Stopień dysocjacji

określa ile procent związku chemicznego ulega dysocjacji elektrolitycznej, czyli rozpada się na jony pod wpływem wody.

$$\alpha = \frac{\text{ilość rozpadająca się}}{\text{ilości początkowej}} \cdot 100\%$$

$$\alpha = \frac{\Delta n}{n_p} \cdot 100\%$$

$$\alpha = \frac{\Delta m}{m_p} \cdot 100\%$$

$$\alpha = \frac{\Delta N_p}{N_p} \cdot 100\%$$

$$\alpha = \frac{\Delta C_m}{C_{mp}} \cdot 100\%$$

$$\alpha = \frac{[H^+]}{C_{mp}} \cdot 100\%$$

$$\alpha = \frac{[OH^-]}{C_{mp}} \cdot 100\%$$

$HF \rightleftharpoons$	H^+	+	F^-
C_{mp}	—		—
$-x$	$+x$		$+x$
$C_{mp}-x$	x		x

$NH_3 \cdot H_2O \rightleftharpoons$	OH^-	+	NH_4^+
C_{mp}	—		—
$-x$	$+x$		$+x$
$C_{mp}-x$	x		x



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Stopień dysocjacji zależy od:

1. struktury związku chemicznego
2. struktury rozpuszczalnika
3. obecności w roztworze innych związków
4. stężenia początkowego roztworu
5. temperatury roztworu

Ad 1. struktura związku chemicznego

im mocniejsze oddziaływania przyciągające między jonami w związku chemicznym, tym mniejszy stopień dysocjacji.

Ad 2. struktura rozpuszczalnika

Rozpuszczalnik może być mniej lub bardziej polarny, może mieć większą lub mniejszą energię kinetyczną porównując w tych samych warun.



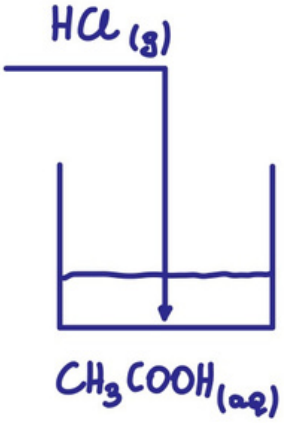
Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Ad 3. Obecność innych związków

np.

$$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$$



$$HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

Rozpuszczając gazowy HCl nie zmieniamy objętości roztworu a zwiększam liczbę moli H_3O^+, w efekcie zwiększamy stężenie molowe H_3O^+ co zgodnie z regułą przekory przesuwa stan równowagi dysocjacji kwasu octowego w lewą stronę, co powoduje zmniejszenie stopnia dysocjacji kwasu octowego

Ad 4. Stężenie roztworu

Stopień dysocjacji rośnie wraz z rozcieńczaniem roztworu do pewnego momentu.

Ad 5. Temperatura

Stopień dysocjacji wzrasta wraz ze wzrostem temperatury. Wzrost temperatury zwiększa energię kinetyczną drobin.



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

11.1

Zadanie 29. ***(2 pkt)***

Po rozpuszczeniu w wodzie 30 g kwasu alkanowego RCOOH o masie molowej 60 g · mol^{-1} uzyskano 1 dm^3 roztworu, w którym znajduje się 1,8·10^{21} jonów wodorowych.

Oblicz stopień dysocjacji tego kwasu.

Obliczenia:

Odpowiedź: .....

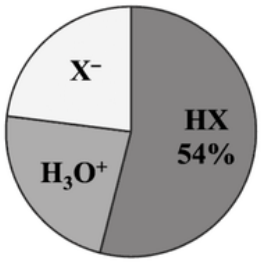
11.2

Informacja do zadań 11.–12.

W temperaturze *T* rozpuszczono w wodzie kwas HX. Równowagę w otrzymanym roztworze ilustruje równanie

$$HX + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + X^-$$

Poniższy wykres przedstawia procentowy udział drobin znajdujących się w wodnym roztworze kwasu HX o temperaturze *T* (na wykresie nie uwzględniono wody oraz jonów pochodzących z autodysocjacji wody).



Zadanie 11. (0–1)

Oblicz stopień dysocjacji kwasu HX w tym roztworze.

Obliczenia:

Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

11.3

Zadanie 43. *(2 pkt)*

Przygotowano dwa wodne roztwory kwasu octowego o różnych stężeniach molowych (w warunkach standardowych). Stężenia molowe jonów wodoru w obu roztworach były jednakowe. W roztworze I stopień dysocjacji CH_3COOH wynosił 1%, a w II wynosił 0,1%.

Podaj, który roztwór był bardziej stężony. Odpowiedź uzasadnij.

.....

.....

.....

.....

.....

11.4

Zadanie 27.

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.

Zadanie 27.2. (0–1)

Rozstrzygnij, czy dodanie stałego wodorotlenku potasu do opisanego roztworu tej aminy będzie miało wpływ na wartość jej stopnia dysocjacji. Uzasadnij swoją odpowiedź.

Rozstrzygnięcie: .....

Uzasadnienie: .....

.....

11.5

🕮 Informacja do zadania 33. i 34.

Aminy RNH_2 w roztworach wodnych dysocjują zgodnie z równaniem:

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

Zadanie 34. *(1 pkt)*

Napisz, jak dodatek stałego wodorotlenku sodu do wodnego roztworu aminy wpłynie na wartość stopnia jej dysocjacji.

.....



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

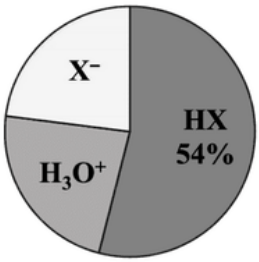
11.6

Informacja do zadań 11.–12.

W temperaturze *T* rozpuszczono w wodzie kwas HX. Równowagę w otrzymanym roztworze ilustruje równanie

$$HX + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + X^-$$

Poniższy wykres przedstawia procentowy udział drobin znajdujących się w wodnym roztworze kwasu HX o temperaturze *T* (na wykresie nie uwzględniono wody oraz jonów pochodzących z autodysocjacji wody).



Zadanie 12.

Do wodnego roztworu kwasu HX dodano niewielką ilość wodnego roztworu mocnego kwasu. Temperatura roztworu nie uległa zmianie.

Zadanie 12.1. (0–1)

Oceń, czy zmieni się (wzrośnie, zmaleje) czy nie ulegnie zmianie wartość stopnia dysocjacji kwasu HX, jeśli do jego wodnego roztworu doda się niewielką ilość mocnego kwasu. Odpowiedź uzasadnij.

Ocena: .....

Uzasadnienie: .....

.....

.....

11.7

Zadanie 11. *(1 pkt)*

W poniższej tabeli podano wartości stopnia dysocjacji trzech kwasów karboksylowych w ich wodnych roztworach o stężeniu 0,1 mol/dm^3 w temperaturze 25 °C.

Wzór związku	Stopień dysocjacji, %
HCOOH	4,15
CH_3COOH	1,33
C_6H_5COOH	2,50

Na podstawie: Z. Dobkowska: *Szkolny poradnik chemiczny*, Warszawa 1990

Na podstawie podanych wartości stopnia dysocjacji uszereguj podane kwasy od najsłabszego do najmocniejszego.

.....



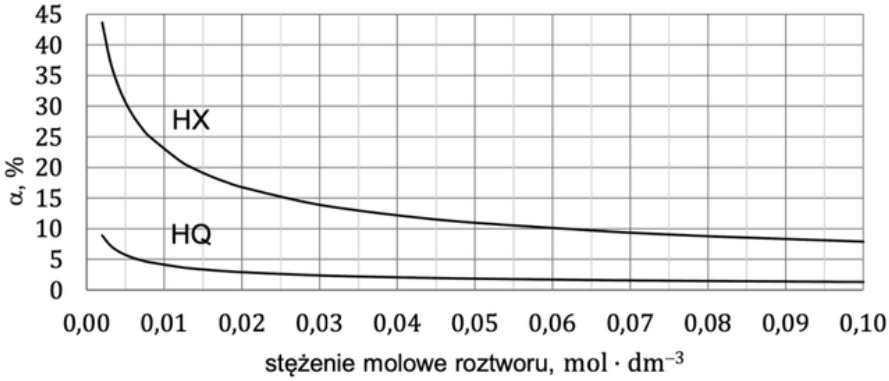
Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

11.
8

Informacja do zadań 7.–8.

W wodnych roztworach słabych kwasów jednoprotonowych zachodzi dysocjacja. Dla danej wartości stężenia molowego roztworu i w danej temperaturze ustala się stan równowagi między cząsteczkami i jonami obecnymi w roztworze.

Na poniższym wykresie przedstawiono zależność stopnia dysocjacji (α) dwóch kwasów jednoprotonowych HX i HQ od stężenia molowego roztworu w temperaturze 20 °C.



Wartości stopnia dysocjacji kwasu HX dla wybranych stężeń molowych (c_0) zebrano w tabeli ($t = 20$ °C).

c_0, mol · dm^{-3}	0,002	0,008	0,018	0,028	0,042	0,100
α, %	43,6	25,2	17,6	14,4	11,9	7,9

Zadanie 7. (0–1)

Rozstrzygnij, na podstawie analizy danych zamieszczonych na wykresie, który kwas (HX czy HQ) jest mocniejszy. Zaznacz jego wzór. Odpowiedź uzasadnij.

HX HQ

Uzasadnienie: .....

.....

.....



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Stała dysocjacji K_a i K_b

określa stosunek iloczynu stężeń produktów do iloczynu stężeń substratów w danej temperaturze dla układu będącego w stanie dynamicznej równowagi.

UWAGA K_a i K_b stosujemy, gdy mamy słaby kwas lub zasadę!

Pamiętaj, aby czytając zadanie oceniać moc kwasu i zasady, (czy piszemy "$\rightarrow$" czy w "$\rightleftharpoons$")

$$HNO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + NO_2^-$$

C_{mp}	C_{mp}		—	—
ΔC_m	$-x$		$+x$	$+x$
C_{mk}	$C_{mp}-x$		x	x

$$K_a = \frac{[H_3O^+]\cdot[NO_2^-]}{[HNO_2]}$$

lub $$K_a = \frac{[H^+]^2}{C_{mp}-[H^+]}$$



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

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

C_{mp}	C_{mp}		—	—
ΔC_m	$-x$		$+x$	$+x$
C_{mk}	$C_{mp}-x$		x	x

$$K_b = \frac{[NH_4^+]\cdot[OH^-]}{[NH_3]}$$

lub $$K_b = \frac{[OH^-]^2}{C_{mp} - [OH^-]}$$

Wzory na K_a i K_b są również przy okazji sprzężonej pary kwas - zasada Bronsteda:

$$K_a \cdot K_b = K_w$$

Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

K_a / K_b jest lepszą wielkością służącą do porównywania mocy kwasu i zasady niż α, ponieważ K_a i K_b nie zależą od stężeń.

	α	K_a / K_b
C_{mp}	✓	✗
T	✓	✓

Pamiętaj:

- porównanie mocy ku i zasady musi odbywać się w tej samej temperaturze roztworu.
- jeśli korzystasz ze stopnia dysocjacji to zadbaj, aby aby porównywać wartości przy tym samym stężeniu molowym roztworu.



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

12.1

🕮 *Informacja do zadań 10. – 14.*

Wskaźnikami pH są słabe kwasy bądź słabe zasady organiczne, które reagując z wodą tworzą układy sprzężone kwas-zasada. Kwasowa i zasadowa postać wskaźnika mają albo różne zabarwienia, albo tylko jedna z nich jest zabarwiona. Wskaźnik (indykator In) o charakterze kwasowym reaguje z wodą w myśl równania:

$$InH + H_2O \rightleftharpoons In^- + H_3O^+$$

Gdy stężenie InH jest dużo większe od stężenia In^-, roztwór ma barwę charakterystyczną dla postaci kwasowej wskaźnika, gdy zaś stężenie InH jest dużo mniejsze od stężenia In^-, roztwór przybiera zabarwienie zasadowej postaci wskaźnika. Przykładem wskaźnika o charakterze kwasowym jest błękit bromotymolowy. W roztworze o pH < 6 przyjmuje on barwę żółtą, a w roztworze o pH > 7,6 barwę niebieską (błękitną).

Na podstawie: Minczewski, Marczenko „Chemia analityczna. Chemiczne metody analizy ilościowej", Warszawa 1998; Jones, Atkins „Chemia ogólna. Cząsteczki, materia, reakcje", Warszawa 2004

Zadanie 11. *(1 pkt)*

Napisz wyrażenie na stałą równowagi opisanej reakcji.

12.2

Zadanie 17. *(2 pkt)*

W 3 dm^3 wodnego roztworu kwasu o wzorze ogólnym HY w pewnej temperaturze znajduje się $5{,}418 \cdot 10^{23}$ jonów Y^- i 4,50 mola niezdysocjowanych cząsteczek HY.

Oblicz stałą dysocjacji kwasu HY. Wynik podaj z dokładnością do drugiego miejsca po przecinku.

Obliczenia: Odpowiedź:



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

12.3

Zadanie 29. (0–1)

Do 500 cm^3 wodnego roztworu kwasu metanowego (mrówkowego) o stężeniu 1 $mol \cdot dm^{-3}$ dodano 500 cm^3 wody. Temperatura otrzymanego roztworu nie uległa zmianie.

Dokończ zdanie. Zaznacz odpowiedź wybraną spośród A–C oraz odpowiedź wybraną spośród 1.–3.

Należy wnioskować, że po dodaniu wody do wodnego roztworu kwasu metanowego

wartość stałej dysocjacji	**A.**	wzrosła,	a wartość stopnia dysocjacji	**1.**	wzrosła.
	B.	zmalała,		**2.**	zmalała.
	C.	nie uległa zmianie,		**3.**	nie uległa zmianie.

12.4

Zadanie 20. ***(1 pkt)***

Napisz równania reakcji etapów dysocjacji kwasu siarkowodorowego, którym odpowiadają wartości stałej dysocjacji podane w tabeli.

Stała dysocjacji K_a	Równanie reakcji
$1 \cdot 10^{-18}$	
$1 \cdot 10^{-7}$	

12.5

Zadanie 16. (0–2)

Kwas arsenowy(V) H_3AsO_4 jest kwasem trójprotonowym o mocy zbliżonej do kwasu ortofosforowego(V). Równowagom, które ustalają się w roztworze wodnym tego kwasu, odpowiadają stałe opisane poniższymi wyrażeniami (podanymi w przypadkowej kolejności), w których została pominięta woda będąca środowiskiem reakcji.

A $\frac{[HAsO_4^{2-}][H_3O^+]}{[H_2AsO_4^-]}$ B $\frac{[H_2AsO_4^-][H_3O^+]}{[H_3AsO_4]}$ C $\frac{[AsO_4^{3-}][H_3O^+]}{[HAsO_4^{2-}]}$

Uszereguj stałe równowagi (wpisz litery A, B oraz C) zgodnie z ich rosnącą wartością. Napisz równanie przemiany, której odpowiada stała równowagi opisana wyrażeniem A. Spośród jonów powstających podczas protolizy (dysocjacji) kwasu arsenowego(V) wybierz i napisz wzór tego, który może pełnić wyłącznie funkcję kwasu Brønsteda.

.....

najmniejsza wartość największa wartość

Równanie reakcji: .....

Jon, który może pełnić wyłącznie funkcję kwasu Brønsteda: .....



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

12.6

Zadanie 12. *(2 pkt)*

Przygotowano wodne roztwory kwasów HX i HY oraz ich soli NaX i NaY, wszystkie o stężeniach 1 mol/dm^3. Stałe dysocjacji kwasowej HX i HY w temperaturze 25 °C są odpowiednio równe: $K_a(HX) = 4{,}0 \cdot 10^{-5}$, $K_a(HY) = 2{,}3 \cdot 10^{-2}$.

a) Posługując się zapisem w formie cząsteczkowej, dopisz do podanych substratów produkty reakcji lub napisz, że przemiana nie zachodzi.

NaX + HY → .....

NaY + HX → .....

b) Wskaż kwas (HX lub HY), którego roztwór o stężeniu 1 mol/dm^3 ma wyższe pH.

.....

12.7

Zadanie 18. *(2 pkt)*

Stałe dysocjacji kwasu siarkowodorowego w temperaturze 25 °C są równe: $K_{a1} = 1{,}02 \cdot 10^{-7}$ i $K_{a2} = 1{,}00 \cdot 10^{-14}$.

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2004.

18.1. Napisz wyrażenie na stałą dysocjacji K_{a2} kwasu siarkowodorowego.

.....

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

1.	Jonami pochodzącymi z dysocjacji H_2S, których stężenie jest najmniejsze w wodnym roztworze siarkowodoru, są jony S^{2-}.	**P**	**F**
2.	W wodnym roztworze siarkowodoru stężenie jonów H_3O^+ jest mniejsze od 10^{-7} mol·dm^{-3}.	**P**	**F**
3.	Spośród jonów obecnych w wodnym roztworze siarkowodoru i pochodzących z dysocjacji H_2S tylko jony HS^- mogą pełnić funkcję zarówno kwasu, jak i zasady Brønsteda.	**P**	**F**



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

12.8

Informacja do zadań 39. i 40.

Żelazo tworzy jony proste Fe^{2+} i Fe^{3+}. Jony te ulegają w roztworach wodnych hydratacji, przyłączając 4 lub 6 cząsteczek wody. Najbardziej pospolitymi kompleksami kationowymi żelaza są heksaakwakompleksy występujące między innymi w roztworach soli żelaza(II) i żelaza(III). Jony te wykazują słabe właściwości kwasowe:

I $[Fe(H_2O)_6]^{2+} + H_2O \rightleftarrows [Fe(H_2O)_5(OH)]^{+} + H_3O^{+}$ $\quad K_a = 10^{-9,5}$

II $[Fe(H_2O)_6]^{3+} + H_2O \rightleftarrows [Fe(H_2O)_5(OH)]^{2+} + H_3O^{+}$ $\quad K_a = 10^{-3,05}$

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2004, s. 934.

Zadanie 39.

Określ, które jony – żelaza(II) czy żelaza(III) – wykazują słabsze właściwości kwasowe i uzasadnij swoją odpowiedź.

12.9

Zadanie 32. *(3 pkt)*

W tabeli podano wartości stałej dysocjacji K_b amoniaku i wybranych amin w temperaturze 25 °C.

Związek	NH_3	$C_6H_5NH_2$	$C_2H_5NH_2$	CH_3NH_2	$(CH_3)_2NH$	$(C_2H_5)_2NH$
K_b	$1{,}8 \cdot 10^{-5}$	$4{,}2 \cdot 10^{-10}$	$5{,}1 \cdot 10^{-4}$	$4{,}5 \cdot 10^{-4}$	$5{,}4 \cdot 10^{-4}$	$1{,}0 \cdot 10^{-3}$

Na podstawie: R. T. Morrison, R. N. Boyd, *Chemia organiczna*, Warszawa 1994.

a) Spośród wymienionych amin pierwszorzędowych wybierz i napisz wzór tej, która jest najsłabszą zasadą.

.....

12.10

Zadanie 24.

Poniżej przedstawiono równania protolizy (dysocjacji) wielostopniowej kwasu ortofosforowego(V) oraz wartości stałych dysocjacji tych procesów.

$H_3PO_4 + H_2O \rightleftarrows H_2PO_4^- + H_3O^+$ $\quad K_{a1} = 7{,}5 \cdot 10^{-3}$

$H_2PO_4^- + H_2O \rightleftarrows HPO_4^{2-} + H_3O^+$ $\quad K_{a2} = 6{,}2 \cdot 10^{-9}$

$HPO_4^{2-} + H_2O \rightleftarrows PO_4^{3-} + H_3O^+$ $\quad K_{a3} = 2{,}2 \cdot 10^{-13}$

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2004.

Zadanie 24.1. (0–1)

Uszereguj jony obecne w wodnym roztworze kwasu ortofosforowego(V) i powstające podczas protolizy (dysocjacji) tego kwasu według wzrastających stężeń. Napisz wzory tych jonów w odpowiedniej kolejności.

.....

najmniejsze stężenie jonów — największe stężenie jonów



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

12.11

📖 *Informacja do zadania 38. i 39.*

Dysocjacja kwasu ortofosforowego(V) przebiega w roztworach wodnych trójstopniowo:

1. $H_3PO_4 + H_2O \rightleftharpoons H_2PO_4^- + H_3O^+$ $\quad K_{a1} = 7{,}1 \cdot 10^{-3}$
2. $H_2PO_4^- + H_2O \rightleftharpoons HPO_4^{2-} + H_3O^+$ $\quad K_{a2} = 6{,}3 \cdot 10^{-8}$
3. $HPO_4^{2-} + H_2O \rightleftharpoons PO_4^{3-} + H_3O^+$ $\quad K_{a3} = 4{,}4 \cdot 10^{-13}$

K_{a1}, K_{a2}, K_{a3} oznaczają stałe kolejnych etapów dysocjacji. Podane wartości stałych odnoszą się do temperatury 25°C.

Na podstawie: W. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Warszawa 1997

Zadanie 38. *(1 pkt)*

Napisz wzór jonu, którego stężenie w wodnym roztworze H_3PO_4 jest:

a) największe .....

b) najmniejsze .....

12.12

Zadanie 44. *(1 pkt)*

Podaj wzór jonów pochodzących z dysocjacji kwasu siarkowodorowego, których stężenie w roztworze tego kwasu jest najmniejsze.

.....

12.13

Zadanie 16. (0–1)

Zdolność elektrolitu do dysocjacji zależy od właściwości tego elektrolitu oraz od właściwości użytego rozpuszczalnika. Im silniejszą zasadą Brønsteda jest rozpuszczalnik, tym w większym stopniu dysocjuje w nim elektrolit będący kwasem Brønsteda.
Zbadano dysocjację jednoprotonowego kwasu HA w różnych rozpuszczalnikach. W wodzie HA jest słabym kwasem.

Uzupełnij poniższe zdanie. Wybierz i zaznacz nazwę rozpuszczalnika.

W danej temperaturze wartość stałej dysocjacji kwasu HA jest największa w roztworze, w którym rozpuszczalnikiem jest (ciekły amoniak / kwas mrówkowy / metanol / woda).



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

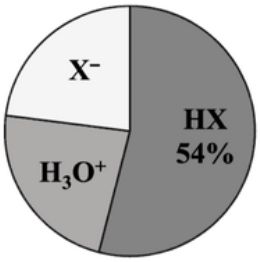
12.14

Informacja do zadań 11.–12.

W temperaturze T rozpuszczono w wodzie kwas HX. Równowagę w otrzymanym roztworze ilustruje równanie

$$HX + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + X^-$$

Poniższy wykres przedstawia procentowy udział drobin znajdujących się w wodnym roztworze kwasu HX o temperaturze T (na wykresie nie uwzględniono wody oraz jonów pochodzących z autodysocjacji wody).



Zadanie 12.

Do wodnego roztworu kwasu HX dodano niewielką ilość wodnego roztworu mocnego kwasu. Temperatura roztworu nie uległa zmianie.

Zadanie 12.2. (0–1)

Oceń, czy zmieni się (wzrośnie, zmaleje) czy nie ulegnie zmianie wartość stałej dysocjacji kwasu HX, jeśli do jego wodnego roztworu doda się niewielką ilość mocnego kwasu. Odpowiedź uzasadnij.

Ocena: .....

Uzasadnienie: .....

.....

.....

12.15

Zadanie 18. *(1 pkt)*

Często, zamiast stałej dysocjacji, podaje się wielkość oznaczoną symbolem pK_a.

$$pK_a = -\log K_a$$

Poniżej podano wartości pK_a dla trójprotonowego kwasu ortofosforowego(V).

2,12 7,12 12,67

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2004.

Napisz równanie tego etapu dysocjacji kwasu ortofosforowego(V), któremu odpowiada najwyższa wartość pK_a.

.....

12.16

Zadanie 13. *(1 pkt)*

Do oceny mocy elektrolitu stosuje się stopień dysocjacji oraz stałą dysocjacji, jednak w tablicach chemicznych zwykle podawane są wartości stałej dysocjacji.

Wyjaśnij, dlaczego stała dysocjacji lepiej charakteryzuje moc elektrolitu.

.....

.....

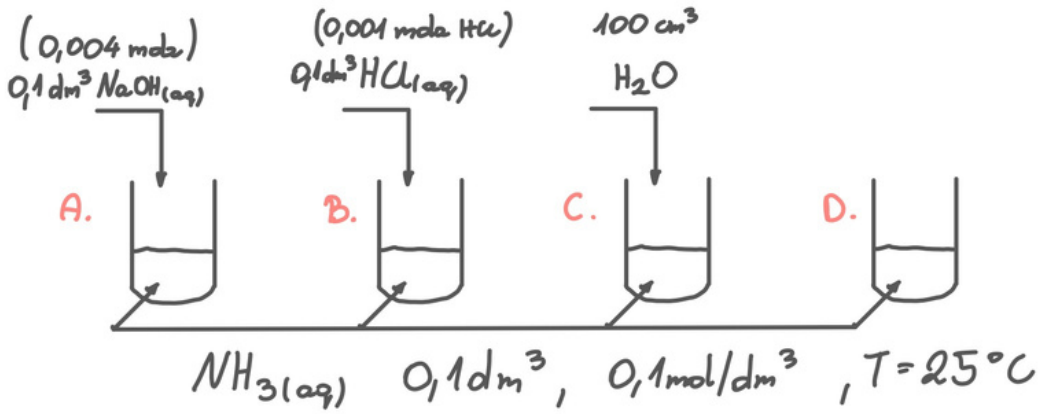


Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

12.
17

Zadanie

Wykonano doświadczenia zilustrowane poniżej:



1. Największy stopień dysocjacji amoniaku będzie w:
2. Najmniejszy stopień dysocjacji amoniaku będzie w:
3. W temperaturze 25°C $K_{b\,NH_3} = 1{,}78 \cdot 10^{-5}$ w:
4. W wyniku zmieszania roztworów wzrosła liczba cząsteczek NH_3 w roztworze:
5. Oblicz ile razy stężenie molowe NH_4^+ w roztworze końcowym C jest większe niż w A.

Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

12.
18

Zadanie

$H_2SO_4 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HSO_4^-$ $\quad \alpha_1 = 100\%$

$HSO_3^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + SO_4^{2-}$ $\quad \alpha_2 < 100\%$

Oblicz stężenie molowe jonów H_3O^+, HSO_4^-, SO_4^{2-} w roztworze, w którym $C_{mp} = 0{,}3\ mol/dm^3$.

Oblicz drugi stopień dysocjacji, nie korzystaj ze wzoru na prawo rozcieńczeń Ostwalda ($K_b = \frac{\alpha^2 \cdot C_{mp}}{1-\alpha}$)



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Obliczanie pH roztworów mocnych kwasów i zasad

- mocne elektrolity mają $\alpha = 100\%$ co oznacza, że wszystkie cząsteczki ulegają dysocjacji.
  A zatem C_{mp} jest równe ΔC_m (ilości która dysocjuje, co oznacza, że w takim roztworze nie będzie cząsteczek niezdysocjowanych takiego kwasu:

$$HNO_3 \xrightarrow{H_2O} H^+ + NO_3^-$$

C_{mp}	$0,1$	—	—
ΔC_m	$-0,1$	$+0,1$	$+0,1$
C_{mk}	0	$0,1$	$0,1$

① $pH = -\log 0,1$

$pH = 1$

$$Ca(OH)_2 \xrightarrow{H_2O} Ca^{2+} + 2OH^-$$

C_{mp}	$0,1$	—	—
ΔC_m	$-0,1$	$+0,1$	$+0,2$
C_{mk}	0	$0,1$	$0,2$

① $pOH = -\log 0,2 = 0,7$

② $pH = 14 - 0,7 = 13,3$

- mocne elektrolity to rozpuszczalne wodorotlenki litowców i berylowców, kwasy o $K_a > 1$ np. HCl, HNO_3, $HClO_4$, H_2SO_4 (dysocjacja pierwszego H^+)

- Zaczynaj zadanie na pH od zapisania równania dysocjacji:
  " $\longrightarrow$ " mocne elektrolity
  " $\rightleftharpoons$ " słabe elektrolity
  W ten sposób wyrobisz sobie nawyk zaczynania od właściwych schematów postępowania.



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

13.1

Zadanie 28. ***(2 pkt)***

Podaj wartość pH i pOH roztworu NaOH o stężeniu 0,001 mol/dm^3 w temperaturze 25^{o}C, jeśli stopień dysocjacji $\alpha = 100\%$.

.....

.....

Zadanie 12. ***(2 pkt)***

a) Uzupełnij tabelę, wpisując wartość stężenia jonów OH^- oraz wartość pH i pOH roztworu wodnego, w którym stężenie jonów H^+ jest równe 10^{-9} mol·dm^{-3}.

$[H^+]$, mol·dm^{-3}	$[OH^-]$, mol·dm^{-3}	pH	pOH
10^{-9}			

b) Określ odczyn opisanego roztworu.

.....

Zadanie 17. ***(1 pkt)***

Uzupełnij poniższe zdania, podkreślając jedno określenie z trzech podanych w każdym nawiasie.

Roztwór o odczynie obojętnym ma pH (mniejsze od / równe / większe od) 7,

a roztwór o odczynie zasadowym ma pH (mniejsze od / równe / większe od) 7.

13.2

Zadanie 16. ***(3 pkt)***

Rozpuszczono w wodzie 2 gramy stałego wodorotlenku sodu, otrzymując roztwór o objętości 5 dm^3.

a) Oblicz pH otrzymanego roztworu wodorotlenku sodu.

Obliczenia:

Odpowiedź:

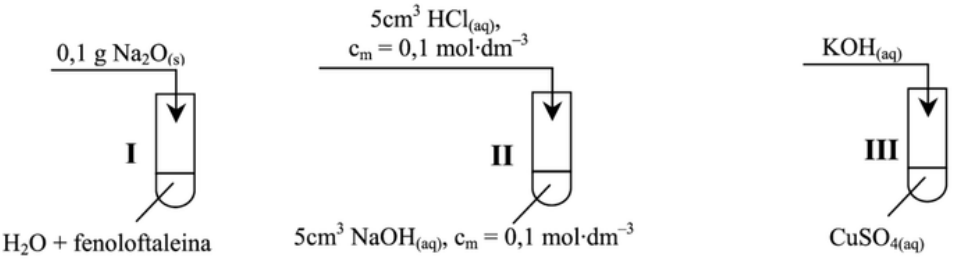


Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

13.3

➲ ***Informacja do zadań 17 – 19***

Przeprowadzono doświadczenia zilustrowane poniższym rysunkiem.



Zadanie 19. ***(1 pkt)***

Określ odczyny roztworów, które powstały w probówkach I i II.

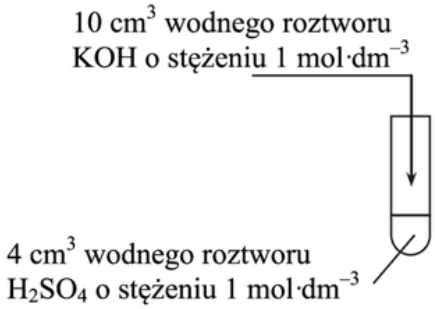
Odczyn roztworu w probówce I: .....

Odczyn roztworu w probówce II: .....

13.4

Zadanie 17. ***(2 pkt)***

Wykonano doświadczenie, którego przebieg zilustrowano na poniższym rysunku.



17.1. Napisz <u>w formie cząsteczkowej</u> równanie reakcji, która zaszła w probówce.

.....

17.2. Określ odczyn roztworu otrzymanego w tym doświadczeniu.

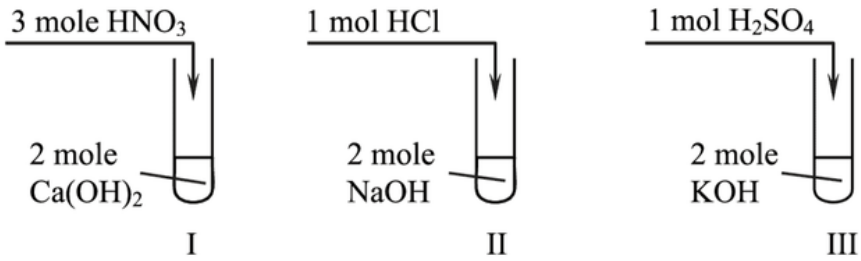
.....

Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

13.5

Zadanie 17. ***(2 pkt)***

Wykonano doświadczenie, podczas którego do roztworów zawierających wodorotlenki metali dodano roztwory różnych kwasów.



a) Określ odczyn roztworu otrzymanego w probówce I, jeżeli ilości użytych reagentów były takie, jak podano na powyższym rysunku.

.....

b) Napisz numer probówki, w której substancje użyte do doświadczenia zmieszane zostały w stosunku stechiometrycznym.

.....

13.6

Zadanie 13. ***(3 pkt)***

Do roztworu zawierającego 2 mole azotanu(V) srebra(I) dodano rozcieńczony roztwór zawierający 4 mole kwasu chlorowodorowego (reakcja I). Powstały osad odsączono, a do przesączu dodano roztwór zawierający 1 mol wodorotlenku wapnia (reakcja II).

b) Określ pH roztworu otrzymanego w reakcji przesączu z wodorotlenkiem wapnia, stosując zapis: pH=7 lub pH<7 lub pH>7.

Roztwór ma pH .....

13.7

Zadanie 14. ***(1 pkt)***

Do 100 g wodnego roztworu NaOH o stężeniu 10% masowych dodano 100 g kwasu solnego o stężeniu 10% masowych.

Spośród podanych poniżej zależności wybierz i podkreśl tę, która jest prawdziwa dla otrzymanego roztworu.

pH > 7 pH = 7 pH < 7

13.8

Zadanie 18. ***(1 pkt)***

Wodny roztwór pewnego związku nieorganicznego ma pOH = 9

Napisz, jakiego wodnego roztworu (kwasu czy zasady) należy do niego dodać, aby otrzymać roztwór o pH = 7.

Należy użyć ..... .



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

13.
9

Zadanie 16. (0–1)

Zmieszano wodny roztwór kwasu azotowego(V) z wodnym roztworem wodorotlenku potasu w stosunku objętościowym $v_{HNO_3} : v_{KOH} = 2 : 1$. Otrzymano klarowny roztwór o pH = 7.

Oceń, czy podane poniżej informacje są prawdziwe. Zaznacz P, jeśli informacja jest prawdziwa, albo F – jeśli jest fałszywa.

1.	Stężenie molowe roztworu kwasu azotowego(V) było dwa razy mniejsze niż stężenie molowe roztworu wodorotlenku potasu.	**P**	**F**
2.	Po odparowaniu wody z otrzymanego roztworu pozostanie ciało stałe, w którym stosunek liczby jonów NO_3^- i K^+ $n_{NO_3^-} : n_{K^+} = 2 : 1$.	**P**	**F**

13.
10

Informacja do zadań 9.– 10.

Przygotowano dwa wodne roztwory:
– kwasu siarkowego(VI) o stężeniu 0,01 mol · dm^{-3} (roztwór I)
– wodorotlenku sodu o pH równym 13 (roztwór II) do którego dodano kilka kropli alkoholowego roztworu fenoloftaleiny.

Podczas mieszania roztworów I i II zachodzi reakcja opisana poniższym równaniem:

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

Zadanie 10. (0–1)

Uzupełnij zdanie. Wybierz i zaznacz odpowiedź A. albo B. oraz jej uzasadnienie 1., 2., 3. albo 4.

Jeżeli do 100 cm^3 roztworu I dodamy 10 cm^3 roztworu II, to otrzymana mieszanina

A.	będzie bezbarwna,	ponieważ	**1.**	pH roztworu zmaleje.
			2.	pH roztworu wzrośnie.
B.	przyjmie malinowe zabarwienie,		**3.**	odczyn roztworu będzie obojętny.
			4.	odczyn roztworu nadal będzie kwasowy.



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

13.
11

Zadanie 43.

Do kolby, w której znajdowało się 990 cm^3 świeżo destylowanej wody, dodano 10 cm^3 kwasu solnego o stężeniu 1 $mol \cdot dm^{-3}$.

Przeczytaj poniższy tekst. Zaznacz odpowiedź A, B, C albo D, w której podano poprawne uzupełnienie luk 1. i 2.

Przed dodaniem kwasu solnego pH świeżo destylowanej wody było równe 7. Po dodaniu kwasu pH **1.** ___. W stosunku do wartości początkowej stężenie jonów wodorowych **2.** ___ .

	Luka 1.	**Luka 2.**
A	wzrosło	zmniejszyło się 100 razy
B	wzrosło	zmniejszyło się 1000 razy
C	zmalało	zwiększyło się 10 000 razy
D	zmalało	zwiększyło się 100 000 razy

13.
12

Zadanie 19. (0–1)

Iloczyn jonowy wody w temperaturze 25 °C ma wartość $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$.

W temperaturze 25 °C przygotowano roztwór, w którym stężenie jonów oksoniowych (H_3O^+) jest sto razy mniejsze od stężenia jonów wodorotlenkowych (OH^-).

Wpisz w tabeli wartość pH oraz wartości stężeń jonów oksoniowych i jonów wodorotlenkowych.

pH	$[H_3O^+]$, $mol \cdot dm^{-3}$	$[OH^-]$, $mol \cdot dm^{-3}$

13.
13

Zadanie 2. (0–1)

Atomy pewnego pierwiastka oznaczonego umownie symbolem X mają w stanie podstawowym następującą konfigurację elektronową:

$$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,3d^{10}\,4s^2\,4p^5$$

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

1.	Pierwiastek X tworzy związek z wodorem o wzorze ogólnym HX. Wodny roztwór wodorku HX o stężeniu równym 0,1 $mol \cdot dm^{-3}$ ma pH ≈ 1.	**P**	**F**
2.	Rozcieńczony wodny roztwór wodorku HX ma pH wyższe niż stężony wodny roztwór tego wodorku.	**P**	**F**
3.	Najniższy stopień utlenienia, jaki pierwiastek X przyjmuje w związkach chemicznych, jest równy –I, a najwyższy wynosi VII.	**P**	**F**



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

13.
14

Zadanie 12. (0–2)

Odmierzono 10,0 cm^3 kwasu solnego o stężeniu $c = 10,0\%$ masowych i gęstości $d = 1,05\ g \cdot cm^{-3}$, 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:

13.
15

Zadanie 15. (0–2)

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:



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

13.16

Zadanie

Oblicz pH roztworu otrzymanego poprzez zmieszanie $100\ cm^3$ roztworu mocnego jednoprotonowego kwasu o pH = 1,4 i $100\ cm^3$ tego samego kwasu o pH = 2,7.

13.17

Zadanie

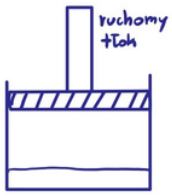
Oblicz objętość 39% roztworu kwasu solnego o gęstości $1,19\ g/cm^3$ należy użyć, aby przygotować $10\ dm^3$ roztworu tego kwasu o pH = 1,3.



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

13.18

Zadanie



W zamkniętym naczyniu z ruchomym tłokiem umieszczono $100\ cm^3$ H_2O i $2\ dm^3$ mieszaniny gazowego chloru i wodoru zmieszanych w stosunku molowym 2:3. W wyniku naświetlania zaszła reakcja

$$Cl_2 + H_2 \longrightarrow 2HCl$$

Oblicz pH otrzymanego roztworu, zakładając, że wydajność otrzymywania HCl i rozpuszczenia HCl wynosi 100%

13.19

Zadanie 18. (0–2)

Po zmieszaniu 140,00 cm^3 wodnego roztworu wodorotlenku sodu o stężeniu 0,54 $mol \cdot dm^{-3}$ z 60,00 cm^3 kwasu solnego o stężeniu 2,06 $mol \cdot dm^{-3}$ przebiegła reakcja opisana równaniem

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

a objętość powstałego roztworu była sumą objętości roztworów wyjściowych.

Oblicz pH otrzymanego roztworu. W obliczeniach pośrednich nie należy zaokrąglać uzyskanych wartości liczbowych. Wynik końcowy zaokrąglij do drugiego miejsca po przecinku.

Obliczenia:



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

13.20

Zadanie

W 200 cm^3 rru HCl o pH = 2 rozpuszczono 0,112 g CaO.

Oblicz pH rru końcowego.

13.21

Zadanie

W 500 cm^3 rru HCl o stężeniu 0,4 mol/dm^3 roztworzono 1,2 g magnezu. Oblicz pH powstałego roztworu.



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

13.22

Zadanie

Mieszaninę $NaOH$ i $Ca(OH)_2$ o masie x g rozpuszczono w wodzie i podzielono na dwie porcje po $100\ cm^3$ każda. Do pierwszej dodano nadmiaru Na_2CO_3. Otrzymano 5g osadu. Drugą porcję rozcieńczono do $400\ cm^3$ roztworu. Otrzymany rr ma $pH = 13{,}7$. Oblicz masę mieszaniny x.

13.23

Zadanie

Rozpuszczalność $Ca(OH)_2$ w temp 20°C wynosi 0,16g na $100g\ H_2O$
Oblicz pH nasyconego rw $Ca(OH)_2$. $K_{w\ 20°C} = 0{,}7 \cdot 10^{-14}$



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

13.24

Zadanie

W temp. 80°C $K_w = 25 \cdot 10^{-14}$. Wykonaj obliczenia na podstawie których ocenisz jaki będzie odczyn wodnego rru w którym stężenie jonów H_3O^+ wynosi $0{,}5 \cdot 10^{-6}$ mol/dm^3.

13.25

Zadanie

Nasycony rr $Ba(OH)_2$ ma pH = 13 i $d = 1{,}0$ g/cm^3.
Oblicz rozpuszczalność $Ba(OH)_2 \cdot 8H_2O$.



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

13.
26

Zadanie 12. (0–1)

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.

Obliczenia:

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

13.
27

Informacja do zadań 9.– 10.

Przygotowano dwa wodne roztwory:
– kwasu siarkowego(VI) o stężeniu 0,01 mol · dm^{-3} (roztwór I)
– wodorotlenku sodu o pH równym 13 (roztwór II) do którego dodano kilka kropli alkoholowego roztworu fenoloftaleiny.

Podczas mieszania roztworów I i II zachodzi reakcja opisana poniższym równaniem:

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

Zadanie 9. (0–2)

Do kolby zawierającej 100 cm^3 roztworu I dodawano niewielkimi porcjami roztwór II.

Oblicz pH roztworu, który powstał po dodaniu <u>50 cm^3</u> roztworu II do roztworu I. Przyjmij, że objętość powstałego roztworu jest sumą objętości roztworu I i dodanego roztworu II.

Obliczenia:



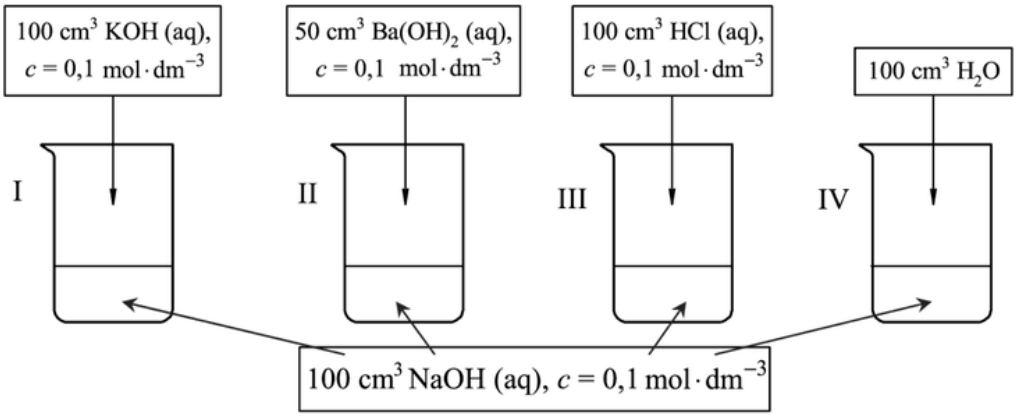
Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

13.
28

Zadanie 12. (0–2)

Przeprowadzono doświadczenie, w którym do czterech ponumerowanych zlewek I–IV zawierających po 100 cm^3 wodnego roztworu wodorotlenku sodu o stężeniu 0,1 $mol \cdot dm^{-3}$ dodano wodne roztwory różnych substancji i wodę destylowaną zgodnie z poniższym rysunkiem.



Uzupełnij poniższą tabelę – podaj wartość pH wodnego roztworu wodorotlenku sodu o stężeniu 0,1 $mol \cdot dm^{-3}$ oraz wpisz numery zlewek, w których pH otrzymanego roztworu było niższe albo było wyższe od pH roztworu wyjściowego, albo nie uległo zmianie w czasie doświadczenia.

pH NaOH (aq), c=0,1 $mol \cdot dm^{-3}$	Numery zlewek, w których w czasie doświadczenia pH roztworu		
	obniżyło się	wzrosło	nie uległo zmianie

13.
29

Zadanie 15. (0–2)

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:

Stężenie jonów H_3O^+ zmalało .....



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

13.
30

Zadanie 14.

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:

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

Zadanie 14.1. (0–2)

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:

13.
31

Zadanie 17. (0–2)

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 $g \cdot cm^{-3}$ oraz że masa molowa wodorotlenku wapnia jest równa M = 74 $g \cdot mol^{-1}$. Wynik zaokrąglij do jedności.

Obliczenia:



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

13.
32

Zadanie 10. (0–2)

Wodny roztwór mocnego kwasu o objętości 20 cm^3 i pH = 4 rozcieńczono wodą do objętości 50 cm^3.

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

Obliczenia:

13.
33

Zadanie 10. *(1 pkt)*

Pewną objętość kwasu solnego o stężeniu molowym 0,1 $mol \cdot dm^{-3}$ rozcieńczono wodą tak, że pH otrzymanego roztworu było o dwie jednostki większe od pH roztworu początkowego.

Ustal stosunek objętości otrzymanego kwasu solnego (V_k) i objętości początkowej kwasu solnego (V_p).

Obliczenia:

Odpowiedź:

$$\frac{V_k}{V_p} =$$



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

13.
34

Zadanie 19. (0–2)

Zmieszano 500 cm^3 wodnego roztworu wodorotlenku sodu o nieznanym stężeniu c (roztwór A) i 250 cm^3 wodnego roztworu wodorotlenku sodu o stężeniu 0,10 $mol \cdot dm^{-3}$ (roztwór B). W temperaturze 25 °C pH otrzymanego roztworu C wynosiło 12,7.

Oblicz stężenie molowe c roztworu A wodorotlenku sodu. Przyjmij, że objętość powstałego roztworu jest sumą objętości użytych roztworów. Wynik podaj z odpowiednią jednostką.

Obliczenia:



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

13.
35

Zadanie 13. (0–2)

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.

Obliczenia:

13.
36

Zadanie 13. (0–2)

Do zlewki wprowadzono 80 cm^3 roztworu mocnego (całkowicie zdysocjowanego), jednoprotonowego kwasu HA o stężeniu 0,10 mol · dm^{-3}. Następnie do zlewki wprowadzono 45 cm^3 roztworu wodorotlenku potasu o stężeniu 0,15 mol · dm^{-3}. Do takiej mieszaniny dodawano kroplami roztwór wodorotlenku sodu o stężeniu 0,2 mol · dm^{-3} do momentu uzyskania roztworu o pH równym 2,1.

Oblicz objętość dodanego roztworu wodorotlenku sodu. Przyjmij, że objętość mieszaniny była sumą objętości zmieszanych roztworów.

Obliczenia:



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

np. $HNO_2 \rightleftharpoons H^+ + NO_2^-$

C_{mp}	C_{mp}	—	—
ΔC_m	$-x$	$+x$	$+x$
C_{mr}	$C_{mp}-x$	x	x

Stopień dysocjacji:

$$\alpha = \frac{\Delta n}{n_p}$$

$$\alpha = \frac{\Delta C_m}{C_{mp}}$$

$$\alpha = \frac{\text{liczba drobin zdys.}}{\text{liczba drobin przed dys.}}$$

uproszczony

$$\alpha = \frac{[H^+]}{C_{mp}}$$

Stała dysocjacji:

1. $$K_a = \frac{[H^+]\cdot[NO_2^-]}{[HNO_2]}$$ ← gdy znamy stężenia w stanie równowagi

C_m

2. $$K_a = \frac{[H^+]^2}{C_{mp}-[H^+]}$$ ← gdy znamy C_{mp} i $[H^+]$

3. $$K_a = \frac{\alpha^2 \cdot C_{mp}}{1-\alpha}$$ ← gdy znamy dwie wartości z K_a, α, C_{mp}

gdy $\alpha \leq 5\%$

lub $\frac{C_{mp}}{K_a} \geq 400$ to:

4. $$K_a = \alpha^2 \cdot C_{mp}$$ ← gdy w poprzednich wychodzi równanie kwadratowe

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C_{mp}}} \qquad C_{mp} = \frac{K_a}{\alpha^2}$$

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{C_{mp}^2}\cdot C_{mp}$$

$$K_a \cdot C_{mp} = [H^+]^2$$

$$C_{mp} = \frac{[H^+]^2}{K_a} \qquad [H^+] = \sqrt{K_a \cdot C_{mp}}$$



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

14.1

Dane:

$HR \rightleftharpoons H^+ + R^-$

$pH = 3$

$Cm_{k\,HR} = 0{,}045$

Szukana:

$K_a = ?$

$\alpha = ?$

14.2

Dane:

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

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

$pH = 10$

Szukana:

$K_b = ?$

$\alpha = ?$



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

14.3

Dane:

$HR \rightleftarrows H^+ + R^-$

$\alpha = 6\%$

$C_{mp} = 0{,}2\ mol/dm^3$

Szukana:

$K_a = ?$

$pH = ?$

14.4

Dane:

$HR \rightleftarrows H^+ + R^-$

$C_{mp} = 0{,}1\ mol/dm^3$

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

Szukana:

$[H^+] = ?$



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

14.5

Dane:

$HR \rightleftharpoons H^+ + R^-$

$pH = 3$

$C_{mp} = 0{,}056\ mol/dm^3$

Szukana:

$K_a = ?$

$\alpha = ?$

14.6

Dane:

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

$K_b = 10^{-5}$

$C_{mp} = 0{,}002\ mol/dm^3$

Szukana:

$pH = ?$



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

14.7

Dane:

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

$[OH^-] = 0{,}0001\ mol/dm^3$

$K_b = 4 \cdot 10^{-10}$

Szukana:

$C_{mp} = ?$

14.8

Dane:

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

$\alpha = 10\%$

$C_{m\,RNH_2} = 4{,}5 \cdot 10^{-4}\ mol/dm^3$

Szukana:

$pH = ?$



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

14.9

Dane:

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

$Cm_{k\ RNH_2} = 0{,}015\ mol/dm^3$

$K_b = 4 \cdot 10^{-8}$

Szukana:

$pH = ?$

14.10

Dane:

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

$pH = 11$

$K_b = 7{,}5 \cdot 10^{-5}$

$n_p = 0{,}01\ mola$

Szukana:

$V_{roztworu} = ?$



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

14. 11

Zadanie 16. ***(2 pkt)***

Oblicz pH roztworu kwasu o wzorze ogólnym HR i stężeniu $c_0 = 0{,}2\ mol \cdot dm^{-3}$, jeżeli stopień dysocjacji tego kwasu $\alpha = 5\%$.

Obliczenia:

Odpowiedź:

14. 12

Zadanie 37. ***(3 pkt)***

W temperaturze 25°C zmierzono pH wodnego roztworu słabego jednoprotonowego kwasu o stężeniu 0,1 mol·dm^{-3}. Wynosiło ono 4.

Oblicz stałą dysocjacji tego kwasu w temperaturze 25°C.

Obliczenia:

Odpowiedź:

14. 13

Zadanie 12. (0–1)

W temperaturze *T* przygotowano następujące roztwory:

1. wodny roztwór $Ba(OH)_2$ o stężeniu $0{,}05\ mol \cdot dm^{-3}$
2. wodny roztwór KOH o stężeniu $0{,}1\ mol \cdot dm^{-3}$
3. wodny roztwór NH_3 o stężeniu $0{,}1\ mol \cdot dm^{-3}$
4. wodny roztwór CH_3COOH o stężeniu $0{,}1\ mol \cdot dm^{-3}$

Porównaj pH przygotowanych roztworów. Uzupełnij zdania wyrażeniami wybranymi spośród podanych poniżej.

niższe niż równe wyższe niż

pH roztworu 1. jest ..... pH roztworu 2.

pH roztworu 2. jest ..... pH roztworu 3.

pH roztworu 3. jest ..... pH roztworu 4.



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

14.
14

Zadanie 9.

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:

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

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

Na podstawie: T. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Warszawa 2004.

Zadanie 9.2. (0–2)

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.

Obliczenia:



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

14.
15

Informacja do zadań 17.–18.

Rozpuszczalnikami amfiprotycznymi nazywa się rozpuszczalniki, których cząsteczki mogą zarówno odszczepiać, jak i przyłączać proton. Do rozpuszczalników amfiprotycznych należą m.in. woda, ciekłe alkohole oraz kwasy karboksylowe, ciekły amoniak i aminy.

W rozpuszczalnikach amfiprotycznych ustala się stan równowagi reakcji autoprotolizy, która dla wody zachodzi zgodnie z równaniem:

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

Reakcję autoprotolizy rozpuszczalnika opisuje stała równowagi nazywana iloczynem jonowym rozpuszczalnika, np. iloczyn jonowy wody wyraża się równaniem:

$$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$$

Zadanie 17. (0–2)

Iloczyn jonowy wody w temperaturze 80 °C ma wartość $K_w = 25 \cdot 10^{-14}$.

Na podstawie: W. Ufnalski, *Równowagi jonowe*, Warszawa 2004.

Oblicz pH wody w temperaturze 80 °C. Wynik podaj z dokładnością do jednego miejsca po przecinku.

Obliczenia:

14.
16

Informacja do zadań 14.–15.

W czystej wodzie ustala się stan równowagi reakcji autoprotolizy, która zachodzi zgodnie z równaniem:

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

Tę reakcję opisuje stała równowagi nazywana iloczynem jonowym wody. Wyraża się ona równaniem:

$$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$$

Zadanie 14. (0–1)

Poniżej przedstawiono wartości iloczynu jonowego wody K_w w zakresie temperatury 0 °C–100 °C (pod ciśnieniem atmosferycznym).

Temperatura, °C	0	20	40	60	80	100
K_w	$0{,}1 \cdot 10^{-14}$	$0{,}7 \cdot 10^{-14}$	$3{,}0 \cdot 10^{-14}$	$9{,}6 \cdot 10^{-14}$	$25{,}1 \cdot 10^{-14}$	$55{,}0 \cdot 10^{-14}$

Na podstawie: W. Ufnalski, *Równowagi jonowe*, Warszawa 2004.

Uzupełnij poniższe zdania. Wybierz i zaznacz jedno określenie spośród podanych w każdym nawiasie.

Reakcja autodysocjacji wody jest (egzoenergetyczna / endoenergetyczna). Wraz ze wzrostem temperatury pH czystej wody (maleje / rośnie / nie ulega zmianie).



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

14.17

Zadanie

Oblicz Cm CH_3COOH w roztworze o pH = 2,88. Reakcji z wodą na każde 25 cząsteczek kwasu ulega jedna cząsteczka kwasu.

14.18

Zadanie

Oblicz pH 0,05 mol/dm^3 roztworu amoniaku.



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

14.19

Zadanie

Do 200 cm^3 rru CH_3COOH o stężeniu 0,15 mol/dm^3 wlano 200 cm^3 rru $NaOH$ o $pH = 12,7$. Oblicz pH otrzymanego roztworu.

14.20

Zadanie

Do kolby o pojemności 500 cm^3 wlano 100 cm^3 rru CH_3COOH o stężeniu 0,5 mol/dm^3, 150 g 6% rru CH_3COOH i uzupełniono do kreski objętość w kolbie roztworem soli fizjologicznej. Oblicz pH.



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

14.21

Zadanie

Jakie pH będzie miał roztwór powstały w wyniku rozpuszczenia amoniaku powstałego z rozkładu $0{,}2\ g$ NH_4Br w $200\ cm^3$ H_2O.

14.22

Zadanie

pH roztworu C_6H_5OH o stężeniu $0{,}01\ mol/dm^3$ wynosi 6. Oblicz pK_a.



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

14.
23

Zadanie

Oblicz objętość NH_3 odmierzoną w 30°C i p = 1025 hPa, którą należy rozpuścić w 1 dm^3 wody aby uzyskać r-r wodny w którym 10% cząsteczek amoniaku ulega reakcji z wodą. W otrzymanym roztworze znajdują się cząsteczki amoniaku o stężeniu $4{,}5 \cdot 10^{-4}$.



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

14.
24

Zadanie

Oblicz stężenie procentowe wodnego rru NH_3 o pH = 12 i $d = 0{,}96\ g/cm^3$.

14.
25

Zadanie 8. (0–2)

Amoniak bardzo dobrze rozpuszcza się wodzie, a w powstałym roztworze zachodzi reakcja opisana równaniem:

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

Oblicz, jaki procent wszystkich wprowadzonych do wody cząsteczek amoniaku ulega tej reakcji w wodnym roztworze amoniaku o stężeniu 0,1 mol · dm^{-3} w temperaturze 298 K. Przyjmij, że (w opisanych warunkach) reakcji ulega mniej niż 5% wprowadzonych do wody cząsteczek amoniaku.

Obliczenia:



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

14.
26

Zadanie 31. (0–2)

Oblicz pH wodnego roztworu kwasu etanowego o stężeniu 6,0% masowych i gęstości $1{,}00\ g \cdot cm^{-3}$ ($t = 25\ °C$), dla którego stopień dysocjacji $\alpha < 5\%$. Wynik końcowy zaokrąglij do pierwszego miejsca po przecinku.

Obliczenia:

14.
27

Zadanie 31. (0–2)

Przygotowano dwa wodne roztwory kwasu metanowego (mrówkowego) o temperaturze $t = 20\ °C$: roztwór pierwszy o pH = 1,9 i roztwór drugi o nieznanym pH. Stopień dysocjacji kwasu w roztworze pierwszym jest równy 1,33%, a w roztworze drugim wynosi 4,15%.

Na podstawie: Z. Dobkowska, K. Pazdro, *Szkolny poradnik chemiczny*, Warszawa 1990.

Oblicz pH roztworu, w którym stopień dysocjacji kwasu metanowego jest równy 4,15%. Wynik końcowy zaokrąglij do pierwszego miejsca po przecinku. Oceń, czy wyższa wartość stopnia dysocjacji kwasu w roztworze oznacza, że roztwór ten ma bardziej kwasowy odczyn.

Obliczenia:

Ocena:



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

14.28

🕮 Informacja do zadania 33. i 34.

Aminy RNH_2 w roztworach wodnych dysocjują zgodnie z równaniem:

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

Zadanie 33. *(2 pkt)*

Oblicz pH roztworu aminy o stężeniu 1 mol · dm^{-3}. Przyjmij, że stała dysocjacji zasadowej tej aminy ma wartość $K_b = 10^{-4}$.

Obliczenia:

Odpowiedź:

14.29

Zadanie 27.

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.

Zadanie 27.1. (0–2)

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

Obliczenia:

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



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

14.30

Zadanie 9. *(2 pkt)*

Oblicz, jaką objętość wody należy dodać do 200 cm^3 roztworu kwasu octowego o stężeniu 0,1 mol · dm^{-3}, aby w temperaturze 25 °C stopień dysocjacji osiągnął wartość równą 4%.
$K_{CH_3COOH} = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Obliczenia:

14.31

Zadanie 27. (0–2)

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 · dm^{-3} z 50,0 cm^3 wodnego roztworu kwasu etanowego (octowego) o stężeniu 0,10 mol · 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:



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

HYDROLIZA SOLI

To odwrócenie procesu zobojętniania, czyli częściowa reakcja soli z wodą, czego efektem jest częściowe odtworzenie wyjściowego kwasu i zasady. Proces zachodzi, jeśli kwas i/lub zasada są słabe (teoria kw-zas Brönsteda)

1. $NH_4Cl \longrightarrow NH_4^+ + Cl^-$

NH_4^+ pochodzi od słabej zasady ($K_{b_{NH_3}} = 1{,}78 \cdot 10^{-5}$)

Cl^- pochodzi od mocnego kwasu ($K_{a_{HCl}} = 10^7$)

$\Rightarrow NH_4^+$ pochodzi od słabej zasady, więc:

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$$

W wyniku reakcji NH_4^+ z wodą rośnie stężenie jonów H_3O^+ co powoduje że odczyn wodnego roztworu będzie kwasowy ($[H_3O^+] > [OH^-]$)

Zachodząca tutaj dysocjacja kwasowa jest też często określana jako hydroliza kationowa.

$$NH_4^+ + Cl^- + H_2O \rightleftharpoons \underbrace{NH_3}_{\text{odtworzona zasada}} + \underbrace{H_3O^+ + Cl^-}_{\text{odtworzony kwas}}$$



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

2. $Na_2CO_3 \xrightarrow{H_2O} 2Na^+ + CO_3^{2-}$

($2Na^+$: pochodzi od mocnej zasady; CO_3^{2-}: pochodzi od słabego kwasu)

$\Rightarrow CO_3^{2-}$ pochodzi od słabego kwasu, więc:

$$CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^- \qquad K_{b_1}$$

$$HCO_3^- + \cancel{H_2O} \rightleftharpoons \cancel{H_2O} + CO_2 + OH^- \qquad K_{b_2}$$

$K_{b_1} > K_{b_2}$

W wyniku reakcji anionów węglanowych z wodą rośnie stężenie jonów OH^- w wyniku czego odczyn wodnego roztworu węglanu sodu będzie zasadowy ($[H_3O^+] < [OH^-]$). Zachodzącą tutaj dysocjację zasadową jest też często określana jako hydroliza anionowa.

$$2Na^+ + CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons \underbrace{CO_2\uparrow}_{\text{odtworzony kwas który się rozpadł}} + \underbrace{2Na^+ + 2OH^-}_{\text{odtworzona zasada}}$$



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

3. $NH_4NO_2 \xrightarrow{H_2O} NH_4^+ + NO_2^-$

NH_4^+ pochodzi od słabej zas.

NO_2^- pochodzi od słabego kwasu

$\Rightarrow$ NH_4^+ i NO_2^- pochodzą od słabej zas i kwasu

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$$
$$NO_2^- + H_2O \rightleftharpoons HNO_2 + OH^-$$

Aby ustalić których jonów powstanie więcej H_3O^+ czy OH^- należy porównać stałe dysocjacji K_a i K_b, więc skorzystamy ze wzoru $K_a \cdot K_b = 10^{-14}$, o ile mam roztwory w temp 25°C:

$$K_{a\,NH_4^+} = \frac{10^{-14}}{K_{b\,NH_3}} = \frac{10^{-14}}{1{,}78 \cdot 10^{-5}} = 5{,}6 \cdot 10^{-10}$$

$K_{b\,NH_3}$ ← odczytujemy z tablic

$K_{a\,NH_4^+} > K_{b\,NO_2^-}$

$$K_{b\,NO_2^-} = \frac{10^{-14}}{K_{a\,HNO_2}} = \frac{10^{-14}}{5{,}62 \cdot 10^{-4}} = 1{,}78 \cdot 10^{-11}$$

$K_{a\,HNO_2}$ ← odczytujemy z tablic



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

$K_{a\ NH_4^+} > K_{b\ NO_2^-}$ dlatego dysocjacja kwasowa (hydroliza kationowa) zachodzi z większą wydajnością niż hydroliza anionowa. W efekcie w roztworze wodnym soli NH_4NO_2 będzie $[H_3O^+] > [OH^-]$ a więc odczyn wodnego roztworu będzie lekko kwasowy.

Zachodzącą tutaj dysocjację kationowo-anionową nazywamy hydrolizą kationowo-anionową.

Najczęstszy błąd to założenie, że odczyn wodnych roztworów słabych kwasów i słabych zasad jest obojętny.

$$NH_4^+ + NO_2^- + 2H_2O \rightleftharpoons NH_3 + HNO_2 + H_3O^+ + OH^-$$

4. $NaCl \xrightarrow{H_2O} Na^+ + Cl^-$

Sole mocnych kwasów i mocnych zasad nie ulegają hydrolizie. Odczyny ich wodnych roztworów są obojętne.



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

15.1

Zadanie 15. *(2 pkt)*

Sporządzono wodny roztwór propanianu sodu (CH_3CH_2COONa) i stwierdzono, że ma on odczyn zasadowy.

a) Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji powodującej zasadowy odczyn roztworu.

.....

b) Z podanego zbioru wybierz i podkreśl symbole lub wzory wszystkich drobin (cząsteczek i jonów) obecnych w tym roztworze.

CH_3CH_2COONa CH_3CH_2COOH $CH_3CH_2COO^-$ $NaOH$ Na^+ OH^-

15.2

Zadanie 11. *(3 pkt)*

Przygotowano roztwory wodne następujących substancji:

$$NaNO_2,\ C_2H_5OH,\ CH_3NH_2,\ NH_4Br,\ CH_3ONa$$

Spośród substancji o podanych wyżej wzorach wybierz te, których roztwory mają odczyn zasadowy oraz te, których roztwory mają odczyn kwasowy. Napisz w formie skróconej jonowej równanie reakcji potwierdzającej powstanie kwasowego odczynu roztworu.

Odczyn zasadowy mają roztwory: .....

Odczyn kwasowy mają roztwory: .....

Równanie reakcji: .....

.....

.....



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

15.
3

Zadanie 19. ***(3 pkt)***

Spośród związków o wzorach:

$NaNO_2$ NH_4NO_3 $NaOH$ Al_2O_3 NaH

wybierz i wpisz do tabeli trzy wzory tych, które po rozpuszczeniu w wodzie utworzą roztwory o pH > 7. Napisz <u>w formie jonowej</u> równania procesów potwierdzających powstanie takich roztworów.

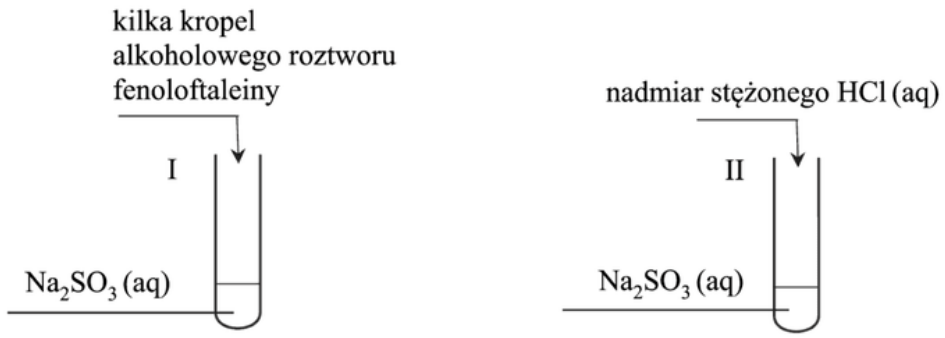
Uwaga: Wodorki litowców są związkami typu soli, mają budowę jonową, a ich sieci krystaliczne są zbudowane z kationów metalu i anionów wodorkowych H^-. Reagują z wodą, a jony H^- przyjmują protony od cząsteczek wody z wytworzeniem cząsteczek H_2.

Wzór związku	Równanie w formie jonowej

15.
4

Informacja do zadań 19.–21.

Przeprowadzono doświadczenie, którego przebieg zilustrowano na poniższym schemacie:



W każdej z probówek zaobserwowano zmiany świadczące o przebiegu reakcji chemicznej.

Zadanie 19. (0–1)

Opisz zmiany, jakie zaobserwowano w probówkach.

Probówka I: .....

Probówka II: .....

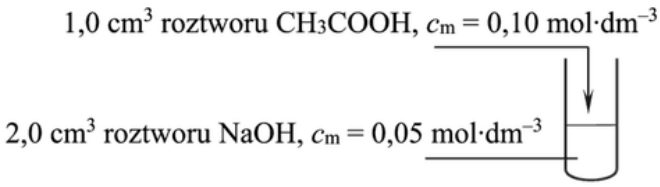
Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

15.5

Zadanie 11. *(1 pkt)*

Przeprowadzono doświadczenie zilustrowane na poniższym schemacie.



Określ odczyn otrzymanego roztworu. Zapisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji, którym potwierdzisz wskazany odczyn.

Odczyn roztworu: .....

Równanie reakcji: .....

15.6

Zadanie 7.

W dwóch zlewkach, w których znajdowała się taka sama ilość wody, rozpuszczono: w zlewce pierwszej – amoniak, a w zlewce drugiej – chlorowodór. Użyto takich samych objętości obu gazów, odmierzonych w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury.

Zadanie 7.2. *(1 pkt)*

Przygotowane wodne roztwory amoniaku i chlorowodoru zmieszano i otrzymano roztwór o odczynie kwasowym.

Napisz, zgodnie z teorią Brønsteda, w formie jonowej skróconej równanie reakcji, która powoduje kwasowy odczyn otrzymanego roztworu.

.....

15.7

Zadanie 20. (0–1)

Do wodnego roztworu zawierającego 0,1 mola wodorotlenku sodu dodano wodny roztwór zawierający 0,1 mola kwasu etanowego (octowego). Następnie w mieszaninie poreakcyjnej zanurzono żółty uniwersalny papierek wskaźnikowy.

Dokończ poniższe zdanie. Wybierz i zaznacz odpowiedź A, B albo C i jej uzasadnienie 1., 2., 3. albo 4.

Uniwersalny papierek wskaźnikowy

A.	przyjął niebieskie zabarwienie,	ponieważ	**1.**	użyto nadmiaru zasady.
B.	nie zmienił zabarwienia,		**2.**	etanian (octan) sodu ulega hydrolizie kationowej.
C.	przyjął czerwone zabarwienie,		**3.**	etanian (octan) sodu ulega hydrolizie anionowej.
			4.	otrzymano roztwór o odczynie obojętnym.



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

15.
8

Informacja do zadań 14.–15.

Węglan sodu występuje w postaci soli bezwodnej oraz w postaci hydratu zawierającego 63% masowych wody. Obie formy rozpuszczają się w wodzie. Uwodniony węglan sodu tworzy bezbarwne kryształy, które podczas ogrzewania uwalniają wodę krystalizacyjną i rozpuszczają się w niej.

Rozpuszczalność węglanu sodu (w przeliczeniu na sól bezwodną) w temperaturze 40 °C jest równa 48,8 g na 100 g wody.

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

Zadanie 15. (0–1)

Oceń, czy podane poniżej informacje są prawdziwe. Zaznacz P, jeśli informacja jest prawdziwa, albo F – jeśli jest fałszywa.

1.	W wodnym roztworze węglanu sodu znajdują się aniony, które mogą pełnić funkcję wyłącznie zasady Brønsteda.	**P**	**F**
2.	W wodnym roztworze węglanu sodu nie ma anionów, które mogą pełnić funkcję zarówno kwasu, jak i zasady Brønsteda.	**P**	**F**
3.	Hydrat węglanu sodu rozpuszcza się w wodzie, w wyniku czego tworzy roztwór o odczynie zasadowym.	**P**	**F**

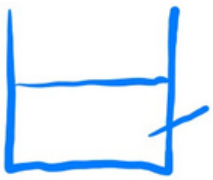


Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Czy wodorosole hydrolizują?

Wszystkie wodorosole ulegają hydrolizie ale reakcja hydrolizy nie zawsze decyduje o odczynie wodnego roztworu wodorosoli:



$NaH_2PO_{4\,(aq)}$
temp. 25°C

w tym roztworze zachodzą tylko dwa procesy dysocjacji z największą wydajnością:

- dysocjacja kwasowa

$H_2PO_4^- + H_2O \rightleftarrows HPO_4^{2-} + H_3O^+$ $\quad K_a = 6{,}3 \cdot 10^{-8}$

- dysocjacji zasadowej (hydrolizie anionowej)

$H_2PO_4^- + H_2O \rightleftarrows H_3PO_4 + OH^-$ $\quad K_b = 1{,}6 \cdot 10^{-12}$

$K_a > K_b$

co oznacza, że z większą wydajnością zachodzi dysocjacja kwasowa więc odczyn jest lekko kwasowy.

UWAŻAJ na $K_a \cdot K_b = K_w$ przy wodorosolach:

kwas — zasada

$H_3PO_4 \rightleftarrows H^+ + H_2PO_4^-$ $\quad K_{a_1} = 6{,}92 \cdot 10^{-3}$

$H_2PO_4^- \rightleftarrows H^+ + HPO_4^{2-}$ $\quad K_{a_2} = 6{,}17 \cdot 10^{-8}$

kwas — zasada

w 25°C:

$$K_{b\,H_2PO_4^-} = \frac{10^{-14}}{K_{a\,H_3PO_4}}$$

uważaj aby nie ustawić $K_{a\,H_2PO_4^-}$

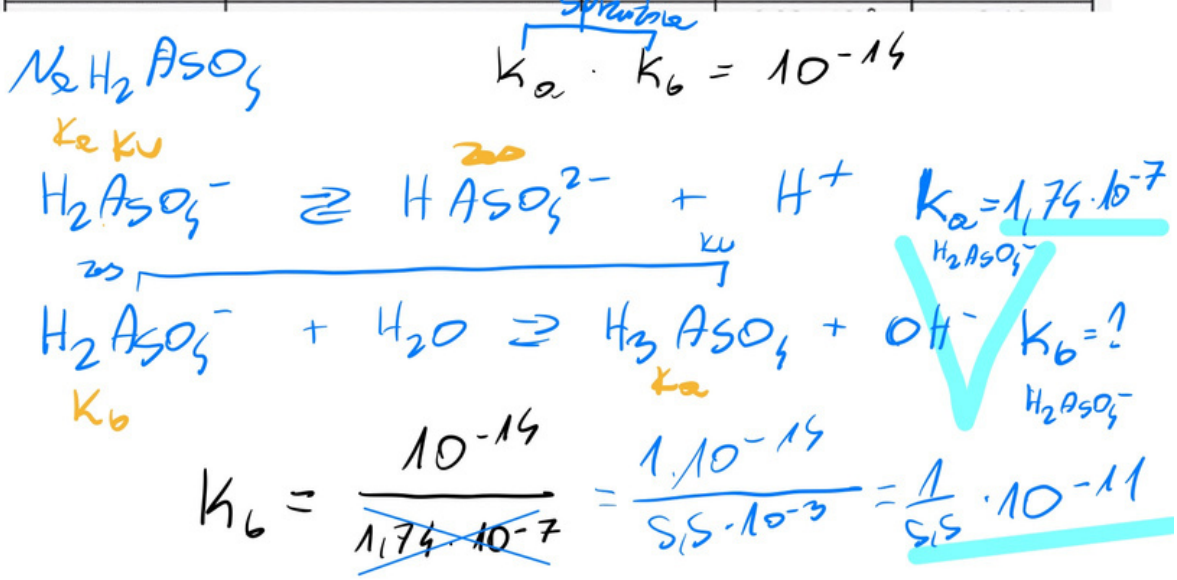
$HF \rightleftarrows F^- + H^+$



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

H_3AsO_4	kwas ortoarsenowy(V)	1 2 3	$5{,}50 \cdot 10^{-3}$ $1{,}74 \cdot 10^{-7}$ $5{,}13 \cdot 10^{-12}$	2,26 6,76 11,29



15.9

Zadanie 46. ***(3 pkt)***

Podaj odczyn wodnych roztworów następujących soli:

a) Na_2SO_3 .....

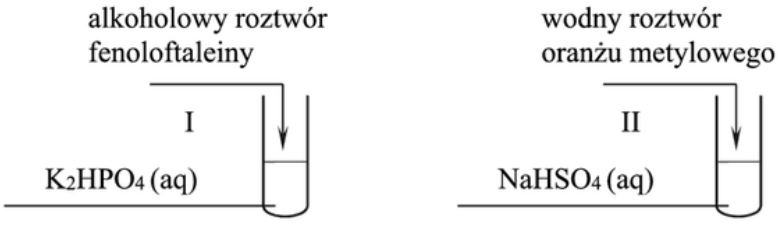
b) Na_2SO_4 .....

c) $NaHCO_3$ .....

15.10

Zadanie 13. (0–1)

Przeprowadzono doświadczenie, którego przebieg zilustrowano na schemacie:



Podczas przeprowadzonego doświadczenia zaobserwowano, że zawartość probówki I przybrała zabarwienie malinowe, a zawartość probówki II – czerwone.

Uzupełnij poniższe zapisy, tak aby otrzymać <u>w formie jonowej skróconej</u> równania procesów zachodzących w probówkach I oraz II i decydujących o odczynie wodnych roztworów soli.

Probówka I

..... + H_2O ⇄ ..... + ...

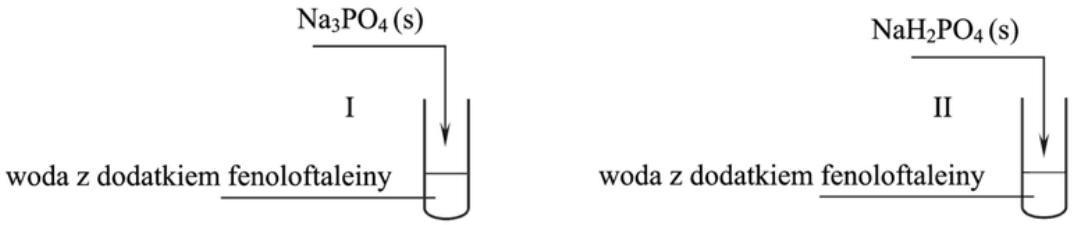
Probówka II

..... + H_2O ⇄ ..... + ...

Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

15.
11

Informacja do zadań 17.–18.
Przeprowadzono doświadczenie zilustrowane poniższym schematem.



Powstanie malinowego zabarwienia roztworu zaobserwowano tylko w jednej probówce, a pH wodnego roztworu w probówce, w której nie uzyskano malinowego roztworu, było mniejsze od 7.

Zadanie 17. (0–1)
Napisz w formie jonowej równanie procesu decydującego o odczynie wodnego roztworu tej soli, po której wprowadzeniu do probówki z wodą i fenoloftaleiną nie uzyskano malinowego roztworu.

.....

Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

15.
12

Informacja do zadań 21.–22.

Kwas ortofosforowy(V) jest kwasem trójprotonowym o średniej mocy. Kwas ten tworzy sole: diwodoroortofosforany(V), np. $Ca(H_2PO_4)_2$, wodoroortofosforany(V), np. Na_2HPO_4 i ortofosforany(V), np. Na_3PO_4. Diwodoroortofosforany(V) są dobrze rozpuszczalne w wodzie. Spośród wodoroortofosforanów(V) i ortofosforanów(V) rozpuszczalne są tylko fosforany litowców z wyjątkiem odpowiednich soli litu.

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej,* Warszawa 2004.

Zadanie 21. (0–2)

Fosforany w roztworach wodnych ulegają hydrolizie anionowej, która polega na dysocjacji zasadowej anionów: PO_4^{3-}, HPO_4^{2-} i $H_2PO_4^-$. Poniżej przedstawiono równania dysocjacji kwasowej i dysocjacji zasadowej jonów $H_2PO_4^-$ i HPO_4^{2-} oraz odpowiadające im stałe dysocjacji kwasowej (K_a) i stałe dysocjacji zasadowej (K_b).

Równanie dysocjacji kwasowej	K_a	Równanie dysocjacji zasadowej	K_b
$H_2PO_4^- \rightleftarrows HPO_4^{2-} + H^+$	$6{,}3 \cdot 10^{-8}$	$H_2PO_4^- + H_2O \rightleftarrows H_3PO_4 + OH^-$	$1{,}6 \cdot 10^{-12}$
$HPO_4^{2-} \rightleftarrows PO_4^{3-} + H^+$	$5{,}0 \cdot 10^{-13}$	$HPO_4^{2-} + H_2O \rightleftarrows H_2PO_4^- + OH^-$	$1{,}6 \cdot 10^{-7}$

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej,* Warszawa 2004
oraz A. Hulanicki, *Reakcje kwasów i zasad w chemii analitycznej*, Warszawa 2012.

Trzej uczniowie mieli za zadanie określić odczyn wodnych roztworów: K_3PO_4, K_2HPO_4 i KH_2PO_4,. Poniżej przedstawiono odpowiedzi uczniów.

Uczeń I: Roztwory wszystkich wymienionych soli mają odczyn zasadowy, ponieważ te sole ulegają hydrolizie anionowej.

Uczeń II: Najbardziej zasadowy jest roztwór K_3PO_4, mniej zasadowy – roztwór KH_2PO_4. Roztwór K_2HPO_4 ma odczyn słabo kwasowy.

Uczeń III: Najbardziej zasadowy jest roztwór K_3PO_4, mniej zasadowy – roztwór K_2HPO_4. Roztwór KH_2PO_4 ma odczyn słabo kwasowy.

Napisz, który uczeń poprawnie określił odczyn wodnych roztworów K_3PO_4, K_2HPO_4 i KH_2PO_4, oraz – na podstawie podanych informacji – uzasadnij jego odpowiedź (odnieś się do roztworów trzech soli).

Poprawnie określił odczyn roztworów uczeń .....

Uzasadnienie:
Roztwór K_3PO_4 .....

.....

.....

Roztwór K_2HPO_4 .....

.....

.....

Roztwór KH_2PO_4 .....

.....

.....



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

15.
13

Zadanie 17.

Przygotowano wodne roztwory trzech różnych soli – CH_3COONa, $NaNO_2$, NaF – o takim samym stężeniu molowym. Odczyn wszystkich przygotowanych roztworów był zasadowy, ale pH każdego roztworu było inne.

Zadanie 17.2. (0–1)

Napisz wzór lub nazwę tej soli, której wodny roztwór miał najwyższe pH.

.....

15.
14

Informacja do zadań 10.–11.

Przygotowano wodne roztwory czterech soli: azotanu(V) sodu, fluorku sodu, chlorku amonu i azotanu(III) amonu, o takim samym stężeniu molowym równym 0,1 $mol \cdot dm^{-3}$.

Zadanie 10. (0–1)

Napisz wzory sumaryczne tych soli w kolejności <u>wzrastającego</u> pH ich wodnych roztworów.

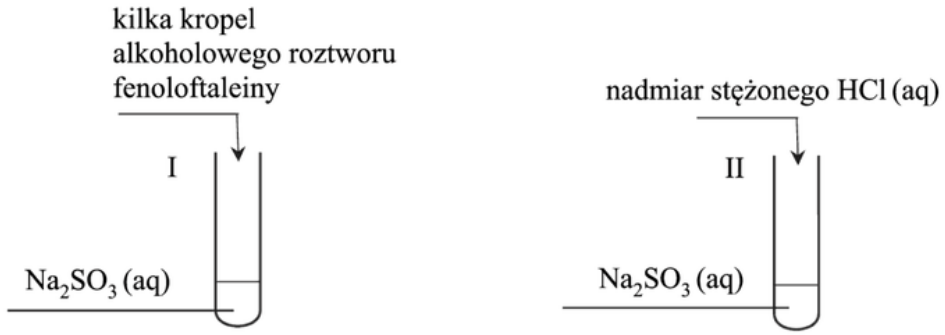
.....

najniższe pH najwyższe pH

15.
15

Informacja do zadań 19.–21.

Przeprowadzono doświadczenie, którego przebieg zilustrowano na poniższym schemacie:



W każdej z probówek zaobserwowano zmiany świadczące o przebiegu reakcji chemicznej.

Zadanie 20. (0–1)

Uzupełnij poniższe zdanie. Wybierz i podkreśl jedną odpowiedź spośród podanych w nawiasie.

Na podstawie wyniku doświadczenia w probówce I można stwierdzić, że słabym kwasem Brønsteda jest (H_2SO_3 / HSO_3^- / SO_3^{2-}).

Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

15. 16

Informacja do zadań 16.–18.
Wodny roztwór soli amonowej kwasu HX ma odczyn kwasowy, a wodny roztwór soli sodowej kwasu HZ ma odczyn zasadowy.
Przeprowadzono doświadczenie zilustrowane na poniższym schemacie.



Objawy świadczące o przebiegu reakcji zaobserwowano tylko w jednej probówce.

Zadanie 18. (0–1)
Odczyn wodnego roztworu soli pochodzącej od słabego kwasu i słabej zasady zależy od stałych dysocjacji tego kwasu i tej zasady. Wartość pH wodnego roztworu soli amonowej kwasu HZ zmierzona w temperaturze 25 °C wynosi 7.

Przeanalizuj dane dotyczące stałych dysocjacji wybranych kwasów i zasad w roztworach wodnych i podaj wartość stałej dysocjacji kwasu HZ.

.....

15. 17

Zadanie 16. (0–1)
Wskaż numer probówki, w której zaobserwowano objawy reakcji chemicznej, oraz zapisz w formie cząsteczkowej równanie zachodzącej reakcji. Zastosuj wzory, których użyto w schemacie doświadczenia.

Objawy reakcji zaobserwowano w probówce: .....

Równanie reakcji: .....

Zadanie 10. *(2 pkt)*

Zmierzono pH wodnych roztworów czterech soli o stężeniu 0,01 $mol \cdot dm^{-3}$ i wyniki zestawiono w poniższej tabeli.

Wzór soli	$RCOONH_4$	R_1COONH_4	R_1COONa	R_2COONa
pH	6,0	6,5	7,9	8,1

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

a) Uszereguj kwasy RCOOH, R_1COOH, R_2COOH od najsłabszego do najmocniejszego.

.....

b) Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji hydrolizy soli o wzorze R_2COONa.

.....



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

15.
18

Zadanie 15. *(1 pkt)*

Oceń, czy podane poniżej informacje dotyczące chlorku żelaza(III) są prawdziwe. Zaznacz P, jeśli informacja jest prawdziwa, lub F – jeśli jest fałszywa.

1.	Wodny roztwór chlorku żelaza(III) ma odczyn obojętny.	**P**	**F**
2.	Chlorek żelaza(III) można otrzymać w wyniku reakcji żelaza ze stężonym kwasem solnym.	**P**	**F**
3.	Dodanie kwasu solnego do wodnego roztworu chlorku żelaza(III) cofa reakcję hydrolizy tej soli.	**P**	**F**



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

pH soli hydrolizujących

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$$

kwas Bronsteda — zasada Bronsteda

sprzężona para

- Pamiętaj, że w roztworach wodnych soli pochodzących od elektrolitów słabej lub średniej mocy powodują hydrolizę wody.
- W tablicach chemicznych nie ma stałych hydrolizy - niezbędnej danej do zadań rachunkowych.
- Stałą hydrolizy możemy obliczyć znając stałą dysocjacji sprzężonego kw/zas:

$$K_a \cdot K_b = K_w$$

$K_a \cdot K_b$ — stałe dysocjacji kw i zas sprzężonych ze sobą

K_w — 10^{-14} w temp 25°C



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

16.1

Zadanie 19. (0–2)

Azotany(III) ulegają w roztworach wodnych odwracalnej reakcji hydrolizy anionowej zgodnie z równaniem:

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

Oblicz stałą równowagi tej reakcji w temperaturze 25 °C. W obliczeniach wykorzystaj wartość stałej dysocjacji K_a kwasu azotowego(III) oraz iloczynu jonowego wody K_w w tej temperaturze. Przyjmij, że stężenie wody jest stałe.

Obliczenia:

16.2

Zadanie

Przygotowano 100 cm^3 r-ru $(NH_4)_2CO_3$ o stężeniu 0,2 mol/dm^3. Na podstawie stałych dysocjacji kwasów i zasad odczytanych z z tablic określ, czy pH wodnego roztworu tej soli jest większe czy mniejsze od 7.



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

16.
3

Zadanie 13. (0–2)

Jon CH_3COO^- jest – zgodnie z teorią Brønsteda – zasadą, więc w roztworze wodnym ulega dysocjacji zasadowej 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.

Zmieszano wodne roztwory KOH i CH_3COOH o jednakowych stężeniach równych $0{,}10\ mol \cdot dm^{-3}$ w stosunku objętościowym 1 : 1.

Oblicz wartość pH otrzymanego roztworu. Sprawdź, czy możesz zastosować uproszczony wzór wiążący stałą dysocjacji ze stężeniem jonów OH^-.

Obliczenia:



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

16.
4

Informacja do zadań 10.–12.
Węglany w roztworach wodnych ulegają hydrolizie anionowej, która polega na dysocjacji zasadowej anionu, zgodnie z równaniem:

$$CO_3^{2-} + H_2O \rightleftarrows HCO_3^- + OH^-$$

Drugi etap hydrolizy polegający na reakcji jonu HCO_3^- z wodą zachodzi w tak małym stopniu, że nie ma wpływu na pH roztworu.

Zadanie 12. (0–2)

W temperaturze 25 °C wodny roztwór węglanu potasu o stężeniu 0,51 $mol \cdot dm^{-3}$ ma pH równe 12,0.

Oblicz stałą dysocjacji zasadowej (stałą równowagi reakcji hydrolizy) anionu węglanowego. Uwzględnij fakt, że w wyrażeniu na stałą dysocjacji zasadowej anionu węglanowego pomija się stężenie wody.

Obliczenia:



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

16.
5

Zadanie 29. (0–2)

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:



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

16.6

Zadanie

Rozpuszczono 20,8 g $NaHSO_3$ uzyskując 250 cm^3 rru.
Oblicz pH wodnego rru $NaHSO_3$.

16.7

Zadanie

Na podstawie obliczeń wykaż, że większy pierwszy stopień hydrolizy anionowej posiada Na_2S o stężeniu 0,0001 mol/dm^3 niż Na_2CO_3 w rr o stężeniu 0,01 mol/dm^3



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

16.8

Zadanie

Przygotowano wodny rr $Ba(HCO_3)_2$ o stężeniu 0,06 mol/dm³. Oblicz pH i procent jonów które przeszły w jony węglanowe.

16.9

Zadanie

Na zmiareczkowanie 30 cm³ rru słabego kwasu typu HR zużyto 20 cm³ rru KOH o stężeniu 0,1220 mol/dm³. W punkcie równoważnikowym pH = 8,7. Oblicz stałą dysocjacji kwasu.



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Sytuacja 1

mieszamy ze sobą dwa roztwory mocnego kwasu i mocnej zasady.

hipotezy:
- → odczyn kwasowy, gdy użyjemy nadmiaru kwasu
- → odczyn zasadowy, gdy użyjemy nadmiaru zasady
- → odczyn obojętny, gdy użyjemy stechiometrycznych ilości kwasu i zasady

Zadanie:



$HNO_{3(aq)}$ $0{,}1\ dm^3$ $0{,}1\ mol/dm^3$

$NaOH_{(aq)}$ $0{,}2\ dm^3$ $0{,}1\ mol/dm^3$

Rozwiązanie:

① $n = 0{,}1 \cdot 0{,}1 = 0{,}01$ mola ② $n = 0{,}1 \cdot 0{,}2 = 0{,}02$ mola

③ ⇒ nadmiar NaOH $n_{nadm} = 0{,}02 - 0{,}01 = 0{,}01$ mola

④ $pOH = -\log \frac{0{,}01}{0{,}3} \approx 1{,}5$

⑤ $pH = 14 - pOH = 14 - 1{,}5 = 12{,}5$

Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Sytuacja 2

Mieszamy ze sobą roztwory mocnych i słabych

kw i zas lub zas i kw

hipotezy → odczyn kwasowy, gdy użyjemy nadmiaru kwasu
→ odczyn zasadowy, gdy użyjemy nadmiaru zasady
→ odczyn zależny od hydrolizy soli, gdy zmieszamy stechiometryczne ilości kwasu i zasady

Zadanie



$CH_3COOH_{(aq)}$ + $NaOH_{(aq)}$ → $CH_3COONa + H_2O$

$0{,}2\ dm^3$ $0{,}1\ dm^3$

$0{,}2\ mol/dm^3$ $0{,}4\ mol/dm^3$

Rozwiązanie:

① $n_1 = 0{,}2 \cdot 0{,}2 = 0{,}04$ mola

② $n_2 = 0{,}1 \cdot 0{,}4 = 0{,}04$ mola

③ $n_{CH_3COOH} = n_{NaOH}$ → pH zależy od soli CH_3COONa :

④ $CH_3COO^- + H_2O \rightleftarrows CH_3COOH + OH^-$

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

$C_{mp} = \frac{0{,}04}{0{,}3} \approx 0{,}13\ mol/dm^3$

⑤ $K_b = \frac{10^{-14}}{1{,}75 \cdot 10^{-5}} = 5{,}7 \cdot 10^{-10}$

⑥ $\frac{C_{mp}}{K_b} = \frac{0{,}13}{5{,}7 \cdot 10^{-10}} > 400 \Rightarrow K_b = \alpha^2 C_{mp} \rightarrow K_b = \frac{[OH^-]^2}{C_{mp}}$ ($\alpha = \frac{[OH^-]}{C_{mp}}$)

$[OH^-]^2 = K_b \cdot C_{mp} \rightarrow [OH^-] = \sqrt{5{,}7 \cdot 10^{-10} \cdot 0{,}13} = 8{,}6 \cdot 10^{-6}\ mol/dm^3$

⑦ $pOH = -\log 8{,}6 \cdot 10^{-6} \approx 5{,}1$ ⑧ $pH = 14 - 5{,}1 = 8{,}9$



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Sytuacja 3

W wyniku reakcji chemicznej mogą powstać w roztworze jony H_3O^+ lub OH^- :

$$Na_2O_{(s)} + H_2O \longrightarrow 2Na^+ + 2OH^-$$

$$SO_{3\,(s)} + H_2O \longrightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$$

$$2Na_{(s)} + 2H_2O \longrightarrow 2Na^+ + 2OH^- + H_2\uparrow$$

UWAGA

niektóre reakcje zmieniają masę roztworu (uwaga C_p)

Sytuacja 4

W wyniku reakcji chemicznej może dojść do zużycia jonów H_3O^+ i OH^- :

np. $Zn + 2H_3O^+ \longrightarrow Zn^{2+} + 2H_2O$

$$Zn + 2OH^- + 2H_2O \longrightarrow Zn(OH)_4^{2-} + H_2$$

Sytuacja 5

a) rozcieńczanie rrw dodając wody

- rośnie pH rrw kwasu ($\downarrow [H^+]$)
- maleje pH rrw zasady ($\downarrow [OH^-]$)

$$C_m = \frac{n = \text{const.}}{V = \text{rośnie}}$$

b) zatężanie rrw odparowując wodę z:

- maleje pH rrw kwasu ($\uparrow [H^+]$)
- rośnie pH rrw zasady ($\uparrow [OH^-]$)

$$C_m = \frac{n = \text{const.}}{V = \text{maleje}}$$

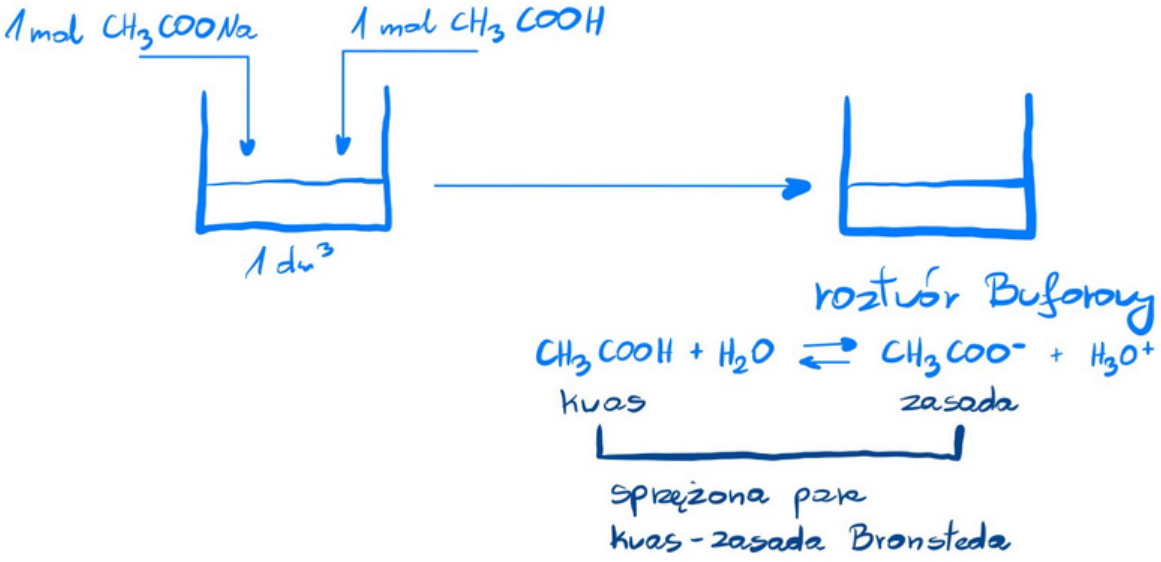


Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Roztwory buforowe pH

to roztwory protolitów o słabej lub średniej mocy zawierające sprzężoną parę kwas - zasada Brönsteda w podobnych stężeniach. Te roztwory mają zdolność do utrzymywania względnie stałego pH po dodaniu do nich niewielkich ilości mocnych kwasów lub zasad. np. Bufor octanowy:



Względnie stałe pH utrzymują dzięki reakcji zobojętniania:

- po dodaniu mocnego kwasu:

$$H_3O^+ + \underbrace{CH_3COO^-}_{\text{zasada Bronsteda}} \longrightarrow H_2O + CH_3COOH$$

- po dodaniu mocnej zasady:

$$OH^- + \underbrace{CH_3COOH}_{\text{kwas Bronsteda}} \longrightarrow H_2O + CH_3COO^-$$



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

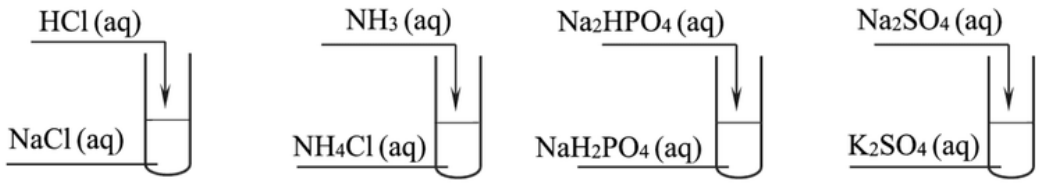
17.1

Zadanie 13.

Roztwory zawierające porównywalne liczby drobin kwasu Brønsteda i sprzężonej z nim zasady są nazywane roztworami buforowymi. Przykładem jest bufor octanowy. Kwasem Brønsteda są w nim cząsteczki CH_3COOH, a zasadą – jony CH_3COO^- pochodzące z całkowicie zdysocjowanej soli, np. octanu sodu. Wprowadzenie do roztworu buforowego mocnego kwasu skutkuje zmniejszeniem stężenia zasady i wzrostem stężenia sprzężonego z nią kwasu. Dodatek mocnej zasady prowadzi do zmniejszenia stężenia kwasu i wzrostu stężenia sprzężonej zasady. Wartość pH buforu praktycznie nie zależy od jego stężenia i nieznacznie się zmienia podczas dodawania niewielkich ilości mocnych kwasów lub mocnych zasad.

Zadanie 13.2. (0–1)

Przeprowadzono doświadczenie, w którym zmieszano jednakowe objętości wodnych roztworów różnych substancji. Wszystkie roztwory miały jednakowe stężenie molowe. Mieszaniny przygotowano zgodnie z poniższym schematem.



roztwór I roztwór II roztwór III roztwór IV

Które z przygotowanych roztworów są buforami? Napisz ich numery.

.....

17.2

Zadanie 28.

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.

Zadanie 28.1. (0–1)

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

HCl NaOH NH_4Cl NaCl

Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

17.3

🕮 Informacja do zadań 18.–20.

Bufory pH to roztwory zawierające sprzężoną parę kwas–zasada Brönsteda w podobnych stężeniach. Roztwory te mają zdolność do utrzymywania stałej wartości pH po dodaniu do nich niewielkich ilości mocnych kwasów lub zasad. Działanie buforu pH polega na tym, że po dodaniu mocnego kwasu zasada Brönsteda reaguje z jonami H_3O^+, a po dodaniu mocnej zasady kwas Brönsteda reaguje z jonami OH^-. Przykładem roztworu buforowego jest bufor amonowy, który otrzymuje się przez rozpuszczenie w wodzie amoniaku NH_3 i chlorku amonu NH_4Cl. Sprzężoną parę kwas–zasada stanowią obecne w nim kationy amonowe i cząsteczki amoniaku.

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, t. 1, Warszawa 2005

Zadanie 18. *(2 pkt)*

Napisz <u>w formie jonowej skróconej</u> równania reakcji, które zachodzą w buforze amonowym po dodaniu mocnego kwasu (reakcja I) i mocnej zasady (reakcja II).

I .....

II .....

17.4

🕮 Informacja do zadań 18.–20.

Bufory pH to roztwory zawierające sprzężoną parę kwas–zasada Brönsteda w podobnych stężeniach. Roztwory te mają zdolność do utrzymywania stałej wartości pH po dodaniu do nich niewielkich ilości mocnych kwasów lub zasad. Działanie buforu pH polega na tym, że po dodaniu mocnego kwasu zasada Brönsteda reaguje z jonami H_3O^+, a po dodaniu mocnej zasady kwas Brönsteda reaguje z jonami OH^-. Przykładem roztworu buforowego jest bufor amonowy, który otrzymuje się przez rozpuszczenie w wodzie amoniaku NH_3 i chlorku amonu NH_4Cl. Sprzężoną parę kwas–zasada stanowią obecne w nim kationy amonowe i cząsteczki amoniaku.

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, t. 1, Warszawa 2005

Zadanie 19. *(1 pkt)*

W buforze amonowym reakcja cząsteczek amoniaku z cząsteczkami wody zachodzi w stopniu, który można pominąć. Przyczyną cofnięcia tej reakcji jest obecność kationów amonowych wprowadzonych do roztworu przez rozpuszczenie chlorku amonu, który jest całkowicie zdysocjowany.

Oceń prawdziwość poniższych zdań. Wpisz do tabeli literę P, jeżeli zdanie jest prawdziwe, lub literę F, jeśli jest fałszywe.

Zdanie	P/F
1. W próbce buforu amonowego liczba moli jonów NH_4^+ jest równa liczbie moli chlorku amonu wprowadzonego do roztworu.	
2. W próbce buforu amonowego liczba moli jonów OH^- jest równa liczbie moli amoniaku wprowadzonego do roztworu.	
3. W próbce buforu amonowego liczba moli cząsteczek NH_3 jest równa liczbie moli amoniaku wprowadzonego do roztworu.	

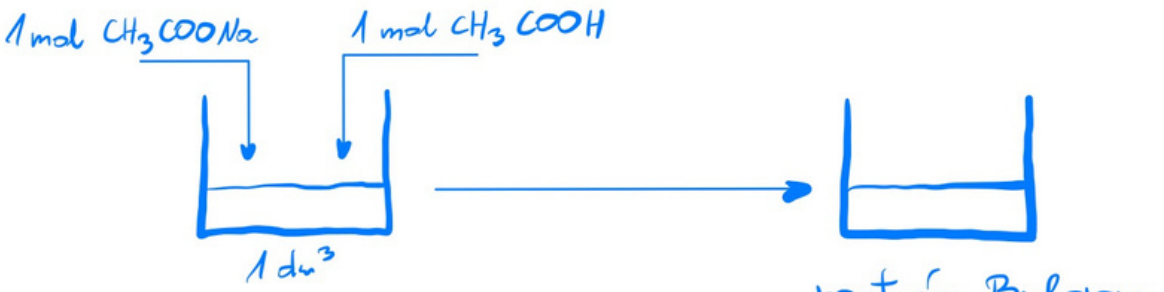


Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Pojemność buforowa zależy od stężenia drobin stanowiących sprzężoną parę kwas - zasada:

Przeanalizuj:



$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$

kwas — zasada

sprzężona para kwas - zasada Bronsteda

$pK_a = -\log K_a$

Otrzymany bufor octanowy ma $pH = 4,75$:

$$pH_{buforu} = pK_a + \log\frac{C_{m\ kwasu}}{C_{m\ zasady}}$$

stężenia sprzężonych par kwas - zasada

$$pH = pK_a + \log\frac{1}{1} \quad (\log 1 = 0!)$$

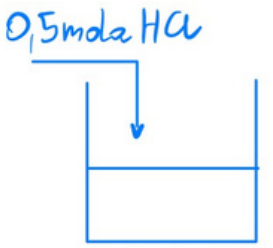
$$pH = pK_a \quad (pK_{a\ CH_3COOH} = 4,75)$$

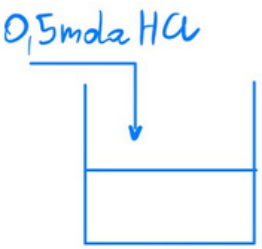
Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Sprawdźmy zatem jak zmieni się pH wody i roztworu buforowego po wprowadzeniu identycznej liczności (liczby moli) HCl:

$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$





$1\,dm^3\ H_2O$
o pH = 7

$1\,dm^3$ buforu octanowego zawierającego:
1 mol CH_3COOH i 1 mol CH_3COONa
o pH = 4,75

$C_m\ HCl = \frac{0,5}{1}$

$C_{m\ HCl} = 0,5\ mol/dm^3$

$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$

$[H_3O^+] = 0,5\ mol/dm^3$

$pH = -\log 0,5 = 0,3$

$H_3O^+ + CH_3COO^- \rightarrow CH_3COOH + H_2O$

n_p	0,5 mola	1 mol	1 mol	
Δn	-0,5 mola	-0,5 mola	+0,5 mola	
n_k	0 mola	0,5 mola	1,5 mola	

$[CH_3COO^-]_k = \frac{0,5}{1} = 0,5\ mol/dm^3$

$[CH_3COOH]_k = \frac{1,5}{1} = 1,5\ mol/dm^3$

$pH = pK_a + \log \frac{C_{m\ kwasu}}{C_{m\ zasady}}$

$pH = 4,75 + \log \frac{1,5}{0,5} \approx 5,2$

pH wzrosło z 4,75 do 5,2 (o 0,45 jednostek)
Czyli ta sama liczność chlorowodoru wywołała:
zmianę pH czystej wody o 6,7 jednostek pH
a pH roztworu buforowego o 0,45 jednostek pH.
bufory utrzymują względnie stałe pH! (względnie!)



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

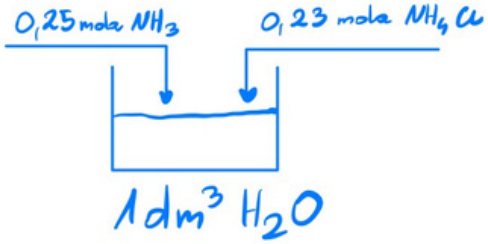
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

To warto wiedzieć:

- pH ludzkiej krwi na poziomie 7,4 jest utrzymywane przez kilka układów buforowych. Naszemu życiu zagraża odchylenie już o ± 0,4 jednostki

Przeanalizujmy bufor amonowy

NH_4^+ i NH_3 to sprzężona para kwas - zasada według Bronsteda. Aby uzyskać roztwór buforowy dodamy równe liczby moli amoniaku i soli amonowej:



$Cm_{kwasu\ NH_4^+} = \frac{0,23}{1} = 0,23 \frac{mol}{dm^3}$

$Cm_{zasady\ NH_3} = 0,25\ mol/dm^3$

(stężenia mają być zbliżone więc nie muszą być równe!)

$pH = pk_b + \log \frac{Cm\ kwasu}{Cm\ zasady}$

$pk_{b\ NH_3} = 4,75$

$pH = 4,75 + \log \frac{0,23}{0,25}$

$pH = 4,75 - 0,04$

$pH = 4,71$

$H_3O^+ + NH_3 \rightarrow NH_4^+ + H_2O$

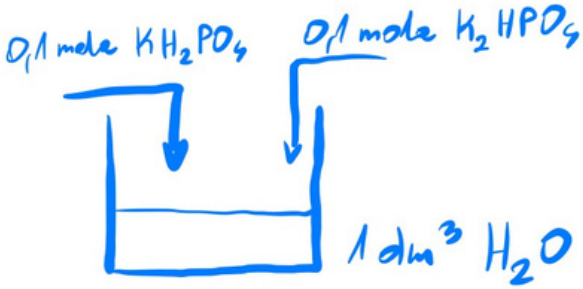
$OH^- + NH_4^+ \rightarrow NH_3 + H_2O$



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Przeanalizujmy teraz bufor fosforanowy:



$$H_2PO_4^- + H_2O \rightleftarrows HPO_4^{2-} + H_3O^+$$

kwas — zasada

$$pH_{buforu} = pK_a + \log\frac{C_m \text{ kwasu}}{C_m \text{ zasady}}$$

$$\frac{\frac{n_{kw}}{V}}{\frac{n_{zas}}{V_1}} = \frac{n_{kw}}{n_{zas}} \cdot \frac{V}{V_1}$$

pK_a kwasu ($H_2PO_4^-$) = 7,21

$$pH_{buforu} = 7,21 + \log 1$$

$$pH_{buforu} = 7,21$$

W roztworze tego buforu występują w istotnej liczności dwie zasady Brønsteda: HPO_4^{2-} i $H_2PO_4^-$ (wodorosole są amfiprotami - mogą być zarówno ku. jak i zas.).

Powstaje problem - która zasada jako pierwsza będzie reagować z mocnym kwasem - H_3O^+

Odp → mocniejsza! Pamiętaj o zasadzie:

im mocniejszy kwas tym słabsza sprzężona z nim zasada.

$H_2PO_4^- \rightleftarrows H^+ + HPO_4^-$

$K_a = 6,17 \cdot 10^{-8}$

$pK_a = 7,21$

mocniejszy kwas

>

$HPO_4^- \rightleftarrows H^+ + PO_4^{3-}$

$K_a = 4,79 \cdot 10^{-13}$

$pK_a = 12,32$

słabszy kwas

Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

skoro $H_2PO_4^-$ jest mocniejszym kwasem od HPO_4^{2-} to sprzężona z $H_2PO_4^-$ zasada HPO_4^{2-} jest mocniejsza niż zasada $H_2PO_4^-$.

więc po dodaniu mocnego kwasu zapiszemy:

TAK: $H_3O^+ + HPO_4^- \longrightarrow H_2PO_4^- + H_2O$

NIE $H_3O^+ + H_2PO_4^- \not\longrightarrow H_3PO_4 + H_2O$

Z tego samego powodu po dodaniu mocnej zasady:

TAK: $H_2PO_4^- + OH^- \longrightarrow HPO_4^{2-} + H_2O$

NIE: $HPO_4^{2-} + OH^- \not\longrightarrow PO_4^{3-} + H_2O$



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

18.1

🕮 Informacja do zadań 18.–20.

Bufory pH to roztwory zawierające sprzężoną parę kwas–zasada Brönsteda w podobnych stężeniach. Roztwory te mają zdolność do utrzymywania stałej wartości pH po dodaniu do nich niewielkich ilości mocnych kwasów lub zasad. Działanie buforu pH polega na tym, że po dodaniu mocnego kwasu zasada Brönsteda reaguje z jonami H_3O^+, a po dodaniu mocnej zasady kwas Brönsteda reaguje z jonami OH^-. Przykładem roztworu buforowego jest bufor amonowy, który otrzymuje się przez rozpuszczenie w wodzie amoniaku NH_3 i chlorku amonu NH_4Cl. Sprzężoną parę kwas–zasada stanowią obecne w nim kationy amonowe i cząsteczki amoniaku.

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, t. 1, Warszawa 2005

Zadanie 20. *(1 pkt)*

O pH roztworu buforowego decyduje rodzaj zawartej w nim sprzężonej pary kwas–zasada oraz stosunek stężenia kwasu i sprzężonej z nim zasady.

Oceń, jak wpłynie na pH buforu amonowego rozcieńczenie go wodą destylowaną. Uzupełnij poniższe zdanie, wpisując określenie *wzrośnie*, *zmaleje* lub *nie zmieni się*.

Po rozcieńczeniu buforu amonowego jego pH .....

18.2

Zadanie 13.

Roztwory zawierające porównywalne liczby drobin kwasu Brønsteda i sprzężonej z nim zasady są nazywane roztworami buforowymi. Przykładem jest bufor octanowy. Kwasem Brønsteda są w nim cząsteczki CH_3COOH, a zasadą – jony CH_3COO^- pochodzące z całkowicie zdysocjowanej soli, np. octanu sodu. Wprowadzenie do roztworu buforowego mocnego kwasu skutkuje zmniejszeniem stężenia zasady i wzrostem stężenia sprzężonego z nią kwasu. Dodatek mocnej zasady prowadzi do zmniejszenia stężenia kwasu i wzrostu stężenia sprzężonej zasady. Wartość pH buforu praktycznie nie zależy od jego stężenia i nieznacznie się zmienia podczas dodawania niewielkich ilości mocnych kwasów lub mocnych zasad.

Zadanie 13.1. (0–1)

Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji zachodzącej podczas dodawania mocnej zasady (OH^-) do buforu octanowego oraz uzupełnij zdanie – wybierz i podkreśl jedną odpowiedź spośród podanych w nawiasie.

Równanie reakcji z mocną zasadą:

.....

Po wprowadzeniu mocnego kwasu do buforu octanowego stężenie jonów octanowych (wzrośnie / zmaleje / nie ulegnie zmianie).



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

18.3

Informacja do zadań 16.–17.

Wartości pH wody oraz wodnych roztworów kwasów i wodorotlenków mogą ulegać znacznym zmianom podczas dodawania do nich mocnych kwasów lub zasad. Istnieją jednak roztwory, których pH zmienia się nieznacznie po dodaniu mocnego kwasu lub zasady na skutek reakcji składników roztworu z jonami wodorowymi lub jonami wodorotlenkowymi. Nazywamy je buforami pH. Buforowe właściwości mają roztwory zawierające sprzężoną parę kwas–zasada Brønsteda w podobnych stężeniach, np.: słaby kwas i jego sól z mocną zasadą, słabą zasadę i jej sól z mocnym kwasem, słaby kwas wieloprotonowy i jego wodorosól lub mieszaninę wodorosoli.

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2004.

Zadanie 16. (0–1)

Przykładem buforu pH jest bufor octanowy, który otrzymuje się przez rozpuszczenie w wodzie kwasu etanowego (octowego) i etanianu (octanu) sodu.

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

1.	W buforze octanowym sprzężoną parę kwas–zasada stanowią obecne w nim cząsteczki kwasu octowego i aniony octanowe.	**P**	**F**
2.	Dodanie mocnego kwasu do buforu octanowego tylko nieznacznie wpłynie na zmianę pH tego roztworu, ponieważ jony wodorowe pochodzące od mocnego kwasu zostaną związane w wyniku reakcji opisanej równaniem: $CH_3COO^- + H_3O^+ \rightleftarrows CH_3COOH + H_2O$	**P**	**F**
3.	Działanie buforu pH polega na tym, że po dodaniu mocnego kwasu zasada Brønsteda reaguje z jonami wodorowymi, a po dodaniu mocnej zasady kwas Brønsteda reaguje z jonami wodorotlenkowymi.	**P**	**F**

18.4

Informacja do zadań 16.–17.

Wartości pH wody oraz wodnych roztworów kwasów i wodorotlenków mogą ulegać znacznym zmianom podczas dodawania do nich mocnych kwasów lub zasad. Istnieją jednak roztwory, których pH zmienia się nieznacznie po dodaniu mocnego kwasu lub zasady na skutek reakcji składników roztworu z jonami wodorowymi lub jonami wodorotlenkowymi. Nazywamy je buforami pH. Buforowe właściwości mają roztwory zawierające sprzężoną parę kwas–zasada Brønsteda w podobnych stężeniach, np.: słaby kwas i jego sól z mocną zasadą, słabą zasadę i jej sól z mocnym kwasem, słaby kwas wieloprotonowy i jego wodorosól lub mieszaninę wodorosoli.

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2004.

Zadanie 17. (0–1)

Jednym z buforów odpowiedzialnych za utrzymanie równowagi kwasowo-zasadowej krwi jest bufor fosforanowy, który można otrzymać przez rozpuszczenie dwóch wodorosoli kwasu ortofosforowego(V) w wodzie.

Napisz <u>w formie jonowej skróconej</u> dwa równania reakcji ilustrujące działanie opisanego buforu fosforanowego. Przyjmij, że substraty reagują w stosunku molowym 1 : 1.

..... + H_3O^+ $\rightleftarrows$ ..... + ...

..... + OH^- $\rightleftarrows$ ..... + ...



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

18.5

Zadanie 28.

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.

Zadanie 28.2. (0–2)

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.

Obliczenia:



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

ILOCZYN ROZPUSZCZALNOŚCI

To iloczyn stężeń jonów podniesionych do potęg równych współczynnikom stechiometrycznym z równania dysocjacji, znajdujących się w roztworze nasyconym

np.

$AgCl \rightleftharpoons Ag^+ + Cl^-$

$K_s = [Ag^+][Cl^-]$

$Fe_2S_3 \rightleftharpoons 2Fe^{3+} + 3S^{2-}$

$K_s = [Fe^{3+}]^2 \cdot [S^{2-}]^3$

iloczyn rozpuszczalności

iloczyn jonowy

$pK_s = -\log K_s$

$K_s = 10^{-pK_s}$

Zadanie

Zapisz równania na K_s wybranych związków, odczytaj z tablic wartość K_s i przelicz ją na wartość pK_s:

a) CaF_2

b) $Fe(OH)_3$

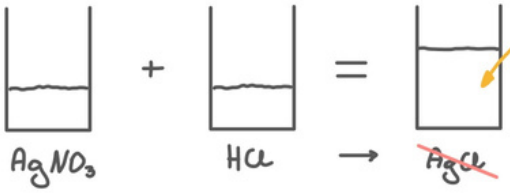


Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Znajomość K_s pozwala określić czy wytrąci się osad

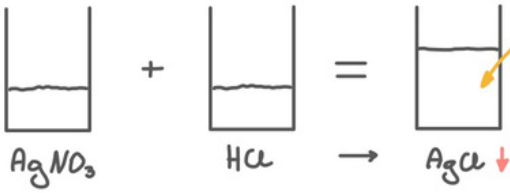
Sytuacja 1:



- brak osadu
- roztwór nienasycony

$K_{s\,AgCl} > [Ag^+][Cl^-]$

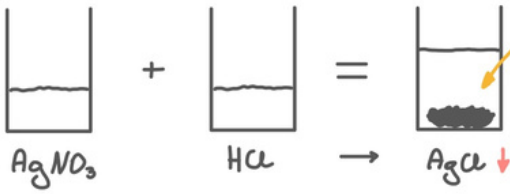
Sytuacja 2:



- brak widocznego osadu, ale jest
- roztwór nasycony

$K_{s\,AgCl} = [Ag^+][Cl^-]$

Sytuacja 3:



- widoczny osadu
- roztwór nasycony nad osadem

$K_{s\,AgCl} < [Ag^+][Cl^-]$

Zrozum co Tu się dzieje!

iloczyn stężeń jonów Ag^+ i Cl^- w nowym roztworze przekroczył wartość K_s, więc z roztworu zaczynają wytrącać się jony Ag^+ i Cl^- w postaci kryształu jonowego $AgCl$. W efekcie zachodzą zmiany:

1. zmniejsza się stechiometrycznie stężenie molowe Ag^+ i Cl^-
2. rośnie masa osadu $AgCl$
3. maleje masa roztworu (osad $AgCl$ nie należy do roztworu)



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

19.1

Zadanie 23. *(1 pkt)*

W temperaturze 25 °C iloczyn rozpuszczalności chlorku srebra w wodzie jest równy $1{,}8 \cdot 10^{-10}$.

Na podstawie: J. Sawicka, A. Janich-Kilian, W. Cejner-Mania, G. Urbańczyk, *Tablice chemiczne*, Gdańsk 2002.

Do wodnego roztworu azotanu(V) srebra dodano wodny roztwór chlorku potasu i otrzymano mieszaninę o objętości 1 dm^3 i o temperaturze 25 °C. W tej mieszaninie stężenie azotanu(V) srebra wynosiło $1{,}0 \cdot 10^{-4}$ $mol \cdot dm^{-3}$, a stężenie chlorku potasu było równe $1{,}0 \cdot 10^{-6}$ $mol \cdot dm^{-3}$.

Czy po zmieszaniu roztworów wytrącił się osad chlorku srebra? Odpowiedź uzasadnij.

.....

.....

.....

.....

19.2

🕮 Informacja do zadania 12. i 13.

Iloczyn rozpuszczalności siarczanu(VI) baru $K_{so} = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}]$ w temperaturze 25 °C ma wartość $1 \cdot 10^{-10}$. Siarczan baru praktycznie nie rozpuszcza się w kwasach i zasadach.

Zadanie 12. *(2 pkt)*

Wykonaj obliczenia i napisz, czy po zmieszaniu równych objętości roztworów siarczanu(VI) potasu i chlorku baru o stężeniu $2 \cdot 10^{-3}$ $mol \cdot dm^{-3}$ każdy wytrąci się osad siarczanu(VI) baru.

Obliczenia: Odpowiedź:



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

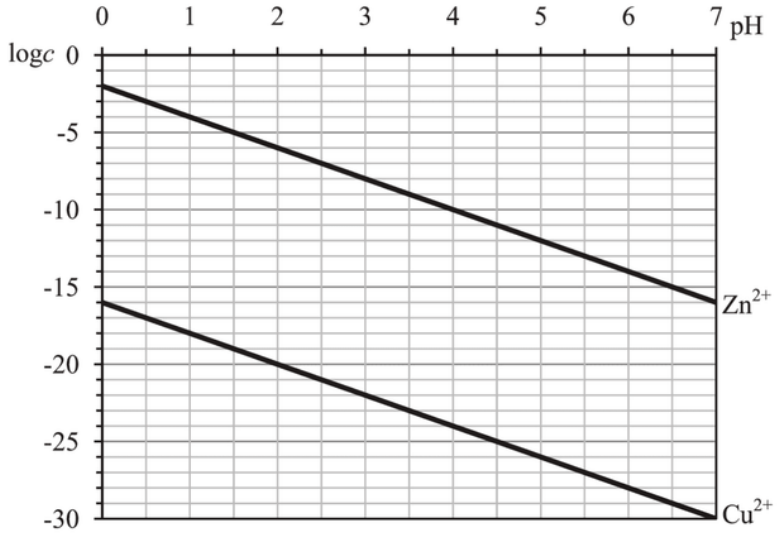
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

19.
3

Zadanie 21. ***(1 pkt)***

Siarczki są solami słabego kwasu siarkowodorowego, dlatego możliwość ich wytrącenia zależy nie tylko od iloczynu rozpuszczalności, lecz także od pH roztworu. W roztworach o niskim pH stężenie jonów siarczkowych jest bardzo małe, więc stężenie jonów metalu musi być odpowiednio duże, aby został przekroczony iloczyn rozpuszczalności. Dla roztworu o znanym pH można obliczyć najmniejsze stężenie molowe kationów danego metalu c, jakie musi istnieć w roztworze o tym pH, aby zaczął się wytrącać osad siarczku tego metalu.

Na poniższym wykresie przedstawiono zależność logarytmu z najmniejszego stężenia c kationów Cu^{2+} i Zn^{2+} ($\log c$), przy którym następuje strącanie siarczków miedzi(II) i cynku, od pH roztworu.



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

Przygotowano dwa roztwory wodne, których pH było równe 1. Roztwór I zawierał jony Zn^{2+} o stężeniu c równym 10^{-5} mol · dm $^{-3}$, a roztwór II zawierał jony Cu^{2+} o stężeniu c równym 10^{-5} mol · dm $^{-3}$.

Czy w roztworze I wytrąci się osad ZnS, a w roztworze II osad CuS? Wpisz TAK albo NIE w odpowiednie rubryki tabeli.

W roztworze I wytrąci się osad ZnS.	
W roztworze II wytrąci się osad CuS.	



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

19.
4

Zadanie 1

Do 100 cm^3 rru o pH = 8,6 dodano 100 cm^3 rru zawierającego 20 mg jonów Fe^{3+}. Opisz zaobserwowane zmiany. Doświadczenie prowadzono w temp 298 K



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Znajomość K_s pozwala obliczyć stężenie jonów w roztworze nasyconym

Stężenie molowe roztworu nasyconego danej substancji to **rozpuszczalność molowa (s)** danej substancji:

$$\underset{s}{Fe(OH)_3} \rightleftharpoons \underset{s}{Fe^{3+}} + \underset{3s}{3OH^-} \qquad K_s = 2{,}79 \cdot 10^{-39}$$

$$K_s = [Fe^{3+}] \cdot [OH^-]^3$$

$$K_s = [s] \cdot [3s]^3$$

$$K_s = s \cdot 27s^3$$

$$K_s = 27s^4$$

$$s = \sqrt[4]{\frac{K_s}{27}} \ \frac{mol}{dm^3}$$

$$s = \sqrt[4]{\frac{2{,}79 \cdot 10^{-39}}{27}} = 1 \cdot 10^{-10} \ \frac{mol}{dm^3}$$

$[Fe^{3+}]_{rr.\ nasyc.} = 1 \cdot s = 1 \cdot 10^{-10}\ mol/dm^3$

$[OH^-]_{rr.\ nasyc.} = 3 \cdot s = 3 \cdot 10^{-10}\ mol/dm^3$

Jeśli nadal nie widzisz czym jest s:

$$Fe(OH)_3 \rightleftharpoons Fe^{3+} + 3OH^-$$

C_{mp}	—	0	0
ΔC_m	$-s$	$+s$	$+3s$
C_{mk}	—	s	$3s$

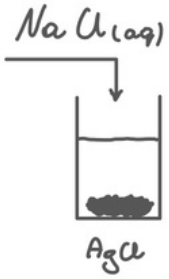
Tylko pamiętaj, że nie ma C_{mp} i C_{mk} osadu - czyli ciała stałego. Możemy jedynie mówić o stężeniu tej części soli, która zdysocjowała!



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Sytuacja 4:



$$AgCl \rightleftarrows Ag^+ + Cl^-$$

$$K_{so} = [Ag^+][Cl^-]$$

Dodanie stałego NaCl spowoduje jego rozpuszczenie w roztworze. W efekcie zwiększy się stężenie molowe Cl^- i tym samym zaburzy to stan równowagi: $AgCl \rightleftarrows Ag^+ + Cl^-$. Układ będzie dążył do ponownego ustalenia równowagi w efekcie czego nastąpi przesunięcie stanu równowagi w lewą stronę.

Po ponownym ustaleniu się stanu równowagi:

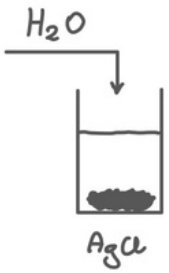
- wzrośnie masa osadu
- zmaleje stężenie równowagowe Ag^+
- wzrośnie stężenie równowagowe Cl^-



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Sytuacja 5:



$$AgCl \rightleftarrows Ag^+ + Cl^-$$

$$K_{so} = [Ag^+][Cl^-]$$

Dodanie wody spowoduje zmniejszenie stężeń jonów Ag^+ i Cl^-, co zaburzy stan równowagi: $AgCl \rightleftarrows Ag^+ + Cl^-$.
Układ będzie dążył do ponownego ustalenia się stanu równowagi w efekcie czego nastąpi przesunięcie stanu równowagi w prawą stronę.
Po ponownym ustaleniu stanu równowagi:

- zmaleje masa osadu
- stężenie jonów Ag^+ i Cl^- będzie to samo co przed dodaniem wody o ile roztwór będzie nasycony. Jeśli dodamy na tyle dużo wody aby rozpuścił się cały osad AgCl i powstał roztwór nienasycony - to stężenie jonów Ag^+ i Cl^- będzie mniejsze niż to przed dodaniem wody.



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

21.1

Zadanie 57.

Iloczyn rozpuszczalności K_{SO} trudno rozpuszczalnej soli to iloczyn stężeń (podniesionych do odpowiednich potęg) jonów tworzących tę sól w stanie równowagi w nasyconym roztworze tej soli. Dla soli typu AB, której dysocjacja przebiega zgodnie z równaniem:

$$AB \rightleftarrows A^{2+} + B^{2-}$$

iloczyn rozpuszczalności $K_{SO} = [A^{2+}] \cdot [B^{2-}]$. Jeżeli w roztworze będą obecne jony A^{2+} oraz B^{2-} i wartość iloczynu ich stężeń będzie mniejsza od wartości iloczynu rozpuszczalności soli AB, to osad tej soli nie wytrąci się. Strącenie osadu nastąpi wtedy, gdy zostanie przekroczona wartość iloczynu rozpuszczalności.

Iloczyn rozpuszczalności K_{SO} siarczanu(VI) baru w temperaturze T wynosi:

$$K_{SO} = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = 1{,}08 \cdot 10^{-10}$$

Na podstawie: J. Sawicka i inni, *Tablice chemiczne,* Gdańsk 2004, s. 221.

Uzupełnij poniższe zdanie. Wybierz i podkreśl jedno określenie spośród podanych w każdym nawiasie tak, aby zdanie było prawdziwe.

W temperaturze T (może/nie może) istnieć roztwór, w którym iloczyn stężeń kationów baru i anionów siarczanowych(VI) jest równy $1{,}08 \cdot 10^{-7}$, ponieważ wartość ta jest (mniejsza/większa) od wartości iloczynu rozpuszczalności siarczanu(VI) baru w temperaturze T.

21.2

Zadanie 12. *(1 pkt)*

Do trzech probówek zawierających wodny roztwór siarczanu(VI) sodu (Na_2SO_4) dodano wodne roztwory trzech różnych soli. Do probówki I dodano roztwór chlorku strontu ($SrCl_2$), do probówki II roztwór chlorku wapnia ($CaCl_2$), a do probówki III roztwór chlorku baru ($BaCl_2$). Objętości i stężenia molowe wszystkich roztworów były jednakowe. We wszystkich probówkach zaobserwowano strącenie osadu.

Iloczyny rozpuszczalności soli wynoszą odpowiednio:

Wzór soli	$SrSO_4$	$CaSO_4$	$BaSO_4$
Iloczyn rozpuszczalności	$6{,}0 \cdot 10^{-7}$	$3{,}2 \cdot 10^{-5}$	$1{,}1 \cdot 10^{-10}$

Napisz, w której probówce stężenie jonów siarczanowych(VI) jest największe.

.....

21.3

🕮 Informacja do zadań 11.–13.

W 1 dm^3 pewnego wodnego roztworu znajdowało się $1{,}0 \cdot 10^{-10}$ mola jonów Cl^-, $1{,}0 \cdot 10^{-10}$ mola jonów I^- oraz jony Na^+. Do roztworu wprowadzono kroplę roztworu $AgNO_3$ zawierającą $1{,}0 \cdot 10^{-5}$ mola tej soli.

Iloczyny rozpuszczalności AgCl i AgI w temperaturze T, w której przeprowadzono doświadczenie, wynoszą:

$$K_{SO} = [Ag^+] \cdot [Cl^-] = 1{,}8 \cdot 10^{-10} \quad \text{i} \quad K_{SO} = [Ag^+] \cdot [I^-] = 8{,}5 \cdot 10^{-17}$$

Na podstawie: J. Sawicka, A. Janich-Kilian, W. Cejner-Mania, G. Urbańczyk, *Tablice chemiczne*, Gdańsk 2002.

Zadanie 12. *(1 pkt)*

Oceń, czy w temperaturze T może istnieć roztwór, w którym iloczyn stężeń molowych kationów srebra i anionów chlorkowych wynosiłby $2 \cdot 10^{-5}$. Uzasadnij swoje stanowisko.

.....

.....



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

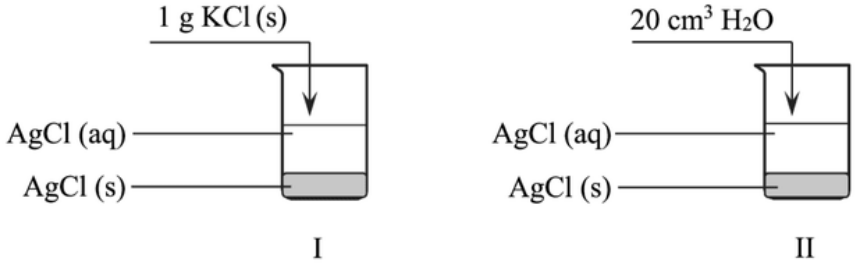
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

21.
4

Zadanie 24. *(1 pkt)*

Do dwóch zlewek zawierających po 100 cm^3 wody destylowanej o temperaturze 25 °C wprowadzono po 5 g chlorku srebra. Po pewnym czasie w zlewkach powstały nasycone roztwory chlorku srebra i ustalił się stan równowagi między osadem a roztworem. Następnie do pierwszej zlewki dodano 1 g stałego chlorku potasu, a do drugiej dolano 20 cm^3 wody o temperaturze 25 °C.

Opisany eksperyment przedstawiono na poniższym rysunku:



Uzupełnij poniższe zdania. Wybierz i zaznacz jedno określenie spośród podanych w każdym nawiasie.

Po dodaniu chlorku potasu i po ponownym ustaleniu się stanu równowagi masa osadu w zlewce I była (większa niż / taka sama jak / mniejsza niż) przed dodaniem soli. Po dodaniu wody do zlewki II i po ponownym ustaleniu się stanu równowagi stężenie jonów srebra było (większe niż / takie samo jak / mniejsze niż) przed dodaniem wody.

21.
5

Informacja do zadań 17.–18.

Halogenki srebra są związkami trudno rozpuszczalnymi w wodzie. Ich iloczyny rozpuszczalności w temperaturze 25 °C wynoszą:

Wzór soli	Wyrażenie na iloczyn rozpuszczalności	Wartość iloczynu rozpuszczalności
AgCl	$K_{s(AgCl)} = [Ag^+]\cdot[Cl^-]$	$1{,}6\cdot10^{-10}$
AgBr	$K_{s(AgBr)} = [Ag^+]\cdot[Br^-]$	$7{,}7\cdot10^{-13}$
AgI	$K_{s(AgI)} = [Ag^+]\cdot[I^-]$	$1{,}5\cdot10^{-16}$

Na podstawie: K.-H. Lautenschläger, W. Schröter, A. Wanninger, *Nowoczesne kompendium chemii*, Warszawa 2007.

Zadanie 18. *(2 pkt)*

Oblicz, ile moli jonów srebra znajduje się w 1 dm^3 nasyconego w temperaturze 25 °C wodnego roztworu chlorku srebra.

Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

21.6

Zadanie 18.

W trzech zlewkach umieszczono:

- w zlewce A czystą wodę
- w zlewce B roztwór węglanu sodu
- w zlewce C kwas solny

o równych objętościach. Do każdej zlewki wprowadzono jednakową porcję stałego węglanu wapnia. Zawartość zlewek wymieszano i odstawiono. Stwierdzono, że w żadnej zlewce węglan wapnia nie uległ całkowitemu rozpuszczeniu. Temperatura wszystkich roztworów po zakończeniu doświadczenia wynosiła 25 °C.

Zadanie 18.2. (0–2)

Rozstrzygnij, w której ze zlewek (A, B czy C) po zakończeniu doświadczenia znajdował się roztwór o największym stężeniu jonów Ca^{2+}, a w której – roztwór o najmniejszym stężeniu jonów Ca^{2+}. Zaznacz poprawną odpowiedź w każdym nawiasie i uzasadnij swoje stanowisko. W uzasadnieniu najmniejszego stężenia jonów Ca^{2+} odwołaj się do procesu równowagowego zachodzącego w roztworze.

Najwięcej jonów Ca^{2+} znajdowało się w roztworze otrzymanym w zlewce (A / B / C).

Uzasadnienie: .....

.....

.....

Najmniej jonów Ca^{2+} znajdowało się w roztworze otrzymanym w zlewce (A / B / C).

Uzasadnienie: .....

.....

.....

21.7

Zadanie 2

Do 250 cm^3 roztworu zawierającego po 0,006 mola Cl^- i Br^- dodawano kroplami o objętości 0,05 cm^3 roztwór $AgNO_3$. Oblicz masę jonów Br^-, która pozostaje w roztworze w momencie gdy zaczyna się strącać $AgCl$. $T_{doświadczenia} = 25°C$.



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

21.
8

Zadanie 5

Oblicz masę $PbSO_4$ w 500 ml klarownego, nasyconego roztworu w temperaturze 298 K.



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Znajomość K_s pozwala obliczyć stężenie jonów w roztworze nasyconym

Stężenie molowe roztworu nasyconego danej substancji to **rozpuszczalność molowa (s)** danej substancji:

$$\underset{s}{Fe(OH)_3} \rightleftharpoons \underset{s}{Fe^{3+}} + \underset{3s}{3OH^-} \qquad K_s = 2{,}79 \cdot 10^{-39}$$

$$K_s = [Fe^{3+}] \cdot [OH^-]^3$$

$$K_s = [s] \cdot [3s]^3$$

$$K_s = s \cdot 27s^3$$

$$K_s = 27s^4$$

$$s = \sqrt[4]{\frac{K_s}{27}} \ \frac{mol}{dm^3}$$

$$s = \sqrt[4]{\frac{2{,}79 \cdot 10^{-39}}{27}} = 1 \cdot 10^{-10} \ \frac{mol}{dm^3}$$

$[Fe^{3+}]_{rr.\ nasyc.} = 1 \cdot s = 1 \cdot 10^{-10}\ mol/dm^3$

$[OH^-]_{rr.\ nasyc.} = 3 \cdot s = 3 \cdot 10^{-10}\ mol/dm^3$

Jeśli nadal nie widzisz czym jest s:

$$Fe(OH)_3 \rightleftharpoons Fe^{3+} + 3OH^-$$

C_{mp}	—	0	0
ΔC_m	$-s$	$+s$	$+3s$
C_{mk}	—	s	$3s$

Tylko pamiętaj, że nie ma C_{mp} i C_{mk} osadu - czyli ciała stałego. Możemy jedynie mówić o stężeniu tej części soli, która zdysocjowała!



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

21.9

Zadanie 8. (*4 pkt*)

Poniżej przedstawiono wartości iloczynu rozpuszczalności wybranych węglanów w temperaturze 25°C.

$Ir\ MgCO_3 = 3{,}5 \cdot 10^{-8}$
$Ir\ CaCO_3 = 2{,}8 \cdot 10^{-9}$
$Ir\ SrCO_3 = 1{,}1 \cdot 10^{-10}$
$Ir\ BaCO_3 = 5{,}1 \cdot 10^{-9}$

a) Korzystając z przedstawionych wyżej wartości iloczynu rozpuszczalności, oceń, który z węglanów metali II grupy jest najlepiej rozpuszczalny w wodzie, i podaj jego wzór.

.....

21.10

Informacja do zadań 17.–18.

Halogenki srebra są związkami trudno rozpuszczalnymi w wodzie. Ich iloczyny rozpuszczalności w temperaturze 25 °C wynoszą:

Wzór soli	Wyrażenie na iloczyn rozpuszczalności	Wartość iloczynu rozpuszczalności
AgCl	$K_{s(AgCl)} = [Ag^+] \cdot [Cl^-]$	$1{,}6 \cdot 10^{-10}$
AgBr	$K_{s(AgBr)} = [Ag^+] \cdot [Br^-]$	$7{,}7 \cdot 10^{-13}$
AgI	$K_{s(AgI)} = [Ag^+] \cdot [I^-]$	$1{,}5 \cdot 10^{-16}$

Na podstawie: K.-H. Lautenschläger, W. Schröter, A. Wanninger, *Nowoczesne kompendium chemii*, Warszawa 2007.

Zadanie 17. *(1 pkt)*

Podaj wzór halogenku srebra, którego rozpuszczalność w wodzie jest najmniejsza.

.....

21.11

Zadanie 15. *(1 pkt)*

Rozpuszczalność substancji trudno rozpuszczalnej charakteryzują dwie wielkości:

- iloczyn rozpuszczalności (K_{SO}), który opisuje stan równowagi między osadem trudno rozpuszczalnej substancji a stężeniem jej jonów w roztworze
- rozpuszczalność molowa (S), która wyrażona jest stężeniem molowym substancji w jej roztworze nasyconym.

Substancja	Iloczyn rozpuszczalności K_{SO}	Rozpuszczalność molowa S, mol · dm^{-3}
$Sc(OH)_3$	$2{,}22 \cdot 10^{-31}$	$9{,}5 \cdot 10^{-9}$
$Sn(OH)_2$	$5{,}45 \cdot 10^{-27}$	$1{,}1 \cdot 10^{-9}$

Wartości liczbowe podane są dla temperatury 25 °C.

Na podstawie: J. Sawicka, A. Janich-Kilian, W. Cejner-Mania, G. Urbańczyk, *Tablice chemiczne*, Gdańsk 2002

Korzystając z powyższej informacji, napisz wzór wodorotlenku, który jest lepiej rozpuszczalny w wodzie, oraz napisz, czy dokonując tego wyboru, należało porównać wartości rozpuszczalności molowych, czy też wartości iloczynów rozpuszczalności substancji.

Wzór wodorotlenku: .....

Należało porównać wartości .....



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

21.12

Zadanie 6

Ile cm^3 wody należy użyć w celu rozpuszczenia 1 g $PbSO_4$. $T_{doświadczenia} = 25°C$, a $d_{rr\ nasyconego} = d_{H_2O} = 1\ g/cm^3$.

21.13

Zadanie 7

W jakim stosunku masowym rozpuszcza się w wodzie, w temp 25°C siarczan(VI) wapnia? Gęstość nasyconego wodnego rru = 1 g/cm^3.



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

21. 14

🕮 Informacja do zadań 11.–13.

W 1 dm^3 pewnego wodnego roztworu znajdowało się $1{,}0 \cdot 10^{-10}$ mola jonów Cl^-, $1{,}0 \cdot 10^{-10}$ mola jonów I^- oraz jony Na^+. Do roztworu wprowadzono kroplę roztworu $AgNO_3$ zawierającą $1{,}0 \cdot 10^{-5}$ mola tej soli.

Iloczyny rozpuszczalności AgCl i AgI w temperaturze T, w której przeprowadzono doświadczenie, wynoszą:

$$K_{so} = [Ag^+] \cdot [Cl^-] = 1{,}8 \cdot 10^{-10} \quad \text{i} \quad K_{so} = [Ag^+] \cdot [I^-] = 8{,}5 \cdot 10^{-17}$$

Na podstawie: J. Sawicka, A. Janich-Kilian, W. Cejner-Mania, G. Urbańczyk, *Tablice chemiczne*, Gdańsk 2002.

Zadanie 11. *(1 pkt)*

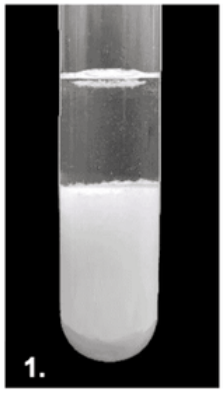
Napisz <u>w formie jonowej skróconej</u> równanie reakcji, która zaszła jako pierwsza podczas opisanego doświadczenia.

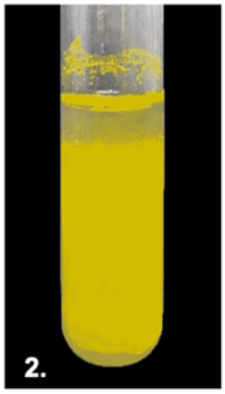
.....

21. 15

Zadanie 11.

Chlorek ołowiu(II) i jodek ołowiu(II) są solami trudno rozpuszczalnymi w wodzie, ale wartości ich iloczynu rozpuszczalności znacznie się różnią. Na zdjęciach przedstawiono świeżo wytrącone osady: chlorku ołowiu(II) w probówce 1. i jodku ołowiu(II) w probówce 2.





Aby doświadczalnie potwierdzić, że obie sole są trudno rozpuszczalne w wodzie oraz że rozpuszczalność jodku ołowiu(II) jest znacznie mniejsza niż rozpuszczalność chlorku ołowiu(II), przygotowano zestaw laboratoryjny składający się:

- z probówki, w której umieszczono 2 cm^3 wodnego roztworu azotanu(V) ołowiu(II) o stężeniu $0{,}1\ mol \cdot dm^{-3}$
- ze zlewki z wodnym roztworem chlorku potasu o stężeniu $0{,}1\ mol \cdot dm^{-3}$
- ze zlewki z wodnym roztworem jodku potasu o stężeniu $0{,}1\ mol \cdot dm^{-3}$
- z wielomiarowych pipet.

Zadanie 11.1. (0–1)

Napisz <u>w formie jonowej skróconej</u> równanie reakcji strącania chlorku ołowiu(II).

.....

Zadanie 11.2. (0–2)

Wybierz i zaznacz na poniższym schemacie doświadczenia roztwór, który należy dodać do wodnego roztworu azotanu(V) ołowiu(II):

- **<u>jako pierwszy</u> – w I etapie doświadczenia**
- **<u>jako drugi</u> – w II etapie doświadczenia,**

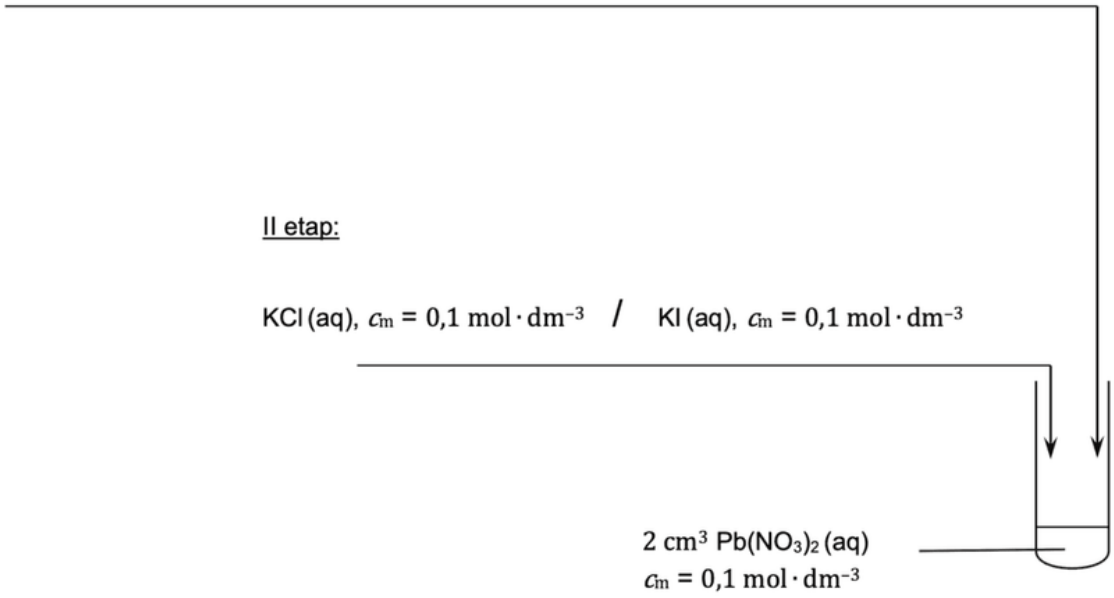
aby <u>w obu etapach nastąpiły wyraźne zmiany</u> wyglądu zawartości probówki. Opisz zmiany, jakie można zaobserwować podczas I etapu doświadczenia, a następnie – podczas II etapu doświadczenia.



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

I etap:

co najmniej 4 cm^3 KCl (aq), $c_m = 0{,}1\ mol \cdot dm^{-3}$ / co najmniej 4 cm^3 KI (aq), $c_m = 0{,}1\ mol \cdot dm^{-3}$



II etap:

KCl (aq), $c_m = 0{,}1\ mol \cdot dm^{-3}$ / KI (aq), $c_m = 0{,}1\ mol \cdot dm^{-3}$

2 cm^3 $Pb(NO_3)_2$ (aq)
$c_m = 0{,}1\ mol \cdot dm^{-3}$

Obserwowane zmiany:

I etap: .....

II etap: .....

21. 16

Zadanie 3

Wyznacz kolejność wytrącania się osadów fosforanów z roztworu zawierających po 0,01 mol/litr jonów Ag^+, Fe^{3+} podczas stopniowego dodawania roztworu fosforanu(V) sodu. $T_{doświadczenia} = 25°C$. Załóż, że w roztworze nie zachodzą procesy współstrącania i adsorpcji. Przedstaw tok rozumowania

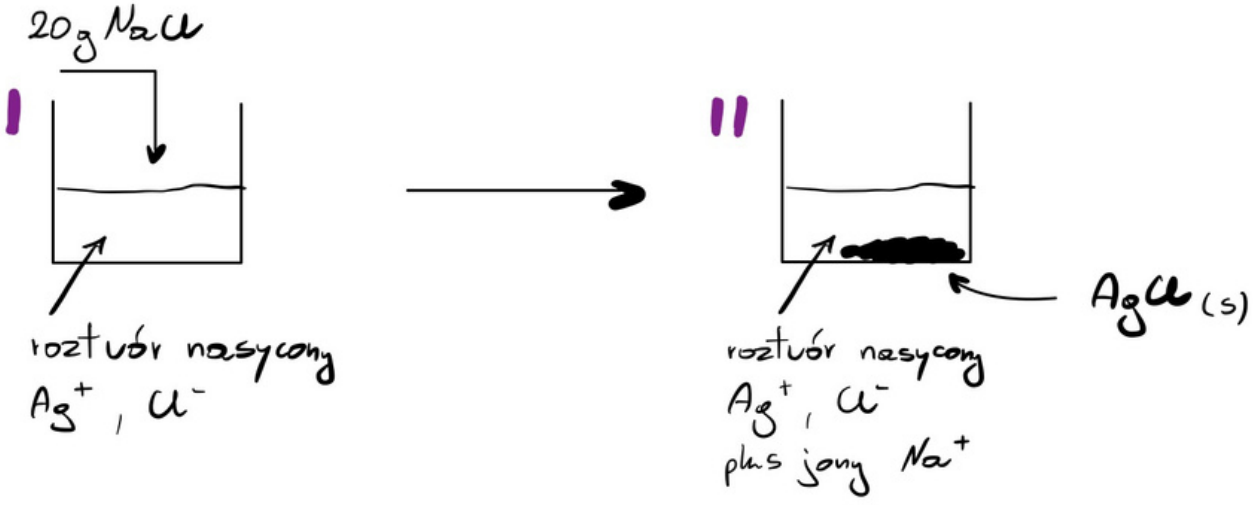
$K_{s\ FePO_4} = 9{,}91 \cdot 10^{-16}$

Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Efekt wspólnego jonu

Jeśli do nasyconego roztworu np $AgCl$ wprowadzimy pewną ilość stałego $NaCl$ to w roztworze wzrośnie stężenie anionów Cl^-, zaburzymy równowagę $AgCl \rightleftarrows Ag^+ + Cl^-$ w wyniku czego zgodnie z regułą przekory stan równowagi przesunie się w lewą stronę a stężenie kationów Ag^+ w roztworze znacznie się zmniejszą tak jak rozpuszczalność molowa s:

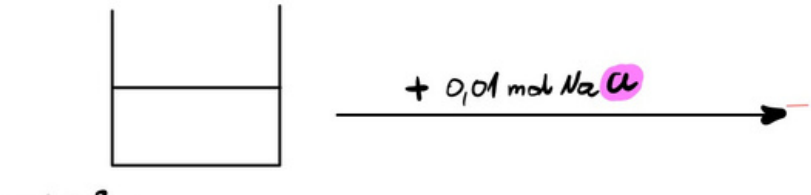


$$[Ag^+]_I > [Ag^+]_{II}$$

$$s_I > s_{II}$$

Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com



$0{,}1\ dm^3$ roztworu nasyconego Ag_2CrO_4

$K_{so} = [Ag^+][CrO_4^{2-}]$

$K_{so} = s \cdot s$

$s = \sqrt{K_{so}}$ $[mol/dm^3]$

$s \leftarrow 1s$ $0{,}1$

$Ag_2CrO_4 \rightleftarrows Ag^+ + CrO_4^{2-}$

$[CrO_4^{2-}]_{z\ Na_2CrO_4} = \frac{0{,}01}{0{,}1} = 0{,}1 \frac{mol}{dm^3}$

$K_{so} = [Ag^+] \cdot [CrO_4^{2-}]$

$K_{so} = s \cdot 0{,}1$

$s = \frac{K_{so}}{0{,}1}$ $[mol/dm^3]$



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

22.
1

Zadanie 16. (0–2)

Iloczyn rozpuszczalności K_s soli i wodorotlenków jest stałą równowagi dynamicznej, jaka ustala się między nierozpuszczoną substancją a jej roztworem nasyconym.
Chlorek ołowiu(II) jest związkiem trudno rozpuszczalnym w wodzie. Iloczyn rozpuszczalności tej soli wyraża się równaniem $K_{s(PbCl_2)} = [Pb^{2+}] \cdot [Cl^-]^2$. W temperaturze 298 K jego wartość jest równa $1,7 \cdot 10^{-5}$.
Jeżeli stężenie jednego z jonów w roztworze się zmieni, np. przez rozpuszczenie innej substancji, która jest mocnym elektrolitem i dysocjuje z wytworzeniem takich jonów, zmienia się stężenie drugiego jonu, tak aby – zgodnie z regułą przekory – zachowana była stała wartość iloczynu rozpuszczalności.

Na podstawie: K.-H. Lautenschläger, W. Schröter, A. Wanninger, *Nowoczesne kompendium chemii*, Warszawa 2007.

Przygotowano 100 cm^3 nasyconego wodnego roztworu chlorku ołowiu(II) o temperaturze 298 K. Do przygotowanego roztworu dodano 100 cm^3 wodnego roztworu chlorku sodu o stężeniu $1,0\ mol \cdot dm^{-3}$.

Oblicz stężenie molowe jonów ołowiu(II) w roztworze otrzymanym w opisany powyżej sposób w temperaturze 298 K. W obliczeniach pomiń stężenie jonów chlorkowych pochodzących od trudno rozpuszczalnej soli.

Obliczenia:



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

22.2

Zadanie 9

Przy jakim pH zacznie strącać się osad $Fe(OH)_3$ z roztworu $FeCl_3$ o stężeniu $0{,}01\ mol/dm^3$ o temp. $25°C$?

22.3

Zadanie 10

Oceń, czy po wrzuceniu stechiometrycznej ilości $Ca(OH)_2$ do $1\ dm^3$ roztworu kwasu octowego o $pH = 3{,}4$ otrzymamy roztwór w którym po rozpuszczeniu $3{,}4\ g$ $ZnCl_2$ otrzymamy zawiesinę.



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

22.
4

Zadanie 11

Do $1 dm^3$ nasyconego klarownego roztworu $MgCO_3$ dodano 10 gram nasyconego wodnego roztworu K_2CO_3. Wykonaj odpowiednie obliczenia na podstawie których podasz o ile gram zwiększyła się masa roztworu. Przyjmij $T = 25°C$ i $d_{nasyconego\ r-ru\ MgCO_3} = 1\ g/cm^3$.

23.
1

Zadanie 21. (0–2)

Przykładem elektrody halogenosrebrowej jest elektroda bromosrebrowa, której działanie opisano równaniem:

$$AgBr\ (s) + e^- \rightleftarrows Ag\ (s) + Br^-\ (aq)$$

Potencjał tej elektrody zależy od stężenia jonów bromkowych i w temperaturze 298 K wyraża się równaniem:

$$E_{Ag/AgBr} = E^{\circ}_{Ag/AgBr} - 0{,}059 \log c_{Br^-}$$

Standardowy potencjał tej elektrody $E^{\circ}_{Ag/AgBr} = 0{,}071$ V.

W temperaturze 298 K potencjał elektrody bromosrebrowej zanurzonej w wodnym roztworze bromku srebra pozostającym w równowadze z osadem tej soli był równy $E_{Ag/AgBr} = 0{,}431$ V.

Oblicz wartość iloczynu rozpuszczalności bromku srebra K_s[AgBr] w temperaturze 298 K.

Obliczenia:

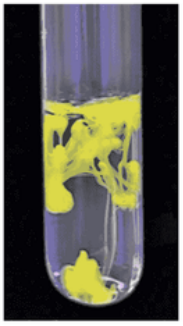


Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

23.
2

Zadanie 10. (0–2)



Chlorek, bromek i jodek ołowiu(II) są solami trudno rozpuszczalnymi w wodzie. Chlorek i bromek mają barwę białą, a jodek jest żółty.
Do 5,0 cm^3 nasyconego roztworu chlorku ołowiu(II) dodano 2,5 cm^3 roztworu pewnej soli i zaobserwowano efekt pokazany na zdjęciu.

Spośród poniższych soli wybierz tę, której roztwór mógł być użyty w tym doświadczeniu, i zaznacz jej wzór. Oblicz, jakie powinno **być minimalne stężenie molowe użytego roztworu tej soli, żeby wystąpił** zaobserwowany efekt.

NaCl AgI KBr NaI $Pb(NO_3)_2$

Obliczenia:

23.
3

Zadanie 29. (0–2)

W kolbie umieszczono 1,0 g tlenku wapnia, dodano 100 cm^3 wody, wymieszano i kolbę zamkniętą korkiem pozostawiono na kilka godzin. Następnie pobrano trochę roztworu i w temperaturze 25 °C zmierzono jego pH. Po pewnym czasie pomiar powtórzono, ale wartość pH nie zmieniła się i wynosiła 12,33. Przyjęto, że cały tlenek wapnia przereagował zgodnie z równaniem:

$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$$

i ustaliła się równowaga między fazą stałą a roztworem:

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

Oblicz wartość iloczynu rozpuszczalności (K_s) wodorotlenku wapnia w warunkach doświadczenia.

Obliczenia:



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

23.
34

Zadanie 4

Blaszkę wykonaną z cynku zanużono w roztworze kwasu solnego o pH = 1. Oblicz czy możliwe jest, aby w czasie roztwarzania blaszki doszło w roztworze do wytrącenia osadu $Zn(OH)_2$. Załóż nadmiar cynku w stosunku do kwasu solnego i brak reakcji cynku i kationów cynku z wodą. Przedstaw tok rozumowania.

23.
5

Zadanie 8

W nasyconym roztworze CaF_2 stężenie jonów F^- zostało dziesięciokrotnie zwiększone. Oblicz stężenie kationów wapnia w otrzymanym roztworze w temperaturze 25°C. Oblicz masę wytrąconego osadu z 1 dm^3 opisanego roztworu, wyrażoną w miligramach.



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

23.6

Zadanie 12

Do zawiesiny $BaSO_4$ i $BaCO_3$ wkraplano roztwór HNO_3. W trakcie doświadczenia zaobserwowano, że część osadu zanikła. Wyjaśnij przyczynę tego zjawiska. $T = 25°C$

23.7

Zadanie 13

W 100 gramach nasyconego wodnego roztworu Na_2CO_3 o gęstości $1{,}23\ g/cm^3$ dodano $0{,}1$ mmol $FeSO_4$. Oblicz czy możliwe jest wytrącenie osadu $Fe(OH)_2$. $T = 25°C$



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

23.
8

Zadanie 14

Przygotowano roztwór chlorku baru poprzez rozpuszczenie stałego $BaCl_2$ w wodzie. Otrzymano $100\ cm^3$ roztworu w którym stężenie anionów chlorkowych wynosiło $0,1\ mol/dm^3$. Następnie dodano $50\ cm^3$ roztworu K_2CrO_4 o pewnym stężeniu. Wytrącił się osad który odsączono. Do $150\ cm^3$ przesączu dodano $50\ cm^3$ K_2SO_4 o stężeniu $0,01\ mol/dm^3$. Nie stwierdzono zmętnienia. Oblicz minimalne stężenie roztworu K_2CrO_4. $T=25°C$



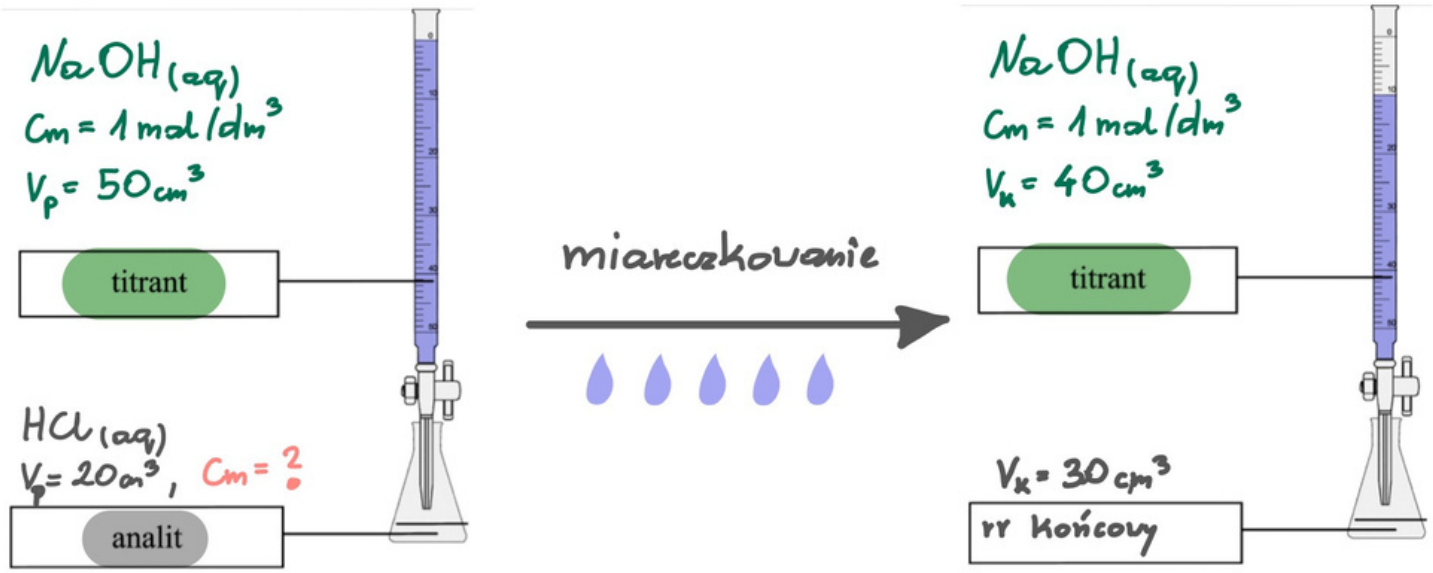
Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Miareczkowanie

Analiza ilościowa polegająca na kontrolowanym dodawaniu po kropelce roztworu o znanym stężeniu (titrant) do roztworu badanego o znanej objętości i nie znanym stężeniu (analit)

np.



① $C_m = \frac{n}{V} \Rightarrow \Delta n_{NaOH} = 1 \cdot 0{,}05 = 0{,}05$ mola NaOH reaguje z HCl

② $NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$

Δn: $-0{,}05$ $\underline{-0{,}05}$

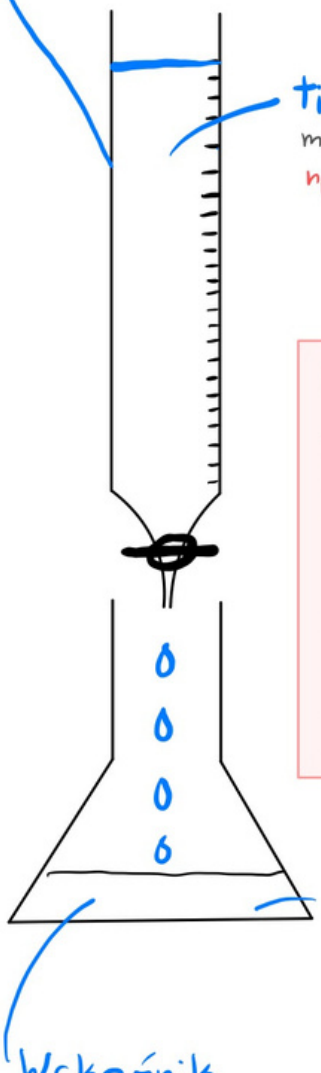
③ $C_{m\,p\,HCl} = \frac{0{,}05}{0{,}02} = 2{,}5$ mol/dm³

Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

MIARECZKOWANIE ALKACYMETRYCZNE

biureta naczynie miarowe pozwalające precyzyjnie (po kropelce) odmierzać roztwór



titrant roztwór miareczkowany, czyli taki który ma ściśle określone stężenie molowe.
np. NaOH

$$C_m = \frac{n}{V}$$ (znamy) (?) (znamy)

Podczas dodawania NaOH do HCl zachodzi:
$NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$
W wyniku reakcji chemicznej zmniejsza się liczba moli H^+
W efekcie reakcji i rozcieńczania roztworu pH rośnie. W pewnym momencie dodamy 1 kroplę nadmiaru NaOH co spowoduje pojawienie się odczynu zasadowego i tym samym roztwór pod wpływem wskaźnika zabarwi się na malinowo i będziemy mogli odczytać z biurety objętość zużytego titrantu.

Analit roztwór którego stężenia nie znamy. Znamy jego objętość
np. HCl

$$(?)\ C_m = \frac{n}{V}$$ (?) (znamy!)

Wskaźnik
substancja która wywoła zmianę barwy roztworu w momencie gdy dodamy kroplę nadmiaru titranta.
W ten sposób dowiemy się kiedy przerwać miareczkowanie
np. fenoloftaleina

Zużyto $25\ cm^3$ rr NaOH o $C_m = 0{,}1\ mol/dm^3$ na zmiareczkowanie $50\ cm^3$ HCl. Jakie jest C_m rr HCl?

① $n_{NaOH} = V \cdot C_m = 0{,}025\ dm^3 \cdot 0{,}1\ \frac{mol}{dm^3} = 0{,}0025\ mola$
② $n_{NaOH} : n_{HCl} = 1:1$ więc $n_{HCl} = 0{,}0025\ mola$
③ $C_{m\,HCl} = \frac{0{,}0025}{0{,}050} = 0{,}05\ mol/dm^3$

poznaj schemat obliczeń



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

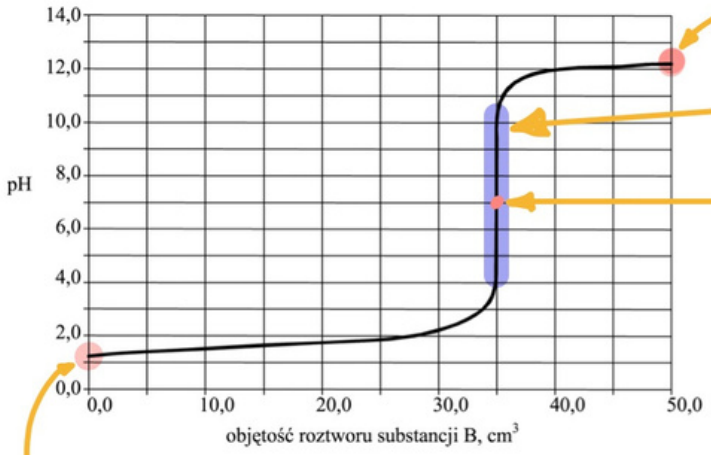
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Krzywa miareczkowania

Graficzny sposób przedstawiania przebiegu procesu miareczkowania.

$HCl_{(aq)}$ - analit, $KOH_{(aq)}$ - titrant

$$HCl + KOH \longrightarrow KCl + H_2O$$



pH titranta

SK skok miareczkowania

PR punkt równoważnikowy przypada w ½ SK

pH analitu

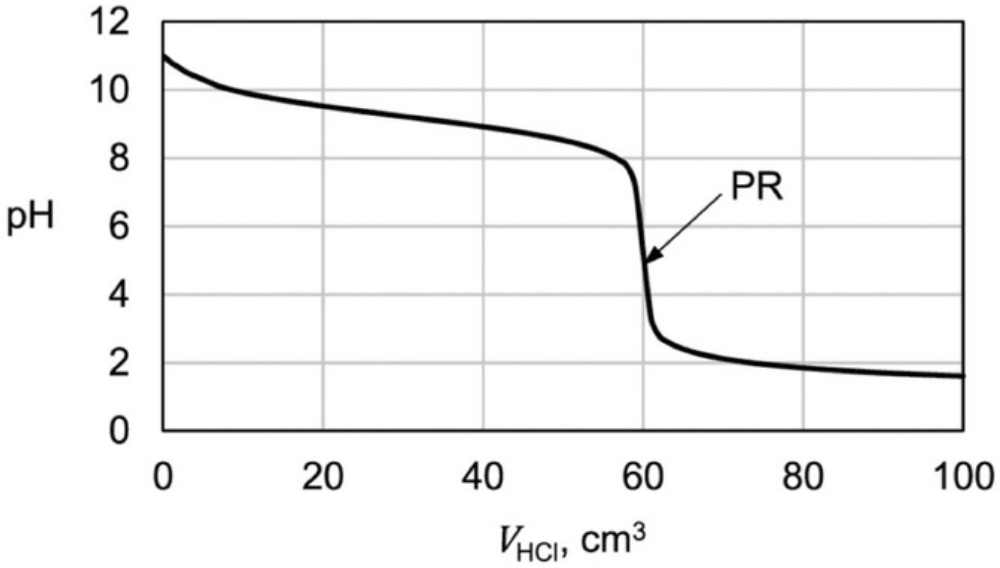
PR punkt w którym analit przereaguje z titrantem w ilości stechiometrycznej. pH w tym punkcie świadczy o soli jaka powstaje w reakcji. NaCl to sól mocnego kwasu i mocnej zasady, których jony nie reagują z H_2O, stąd pH = 7



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

$$NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl$$



$pH_{PR} = 5 \Rightarrow NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$

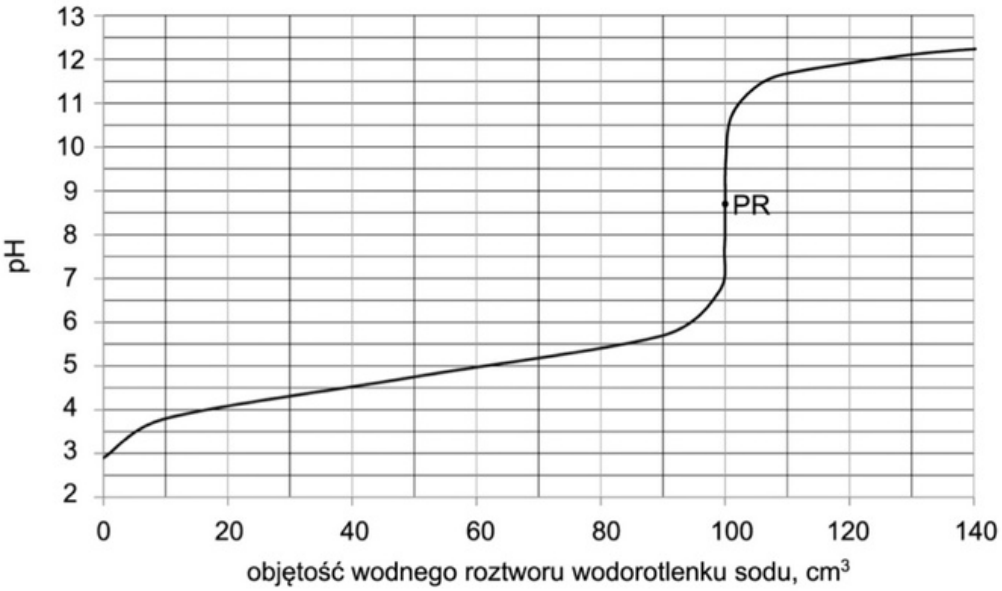
stąd

$[H_3O^+]_k > [OH^-]_k$

Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

$$CH_3COOH + KOH \longrightarrow CH_3COOK + H_2O$$



$pH_{PR} = 8{,}75 \Rightarrow CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$

stąd

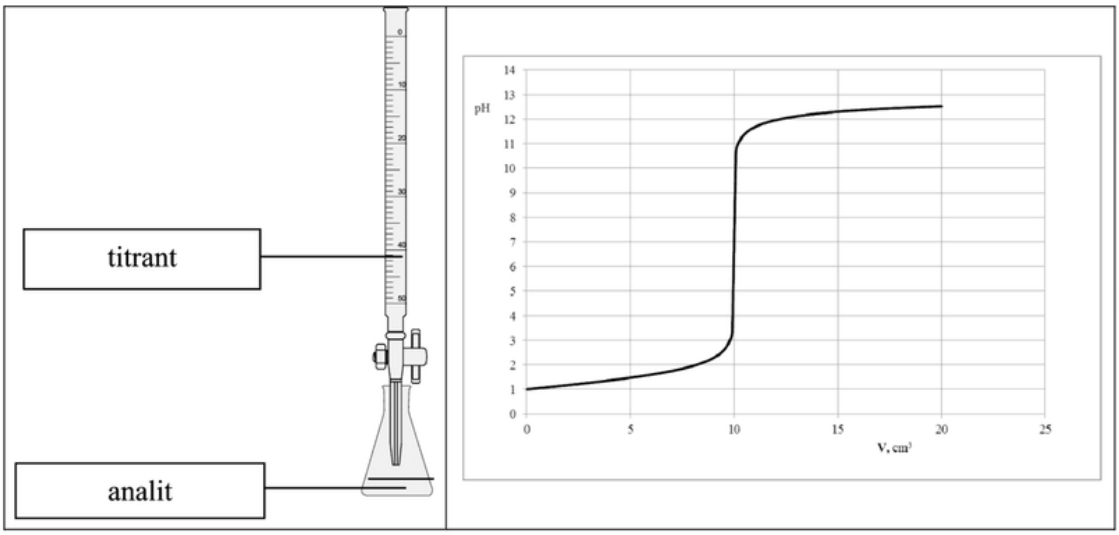
$[H_3O^+]_k < [OH^-]_k$

Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

24.
1

Informacja do zadań 10.–12.
Przeprowadzono doświadczenie, podczas którego do wodnego roztworu mocnego elektrolitu dodawano kroplami wodny roztwór innego mocnego elektrolitu i za pomocą pehametru mierzono pH mieszaniny reakcyjnej. Przebieg doświadczeń zilustrowano poniższym schematem.



Opisane doświadczenie jest przykładem miareczkowania alkacymetrycznego (kwasowo-zasadowego), które polega na dodawaniu z biurety roztworu, nazywanego *titrantem*, do kolby z próbką, nazywaną *analitem*. W miareczkowaniu wykorzystuje się stechiometryczną zależność między analitem i titrantem.

Dany jest zestaw elektrolitów o wzorach:

$$HCOOH \quad HCl \quad NH_3 \cdot H_2O \quad NaOH \quad CH_3COOH$$

Zadanie 10. (0–2)
Spośród podanych powyżej wybierz wzory tych związków, których roztwory wodne pełniły podczas opisanego doświadczenia funkcję analitu oraz funkcję titranta, i uzasadnij swój wybór.

Wzór związku, którego roztwór pełni funkcję analitu: .....

Wzór związku, którego roztwór pełni funkcję titranta: .....

Uzasadnienie: .....

.....

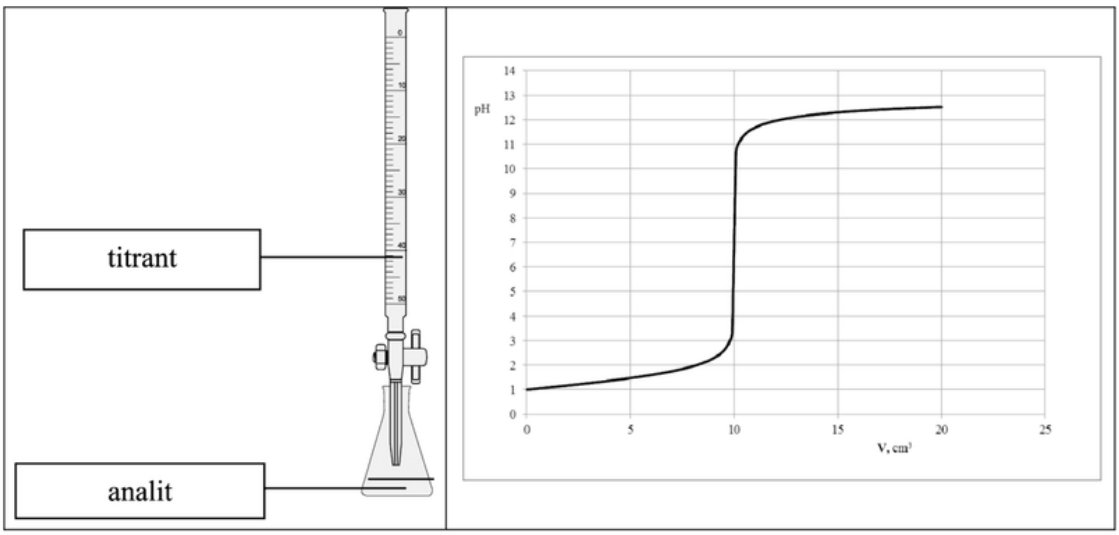
.....

.....

Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

24.
2

Informacja do zadań 10.–12.
Przeprowadzono doświadczenie, podczas którego do wodnego roztworu mocnego elektrolitu dodawano kroplami wodny roztwór innego mocnego elektrolitu i za pomocą pehametru mierzono pH mieszaniny reakcyjnej. Przebieg doświadczeń zilustrowano poniższym schematem.



Opisane doświadczenie jest przykładem miareczkowania alkacymetrycznego (kwasowo-zasadowego), które polega na dodawaniu z biurety roztworu, nazywanego *titrantem*, do kolby z próbką, nazywaną *analitem*. W miareczkowaniu wykorzystuje się stechiometryczną zależność między analitem i titrantem.

Dany jest zestaw elektrolitów o wzorach:

$HCOOH$ HCl $NH_3 \cdot H_2O$ $NaOH$ CH_3COOH

Zadanie 11. (0–1)
Podaj nazwy trzech jonów, których stężenie jest największe w roztworze otrzymanym po dodaniu 20 cm^3 titranta do roztworu analitu.

.....

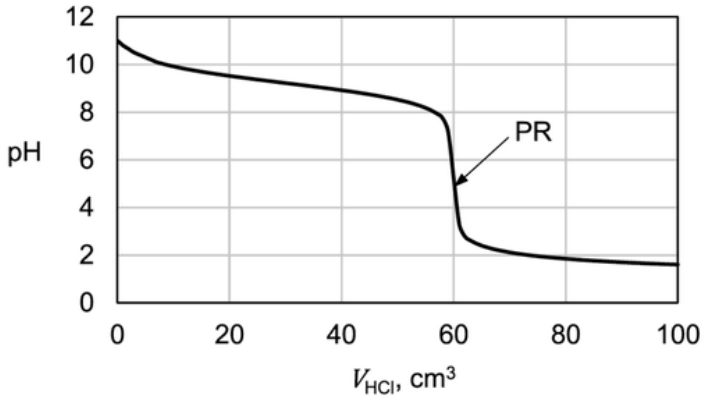
.....

Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

24.
3

Zadanie 18.

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).

Zadanie 18.1. (0–1)

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

Rozstrzygnięcie: .....

Uzasadnienie: .....

.....



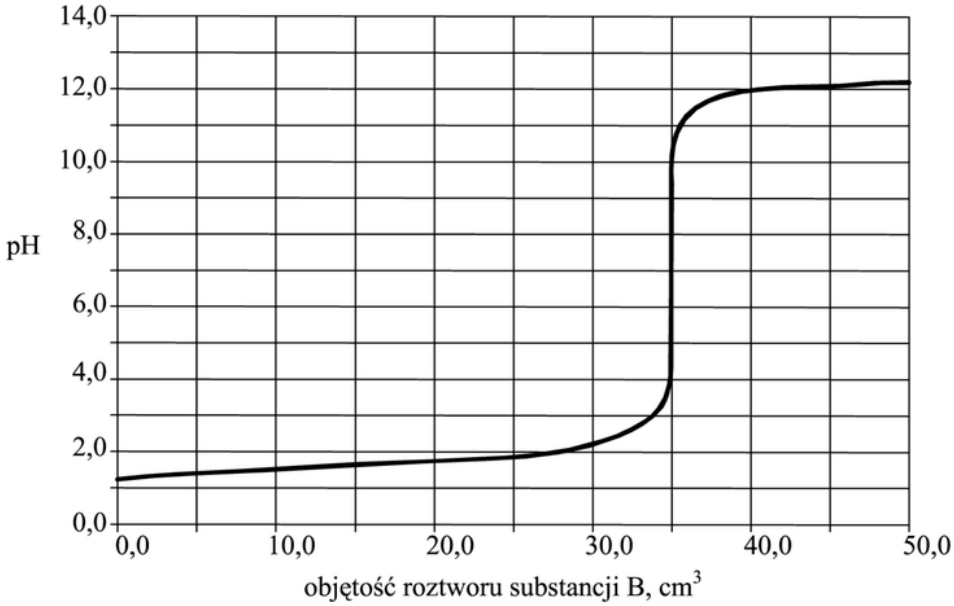
Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

24.4

🕮 Informacja do zadań 17.–19.

Do zlewki zawierającej 35,0 cm^3 wodnego roztworu substancji A dodawano kroplami wodny roztwór substancji B, stale mierząc pH otrzymywanej mieszaniny. Uzyskano następujący wykres zależności mierzonego pH od objętości dodanego roztworu substancji B:



Zadanie 19. *(1 pkt)*

Spośród podanych poniżej wzorów wybierz wzór związku, który w opisanym doświadczeniu mógł być substancją A, oraz wzór związku, który mógł być substancją B.

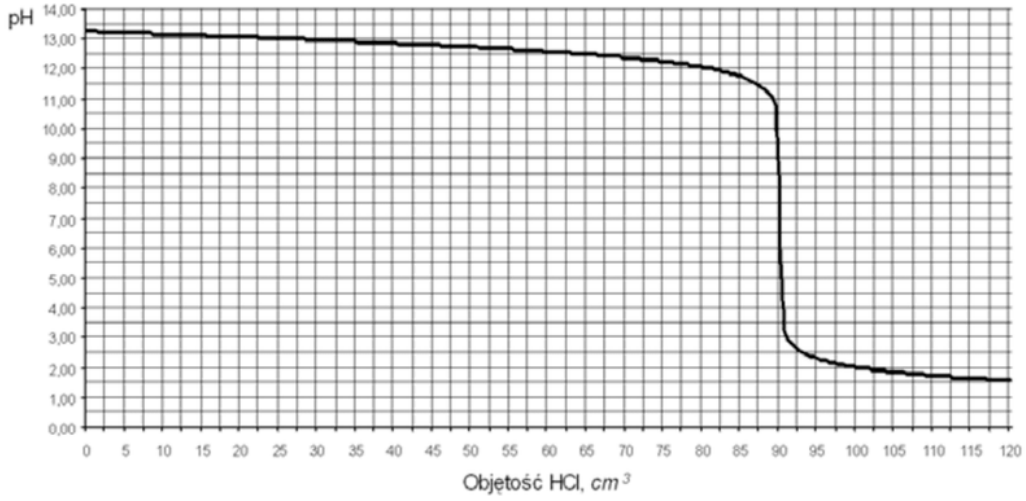
KNO_3 CH_3COOK C_2H_5OH KOH HNO_3

Substancja A: ..... Substancja B: .....

24.5

🕮 *Informacja do zadania 6. i 7.*

Do 100 cm^3 wodnego roztworu wodorotlenku sodu dodawano kroplami kwas solny o stężeniu 0,20 mol/dm^3 i za pomocą pehametru mierzono pH mieszaniny reakcyjnej. Otrzymane wyniki umieszczono na wykresie ilustrującym zależność pH od objętości dodanego HCl.



Zadanie 6. *(1 pkt)*

Podaj symbole lub wzory trzech rodzajów jonów, których stężenie jest największe w roztworze otrzymanym po dodaniu 120 cm^3 kwasu solnego do badanego roztworu wodorotlenku sodu.

.....

Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

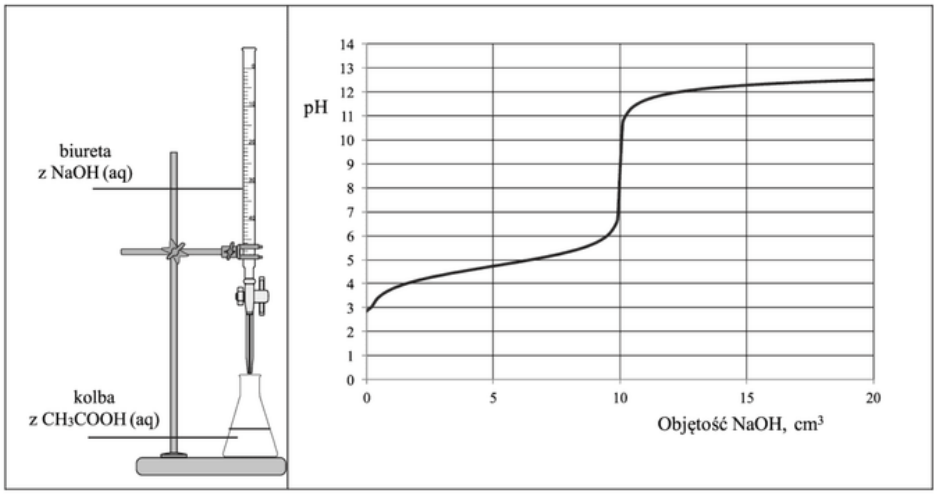
24.
6

Informacja do zadań 11.–13.

Do wodnego roztworu kwasu etanowego (octowego) o określonej objętości, ale o nieznanym stężeniu, dodawano kroplami wodny roztwór wodorotlenku sodu o znanym stężeniu i za pomocą pehametru mierzono pH mieszaniny reakcyjnej. W ten sposób przeprowadzono tzw. miareczkowanie pehametryczne, które jest jedną z metod analizy ilościowej. W czasie doświadczenia zachodziła reakcja opisana równaniem:

$$CH_3COOH + NaOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O$$

Zestaw użyty w tym doświadczeniu przedstawiono na poniższym schemacie, a otrzymane wyniki miareczkowania umieszczono na wykresie.



Po dodaniu takiej objętości roztworu wodorotlenku sodu, w jakiej znajdowała się liczba moli NaOH równa liczbie moli CH_3COOH w roztworze wziętym do analizy, w układzie został osiągnięty punkt równoważnikowy. Ustalono, że w opisanym doświadczeniu pH w punkcie równoważnikowym było równe 9.

Zadanie 12. (0–1)

Uzupełnij poniższe zdanie – wybierz i podkreśl jedno określenie spośród podanych w nawiasie. Odpowiedź uzasadnij, odwołując się do procesu zachodzącego w roztworze.

W opisanym doświadczeniu odczyn roztworu w punkcie równoważnikowym jest

(kwasowy / obojętny / zasadowy).

Uzasadnienie:

.....

.....

.....

Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

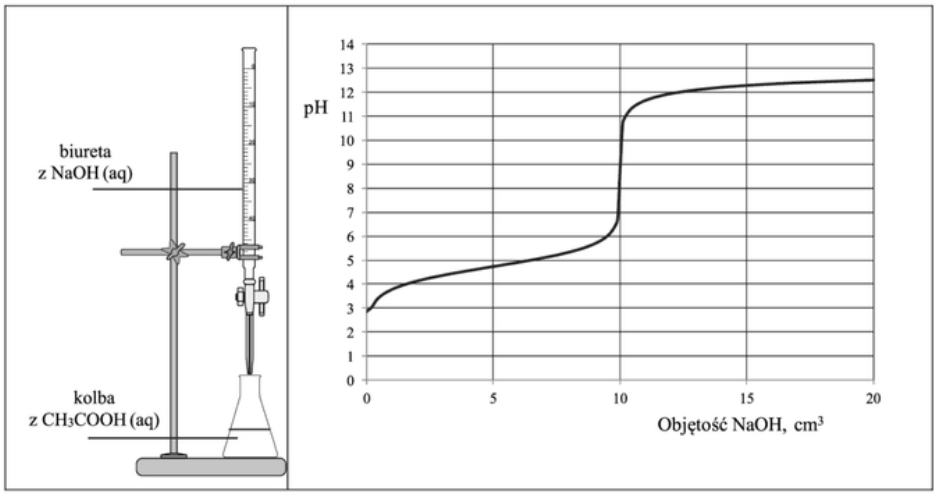
24.
7

Informacja do zadań 11.–13.

Do wodnego roztworu kwasu etanowego (octowego) o określonej objętości, ale o nieznanym stężeniu, dodawano kroplami wodny roztwór wodorotlenku sodu o znanym stężeniu i za pomocą pehametru mierzono pH mieszaniny reakcyjnej. W ten sposób przeprowadzono tzw. miareczkowanie pehametryczne, które jest jedną z metod analizy ilościowej. W czasie doświadczenia zachodziła reakcja opisana równaniem:

$$CH_3COOH + NaOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O$$

Zestaw użyty w tym doświadczeniu przedstawiono na poniższym schemacie, a otrzymane wyniki miareczkowania umieszczono na wykresie.



Po dodaniu takiej objętości roztworu wodorotlenku sodu, w jakiej znajdowała się liczba moli NaOH równa liczbie moli CH_3COOH w roztworze wziętym do analizy, w układzie został osiągnięty punkt równoważnikowy. Ustalono, że w opisanym doświadczeniu pH w punkcie równoważnikowym było równe 9.

Zadanie 13. (0–1)

Podaj wzór jonu, którego stężenie jest największe w roztworze otrzymanym po dodaniu 18 cm^3 wodnego roztworu wodorotlenku sodu do analizowanego roztworu kwasu etanowego.

.....



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

24.
8

Zadanie

Kwas solny miareczkowano wodnym roztworem NaOH o pH = 12, wobec wskaźnika tymoloftaleiny. Punkt równoważnikowy osiągnięto w momencie, gdy objętość roztworu wyniosła 30 cm^3. Wykonując odpowiednie obliczenia ustal, czy dodając do roztworu kroplę nadmiaru titranta roztwór przyjmie niebieską barwę o możliwie największej intensywności. Objętość kropli zależy od użytego sprzętu - 0,04 cm^3 dla biurety, 0,05 cm^3 dla plastikowej pipety.



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

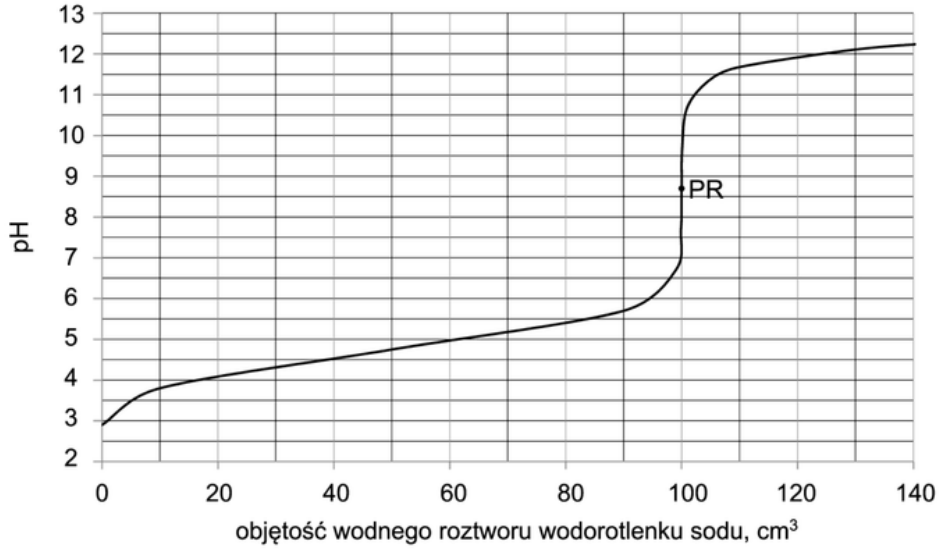
24.
9

Informacja do zadań 15.–16.

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.

Zadanie 15. (0–1)

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:

.....



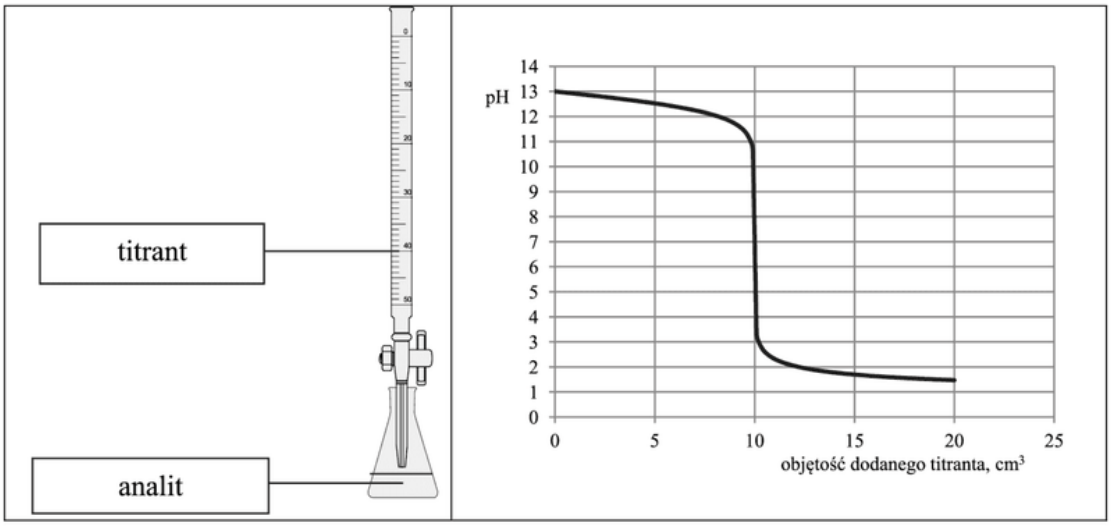
Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

24.
10

Informacja do zadań 13.–15.

Przeprowadzono doświadczenie, podczas którego do 10 cm^3 wodnego roztworu wodorotlenku sodu dodawano kroplami wodny roztwór pewnego elektrolitu o stężeniu $c_m = 0{,}1\ mol \cdot dm^{-3}$, mierząc pH mieszaniny reakcyjnej. Przebieg doświadczenia zilustrowano schematem.



Opisane doświadczenie jest przykładem miareczkowania alkacymetrycznego (kwasowo-zasadowego), które polega na dodawaniu z biurety roztworu, nazywanego *titrantem*, do kolby z próbką, nazywaną *analitem*. W miareczkowaniu wykorzystuje się stechiometryczną zależność między substancjami obecnymi w analicie i titrancie.

Odczytana z wykresu wartość pH roztworu otrzymanego po zmieszaniu roztworów zawierających stechiometryczne ilości reagentów jest równa 7.

Zadanie 13. (0–1)

Uzupełnij poniższe zdania. Podkreśl właściwy odczyn roztworu, a w miejsca kropek wpisz odpowiednie wzory związków.

Można stwierdzić, że otrzymany roztwór, który powstał po zmieszaniu roztworów zawierających stechiometryczne ilości reagentów, miał odczyn (kwasowy / obojętny / zasadowy) oraz że analitem był wodny roztwór ..... .

Informacje te pozwalają na jednoznaczny wybór spośród wodnych roztworów elektrolitów:

$$HCOOH\ (aq),\ CH_3COOH\ (aq),\ HCl\ (aq),\ NH_3\ (aq),\ NaOH\ (aq)$$

związku, którego wodny roztwór pełnił podczas opisanego doświadczenia funkcję titranta.

Związek ten ma wzór ..... .

Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

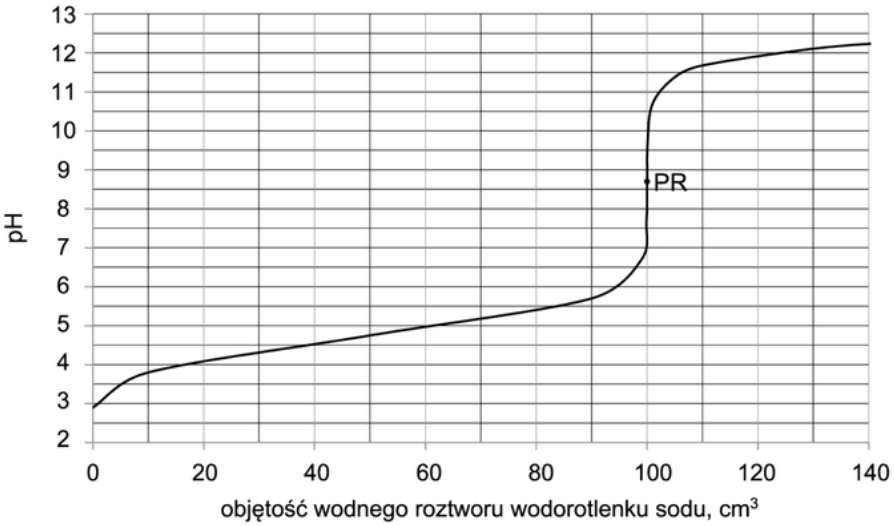
24.
11

Informacja do zadań 15.–16.

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.

Zadanie 16.

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 $-\log K_a$.

Zadanie 16.1. (0–2)

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 $HClO_2$

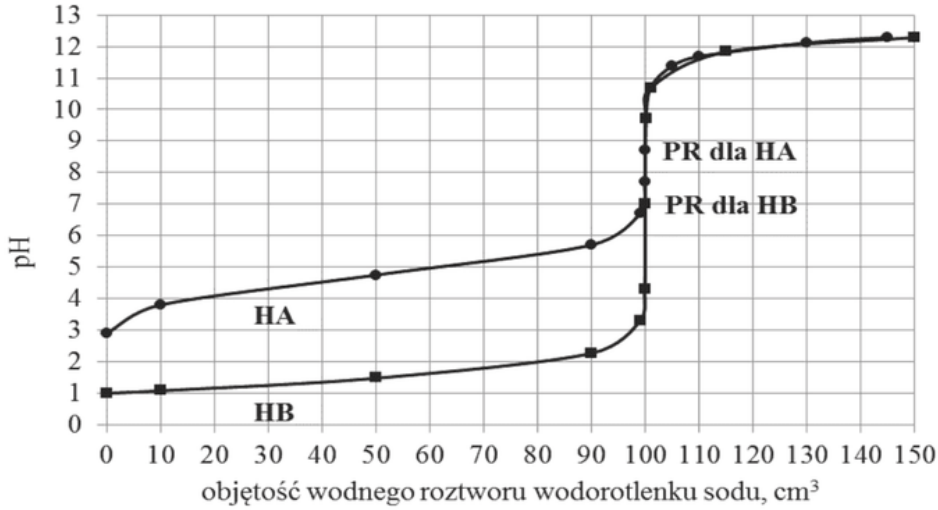


Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

24.
12

Zadanie 11.

W oddzielnych naczyniach umieszczono po 100 cm^3 wodnych roztworów kwasów jednoprotonowych o wzorach HA i HB i stężeniach 0,1 mol · dm^{-3}. Do każdego naczynia dodawano porcjami wodny roztwór wodorotlenku sodu o stężeniu 0,1 mol · dm^{-3}. Za pomocą pehametru mierzono pH każdej mieszaniny reakcyjnej. Wyniki pomiarów przedstawiono na wykresie.



Dla każdego z kwasów zaznaczono punkt równoważnikowy (PR), czyli wartość pH roztworu otrzymanego po zmieszaniu roztworów zawierających stechiometryczne ilości kwasu i wodorotlenku sodu.

Zadanie 11.1. *(1 pkt)*

Uzupełnij poniższe zdania – wybierz i podkreśl jedno właściwe określenie spośród podanych w każdym nawiasie.

1. Różna wartość pH wyjściowych roztworów wynika z tego, że użyto elektrolitów o różnej mocy. Kwas HA użyty w doświadczaniu to (mocny / słaby) elektrolit, a kwasem HB może być kwas (solny / octowy).

2. Wartość pH w punkcie równoważnikowym dla kwasu HB wynosi 7, co oznacza, że po dodaniu do roztworu tego kwasu stechiometrycznej ilości wodnego roztworu wodorotlenku sodu stężenie kationów wodorowych i stężenie anionów wodorotlenkowych w roztworze są (jednakowe / różne). Wartość stężenia jonów wodorotlenkowych w tym roztworze jest równa ($1 \cdot 10^{-14}$ / $1 \cdot 10^{-7}$).

Zadanie 11.2. *(1 pkt)*

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

Napisz <u>w formie jonowej skróconej</u> równanie reakcji, która powoduje, że roztwór w punkcie równoważnikowym nie ma odczynu obojętnego. Zastosuj wzór ogólny kwasu HA.

……..

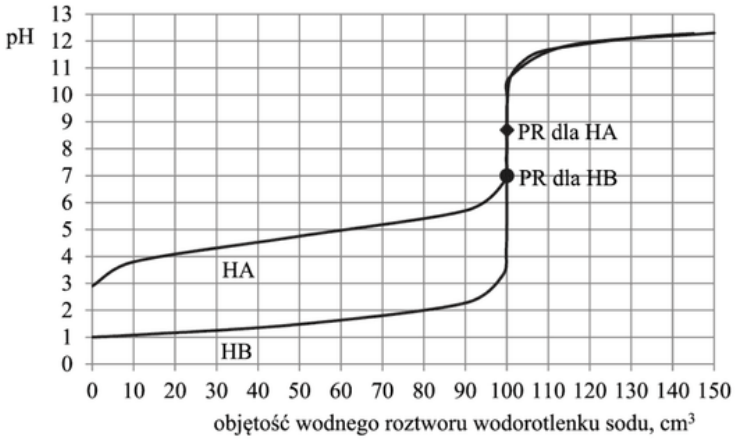


Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

24.
13

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 · 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.

Zadanie 12.2. *(1 pkt)*

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**



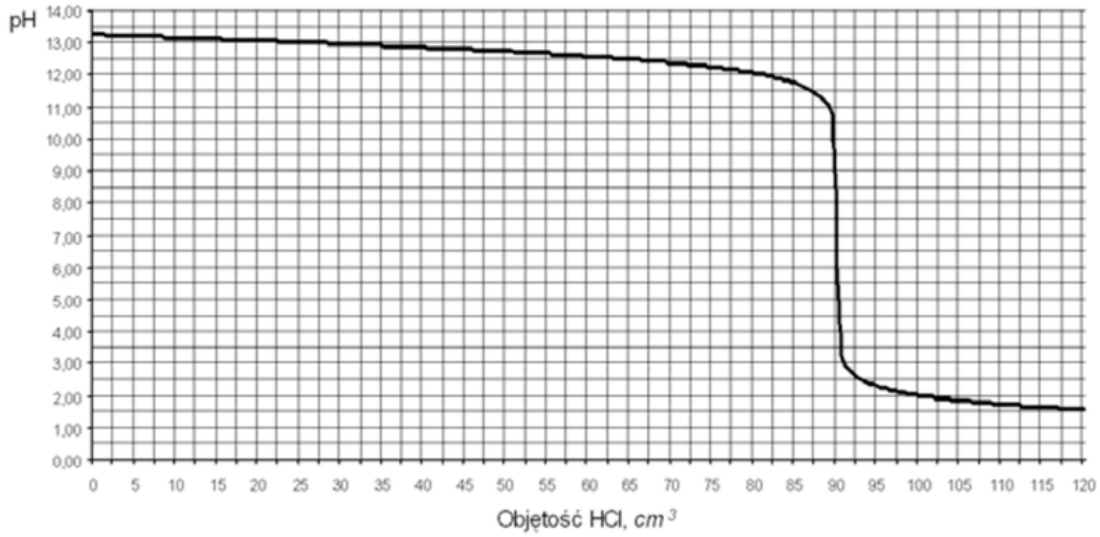
Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

24.
14

🕮 *Informacja do zadania 6. i 7.*

Do 100 cm^3 wodnego roztworu wodorotlenku sodu dodawano kroplami kwas solny o stężeniu 0,20 mol/dm^3 i za pomocą pehametru mierzono pH mieszaniny reakcyjnej. Otrzymane wyniki umieszczono na wykresie ilustrującym zależność pH od objętości dodanego HCl.



Zadanie 7. *(3 pkt)*

a) Z powyższego wykresu odczytaj objętość kwasu solnego potrzebną do zobojętnienia wodorotlenku sodu znajdującego się w badanym roztworze.

.....

b) Oblicz stężenie molowe badanego roztworu wodorotlenku sodu. Wynik podaj z dokładnością do dwóch miejsc po przecinku.

Obliczenia: Odpowiedź:



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

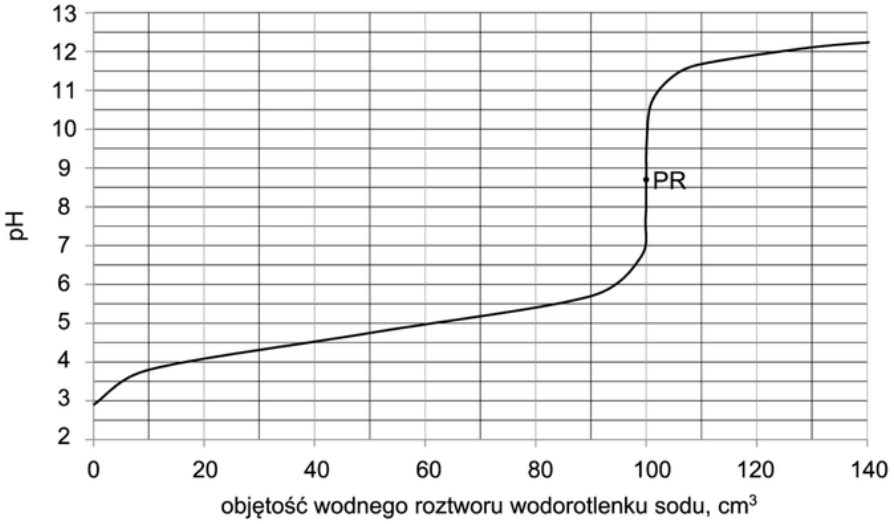
24.
15

Informacja do zadań 15.–16.

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.

Zadanie 16.

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 $-\log K_a$.

Zadanie 16.2. (0–1)

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

1.	Stężenie miareczkowanego kwasu wynosiło 0,2 $mol \cdot dm^{-3}$.	**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**



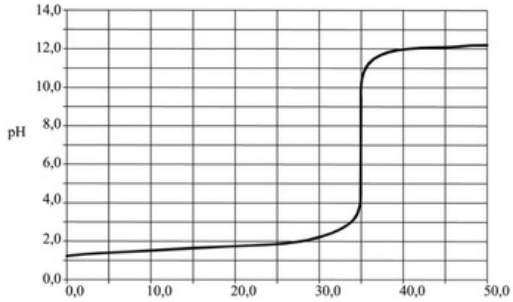
Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

24.
16

Zadanie

Dysponujesz roztworami słabego kwasu, słabej zasady, mocnego kwasu i mocnej zasady. Na podstawie analizy krzywych miareczkowania zapisz kto może pełnić funkcję titrantu i analitu.

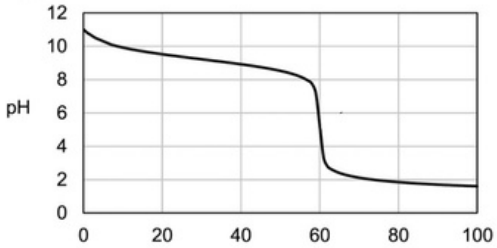
a)



titrant:

analit:

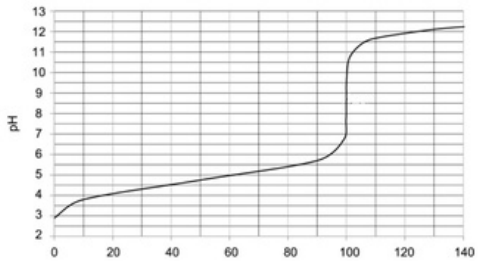
b)



titrant:

analit:

c)



titrant:

analit:

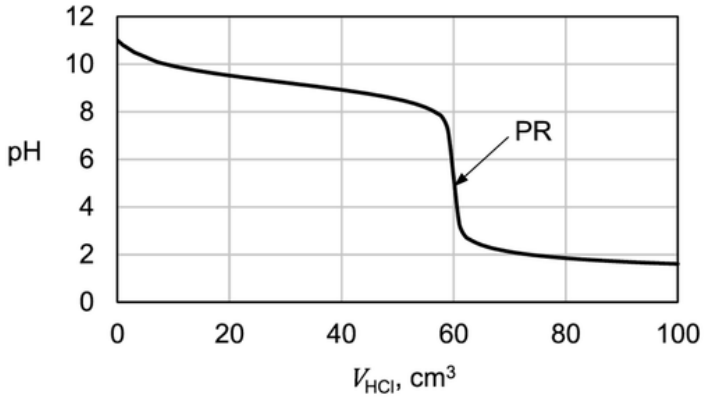
Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

24.
17

Zadanie 18.

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).

Zadanie 18.2. (0–1)

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: .....

.....



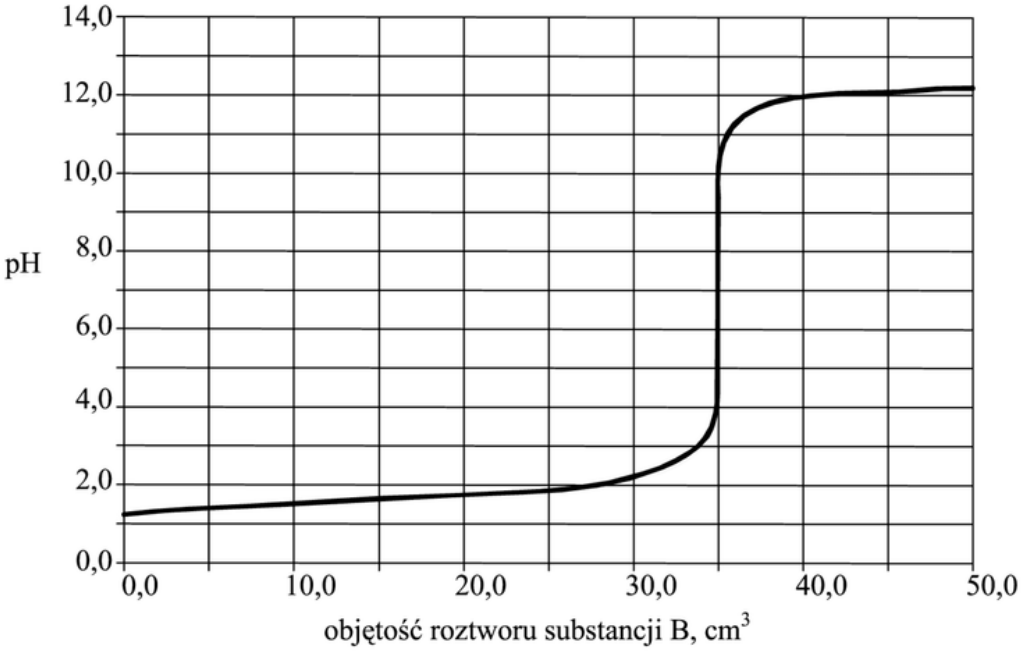
Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

24.
18

🕮 Informacja do zadań 17.–19.

Do zlewki zawierającej 35,0 cm^3 wodnego roztworu substancji A dodawano kroplami wodny roztwór substancji B, stale mierząc pH otrzymywanej mieszaniny. Uzyskano następujący wykres zależności mierzonego pH od objętości dodanego roztworu substancji B:



Zadanie 17. *(1 pkt)*

Korzystając z wykresu, ustal, ile cm^3 roztworu substancji B należy użyć, aby przereagowała ona całkowicie z substancją A zawartą w 35,0 cm^3 roztworu.

.....

Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

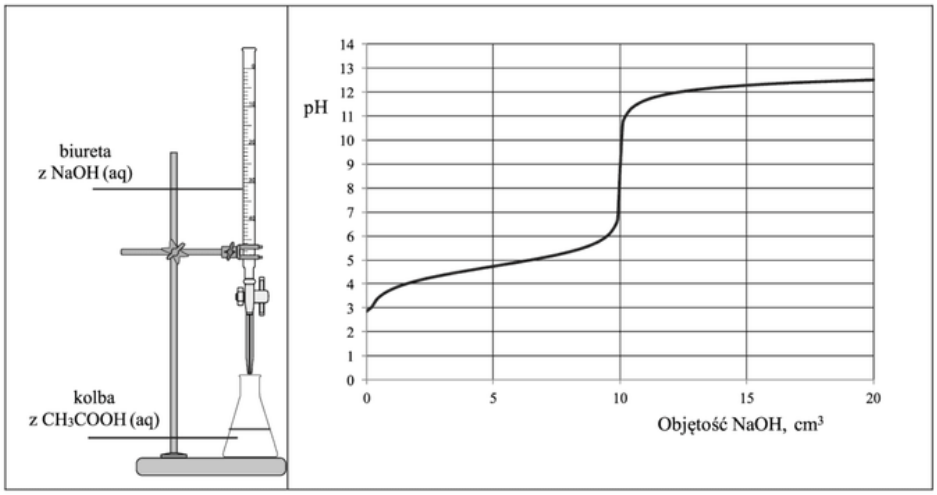
24.
19

Informacja do zadań 11.–13.

Do wodnego roztworu kwasu etanowego (octowego) o określonej objętości, ale o nieznanym stężeniu, dodawano kroplami wodny roztwór wodorotlenku sodu o znanym stężeniu i za pomocą pehametru mierzono pH mieszaniny reakcyjnej. W ten sposób przeprowadzono tzw. miareczkowanie pehametryczne, które jest jedną z metod analizy ilościowej. W czasie doświadczenia zachodziła reakcja opisana równaniem:

$$CH_3COOH + NaOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O$$

Zestaw użyty w tym doświadczeniu przedstawiono na poniższym schemacie, a otrzymane wyniki miareczkowania umieszczono na wykresie.



Po dodaniu takiej objętości roztworu wodorotlenku sodu, w jakiej znajdowała się liczba moli NaOH równa liczbie moli CH_3COOH w roztworze wziętym do analizy, w układzie został osiągnięty punkt równoważnikowy. Ustalono, że w opisanym doświadczeniu pH w punkcie równoważnikowym było równe 9.

Zadanie 11. (0–1)

Podczas miareczkowania kwas–zasada zamiast pehametru można stosować wskaźniki pH. Muszą one być tak dobrane, aby zakres zmiany barwy wskaźnika przypadał w pobliżu punktu równoważnikowego miareczkowania.

Właściwości wybranych wskaźników oznaczonych numerami I, II, III i IV przedstawiono w poniższej tabeli.

	Zakres pH zmiany barwy
wskaźnik I	3,2 – 4,4
wskaźnik II	3,0 – 5,0
wskaźnik III	8,2 – 10,0
wskaźnik IV	11,0 – 12,4

Na podstawie: L. Jones, P. Atkins, *Chemia ogólna*, Warszawa 2006.

Spośród wskaźników podanych w tabeli i oznaczonych numerami I, II, III i IV wybierz i podaj numer tego wskaźnika, który powinien zostać użyty podczas opisanego miareczkowania roztworu kwasu etanowego.

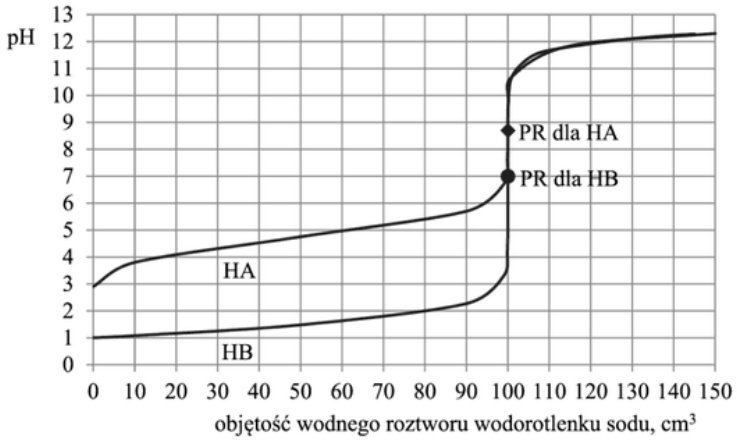
.....

Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

24.
20

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 · 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.

Zadanie 12.1. *(1 pkt)*

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



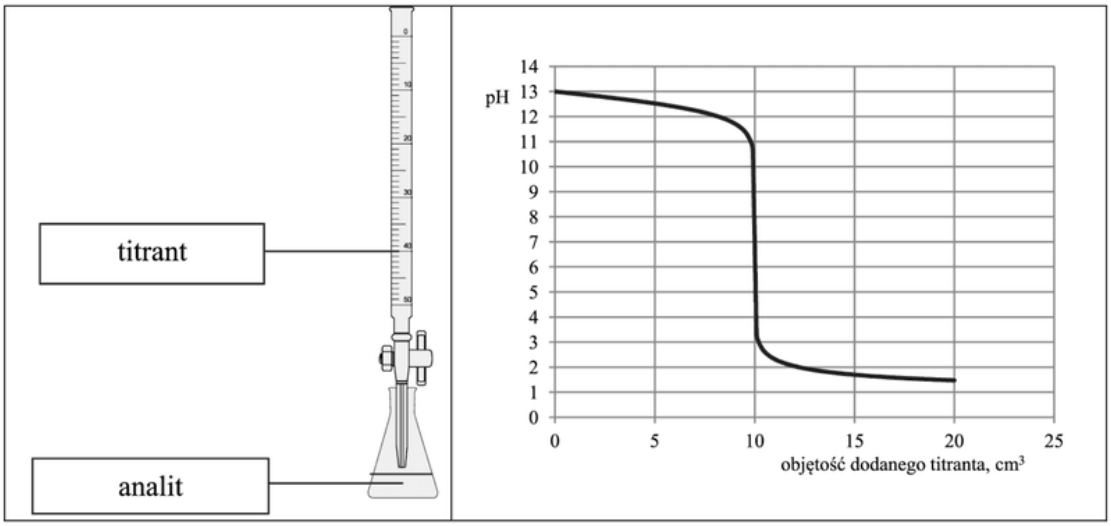
Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

24.
21

Informacja do zadań 13.–15.

Przeprowadzono doświadczenie, podczas którego do 10 cm^3 wodnego roztworu wodorotlenku sodu dodawano kroplami wodny roztwór pewnego elektrolitu o stężeniu $c_m = 0{,}1\ mol \cdot dm^{-3}$, mierząc pH mieszaniny reakcyjnej. Przebieg doświadczenia zilustrowano schematem.



Opisane doświadczenie jest przykładem miareczkowania alkacymetrycznego (kwasowo-zasadowego), które polega na dodawaniu z biurety roztworu, nazywanego *titrantem*, do kolby z próbką, nazywaną *analitem*. W miareczkowaniu wykorzystuje się stechiometryczną zależność między substancjami obecnymi w analicie i titrancie.

Odczytana z wykresu wartość pH roztworu otrzymanego po zmieszaniu roztworów zawierających stechiometryczne ilości reagentów jest równa 7.

Zadanie 14. (0–1)

Na podstawie analizy wykresu określ, jaką barwę przyjąłby żółty uniwersalny papierek wskaźnikowy, gdyby podczas przeprowadzanego doświadczenia został on zanurzony w roztworze, do którego dodano: 5 cm^3, 10 cm^3 oraz 15 cm^3 titranta.

Barwa wskaźnika po dodaniu 5 cm^3 titranta: .....

Barwa wskaźnika po dodaniu 10 cm^3 titranta: .....

Barwa wskaźnika po dodaniu 15 cm^3 titranta: .....

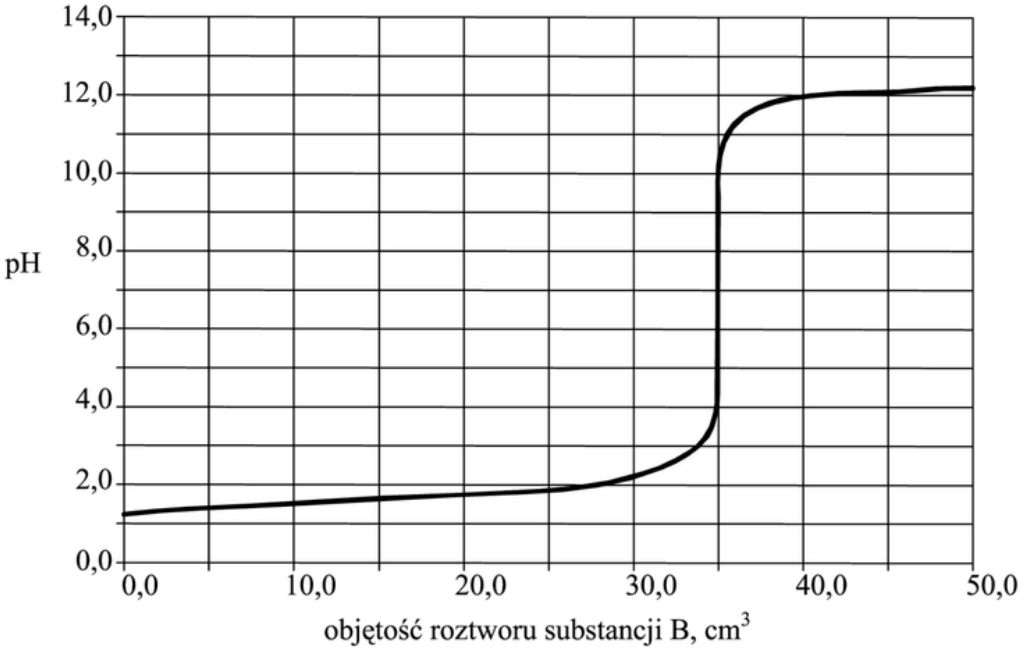
Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

24.
22

🕮 Informacja do zadań 17.–19.

Do zlewki zawierającej 35,0 cm^3 wodnego roztworu substancji A dodawano kroplami wodny roztwór substancji B, stale mierząc pH otrzymywanej mieszaniny. Uzyskano następujący wykres zależności mierzonego pH od objętości dodanego roztworu substancji B:



Zadanie 18. *(1 pkt)*

Korzystając z wykresu, określ, jaką barwę przyjmie fenoloftaleina w roztworze otrzymanym przez zmieszanie 35,0 cm^3 roztworu substancji A z 40,0 cm^3 roztworu substancji B.

.....



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

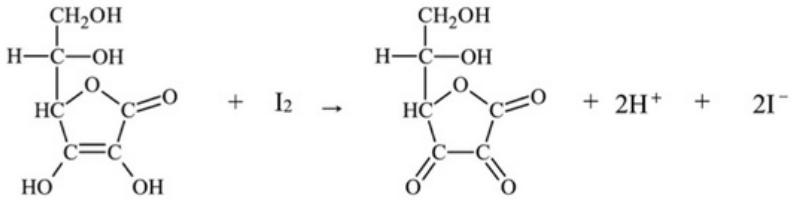
Miareczkowanie bezpośrednie

Wykorzystuje bezpośrednią reakcję pomiędzy titrantem a analitem:

np. $NaOH + HCl \xrightarrow{\text{wskaźnik}} NaCl + H_2O$

Informacja do zadań 34.–35.

Zawartość kwasu askorbinowego w próbce wyznacza się na podstawie stechiometrii jego reakcji z jodem. Do roztworu zawierającego nieznaną ilość kwasu askorbinowego i niewielką ilość skrobi dodaje się kroplami roztwór jodu w roztworze jodku potasu. Stężenie roztworu jodu musi być dokładnie znane, a jego objętość – mierzona. Mówimy, że roztwór kwasu askorbinowego miareczkuje się roztworem jodu. Dopóki kwas askorbinowy jest obecny w roztworze, zachodzi reakcja, którą można w uproszczeniu opisać równaniem:



Gdy cały kwas askorbinowy przereaguje, jod dostarczony w nadmiarowej kropli poskutkuje zabarwieniem skrobi. W tym momencie kończy się miareczkowanie, co oznacza, że osiągnięto punkt końcowy i należy odczytać objętość zużytego roztworu jodu. Gdy zna się jego stężenie, można obliczyć, ile kwasu askorbinowego zawierała próbka.

Zadanie 35. (0–2)

Próbkę X pewnego preparatu, którego głównym składnikiem jest witamina C, rozpuszczono w wodzie, w wyniku czego otrzymano 100,0 cm^3 roztworu. Następnie pobrano 10,0 cm^3 tego roztworu, przeniesiono do kolby i miareczkowano roztworem jodu o stężeniu 0,052 $mol \cdot dm^{-3}$. Stwierdzono, że punkt końcowy miareczkowania został osiągnięty po dodaniu 10,8 cm^3 roztworu jodu.

Oblicz w miligramach zawartość witaminy C w próbce X, jeśli wiadomo, że pozostałe składniki preparatu nie reagują z jodem. Przyjmij, że masa molowa witaminy C jest równa $M = 176\ g \cdot mol^{-1}$.



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

25.
1

Zadanie

Miareczkowano pewien wodny roztwór zasady pewnego litowca, który przygotowano poprzez rozpuszczenie 1g naważki tej zasady w $50\,cm^3$ wody. Na zmiareczkowanie otrzymanego roztworu zużyto $80,64\,cm^3$ kwasu solnego o stężeniu $0,310\,mol/dm^3$. Wykonując odpowiednie obliczenia ustal wzór zasady.



Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Miareczkowanie pośrednie

Do analitu dodajemy inną substancję, która z nim reaguje. Następnie miareczkujemy produkt tej reakcji.

np.

$Cr_2O_7^{2-}$ analit

J^- inna substancja

$S_2O_3^{2-}$ titrant

$$Cr_2O_7^{2-} + 6J^- + 14H^+ \longrightarrow 2Cr^{3+} + 3J_2 + 7H_2O$$

$$J_2 + 2S_2O_3^{2-} \longrightarrow 2J^- + S_4O_6^{2-}$$



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Zadanie 19.

Zawartość jonów dichromianowych(VI) w wodnym roztworze można określić dzięki zastosowaniu metody pośredniej. W pierwszym etapie dodaje się roztwór jodku potasu i kwas siarkowy(VI). Zachodzi wtedy reakcja opisana równaniem:

$$Cr_2O_7^{2-} + 6I^- + 14H^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 3I_2 + 7H_2O$$

W drugim etapie do otrzymanej mieszaniny dodaje się roztwór tiosiarczanu sodu i wtedy jony $S_2O_3^{2-}$ reagują z jodem:

$$I_2 + 2S_2O_3^{2-} \rightarrow 2I^- + S_4O_6^{2-}$$

Na podstawie: D.A. Skoog, D.M. West, F.J. Holler, S.R. Crouch, *Podstawy chemii analitycznej*, Warszawa 2007.

Zadanie 19.2. (0–2)

Aby określić zawartość jonów dichromianowych(VI) w próbce, przeprowadzono opisane reakcje. W reakcji z jodem wzięło udział 20,4 cm^3 wodnego roztworu tiosiarczanu sodu o stężeniu 0,10 $mol \cdot dm^{-3}$.

Oblicz, ile gramów dichromianu(VI) potasu zawierała badana próbka. Przyjmij, że opisane przemiany przebiegły z wydajnością równą 100% oraz że masa molowa dichromianu(VI) potasu $M_{K_2Cr_2O_7} = 294\ g \cdot mol^{-1}$.

26.
1

Zadanie

Do wodnego roztworu H_2O_2 dodano 100 cm^3 roztworu KJ zawierającego nadmiar jodku potasu. Wydzielony jod zmiareczkowano dodając 50 cm^3 roztworu tiosiarczanu sodu zawierającego $3{,}438 \cdot 10^{-3}$ mola substancji rozpuszczonej. Otrzymano roztwór o objętości 350 cm^3. Oblicz stężenie molowe nadtlenku wodoru



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

Miareczkowanie odwrotne

Do analitu dodajemy znaną ilość titrantu będącego w nadmiarze. Po zajściu reakcji miareczkujemy nadmiar odczynnika innym roztworem mianowanym

np.

Cl^- analit

Ag^+ titrant w nadmiarze

SCN^- inny rr mianowany

Fe^{3+} wskaźnik

nadmiar:

$Cl^- + Ag^+ \rightarrow AgCl\downarrow$

$Ag^+ + SCN^- \rightarrow AgSCN\downarrow$

$Fe^{3+} + SCN^- \rightarrow Fe(SCN)^{2+}$

knisto czerwony



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

27.1

Zadanie 23. (0–2)

W celu zbadania zawartości węglanu sodu w sodzie kalcynowanej próbkę sody o masie 10 gramów rozpuszczono w wodzie i dodano 100 cm^3 kwasu solnego o stężeniu $c = 2\ mol \cdot dm^{-3}$. Reakcja węglanu sodu z kwasem solnym przebiega zgodnie z równaniem:

$$Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + CO_2 + H_2O$$

Otrzymany roztwór ogrzano w celu całkowitego usunięcia wydzielającego się tlenku węgla(IV). Po ostudzeniu do otrzymanego roztworu dodawano w obecności wskaźnika wodny roztwór wodorotlenku sodu, aby zobojętnić nadmiar kwasu solnego. Na zobojętnienie zużyto 25 cm^3 roztworu wodorotlenku sodu o stężeniu $c = 2\ mol \cdot dm^{-3}$.

Oblicz w procentach masowych zawartość węglanu sodu w badanej próbce sody kalcynowanej, jeżeli wiadomo, że ta próbka nie zawierała żadnej innej substancji reagującej z kwasem solnym.

27.2

Zadanie 25. (0–2)

Do kolby stożkowej zawierającej 50 cm^3 wodnego roztworu manganianu(VII) potasu o nieznanym stężeniu dodano 30 cm^3 wodnego roztworu szczawianu potasu ($K_2C_2O_4$) o stężeniu 0,25 $mol \cdot dm^{-3}$ (etap 1.). Przebiegła reakcja opisana równaniem:

$$5C_2O_4^{2-} + 2MnO_4^- + 16H^+ \rightarrow 10CO_2 + 2Mn^{2+} + 8H_2O$$

Po pewnym czasie roztwór się odbarwił. Następnie, w celu usunięcia pozostałej ilości szczawianu potasu, do tej mieszaniny dodano 30 cm^3 wodnego roztworu azotanu(V) wapnia o stężeniu 0,1 $mol \cdot dm^{-3}$ (etap 2.). Przebiegła reakcja opisana równaniem:

$$C_2O_4^{2-} + Ca^{2+} \rightarrow CaC_2O_4$$

Wytrącony osad odsączono, wysuszono i zważono. Jego masa była równa 0,32 g.

Oblicz stężenie molowe manganianu(VII) potasu w badanej próbce.



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

27.
3

Zadanie

Naważkę stałego Na_2CO_3 o masie 600 mg wsypano do 20 cm^3 wodnego roztworu H_2SO_4. Po zakończeniu pienienia się roztworu pod wpływem mieszania usunięto z roztworu pozostałe aniony węglanowe dodając 18 cm^3 kwasu solnego o stężeniu $1,2 \cdot 10^{-4}$ mol/cm^3. Oblicz stężenie molowe kwasu siarkowego(VI)



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl

Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

27.
4

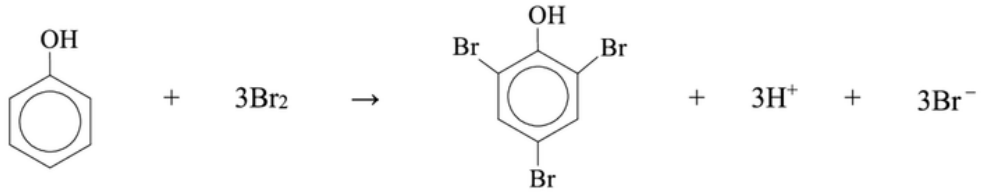
Informacja do zadań 27.–28.

Oznaczanie zawartości fenolu w ściekach przemysłowych możne przebiegać w kilku etapach opisanych poniżej.

Etap I: Otrzymywanie bromu.
Etap II: Bromowanie fenolu.
Etap III: Wydzielanie jodu.
Etap IV: Miareczkowanie jodu.

Zadanie 27.2. (0–2)

Gdy do zakwaszonego roztworu fenolu zawierającego nadmiar jonów bromkowych wprowadzi się bromian(V) potasu w nadmiarze w stosunku do fenolu, to wytworzony brom (w ilości równoważnej do bromianu(V) potasu) reaguje z fenolem zgodnie z równaniem (etap II):



Następnie do powstałej mieszaniny dodaje się jodek potasu. Brom, który nie został zużyty w reakcji bromowania, powoduje wydzielenie równoważnej ilości jodu (etap III):

$$2I^- + Br_2 \rightarrow 2Br^- + I_2$$

Podczas kolejnego etapu (etapu IV) jod miareczkuje się wodnym roztworem tiosiarczanu sodu ($Na_2S_2O_3$), co można zilustrować równaniem:

$$2S_2O_3^{2-} + I_2 \rightarrow S_4O_6^{2-} + 2I^-$$

Na podstawie: J. Minczewski, Z. Marczenko, *Chemia analityczna – Podstawy teoretyczne i analiza jakościowa*, Warszawa 2012.

Oblicz stężenie molowe fenolu w próbce ścieków o objętości 100,0 cm^3, jeżeli wiadomo, że w etapie I oznaczania zawartości fenolu powstało 0,256 grama bromu oraz że podczas etapu IV oznaczania tego związku na zmiareczkowanie jodu zużyto 14,00 cm^3 roztworu tiosiarczanu sodu o stężeniu 0,100 $mol \cdot dm^{-3}$.

Obliczenia:

Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl
Julia Kasbrylak juliakasbrylak@gmail.com

27.
5

Zadanie 8. (0–2)

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:



Kurs maturalny
samurajchemiczny.elms.pl