



ETAP III

10.04.2015

Zadania laboratoryjne

ZADANIE 1

Utlenianie alkoholi wielowodorotlenowych kwasem heksaoksojodowym(VII)

Kwas heksaoksojodowy(VII) (nadjodowy H_5IO_6) jest używany do utlenienia alkoholi wielowodorotlenowych (reakcja Malaprade'a). **Reakcja zachodzi w roztworze niezakwaszonym innymi kwasami, bez obecności jonów jodkowych, przy czym kwas nadjodowy, dodany w odpowiednim nadmiarze, redukuje się do kwasu trioksojodowego(V).** Alkohole wielowodorotlenowe są utleniane do odpowiednich prostych związków z oksydatywnym rozerwaniem wiązań C-C. Stechiometria reakcji odpowiada udziałowi jednej cząsteczki kwasu na jedno wiązanie węgiel-węgiel w cząsteczce alkoholu z grupami OH przy atomach tworzących to wiązanie. Wydajność reakcji osiąga 100% po 10 minutach.

W kolbie miarowej o pojemności 200 cm^3 , opisanej literą **A** i numerem startowym, znajduje się wodny roztwór **próbki zawierającej glicerynę i glikol etylenowy**. Zawartość procentowa wodoru **p** w mieszaninie alkoholi, odpowiednia dla numeru startowego, podana jest w arkuszu odpowiedzi.

Dysponujesz roztworem kwasu nadjodowego o stężeniu ok. $0,02 \text{ mol/dm}^3$ (w butelce opisanej numerem startowym znajduje się ok. 150 cm^3 tego kwasu) i roztworem tiosiarczanu sodu o stężeniu podanym na butelce. Wyposażenie stanowiska stanowią: biureta, pipety jednomiarowe o pojemności 20 i 25 cm^3 , 2 kolby stożkowe ze szlifem, zlewki o pojemności 100 i 250 cm^3 , lejek do biurety, cylinder miarowy, tryskawka z wodą destylowaną.

Na stanowisku zbiorczym znajduje się 10% roztwór jodku potasu, kwas siarkowy(VI) o stężeniu 1 mol/dm^3 oraz roztwór kleiku skrobiowego. Butelki z roztworami są zaopatrzone w odpowiednie pipety.

Polecenia:

- a.** (6 pkt.) Na podstawie podanego przepisu wykonawczego i danych w treści zadania, zaproponuj metodę oznaczania liczby moli (**n**) kwasu heksaoksojodowego(VII), który przereagował z gliceryną i glikolem etylenowym w próbce. Podaj równania zachodzących reakcji (łącznie z równaniami połówkowymi).
- b.** (4 pkt.) Podaj wyznaczone, dokładne stężenie molowe roztworu kwasu nadjodowego.

- c. (4 pkt.) Wyprowadź ogólny wzór na ilość glikolu etylenowego i gliceryny w próbce w zależności od liczby moli kwasu heksaoksojodowego(VII) n , który z nimi przereagował, oraz procentowej zawartości wodoru p w próbce.
- d. (8 pkt.) Podaj liczby moli i masy glikolu etylenowego i gliceryny w próbce A.

Przepis wykonawczy oznaczania kwasu nadjodowego

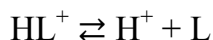
Do kolby stożkowej ze szlifem odmierzyć 20,00 cm³ roztworu kwasu nadjodowego. Dodaj 5 cm³ kwasu siarkowego(VI) i 10 cm³ roztworu jodku potasu. Zamknij kolbę korkiem i odstaw na 5 minut. Otwórz kolbę, spłucz korek wodą z tryskawki do kolby i szybko miareczkuj brunatny roztwór jodu mianowanym roztworem tiosiarczanu sodu do osiągnięcia barwy jasnożółtej. Dodaj ok. 100 cm³ wody, 1 cm³ roztworu skrobi i miareczkuj do zaniku granatowo-brunatnego zabarwienia. Zapisz wynik miareczkowania. Oznaczenie powtórz.

Uwaga! Liczba moli kwasu nadjodowego w 20 cm³ roztworu tego kwasu jest wystarczająca do utlenienia alkoholi zawartych w 25 cm³ badanego roztworu.

ZADANIE 2

Identyfikacja kwasów na podstawie ich stężenia i wartości pH

Wskaźniki alkacymetryczne to słabe kwasy i sprzężone z nimi zasady, które w wodzie dysocjują zgodnie z równaniem:



Spektrofotometryczna metoda wyznaczania stałych protonowania wskaźników alkacymetrycznych sprowadza się do wyznaczenia stosunku stężeń formy protonowanej i formy obojętnej w roztworze o określonym pH. Korzysta się przy tym ze wzoru:

$$\log K = \log \frac{[HL^+]}{[L]} + pH$$

gdzie HL^+ to forma protonowana (kwasowa), a L forma obojętna (zasadowa).

Błękit tymolowy jest wskaźnikiem o dwóch zakresach zmiany barwy. Na rysunku, dołączonym do arkusza odpowiedzi, są zamieszczone widma roztworów wskaźnika o podanych wartościach pH.

Znając stałe protonowania wskaźnika można sporządzić dokładną skalę pH w zakresie:

$$pH = \log K - \log \frac{[HL^+]}{[L]} = \log K \pm 0,9$$

W tym celu, do jednej z dwóch probówek wprowadza się znaną ilość wskaźnika w formie protonowanej, do drugiej znaną ilość wskaźnika w formie obojętnej. Dokładną skalę pH uzyskuje się wprowadzając do probówki **pierwszej** jedną kroplę wskaźnika, $0,5\text{ cm}^3$ kwasu siarkowego i wodę (forma protonowana wskaźnika), do **drugiej** dziewięć kropli wskaźnika, $0,5\text{ cm}^3$ buforu octanowego i wodę (forma obojętna wskaźnika). Patrząc przez obydwie probówki pod światło porównuje się ich łączną barwę z barwą probówki **zawierającą badany kwas z taką ilością wskaźnika jaka jest łącznie w obydwu probówkach skali pH**. W następnym kroku zwiększa się liczbę kropli wskaźnika w probówce **z kwasem siarkowym**, a zmniejsza w probówce **z buforem octanowym**. Należy tak dobrać stężenie wskaźnika w probówkach **skali pH**, by ich łączna barwa była taka sama jak barwa badanej próbki (łączna liczba kropli wskaźnika musi wynosić 10).

Do wyznaczenia stężenia kwasów można wykorzystać mieszaninę jodanu(V) potasu i jodku potasu w reakcji synproporcjonacji (z dwóch indywiduów o różnych stopniach utlenienia powstaje związek o jednym stopniu utlenienia) z udziałem jonów wodorowych.

W probówkach **1–6** znajdują się wodne roztwory następujących kwasów: azotowego(V), trichlorooctowego, chlorooctowego, mrówkowego, octowego i borowego. Stężenia kwasów są różne w zakresie $0,01 - 0,2\text{ mol/dm}^3$. Kwasy wymienione są zgodnie z malejącą mocą.

Dysponujesz roztworem błękitu tymolowego, pipetkami polietylenowymi, 12 probówkami, tryskawką z wodą destylowaną. Możesz korzystać z roztworów przygotowanych do zadania 1.

Polecenia:

- a.* (5 pkt.) Wyprowadź wzór na stałą protonowania z pomiarów spektrofotometrycznych. Korzystając z danych przedstawionych na wykresie wyznacz wartości stałej protonowania błękitu tymolowego; podaj ich wartość średnią.
- b.* (3 pkt.) Napisz w formie jonowej równania reakcji zachodzących podczas wyznaczania stężenia kwasu zgodnie z przepisem wykonawczym.
- c.* (24 pkt.) Wyznacz wartości pH roztworów kwasów oraz ich stężenia, korzystając z przepisów wykonawczych. Dokonaj identyfikacji kwasów posługując się dokładną skalą wartości pH oraz ich stężeniami.
- d.* (6 pkt) Podaj, dla których kwasów można wyznaczyć stałe dysocjacji i wyznacz je.

Wyznaczenie pH roztworów badanych kwasów

Do 6 probówek odmierz po ok. 4 cm^3 roztworów badanych kwasów. Dodaj po 10 kropli roztworu błękitu tymolowego. Barwę uzyskanych roztworów porównaj z roztworami skali pH.

Roztwory skali pH przygotuj w następujący sposób: do dwóch z czterech pozostałych probówek dodaj po $0,5\text{ cm}^3$ kwasu siarkowego i ok. $3,5\text{ cm}^3$ wody, a do dwóch pozostałych $0,5\text{ cm}^3$ buforu octanowego i $3,5\text{ cm}^3$ wody. Do jednej probówki z kwasem i jednej z buforem dodaj po 10 kropli

błękitu tymolowego. Porównaj barwę otrzymanych roztworów z barwą roztworów badanych kwasów.

Do drugiej pary dodaj 9 kropli błękitu tymolowego do probówki z kwasem, 1 kroplę do probówki z buforem. Patrząc przez obydwie probówki pod światło porównaj łączną barwę roztworów z barwą roztworów w probówkach z badanymi kwasami. Następnie przygotuj parę probówek i do probówki z kwasem siarkowym(VI) dodaj 8 kropli błękitu tymolowego, a do probówki z buforem 2 krople wskaźnika. W następnym kroku zwiększ liczbę kropli wskaźnika w probówce **z buforem**, a zmniejsz w probówce **z kwasem siarkowym**. Zanotuj stężenie wskaźnika (liczbę kropli dodanego błękitu tymolowego) w probówkach **z buforem i kwasem siarkowym**, kiedy ich łączna barwa jest taka sama jak barwa badanej próbki (łączna liczba kropli wskaźnika musi wynosić 10).

Wyznaczenie stężenia kwasów

Przygotuj 5-krotnie rozcieńczony roztwór mianowany tiosiarczanu sodu (użyj do tego celu cylindra miarowego). Pobierz do kolby stożkowej porcję kwasu heksaoksojodowego(VII), dodaj ok. 0,5 g jodku potasu. Miareczkuj brunatny roztwór w kolbie dodając z biurety roztwór tiosiarczanu sodu do zmiany zabarwienia roztworu na jasnożółty. Dodaj ok. 1 cm³ kleiku skrobiowego i miareczkuj rozcieńczonym roztworem tiosiarczanu sodu dodając roztwór kroplami z pipetki polietylenowej do trwałego (ok. 2 minut) zaniku zabarwienia.

W celu określenia stężenia kwasu pobierz do probówki 2 cm³ uzyskanego wyżej roztworu, dodawaj po 5 kropli badanych kwasów. Miareczkuj rozcieńczonym roztworem tiosiarczanu do trwałego odbarwienia, notując liczbę kropli użytego roztworu.

Uwaga! Przyjmij, że 1 kropla wodnego roztworu to 0,05 cm³.

Pamiętaj o zachowaniu zasad bezpieczeństwa podczas wykonywania analiz!

Uwaga! Używaj roztworów bardzo oszczędnie. Dolewki nie są możliwe!

Wypełnij kartę odpowiedzi czytelnie, wpisując rozwiązania wyłącznie we wskazanych miejscach . Tekst poza wyznaczonym miejscem i trudny do odczytania nie będzie sprawdzany!

Punktacja:

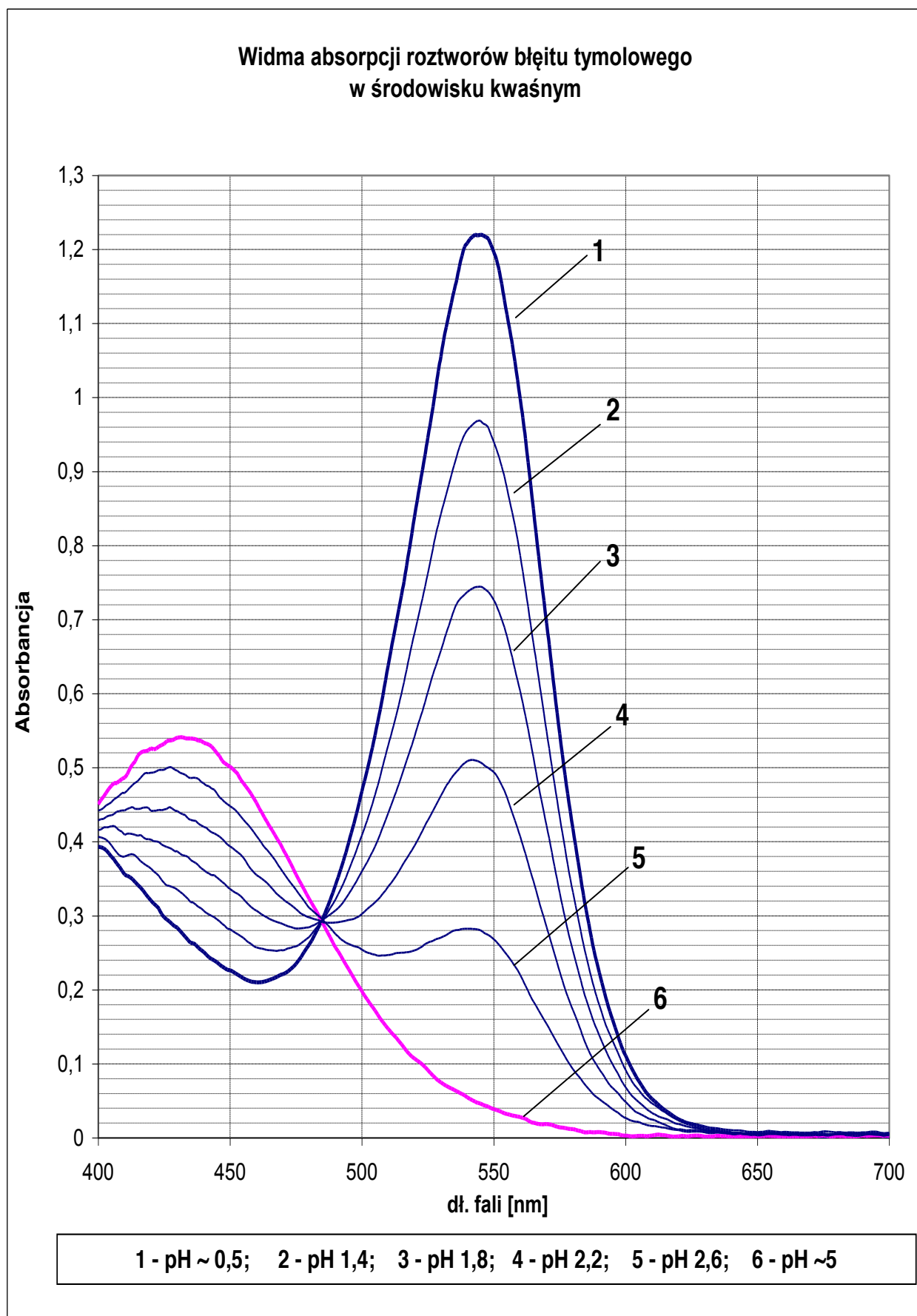
Za zdanie 1 – 22 pkt.

Za zadanie 2 – 38 pkt.

Razem – 60 pkt.

Czas rozwiązywania zadań: 300 min

Rysunek do zadania 2





ETAP III

10.04.2015

Rozwiązania zadań laboratoryjnych

ROZWIĄZANIE ZADANIA 1

<i>a. Równania reakcji zachodzących w trakcie oznaczania liczby moli H_5IO_6, tok analizy</i>	Pkt.
Podczas nastawiania miana H_5IO_6 zachodzą reakcje: związane z wydzieleniem jodu z kwasu heksaoksojodowego(VII) po dodaniu KI i H_2SO_4, redukcji $2H_5IO_6 + 14H^+ + 14e^- \rightarrow I_2 + 12H_2O$ utlenienia $2I^- \rightarrow I_2 + 2e^- \quad \times 7$ reakcja sumaryczna $H_5IO_6 + 7I^- + 7H^+ \rightarrow 4I_2 + 6H_2O$ związane z odmiareczkowaniem wydzielonego jodu mianowanym roztworem tiosiarczanu redukcji $I_2 + 2e^- \rightarrow 2I^-$ utlenienia $2S_2O_3^{2-} \rightarrow S_4O_6^{2-} + 2e^-$ reakcja sumaryczna $I_2 + 2S_2O_3^{2-} \rightarrow 2I^- + S_4O_6^{2-}$ Liczba milimoli H_5IO_6 n_0, po uwzględnieniu stechiometrii reakcji wynosi: $n_0 = n_{\text{tios}}/8 = V_0 \cdot c_{\text{tios}}/8$, gdzie V_0 to średnia objętość roztworu tiosiarczanu zużytego w miareczkowaniu. Podczas oznaczania alkoholi wielowodorotlenowych należy odmierzyć 25,00 cm³ roztworu próbki, dodać 20,00 cm³ roztworu kwasu nadjodowego i pozostawić na 10 minut. Zachodzą reakcje: między H_5IO_6 a glikolem etylenowym (tylko 20 cm³ kwasu nadjodowego i 25 cm³ próbki) redukcji $H_5IO_6 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow HIO_3 + 3H_2O$ utlenienia $HOH_2C-CH_2OH \rightarrow 2HCHO + 2H^+ + 2e^-$ reakcja sumaryczna $H_5IO_6 + HOH_2C-CH_2OH \rightarrow HIO_3 + 2HCHO + 3H_2O$ między H_5IO_6 a gliceryną redukcji $H_5IO_6 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow HIO_3 + 3H_2O \quad \times 2$ utlenienia $HOH_2C-CHOH-CH_2OH + H_2O \rightarrow 2HCHO + HCOOH + 4H^+ + 4e^-$ reakcja sumaryczna $2H_5IO_6 + HOH_2C-CHOH-CH_2OH \rightarrow 2HIO_3 + 2HCHO + HCOOH + 5H_2O$ Następnie zgodnie z przepisem dodać KI i H_2SO_4 i zostawić na 5 minut. Zachodzą reakcje związane z wydzieleniem jodu z kwasu trioksojodowego(V), KI i H_2SO_4: redukcji $2HIO_3 + 10H^+ + 10e^- \rightarrow I_2 + 6H_2O \quad :2$ utlenienia $2I^- \rightarrow I_2 + 2e^- \quad \times 2,5$ reakcja sumaryczna $HIO_3 + 5I^- + 5H^+ \rightarrow 3I_2 + 3H_2O$ Z przedstawionych równań widać, że 1 mol kwasu heksaoksojodowego(VII) generuje 4 mole jodu, zaś 1 mol kwasu trioksojodowego(V) generuje 3 mole jodu. Chcąc obliczyć liczbę moli n kwasu heksaoksojodowego(VII), która przereagowała z glikolem etylenowym i gliceryną, należy porównać wyniki miareczkowania próby odczynnikowej, V_0, (sam kwas nadjodowy, bez alkoholi) i próby z alkoholami wielowodorotlenowymi, V_1. $n = (V_0 - V_1) \cdot c_{\text{tios}}/2$, a w całej próbce $A \quad n_c = 4 \cdot (V_0 - V_1) \cdot c_{\text{tios}}$ po uwzględnieniu, że do oznaczania pobrano 25 cm³ roztworu próbki z kolby o pojemności 200 cm³.	6

Stężenie $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0,0956 mol/dm³	Rodzaj oznaczenia	Objętości titranta, cm ³
	Oznaczanie stężenia kwasu nadjodowego	$V_0 = 32,50; 32,55$
Zawartość wodoru w mieszaninie p = 9,11%	Oznaczanie liczby moli kwasu nadjodowego n , która przereagowała z alkoholami	$V_1 = 23,80; 23,70$ i $23,65$

b. Oznaczanie stężenia kwasu nadjodowego	Pkt
Stężenie H_5IO_6 wynosi $c_{\text{kw}} [\text{mol/dm}^3] = V_0[\text{cm}^3] \cdot c_{\text{tios}}[\text{mol/dm}^3] / (8 \cdot 20[\text{cm}^3])$.	4
$c_{\text{kw}} = 0,01943 \text{ mol/dm}^3$	

c. Wyprowadzenie wzoru ogólnego	Pkt
n – liczba milimoli H_5IO_6, która przereagowała z glikolem etylenowym i gliceryną n₁ – liczba milimoli glikolu etylenowego w próbce n₂ – liczba milimoli gliceryny w próbce M₁ – masa molowa glikolu etylenowego M₂ – masa molowa gliceryny M_H – masa atomowa wodoru $n_1 + 2 \cdot n_2 = n \quad \Rightarrow \quad n_1 = n - 2 \cdot n_2$ Zawartość procentowa p wodoru w mieszaninie to: $p = \frac{(n_1 \cdot 6 \cdot M_H + n_2 \cdot 8 \cdot M_H) \cdot 100\%}{n_1 \cdot M_1 + n_2 \cdot M_2}$ $p \cdot (n_1 \cdot M_1 + n_2 \cdot M_2) = (n_1 \cdot 6 \cdot M_H + n_2 \cdot 8 \cdot M_H) \cdot 100\%$ $p \cdot (n - 2 \cdot n_2) \cdot M_1 + p \cdot n_2 \cdot M_2 = ((n - 2 \cdot n_2) \cdot 6 \cdot M_H + n_2 \cdot 8 \cdot M_H) \cdot 100\%$ $p \cdot n_2 \cdot (M_2 - 2 \cdot M_1) + p \cdot n \cdot M_1 = 6 \cdot n \cdot M_H \cdot 100 - 4 \cdot n_2 \cdot M_H \cdot 100$ $n_2 \cdot (p \cdot (M_2 - 2 \cdot M_1) + 400 \cdot M_H) = n \cdot (600 \cdot M_H - p \cdot M_1)$ $n_2 = \frac{n \cdot (600 \cdot M_H - p \cdot M_1)}{p \cdot (M_2 - 2 \cdot M_1) + 400 \cdot M_H}$	4

d. Oznaczenie ilości glikolu etylenowego i gliceryny	Pkt.
Liczba milimoli kwasu nadjodowego, która przereagowała z alkoholami, n = $(32,525 - 23,675)[\text{cm}^3] \cdot 0,0956[\text{mmol/cm}^3] / 2 = 0,4230 \text{ mmol}$ na całą próbkę potrzeba $200/25 = 8$ razy więcej, tj. 3,384 mmol liczba milimoli gliceryny w mieszaninie n₂ = 1,201 mmol, co oznacza 110,6 mg liczba milimoli glikolu etylenowego w mieszaninie n₁ = 0,987 mmol, co oznacza 60,9 mg	8
Łącznie za zadanie 1 22 pkt.	

ROZWIĄZANIE ZADANIA 2

Przykładowe rozmieszczenie kwasów oraz ich stężenia	
1. kwas azotowy(V), 0,01 mol/dm ³	4. kwas trichlorooctowy, 0,05 mol/dm ³
2. kwas chlorooctowy, 0,1 mol/dm ³	5. kwas mrówkowy, 0,1 mol/dm ³
3. kwas octowy, 0,2 mol/dm ³	6. kwas borowy, 0,1 mol/dm ³

a. Wyprowadzenie wzoru na stałą protonowania wskaźników z pomiarów spektrofotometrycznych, wyznaczenie stałej dla błękitu tymolowego	Pkt.																												
Forma protonowana HL^+ i obojętna L wskaźnika mają różne barwy, więc należy dla widm przedstawionych na rysunku wybrać taką długość fali, by absorbancja dla jednej formy była maksymalna, a dla drugiej możliwie mała. Widma barwnika, uzyskane w środowisku kwaśnym , charakteryzują się maksimum absorpcji formy HL przy długości fali 545 nm. Forma obojętna (zdeprotonowana) ma dla tej długości fali niewielką absorbancję. Stężenie wskaźnika w roztworze mocno kwaśnym (tylko forma HL^+), zależne od absorbancji roztworu zgodnie z prawem Lamberta-Beera, można wyrazić równaniem: $c_k = \frac{A_k - A_b}{\epsilon_k \cdot l}$ gdzie: c_k – stężenie wskaźnika, mol/dm ³ , A_k – absorbancja przy długości fali 545 nm dla środowiska silnie kwaśnego, A_b – absorbancja przy długości fali 545 nm dla środowiska buforu octanowego, ϵ_k – molowy współczynnik absorpcji formy sprotonowanej, l – grubość kuwety, cm Dla roztworu, w którym występują obydwie formy HL^+ i L odpowiednie równania mają postać: $[HL] = \frac{A_x - A_b}{\epsilon_k \cdot l} = \frac{A_x - A_L}{\epsilon_k \cdot l}; \quad [L] = c_k - [HL]; \quad [L] = \frac{A_k - A_x}{\epsilon_k \cdot l} = \frac{A_{HL} - A_x}{\epsilon_k \cdot l}$ Wzór na logarytm stałej protonowania przyjmuje formę: $\log K = \log \frac{A_x - A_L}{A_{HL} - A_x} + pH$ gdzie: A_x – absorbancja roztworu, gdzie występują obydwie formy, A_L - absorbancja roztworu w środowisku buforu octanowego, A_{HL} - absorbancja roztworu w środowisku silnie kwaśnym, wszystkie dla długości fali 545 nm. Wyznaczenie logarytmu stałej protonowania. Z wykresu odczytano następujące wartości absorbancji:	5																												
<table><tr><td>pH</td><td>< 0,5</td><td>1,4</td><td>1,8</td><td>2,2</td><td>2,6</td><td>4,8</td></tr><tr><td>A_{545}</td><td>1,22</td><td>0,28</td><td>0,51</td><td>0,74</td><td>0,97</td><td>0,05</td></tr><tr><td>$\log[HL]/[L]$</td><td></td><td>-0,611</td><td>-0,189</td><td>0,158</td><td>0,566</td><td></td></tr><tr><td>$\log K$</td><td></td><td>1,99</td><td>2,01</td><td>1,96</td><td>1,97</td><td></td></tr></table> Wartość średnia $\log K = 1,98$	pH	< 0,5	1,4	1,8	2,2	2,6	4,8	A_{545}	1,22	0,28	0,51	0,74	0,97	0,05	$\log[HL]/[L]$		-0,611	-0,189	0,158	0,566		$\log K$		1,99	2,01	1,96	1,97		
pH	< 0,5	1,4	1,8	2,2	2,6	4,8																							
A_{545}	1,22	0,28	0,51	0,74	0,97	0,05																							
$\log[HL]/[L]$		-0,611	-0,189	0,158	0,566																								
$\log K$		1,99	2,01	1,96	1,97																								

b. Równania reakcji zachodzące podczas wyznaczania stężenia kwasów	Pkt.
Miareczkowanie H_5IO_6 tiosiarczanem po dodaniu KI, otrzymanie mieszaniny jodany(V) – jodki: $3H_5IO_6 + I^- \rightarrow 4IO_3^- + 6H_2O + 3H^+ \times 2$ $IO_3^- + 5I^- + 6H^+ \rightarrow 3I_2 + 3H_2O$ $6H_5IO_6 + 7I^- \rightarrow 7IO_3^- + 3I_2 + 15H_2O$ $I_2 + 2S_2O_3^{2-} \rightarrow 2I^- + S_4O_6^{2-}$ Miareczkowanie roztworem tiosiarczanu, jodu wydzielonego z mieszaniny: jodany(V) – jodki z udziałem kwasu (jonów wodorowych): $IO_3^- + 5I^- + 6H^+ \rightarrow 3I_2 + 3H_2O$ $3I_2 + 6S_2O_3^{2-} \rightarrow 6I^- + 3S_4O_6^{2-}$ Widać, że liczba moli tiosiarczanu odpowiada liczbie moli użytych jonów wodorowych, co może być podstawą jodometrycznej metody oznaczania stężenia kwasów.	3

c. Wyznaczenie pH roztworów kwasów oraz ich stężeń. Identyfikacja kwasów.											Pkt.
Wyniki wyznaczania pH identyfikowanych roztworów kwasów											24
Forma HL ⁺ , kwas siarkowy 0,25 mol/dm ³ , liczba kropli roztworu wskaźnika											
10	9	8	7	6	5	4	3	2	1	0	
Forma L, bufor octanowy pH 4,8; liczba kropli roztworu wskaźnika											
0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	
log[HL]/[L]											
	0,95	0,60	0,37	0,18	0,00	−0,18	−0,37	−0,60	−0,95		
pH											
< 0,5	1,03	1,38	1,61	1,80	1,98	2,16	2,35	2,58	2,94	4,8	
Numery probówek z kwasami o barwie zbliżonej do probówek skali pH											
	4	4			2		5	1,3	3	6	
Występowanie numeru probówki z kwasem w dwóch pozycjach skali pH świadczy o pośredniej barwie, tym samym i o pośrednim pH, a więc 1,2 dla probówki 4 i 2,7 dla probówki 3.											
Uzyskano następujące wyniki oznaczania stężenia kwasów. Przyjęto, że 1 kropla to 0,05 cm ³											
Nr probówki	1	2	3	4	5	6					
Krople tiosiarczanu 0,02 mol/dm ³	1	13	24	10	16	1					
Liczba mmoli tiosiarczanu	0,002	0,026	0,048	0,02	0,032	0,002					
Stężenie kwasu, mol/dm ³	0,008	0,104	0,192	0,08	0,128	0,008					
Po uwzględnieniu stężenia i wartości pH można stwierdzić, że w kolejnych probówkach 1 – 6 znajdują się: kwas azotowy(V), kwas chlorooctowy, kwas octowy, kwas trichlorooctowy, kwas mrówkowy i kwas borowy.											
d. Wyznaczenie stałych dysocjacji kwasów											Pkt.
Stała dysocjacji kwasu K _a wyraża się wzorem:											6
$K_a = \frac{[H^+]\cdot[A^-]}{[HA]}$											
Zakładając, że stopień dysocjacji jest niewielki, można zastosować uproszczony wzór na zależność łączącą pH ze stałą dysocjacji K _a i stężeniem kwasu c _{HA} .											
$pH = \frac{1}{2} \log K_a - \frac{1}{2} \log c_{HA} \quad \text{a stąd} \quad \log K_a = 2 \cdot pH + \log c_{HA}$											
Z danych uzyskanych wyżej wynika, że wartość log K _a można wyznaczyć dla kwasu octowego, mrówkowego i chlorooctowego . Kwas azotowy(V) jest kwasem mocnym, kwas trichlorooctowy jest kwasem dość mocnym (nie można stosować uproszczonego wzoru na pH kwasu) a kwas borowy jest na tyle słabym kwasem, że jego pH jest poza skonstruowaną skalą pH.											
Wyznaczone wartości logarytmów stałych dysocjacji wynoszą odpowiednio: 4,80; 3,42 i 2,63 dla kwasu octowego, mrówkowego i chlorooctowego .											
Łącznie za zadanie 2 38 pkt.											

RAZEM ZA ZADANIE 1 i ZADANIE 2 60 pkt.