej mieszaniny o masie m_x rozpuszczono w wodzie i otrzymano roztwór, do którego dodano kilka kropli alkoholowego roztworu fenoloftaleiny. Następnie powoli wkraplano kwas solny o stężeniu 0,05 mol · dm^{-3}. Roztwór odbarwił się po dodaniu 7,5 cm^3 kwasu.

Oblicz masę próbki wodorotlenków m_x użytej w tym doświadczeniu. Wynik wyraź w miligramach w zaokrągleniu do jedności.

Obliczenia:

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

$n_{HCl} = C \cdot V = 0{,}05 \cdot 0{,}0075 = 0{,}000375$ mola

$M_{NaOH} = 40$ g/mol $M_{KOH} = 56$ g/mol

40 g — 1 mol
10 g — x
x = 0,25 mola NaOH → 0,25 mola OH^-

56 g — 1 mol
7 g — x
x = 0,125 mola KOH → 0,125 mola OH^-

$n_{OH^-} = 0{,}25 + 0{,}125 = 0{,}375$ mola

$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$

0,000375 mola H^+ + 0,000375 mola OH^-

0,00025 moli OH^- z NaOH → m_{NaOH}

0,000125 moli OH^- z KOH → m_{KOH}

40 g — 1 mol
x — 0,00025 mol
x = 0,01 g = 10 mg NaOH

56 g — 1 mol
x — 0,000125 mola
x = 0,007 g = 7 mg

17 mg

Zadanie 7.

Wodny roztwór kwasu siarkowego(VI) o stężeniu 0,01 mol · dm^{-3} zmieszano z wodnym roztworem wodorotlenku potasu o takim samym stężeniu. Stosunek objętościowy roztworu kwasu i roztworu wodorotlenku $V_{H_2SO_4(aq)} : V_{KOH\,(aq)}$ = 2 : 1.

Zaznacz właściwą, jedną wartość pH otrzymanego roztworu spośród podanych w nawiasie. Przyjmij, że w roztworze o stężeniu poniżej 0,01 mol · dm^{-3} kwas siarkowy(VI) jest całkowicie zdysocjowany.

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

pH roztworu: (1,3 / 2,0 / 2,7)

Obliczenia:

$H_2SO_4 + 2KOH \rightarrow K_2SO_4 + 2H_2O$

0,02 mola 0,01 mola

$C = 0{,}01\ mol/dm^3$ $C = 0{,}01\ mol/dm^3$

$V_r = 2\ dm^3$ $V_r = 1\ dm^3$

$n_{H_2SO_4} = C \cdot V = 0{,}01 \cdot 2 = 0{,}02\ mol$

$n_{KOH} = C \cdot V = 0{,}01 \cdot 1 = 0{,}01\ mola$

$n_{H_2SO_4} = 0{,}02\ mola - 0{,}005 = 0{,}015\ mola$

$H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$

0,015 0,03

$[H^+] = \frac{n}{V} = \frac{0{,}03}{3} = 0{,}01\ \frac{mol}{dm^3}$

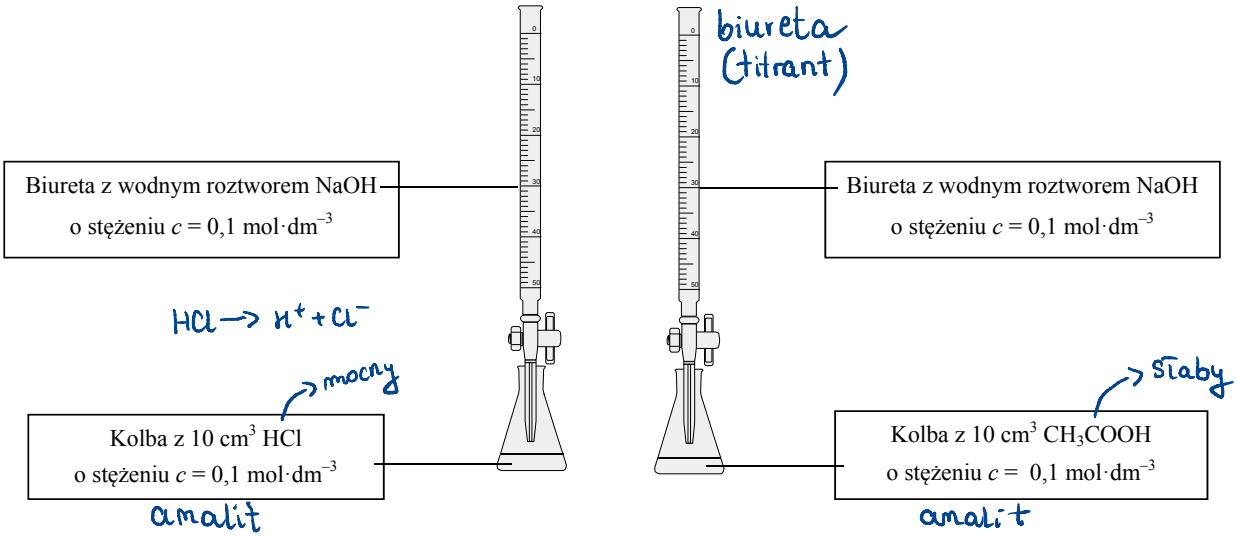
10^{-2}

$pH = -\log[H^+]$

$pH = 2$

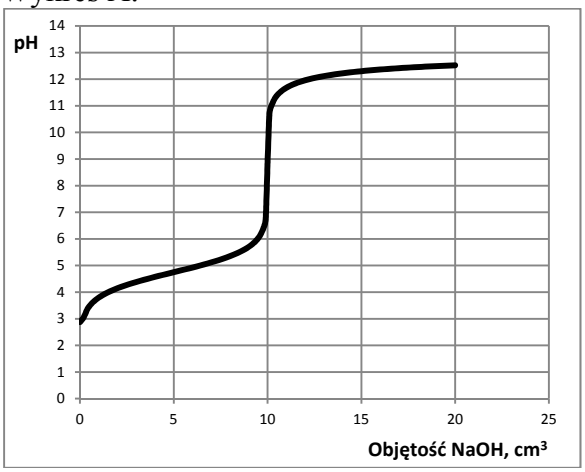
Zadanie 9.

Przeprowadzono dwa doświadczenia w temperaturze *T*. Podczas pierwszego doświadczenia do kwasu solnego dodawano kroplami wodny roztwór wodorotlenku sodu i za pomocą pehametru mierzono pH mieszaniny reakcyjnej. Podczas drugiego doświadczenia do wodnego roztworu kwasu etanowego (octowego) dodawano kroplami wodny roztwór wodorotlenku sodu i za pomocą pehametru mierzono pH mieszaniny reakcyjnej. Przebieg doświadczeń zilustrowano poniższym schematem.

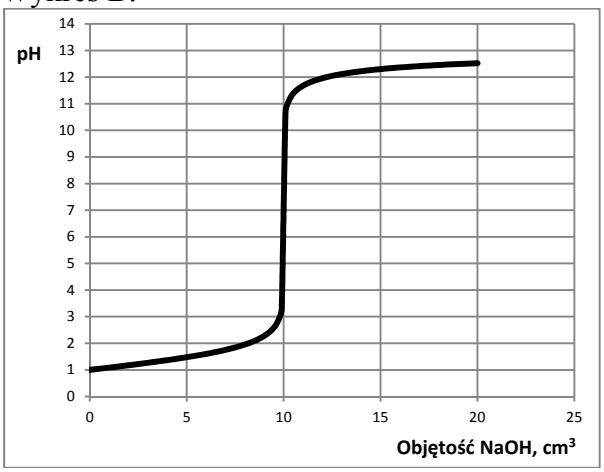


Otrzymane podczas wykonywanych doświadczeń wyniki umieszczono na poniższych wykresach A. i B., ilustrujących zależność pH od objętości dodanego roztworu wodorotlenku sodu.

Wykres A.



Wykres B.



a) Odczytaj z wykresów A. i B. początkowe (przed dodaniem wodnego roztworu NaOH) wartości pH roztworów kwasów. Na tej podstawie wskaż wykres (A. lub B.), który przedstawia wyniki doświadczenia z użyciem kwasu solnego. Uzasadnij swój wybór.

Odczyt pH z wykresu A.: 3

Odczyt pH z wykresu B.: 1

Wykres, przedstawiający wyniki doświadczenia z użyciem kwasu solnego, oznaczony jest literą ..... B .....

Uzasadnienie wyboru: ..... HCl to mocny kwas. W roztworze tego kwasu o stężeniu $0{,}1 \frac{mol}{dm^3}$, stężenie jonów H^+ wynosi $0{,}1 \frac{mol}{dm^3}$, a więc pH roztworu wynosi 1. Kwas octowy to słaby kwas. .....

Odczytana z wykresu A. wartość pH roztworu otrzymanego po zmieszaniu stechiometrycznych ilości reagentów wynosi około 9, natomiast wartość pH roztworu, otrzymanego po zmieszaniu stechiometrycznych ilości reagentów, odczytana z wykresu B. jest równa 7.

b) Wyjaśnij, dlaczego roztwory otrzymane po zmieszaniu stechiometrycznych ilości reagentów w obu doświadczeniach mają różne pH. Zapisz <u>w formie jonowej skróconej</u> równania reakcji, które potwierdzą Twoje wyjaśnienia dotyczące odczynu roztworów otrzymanych w obu doświadczeniach.

Wyjaśnienie:

W reakcji HCl z NaOH powstaje sól, której roztwór ma odczyn obojętny (pH=7). W reakcji CH_3COOH z NaOH powstaje sól, której roztwór ma odczyn zasadowy (pH>7).

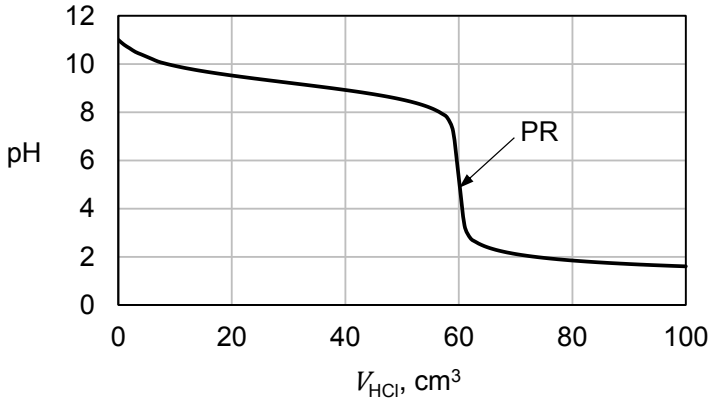
Równania reakcji:

$$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$$

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

Zadanie 10.

W celu wyznaczenia dokładnego stężenia pewnej zasady przeprowadzono następujące doświadczenie. Do 60,0 cm^3 badanego roztworu (KOH albo NH_3 o stężeniu około 0,1 $mol \cdot dm^{-3}$) dodawano powoli wodny roztwór HCl o stężeniu 0,10 $mol \cdot dm^{-3}$ i mierzono pH mieszaniny reakcyjnej. Otrzymaną zależność pH roztworu miareczkowanego od objętości dodanego kwasu przedstawiono na poniższym wykresie.



Po dodaniu takiej objętości roztworu HCl, w jakiej ilość kwasu jest równoważna początkowej ilości zasady w badanym roztworze, w układzie zostaje osiągnięty punkt równoważnikowy (PR).

Rozstrzygnij, czy w opisanym doświadczeniu użyto roztworu KOH czy NH_3. Odpowiedź uzasadnij.

Rozstrzygnięcie: .....

Uzasadnienie: .....

.....

Aby wyznaczyć stężenie zasady, zamiast pomiaru pH, podczas miareczkowania można zastosować odpowiedni wskaźnik. Musi on być tak dobrany, aby zakres zmiany jego barwy przypadał w pobliżu punktu równoważnikowego.
Fenoloftaleina jest wskaźnikiem, który zmienia barwę w zakresie pH 8,2 – 10,0, a oranż metylowy – w zakresie pH 3,2 – 4,4.

Na podstawie: T. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Adamantan 1997.

Rozstrzygnij, który wskaźnik – fenoloftaleina czy oranż metylowy – powinien być użyty w celu możliwie dokładnego wyznaczenia stężenia tego roztworu. Odpowiedź uzasadnij.

Rozstrzygnięcie: .....

Uzasadnienie: .....

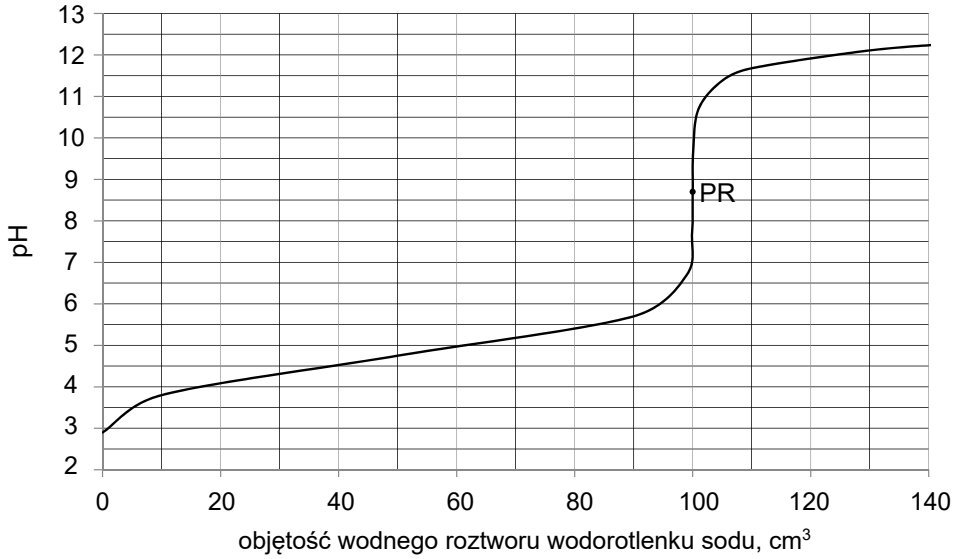
.....

Zadanie 11.

Przeprowadzono doświadczenie, podczas którego do kolby zawierającej 100 cm^3 wodnego roztworu jednoprotonowego kwasu HA dodawano porcjami wodny roztwór wodorotlenku sodu o stężeniu 0,1 $mol \cdot dm^{-3}$ i mierzono pH mieszaniny reakcyjnej. Podczas doświadczenia zachodziła reakcja opisana schematem:

$$HA + NaOH \rightarrow NaA + H_2O$$

Doświadczenie prowadzono w temperaturze 25 °C. Jego przebieg zilustrowano poniższym wykresem, zwanym krzywą miareczkowania.



Po dodaniu takiej objętości roztworu wodorotlenku sodu, w jakiej znajdowała się liczba moli NaOH równa liczbie moli kwasu HA w roztworze wziętym do analizy, w układzie został osiągnięty punkt równoważnikowy (PR). W opisanym doświadczeniu pH w punkcie równoważnikowym było równe 8,6.

Po wykonaniu doświadczenia sformułowano następujący wniosek:
Na podstawie otrzymanych wyników można jednoznacznie stwierdzić, że kwas HA nie jest mocnym elektrolitem.

Rozstrzygnij, czy powyższy wniosek jest prawdziwy. Uzasadnij swoją odpowiedź – napisz <u>w formie jonowej skróconej</u> równanie reakcji ilustrujące równowagę, która ustaliła się w punkcie równoważnikowym. Użyj ogólnego wzoru kwasu HA.

Rozstrzygnięcie: ……

Równanie reakcji ilustrujące stan równowagi:

……

Krzywa miareczkowania może służyć do wyznaczenia wartości stałej dysocjacji kwasu (K_a), a przez to pozwala zidentyfikować kwas poddawany miareczkowaniu. Jedna z metod polega na wyznaczeniu tak zwanego punktu połowicznego zmiareczkowania (PP), w którym stężenie HA jest równe stężeniu A^-.

Stała równowagi dysocjacji kwasu HA opisana jest wyrażeniem:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]\cdot[A^-]}{[HA]}, \qquad \text{czyli} \quad [H_3O^+] = \frac{K_a \cdot [HA]}{[A^-]}$$

Stężenie HA jest równe stężeniu A^- po dodaniu połowy objętości roztworu NaOH potrzebnej do osiągnięcia punktu równoważnikowego (PR). Wtedy:

$$[H_3O^+] = K_a, \quad \text{czyli}$$
$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log K_a = pK_a$$

Tak więc w punkcie połowicznego zmiareczkowania pH jest równe $-\log K_a$.

Odczytaj z wykresu krzywej miareczkowania i napisz wartość pH w punkcie połowicznego zmiareczkowania (PP). Który z wymienionych poniżej kwasów mógł być użyty w opisanym doświadczeniu? Wybierz i zaznacz jego wzór.

Wartość pH w punkcie połowicznego zmiareczkowania: .....

Wzór kwasu:

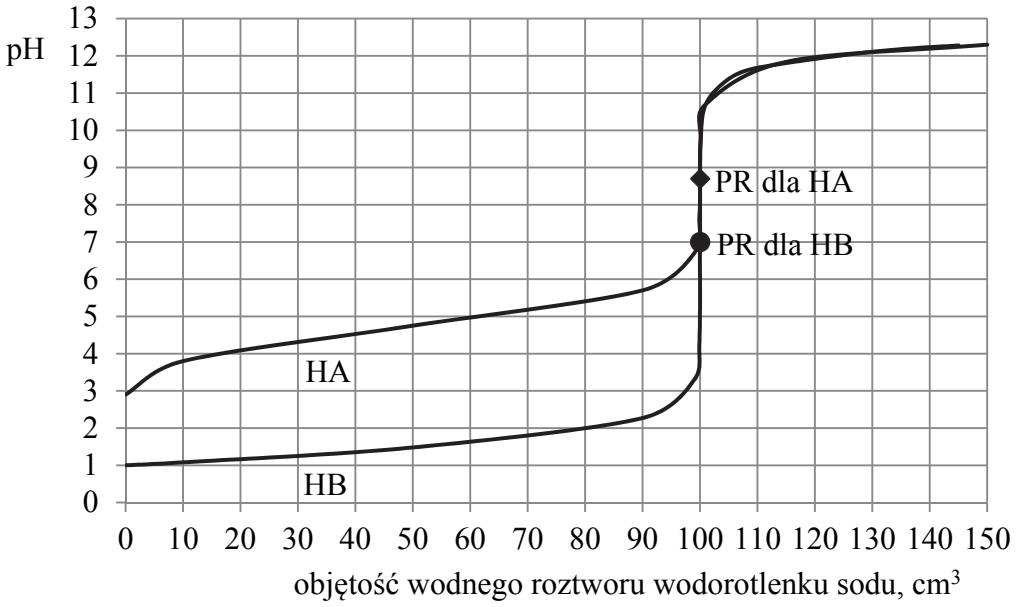
HClO CH_3COOH $HClO_2$

Oceń prawdziwość poniższych zdań. Zaznacz P, jeżeli zdanie jest prawdziwe, albo F – jeśli jest fałszywe.

1.	Stężenie miareczkowanego kwasu wynosiło 0,2 mol · dm^{-3}.	**P**	**F**
2.	W punkcie połowicznego zmiareczkowania (PP) stężenie anionów wodorotlenkowych jest niższe niż stężenie kationów sodu.	**P**	**F**
3.	W punkcie równoważnikowym (PR) w roztworze nie ma niezdysocjowanych cząsteczek kwasu HA.	**P**	**F**

Zadanie 12.

Przygotowano wodne roztwory jednoprotonowych kwasów HA i HB. Przeprowadzono doświadczenie, podczas którego do próbek tych kwasów o objętości 100 cm^3, znajdujących się w oddzielnych naczyniach, dodawano porcjami wodny roztwór wodorotlenku sodu o stężeniu 0,1 $mol \cdot dm^{-3}$ i za pomocą pehametru mierzono pH każdej mieszaniny reakcyjnej. Przebieg doświadczeń zilustrowano poniższym wykresem.



Na wykresie dla obu substancji zaznaczono punkt równoważnikowy (PR), czyli wartość pH roztworu po dodaniu stechiometrycznej ilości wodnego roztworu NaOH.

W celu określenia punktu równoważnikowego można przeprowadzić analogiczne doświadczenia, stosując wskaźniki kwasowo-zasadowe, czyli związki chemiczne, które przyjmują różne zabarwienia w roztworach o różnych odczynach. Wizualne metody wyznaczania PR miareczkowania z zastosowaniem wskaźników polegają na dodawaniu – do roztworu miareczkowanego – takiego wskaźnika, który zmieni barwę w punkcie równoważnikowym reakcji. Dla każdego wskaźnika jest określony zakres pH, w którym następuje zmiana jego zabarwienia. Poniżej scharakteryzowano cztery wskaźniki kwasowo-zasadowe.

Wskaźnik	Zabarwienie wskaźnika w roztworze o pH		Zakres pH zmiany barwy
oranż metylowy	poniżej 3,1 czerwone	powyżej 4,4 żółte	3,1 – 4,4
błękit bromotymolowy	poniżej 6,2 żółte	powyżej 7,6 niebieskie	6,2 – 7,6
fenoloftaleina	poniżej 8,3 brak zabarwienia	powyżej 10,0 malinowe	8,3 – 10,0
czerwień metylowa	poniżej 4,4 czerwone	powyżej 6,3 żółte	4,4 – 6,3

Poprawnie dobrany wskaźnik użyty w procesie miareczkowania to taki, którego obszar zmiany barwy, spowodowanej dodaniem niewielkiej ilości roztworu miareczkującego, znajduje się wewnątrz skoku miareczkowania (na praktycznie pionowym odcinku wykresu miareczkowania) i leży możliwie najbliżej punktu równoważnikowego.

Na podstawie: J. Minczewski, Z. Marczenko: *Chemia analityczna. Podstawy teoretyczne i analiza jakościowa*, Warszawa 2001.

Spośród scharakteryzowanych wskaźników wybierz i podkreśl nazwy <u>wszystkich</u> tych, których można użyć do wyznaczenia PR w doświadczeniach z kwasami HA i HB.

1. Wskaźnikiem, który najlepiej spełnia opisane kryteria doboru wskaźnika kwasowo-zasadowego dla kwasu HA, jest:

oranż metylowy błękit bromotymolowy fenoloftaleina czerwień metylowa

2. Zgodnie z opisanymi kryteriami doboru wskaźnika kwasowo-zasadowego można dla kwasu HB zastosować:

oranż metylowy błękit bromotymolowy fenoloftaleinę czerwień metylową

Oceń, czy poniższe informacje są prawdziwe. Zaznacz P, jeśli informacja jest prawdziwa, lub F – jeśli jest fałszywa.

1.	Stężenia molowe użytych w doświadczeniu kwasów HA i HB są jednakowe.	**P**	**F**
2.	Zarówno kwas HA, jak i kwas HB są mocnymi elektrolitami.	**P**	**F**
3.	Sumaryczna objętość roztworu w momencie osiągnięcia punktu równoważnikowego dla kwasu HB jest większa niż sumaryczna objętość roztworu w momencie, w którym został osiągnięty punkt równoważnikowy dla kwasu HA.	**P**	**F**

Wartość pH w punkcie równoważnikowym dla kwasu HA wynosi 8,70.

Stosując definicje kwasu i zasady Brønsteda, napisz <u>w formie jonowej skróconej</u> (używając ogólnego wzoru kwasu HA) równanie reakcji uzasadniające pH roztworu w punkcie równoważnikowym.

substraty				produkty		
kwas 1		zasada 2	⟷	zasada 1		kwas 2
	+				+	