



POLITECHNIKA MORSKA W SZCZECINIE

JEDNOSTKA ORGANIZACYJNA
JEDNOSTKA MIĘDZYWYDZIAŁOWA
Instytut Matematyki, Fizyki i Chemii
Zakład Chemii

INSTRUKCJA

Ćwiczenie laboratoryjne pH roztworów. Reakcje soli z wodą

Opracowali:	dr inż. Andrzej Kozłowski dr inż. Agnieszka Kalbarczyk-Jedynak dr Magdalena Ślącza-Wilk dr inż. Konrad Ćwirko mgr inż. Czesław Wiznerowicz Grażyna Gorzycka
NOzP:	dr Magdalena Ślącza-Wilk
Zatwierdził:	dr inż. Agnieszka Kalbarczyk-Jedynak
Obowiązuje od 01.10.2023 r.	

KARTA ĆWICZENIA

1	Powiązanie z przedmiotami: ESO/25, 27 DiRMiUO/25, 27 EOUnIE/25, 27		
	Specjalność/Przedmiot	Efekty kształcenia dla przedmiotu	Szczegółowe efekty kształcenia dla przedmiotu
	ESO/26 Chemia wody, paliw i smarów	EKP3 K_U014, K_U015, K_U016.	SEKP3 – Wskaźniki jakości wody; SEKP6 – Wykonywanie oznaczeń wybranych wskaźników jakości wody technicznej;
	DiRMiUO/26 Chemia wody, paliw i smarów	EKP3 K_U014, K_U015, K_U016.	SEKP3 – Wskaźniki jakości wody; SEKP6 – Wykonywanie oznaczeń wybranych wskaźników jakości wody technicznej;
	EOUnIE/26 Chemia wody, paliw i smarów	EKP3 K_U014, K_U015, K_U016.	SEKP3 – Wskaźniki jakości wody; SEKP6 – Wykonywanie oznaczeń wybranych wskaźników jakości wody technicznej;
2	Cel ćwiczenia: opanowanie podstawowych pojęć chemicznych związanych z roztworami kwasów, zasad i soli oraz nabycie praktycznych umiejętności z zakresu: <ul style="list-style-type: none"> – ustalania odczynu i pomiaru pH roztworów, – obliczania pH roztworów mocnych i słabych kwasów oraz zasad, – ustalania odczynu poszczególnych typów soli po hydrolizie na podstawie reakcji, – obliczanie pH konkretnych roztworów soli i mieszanin buforowych. 		
3	Wymagania wstępne: ogólna wiedza dotycząca pH, odczynu roztworu, hydrolizy wyniesiona ze szkoły średniej, znajomość kluczowych zagadnień dysocjacji jonowej opanowana na wcześniejszych ćwiczeniach, znajomość zasad pracy w laboratorium chemicznym		
4	Opis stanowiska laboratoryjnego: zestaw szkła laboratoryjnego, zestaw odczynników i indykatorów do badania pH i hydrolizy,		
5	Ocena ryzyka: prawdopodobieństwo oparzenia chemicznego wynikające z kontaktu z 0,2 M kwasem siarkowym jest bardzo małe, skutki – nikłe, Końcowa ocena – ZAGROŻENIE BARDZO MAŁE Wymagane środki zabezpieczenia: <ol style="list-style-type: none"> 1. Fartuchy, rękawice i okulary ochronne. 2. Środki czystości BHP, ręczniki papierowe. 		
6	Przebieg ćwiczenia: <ol style="list-style-type: none"> 1. Zapoznanie się z instrukcją stanowiskową (załącznik 1). 2. Przeprowadzenie doświadczeń przewidzianych w instrukcji. 		
7	Sprawozdanie z ćwiczenia: <ol style="list-style-type: none"> 1. Opracować ćwiczenie zgodnie z poleceniami zawartymi w instrukcji stanowiskowej. 2. Rozwiązać polecane zadanie i/lub odpowiedzieć na pytania zamieszczone w zestawie zadań i pytań do samodzielnego wykonania przez studenta. 		
8	Archiwizacja wyników badań: sprawozdanie z ćwiczeń, opracowane zgodnie z obowiązującymi w pracowni zasadami, należy złożyć w formie pisemnej prowadzącemu zajęcia na następnych zajęciach.		

9	<p>Metoda i kryteria oceny:</p> <p>a) EKP1, EKP2 – kontrola znajomości podstawowych pojęć chemicznych dotyczących pH i hydrolizy na zajęciach,</p> <p>b) SEKP4 – szczegółowy efekt kształcenia studenta oceniony zostanie na podstawie przedstawionych w sprawozdaniu obserwacji, wniosków oraz rozwiązań zadań i problemów poleconych do samodzielnego rozwiązania/ opracowania:</p> <ul style="list-style-type: none"> – ocena 2,0 – student ma ogólną wiedzę dotyczącą pH oraz hydrolizy soli, ale nie potrafi jej wykorzystać w praktyce do rozwiązania podstawowych problemów, – ocena 3,0 – posiada podstawową wiedzę chemiczną dotyczącą pH oraz hydrolizy soli i potrafi wykorzystać ją w małym zakresie do rozwiązywania potencjalnych problemów w swojej specjalności, – ocena 3,5 – 4,0 – posiada poszerzoną wiedzę chemiczną z zakresu pH, hydrolizy soli i potrafi ją wykorzystać w podstawowym stopniu do ustalania odczynu i obliczania pH różnych roztworów elektrolitów oraz rozwiązywaniu problemów na statku, – ocena 4,5 – 5,0 – posiada kompletną wiedzę chemiczną z zakresu pH i hydrolizy soli oraz potrafi stosować w praktyce złożoną wiedzę chemiczną do ustalania i obliczania pH poszczególnych roztworów kwasów, zasad, soli oraz roztworów buforowych oraz rozwiązywania złożonych problemów,
10	<p>Literatura:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Kozłowski A., Instrukcja stanowiskowa do ćwiczeń laboratoryjnych: <i>pH roztworów. Reakcje soli z wodą</i>, AM Szczecin, 2013. 2. Stundis H., Trzeźniowski W., Żmijewska S.: <i>Ćwiczenia laboratoryjne z chemii nieorganicznej</i>. WSM, Szczecin 1995. 3. Śliwa A., <i>Obliczenia chemiczne. Zbiór zadań</i>. PWN Warszawa, 1994. 4. Jones L., Atkins P., <i>Chemia ogólna. Cząsteczki, materia reakcje</i>, WN PWN, Warszawa, 2004. 5. Bielański A., <i>Chemia ogólna i nieorganiczna</i>, PWN, Warszawa, 1996. 6. Kozłowski A., <i>Materiały dydaktyczne z chemii technicznej</i>, opracowane dla potrzeb zajęć audytoryjnych (nie publikowane).
11	Uwagi

ZAŁĄCZNIK 1 – INSTRUKCJA

1. ZAKRES ĆWICZENIA

Zagadnienia i słowa kluczowe:

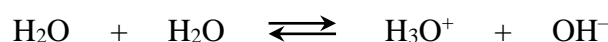
- iloczyn jonowy;
- pojęcie i skala pH;
- odczyn roztworu kwasów, zasad oraz soli i sposoby jego ustalania (indykatory);
- mocne i słabe kwasy oraz zasady;
- hydroliza (definicja), hydroliza soli różnego typu i odczyny ich roztworów, stała i stopień hydrolizy, równanie Hendersona-Hasselbalcha;
- mieszaniny buforowe (mechanizm działania buforów, rodzaje oraz przykłady mieszanin buforowych, zastosowanie buforów).

2. WPROWADZENIE TEORETYCZNE DO ĆWICZENIA

2.1. Wykładnik stężenia jonów wodorowych (pH)

2.1.1. Iloczyn jonowy wody

Woda jest bardzo słabym elektrolitem amfoterycznym i ulega autodysocjacji według schematu:



Równowagę między jonami H_3O^+ i OH^- a niezdysocjowaną wodą możemy wyrazić stałą równowagi autojonizacji wody

$$K_C = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

Stężenie czystej wody jest wielkością stałą więc iloczyn $K_C[\text{H}_2\text{O}]^2 = K_w$ jest też wielkością stałą i zwany jest iloczynem jonowym wody. Wartość iloczynu jonowego wody w temperaturze 298K wynosi $1 \cdot 10^{-14}$

$$K_w = K_C [\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,00 \cdot 10^{-14}$$

Ponieważ w czystej wodzie stężenia jonów hydroniowych i wodorotlenowych są w równowadze (mają jednakowe wartości), to z wartości iloczynu jonowego wynika, że ich stężenia wynoszą

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1,00 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$$

Podobnie jak w czystej wodzie, we wszystkich roztworach obojętnych, $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$. W roztworach kwaśnych $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$, a w roztworach zasadowych $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$.

Ponieważ posługiwanie się tak małymi stężeniami jest niewygodne, przyjęte jest w chemii operowanie ujemnym logarytmem dziesiętnym stężenia jonów hydroniowych (według Sörensena)

$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$ lub bardziej poprawnie $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$
i analogicznie

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

Logarytmując iloczyn jonowy wody otrzymujemy prostą zależność

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Zależność ta pozwala na przeliczanie pH na pOH i na odwrot, np. $\text{pOH} = 14 - \text{pH}$.

Wraz ze wzrostem temperatury dysocjacja elektrolityczna wody rośnie. Świadczy o tym wzrost wartości iloczynu jonowego wody (K_w) ze wzrostem temperatury.

Tabela 1

Iloczyn jonowy wody w różnych temperaturach

Temp. K	293	298	313	353	373
K_w	$8,6 \cdot 10^{-15}$	$1,0 \cdot 10^{-14}$	$1,3 \cdot 10^{-13}$	$3,4 \cdot 10^{-13}$	$7,4 \cdot 10^{-12}$

W przypadku wodnych roztworów elektrolitów o mocy jonowej $J = 0$ i współczynnika $F \neq 1$ obliczanie wartości pH, przy zastosowaniu wymienionych uproszczonych wzorów na H_3O^+ i pH, może doprowadzić do znacznych odchyłeń od rzeczywistych wartości. Stwierdzenie powyższe dotyczy przypadku, gdy w roztworze obecne są jony o dużym ładunku. W takich okolicznościach należy stosować wyrażenie na stałą aktywności uwzględniającą moc jonową, która daje określone wartości współczynników aktywności. Do obliczeń aktywności jonów hydroniowych H_3O^+ wówczas należy stosować zależność

$$a_{\text{H}_3\text{O}^+} = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot f_{\text{H}_3\text{O}^+}$$

gdzie:

- $f_{\text{H}_3\text{O}^+}$ – współczynnik aktywności jonów hydroniowych,
- $[\text{H}_3\text{O}^+]$ – stężenie jonów hydroniowych w stanie równowagi.

Logarytmując zależność (1) otrzymuje się rzeczywistą wartość p_aH roztworu.

$$\text{p}_a\text{H} = \text{pH} - \log f_{\text{H}_3\text{O}^+}$$

gdzie:

- pH – ujemny logarytm ze stężenia jonów hydroniowych,
- $f_{\text{H}_3\text{O}^+}$ – współczynnik aktywności jonów hydroniowych.

W obecności jonów obcych p_aH roztworów kwasów i zasad różni się wyraźnie od wielkości pH wskutek zwiększenia mocy jonowej roztworów.

2.1.2. Skala pH

Skala pH jest ilościową skalą kwasowości i zasadowości wodnych roztworów związków chemicznych, która oparta jest ona na aktywności jonów hydroniowych $[H_3O^+]$ w roztworach wodnych. Tradycyjnie pH definiuje się jako:

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

czyli ujemny logarytm dziesiętny stężenia jonów hydroniowych, wyrażonego w molach na decymetr sześcienny. Współcześnie nie jest to jednak ścisła definicja tej wielkości.

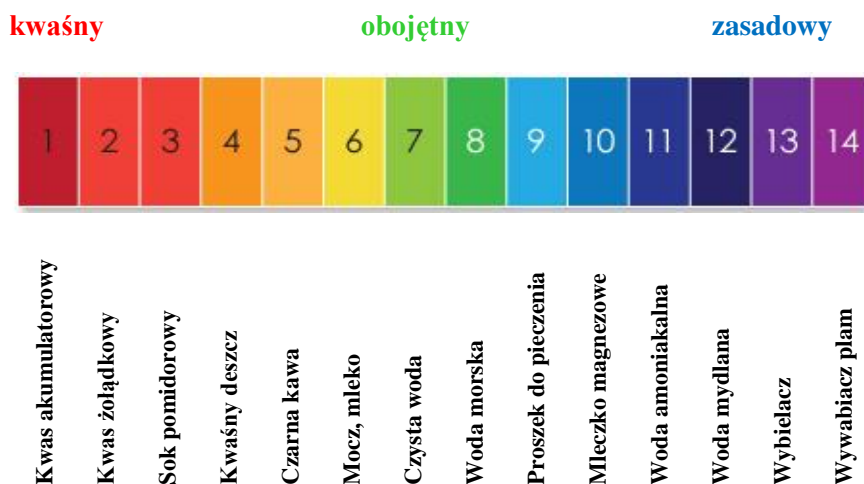
Skala pH obejmuje roztwory od mocno kwaśnych o $pH = 0$ ($[H_3O^+] = 10^0 \text{ mol/dm}^3$) do roztworów mocno alkalicznych o $pH = 14$ ($[H_3O^+] = 10^{-14} \text{ mol/dm}^3$). Dla roztworów obojętnych $pH = 7$ ($[H_3O^+] = 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$).

W bardziej stężonych roztworach mocnych kwasów i zasad skala pH może sięgać poza podane granice 0 i 14.



Rys. 1. Zakresy odczynów pH roztworu oraz odpowiadające im barwy wskaźnika uniwersalnego

Dla zobrazowania typowego odczynu roztworów spotykanych w technice i codziennym życiu na rys. 2. przedstawiono tabelę, w której roztworom tych związków przypisano wartości skali pH oraz odpowiadające barwy wskaźnika uniwersalnego.



Rys. 2. Typowe odczyny roztworów

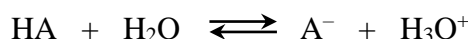
2.1.3. Równanie Hendersona-Hasselbalcha

Równanie Hendersona-Hasselbalcha jest to równanie wiążące wartość pH z mocą kwasu (pK_a). Jest ono przydatne do oszacowania pH buforu oraz odnajdywania pH równowagi reakcji chemicznych. Równanie to ma postać:

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

gdzie:

- pK_a – $-\log(K_a)$,
- K_a – jest stałą dysocjacji kwasu, która dla reakcji.



wynosi:

$$pK_a = -\log(K_a) = -\log\left(\frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}\right)$$

gdzie:

- $[A^-]$ – oznacza stężenie anionów utworzonych z reszt kwasowych,
- $[HA]$ – stężenie niezdisocjowanej formy kwasu.

Równania tego nie można stosować dla silnych zasad i kwasów (wartości pK różniące o kilka jednostek od 7), silnie rozcieńczonych lub stężonych roztworów (mniej niż 1 mM lub więcej niż 1 M) oraz w przypadku dużych różnic w proporcji kwas/zasada (więcej niż 1000 do jednego). W takich warunkach traci jednak również sens fizyczny sama skala pH.

2.2. Reakcje soli z wodą (hydroliza)

Hydrolizą nazywamy taką reakcję niektórych związków chemicznych z wodą, która prowadzi do naruszenia równowagi autodysocjacji wody, a tym samym do zmiany pH środowiska. Szczególnie łatwo ulegają reakcji z wodą sole, których jony mają zdolność oddawania lub przyłączania protonów w środowisku wodnym. Tę właściwość wykazują sole powstałe ze zobojętniania:

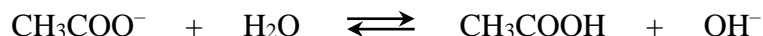
- słabych kwasów mocnymi wodorotlenkami,
- słabych kwasów słabymi wodorotlenkami,
- mocnych kwasów słabymi wodorotlenkami.

Sole, powstałe w wyniku zobojętniania mocnych kwasów mocnymi wodorotlenkami nie ulegają reakcji z wodą, bowiem ich jony w środowisku wodnym nie przyjmują i nie oddają protonów. Hydrolizie również nie ulegają sole nierozpuszczalne.

Przykładem reakcji z wodą soli typu słabego kwasu i mocnego wodorotlenku może być CH_3COONa , która ulega dysocjacji:



Jon octanowy CH_3COO^- w roztworze wodnym ma zdolność przyłączania protonu, a więc reakcja z wodą przebiega według równania:

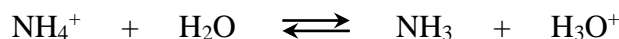


Odczyn roztworu, po ustaleniu się równowagi hydrolytycznej, jest zasadowy (jony Na^+ pochodzące z dysocjacji octanu sodowego nie łączą się z jonami OH^- , ponieważ NaOH jest silnym elektrolitem, prawie całkowicie zdysocjowanym na jony).

Przykładem soli typu mocnego kwasu i słabego wodorotlenku jest NH_4Cl która ulega dysocjacji:



Jon amonowy NH_4^+ jest zdolny w roztworze wodnym oddać proton:

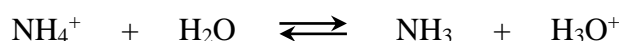
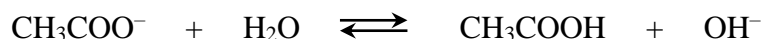


Po reakcji, ze względu na obecność jonu hydroniowego H_3O^+ , roztwór będzie wykazywał odczyn kwaśny.

Przykładem soli kolejnego typu jest octan amonu $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, który powstaje w wyniku reakcji słabego kwasu octowego i słabego wodorotlenku amonowego. Octan amonu jako sól ulega dysocjacji:



W roztworze wodnym jon octanowy jest zdolny przyjąć proton, a jon amonowy oddać proton, proces ten przebiega według równań:



Woda w tym przypadku spełnia jednocześnie rolę kwasu i wodorotlenku. Wymienione reakcje hydrolytyczne przebiegają do momentu ustalenia się stanu równowagi, zgodnie z wartościami stałych dysocjacji powstających słabych elektrolitów. Powstaje 1 mol jonów H_3O^+ i 1 mol jonów OH^- , równowaga między stężeniem tych jonów w roztworze nie zostaje naruszona.

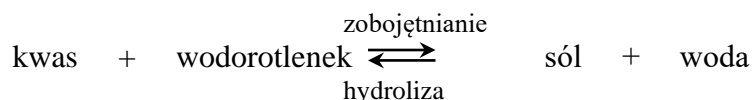
Odczyn roztworu wodnego tego typu soli zależy od wartości liczbowych stałych dysocjacji słabego kwasu (K_k) i słabego wodorotlenku (K_z), jeżeli:

- | | |
|---|----------------------------|
| $K_k = K_z$, albo mało się różnią | – odczyn obojętny, |
| $K_k > K_z$ więcej niż trzy rzędy wielkości | – odczyn słabo kwaśny, |
| $K_k < K_z$ więcej niż trzy rzędy wielkości | – odczyn słabo alkaliczny, |

Zestawienie rodzajów reakcji hydrolizy soli

hydroliza soli		
$\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow$ $\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$	$\text{CH}_3\text{COONa} \rightarrow$ $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+$	$\text{CH}_3\text{COONH}_4 \rightarrow$ $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{NH}_4^+$
$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$ $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$	$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$ $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$	$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$ $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
hydroliza kationowa hydrolizie ulega kation	hydroliza anionowa hydrolizie ulega aniony	hydroliza kationowo-anionowa hydrolizie ulega kationy i aniony
kwasowy odczyn roztworu	zasadowy odczyn roztworu	odczyn obojętny gdy $K_{\text{zasady}} = K_{\text{kwasu}}$
sole pochodzące od mocnych kwasów i słabych wodorotlenków	sole pochodzące od mocnych wodorotlenków i słabych kwasów	sole pochodzące od słabych kwasów i słabych wodorotlenków

Zgodnie z podstawowymi poglądami reakcje hydrolizy są reakcjami odwrotnymi do reakcji zobojętniania i w wyniku reakcji soli z wodą powstaje odpowiedni kwas i odpowiedni wodorotlenek, co można wyrazić za pomocą ogólnego schematu,



Podczas rozpuszczania soli w wodzie lub podczas procesu zobojętniania ustala się równowaga dynamiczna w roztworze. Hydroliza każdej soli charakteryzowana jest przez takie wielkości jak: stopień hydrolizy, stała hydrolizy i stężenie jonów hydroniowych lub stężenie jonów hydroksylowych.

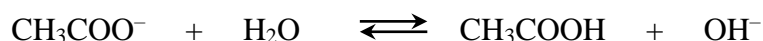
2.2.1. Stała (K_h) i stopień hydrolizy (β)

Wymienione wielkości zostaną wyprowadzone tylko na przykładzie hydrolizy soli typu słabego kwasu i mocnej zasady CH_3COONa .

Wystarczy wziąć pod uwagę hydrolizę samego anionu. Oznaczając symbolem C_s – całkowite stężenie soli w roztworze, symbolem β – stopień hydrolizy jonu octowego oraz wiedząc, że

$$\beta = \frac{C_{zh}}{C_o} = \frac{\text{stężenie cząsteczek zhydrolizowanych}}{\text{początkowe stężenie cząsteczek}}$$

wówczas reakcja przebiegać będzie według równania



Po ustaleniu się procesu, stałą równowagi (K_c) można przedstawić, w przybliżeniu zależnością

$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_2\text{O}]}$$

lub

$$K_c \cdot [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

Iloczyn $K_c \cdot [\text{H}_2\text{O}]$ jako wielkość stałą przy $T = \text{const.}$ nazwano stałą hydrolizy oznaczoną symbolem K_h

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

gdzie: nawiasy kwadratowe oznaczają stężenie wyrażone w $[\text{mol}/\text{dm}^3]$ odpowiednich jonów i cząsteczek w stanie równowagi.

Jeżeli licznik i mianownik równania pomnożymy przez stężenie jonów hydroniowych $[\text{H}_3\text{O}^+]$, to otrzymuje się wyrażenie na stałą K_h

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

czyli

$$K_h = \frac{K_w}{K_k}$$

gdzie:

K_w – iloczyn jonowy wody, który równy jest 10^{-14} ;

K_k – stała dysocjacji słabego kwasu.

Wprowadzając do zależności oznaczenia $[\text{CH}_3\text{COOH}] = C_s \cdot \beta$, $[\text{OH}^-] = C_s \cdot \beta$ oraz $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = C_s \cdot (1 - \beta)$ otrzymuje się inną postać równania na stałą hydrolizy

$$K_h = \frac{C_s \cdot \beta^2}{1 - \beta}$$

gdzie:

C_s – stężenie soli,

β – stopień hydrolizy.

Jeżeli wartość β będzie bardzo mała to można przedstawić

$$K_h = C_s \cdot \beta^2$$

gdzie:

C_s – stężenie soli,

β – stopień hydrolizy.

W czasie reakcji soli pochodzącej od słabego kwasu i mocnego wodorotlenku (np. CH_3COONa) z wodą odczyn roztworu będzie zasadowy. Stężenie jonów hydroksylowych należy obliczyć przy założeniu, że $[\text{OH}^-] = C_s \cdot \beta$, wówczas otrzymuje się

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_h \cdot C_s}$$

Natomiast wykładnik stężeń tych jonów (pOH) oblicza się z zależności

$$pOH = -\log \sqrt{K_h \cdot C_s} = -\log \sqrt{\frac{K_w \cdot C_s}{K_k}}$$

wiedząc, że

$$K_w = 10^{-14}$$

otrzymuje się

$$pOH = 7 - \frac{1}{2} \log C_s + \frac{1}{2} \log K_k$$

gdzie:

- C_s – stężenie soli,
- K_k – stała dysocjacji kwasu.

Wykładnik stężenia jonów hydroniowych (pH) wyznacza się z równania

$$pH = 7 + \frac{1}{2} \log C_s - \frac{1}{2} \log K_k$$

gdzie:

- C_s – stężenie soli,
- K_k – stała dysocjacji kwasu.

Uwaga

W analogiczny sposób wyprowadza się podane wcześniej wielkości dla pozostałych typów soli, a ich wartości podano w tabeli 5.

Tabela 3

Wzory na obliczanie charakterystycznych wielkości dla soli ulegających reakcji z wodą

Sól typu	NH ₄ Cl	CH ₃ COONa	CH ₃ COONH ₄
K_h stała	$\frac{10^{-14}}{K_z}$	$\frac{10^{-14}}{K_k}$	$\frac{10^{-14}}{K_z \cdot K_k}$
β stopień	$\sqrt{\frac{10^{-14}}{K_z \cdot C_s}}$	$\sqrt{\frac{10^{-14}}{K_k \cdot C_s}}$	$\sqrt{\frac{10^{-14}}{K_k \cdot K_z}}$
[H ₃ O ⁺]	$\sqrt{\frac{C_s \cdot 10^{-14}}{K_z}}$	$\sqrt{\frac{K_k \cdot 10^{-14}}{C_s}}$	$\sqrt{\frac{K_k \cdot 10^{-14}}{K_z}}$
pH	$7 + \frac{1}{2} \log K_z - \frac{1}{2} \log C_s$	$7 - \frac{1}{2} \log K_k + \frac{1}{2} \log C_s$	$7 - \frac{1}{2} \log K_k + \frac{1}{2} \log K_z$

2.1.2. Mieszankiny buforowe

Mieszankiny buforowe są to mieszankiny sbrych wodorotlenków lub kwasów z ich solami np. $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$ lub $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$ oraz mieszankiny soli sbrych kwasów wieloprotonowych o róznych stopniach neutralizacji np. $\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{Na}_2\text{HPO}_4$ lub $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{Na}_3\text{PO}_4$.

Mieszankiny buforowe mają określone pH, którego wartoc zmienia się nieznacznie po wprowadzeniu do roztworu pewnego nadmiaru jonów H_3O^+ lub OH^- . Inaczej mwic, mieszankiny te wykazują „dzialanie buforujące” tzn. uniemozliwiaj gwałtowną zmian pH roztworu. Podobnie rozcieńczenie czy zwiększanie stężenia roztworów buforowych nie ma wpwlywu na wartoc ich pH.

Dla buforu o charakterze kwaśnym np. $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{CH}_3\text{COOH}$, stężenie jonów hydroniowych $[\text{H}_3\text{O}^+]$ oblicza się ze wzoru

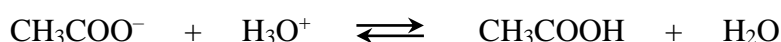
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_k \frac{C_k}{C_s}$$

gdzie:

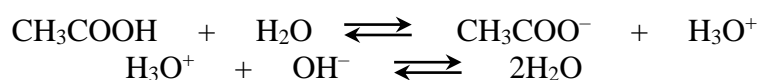
- K_k – stała dysocjacji sbrego kwasu,
- C_k – stężenie kwasu,
- C_s – stężenie soli.

Mechanizm dzialania roztworu buforującego jest taki: po dodaniu do mieszankiny buforowej kwasu – anion soli zawartej w buforze tworzy z jonem H_3O^+ słabo zdysocjowany kwas, natomiast po dodaniu wodorotlenku – jon hydroniowy kwasu zawartego w mieszankinie tworzy z jonem OH^- słabo zdysocjowane cząsteczki wody. Wskutek powstania słabo zdysocjowanych cząstek kwasu i wody, pH roztworu zmienia się nieznacznie.

Po dodaniu do buforu octanowego CH_3COOH i CH_3COONa kwasu solnego anion CH_3COO^- z octanu sodu tworzy z jonami H_3O^+ kwas octowy



Po dodaniu np. wodorotlenku sodowego NaOH następuje reakcja zobojętnienia między jonami hydroniowymi z kwasu octowego a jonami hydroksylowymi z zasady



Wprowadzenie kwasu do mieszankiny buforowej powoduje wzrost stężenia sbrego kwasu, wprowadzenie wodorotlenku – wzrost stężenia odpowiedniej soli. Zmiany stężenia składników mieszankiny buforowej wpływają w nieznacznym stopniu na pH roztworu.

W przypadku buforu zasadowego np. $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$, do obliczenia stężenia jonów hydroniowych $[\text{H}_3\text{O}^+]$ stosuje się równanie

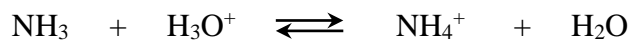
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14} \cdot C_s}{K_z \cdot C_w}$$

gdzie:

- C_s – stężenie soli,
- C_w – stężenie wodorotlenku,
- K_z – stała dysocjacji sbrego wodorotlenku -danego buforu.

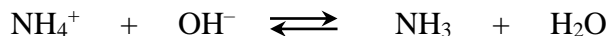
Mechanizm działania buforu zasadowego (NH_4OH , NH_4Cl) jest następujący:

W roztworze nastąpiła dysocjacja i obecne są jony NH_4^+ , Cl^- oraz cząsteczka NH_3 . Wprowadzając niewielką ilość jonów hydroniowych z kwasu zajdzie reakcja



która potwierdza, że pH nie zmienia się.

Przy wprowadzeniu mocnego wodorotlenku do mieszaniny buforowej, jon amonowy przereaguje według równania



i w tym przypadku pH roztworu nie uległo zmianie.

Tabela 4

Przykładowe mieszaniny buforowe

Nazwa buforu	Skład buforu o stężeniu 1:1	pH
amonowy	wodorotlenek amonu NH_4OH , chlorek amonu NH_4Cl	9,3
benzoesanowy	kwas benzoesowy $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$, benzoesan sodu $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$	4,2
fosforanowy	wodoroortofosforan sodu Na_2HPO_4 , diwodoroortofosforan sodu NaH_2PO_4	6,8
mrówczanowy	kwas mrówkowy HCOOH , mrówczan sodu HCOONa	3,7
octanowy	kwas octowy CH_3COOH , octan sodu CH_3COONa	4,7

3. WYKONANIE ĆWICZENIA

Doświadczenie 1 – Badanie barwy wskaźnika w roztworach słabego kwasu i słabego wodorotlenku

Materiały i odczynniki:

Statyw z probówkami, cylinder miarowy, roztwory: kwas octowy (0,1M CH₃COOH), wodorotlenek amonu (0,1M NH₄OH), wskaźniki: oranż metylu, czerwien metylu, lakmus, fenoloftaleina, wskaźnik uniwersalny.

Wykonanie:

Do pięciu probówek wlać po 4 cm³ kwasu octowego (0,1M CH₃COOH), do następných pięciu taką samą ilość (4 cm³) roztworu wodorotlenku amonu (0,1M NH₄OH). Ustawić probówki w statywie w taki sposób, aby za probówką z kwasem octowym umieszczona została probówka zawierająca roztwór wodorotlenku amonu. Następnie do każdej pary probówek (z kwasem i wodorotlenkiem) dodawać kolejno po trzy krople wskaźnika podanego w tabeli.

Tabela 5

Zestawienie wyników doświadczenia 1

Nr	Wskaźnik	Obserwowane barwy wskaźników w probówkach		Zakres stosowalności wskaźnika
		CH ₃ COOH	NH ₄ OH (NH ₃ ·H ₂ O)	
1.	Oranż metylu			
2.	Czerwień metylu			
3.	Lakmus			
4.	Fenoloftaleina			
5.	Uniwersalny			

Opracowanie wyników:

1. Zaobserwowane barwy wskaźników umieścić w tabeli 5.
2. Podaj zakres stosowalności (zakres pH) w którym następuje zmiana charakterystycznej barwy danego wskaźnika.
3. Obliczyć pH wodnego roztworu kwasu octowego o stężeniu 0,01 mol/dm³ jeżeli wiadomo, że stała dysocjacji tego kwasu wynosi, $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$.
4. Obliczyć pH wodnego roztworu wodorotlenku amonu o stężeniu 0,01 mol/dm³ jeżeli wiadomo, że stała dysocjacji tego wodorotlenku wynosi, $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Doświadczenie 2 – Badanie pH roztworu wodnego soli

Materiały i odczynniki:

Statyw z probówkami, cylinder miarowy, mikro łopatką, wskaźniki: uniwersalny, fenoloftaleina, roztwór siarczku sodu (2M Na₂S), roztwór chlorku cynku (2M ZnCl₂), substancje stałe: siarczan (VI) miedzi (II) (CuSO₄), węglan sodu (Na₂CO₃), azotan (V) potasu (KNO₃), siarczan (VI) sodu (Na₂SO₄), octan sodu (CH₃COONa), chlorek amonu (NH₄Cl).

Wykonanie:

Do dziewięciu probówek wlać po 4 cm³ wody destylowanej, następnie do każdej z nich dodać po 5 kropli wskaźnika uniwersalnego. Pierwszą probówkę zostawić jako próbę kontrolną, a do następnych dodawać kolejno niewielkie ilości soli podanych w tabeli 6 (**nie mieszać !!!**) i obserwować barwę wskaźnika. Powtórzyć doświadczenie używając fenoloftaleinę jako wskaźnik.

Zestawienie wyników doświadczenia 2

Nr	Nazwa soli	Wzór soli	Barwa wskaźnika		pH	Odczyn roztworu
			Uniwersalny	Fenoloftaleina		
1.	Próbka kontrolna					
2.	Siarczan(VI) miedzi(II)					
3.	Węglan sodu					
4.	Azotan(V) potasu					
5.	Siarczek sodu *					
6.	Chlorek cynku *					
7.	Siarczan(VI) sodu					
8.	Octan sodu					
9.	Chlorek amonu					

* roztwór wodny

Tabela 7

Zmiana barwy wskaźnika uniwersalnego według Yamady w zależności od wykładnika stężenia jonu hydroniowego (w zależności od pH)

pH	Barwa wskaźnika
4,0	czerwona
5,0	pomarańczowa
6,0	żółta
7,0	zielona
8,0	niebieska
9,0	ciemnoniebieska
10,0	fioletowa

Opracowanie wyników:

1. Na podstawie nazwy soli napisać ich wzory chemiczne.
2. Na podstawie zmian barwy wskaźników określić pH i odczyny otrzymanych roztworów soli (kwaśny, obojętny, zasadowy).
3. Dla każdej soli zidentyfikować kwas i zasadę, z której ta sól powstała; zapisać i uzupełnić reakcje zobojętniania prowadzące do powstania soli; określić typ soli.
4. Uzasadnić odczyn roztworu za pomocą równania przebiegających reakcji hydrolizy soli.
5. Otrzymane wyniki zestawić w tabeli 6. Na podstawie wcześniejszej wiedzy i uzyskanych wyników dokonaj uogólnienia odpowiadając na pytania:
 - a) czy wszystkie typy soli ulegają hydrolizie?
 - b) jakiego typu sole ulegają, a jakiego nie ulegają hydrolizie?
 - c) jaki jest charakterystyczny odczyn roztworu wodnego dla poszczególnych typów soli?

Doświadczenie 3 – Badanie wpływu temperatury na reakcję hydrolizy soli

Materiały i odczynniki:

Statyw z probówkami, cylinder miarowy, roztwory: octan sodu (0,1M CH₃COONa), wskaźnik: fenoloftaleina.

Wykonanie:

Do probówki wlać 4cm³ roztworu octanu sodu (0,1M CH₃COONa), dodać 2 – 3 krople fenoloftaleiny. Następnie roztwór ogrzać do wrzenia, a potem ochłodzić. Obserwować i zanotować zachodzące zmiany barw.

Opracowanie wyników:

1. Napisać równanie reakcji badanej soli z wodą.
2. Jaki wpływ na przebieg procesu i zmianę barwy roztworu ma temperatura? Uzasadnić dlaczego tak się dzieje.

Doświadczenie 4 – Badanie pH roztworów buforowych

Materiały i odczynniki:

Zlewki, cylinder miarowy, roztwory: chlorek amonu (0,1M NH₄Cl), wodorotlenek amonu (0,1M NH₄OH), octan sodu (0,1M CH₃COONa), kwas octowy (0,1M CH₃COOH), wskaźniki: papierek lakmusowy, papierki wskaźnikowe, wskaźnik uniwersalny.

Wykonanie:

Do zlewki pierwszej o pojemności 50 cm³ wlać 4 cm³ roztworu chlorku amonu (0,1M NH₄Cl) i 8 cm³ roztworu wodorotlenku amonu (0,1M NH₄OH). Do zlewki drugiej wlać 4 cm³ octanu sodu (0,1M CH₃COONa) i 8 cm³ kwasu octowego (0,1M CH₃COOH). Następnie w obu zlewkach określić barwę oraz pH sporządzonych roztworów stosując kolejno wskaźniki podane w tabeli 5, a na końcu zmierzyć pH za pomocą pH-metru.

Zestawienie wyników dla doświadczenia 4

Lp.	Metoda	Zlewka 1		Zlewka 2	
		Roztwór buforowy		Roztwór buforowy	
		Barwa	pH/odczyn	Barwa	pH/odczyn
1.	Papierek lakmusowy				
2.	Papierki wskaźnikowe o wybranym zakresie, 1–7 oraz 7–14				
3.	Wskaźnik uniwersalny (roztwór alkoholowy)				
4.	Pomiar – pH-metrem				
5.	Obliczenie wartości pH				

Opracowanie wyników:

1. Określić rodzaj roztworu buforowego w zlewce 1 i 2.
2. Wpisać uzyskane barwy i wartości pH do tabeli 8.
3. Obliczyć pH badanych roztworów buforowych stosując następujące wzory na obliczenie stężenia jonów hydroniowych: bufor o charakterze kwaśnym (bufor octanowy)

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_k \frac{C_k}{C_s}, \text{ bufor o charakterze zasadowym (bufor amonowy)} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14} \cdot C_s}{K_z \cdot C_z}$$

$$; \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+].$$

4. Porównać zastosowane metody wyznaczania pH roztworów buforowych.

4. OPRACOWANIE ĆWICZENIA

1. Opracować sprawozdanie zgodnie z wytycznymi zawartymi w części doświadczalnej.
2. Formatkę z tematem ćwiczenia i nazwiskami członków zespołu umieścić jako pierwszą stronę sprawozdania.
3. Po zwięzłym opracowaniu części teoretycznej w sprawozdaniu umieścić opracowanie poszczególnych doświadczeń oraz rozwiązane zadanie/zadania dodatkowe podane przez prowadzącego.

5. FORMA I WARUNKI ZALICZENIA ĆWICZENIA LABORATORYJNEGO

1. Zaliczenie tzw. „wejściówki” przed przystąpieniem do wykonania ćwiczenia.
2. Złożenie na najbliższych zajęciach poprawnego sprawozdania z wykonanego ćwiczenia zgodnie z wytycznymi zawartymi na stronie:
<https://www.am.szczecin.pl/pl/jednostki/instytut-matematyki-fizyki-i-chemii/zaklad-chemii/dydaktyka/chemia/>

I. Przykłady zadań z rozwiązaniami

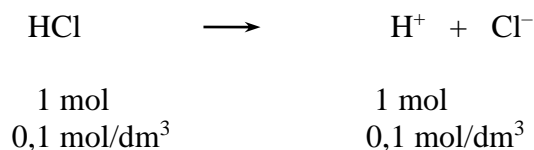
Obliczanie pH roztworów mocnych kwasów i mocnych zasad

Z definicji wynika, że mocne elektrolity są w całości zdysocjowane na jony, zatem dla kwasu jednoprotowego H-R stężenie jonów wodorowych $[H^+]$ jest równe stężeniu początkowemu kwasu. Podobnie w przypadku zasad, stężenie jonów wodorotlenowych jest równe stężeniu początkowemu zasady.

Zadanie 1

Obliczyć pH 0,01 molowego roztworu kwasu solnego.

Rozwiązanie:

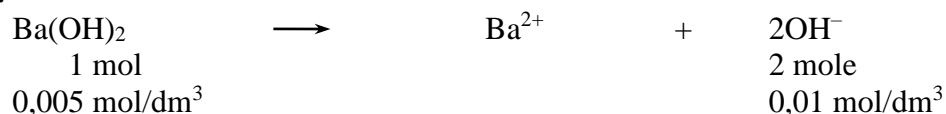


Skoro $[H^+] = 0,01 \text{ mol/dm}^3 = 10^{-2}$ to $\text{pH} = -\log[H^+] = -\log 10^{-2} = -(-2) = 2$
Odp. Wykładnik $\text{pH} = 2$.

Zadanie 2

Obliczyć wykładnik stężenia jonów wodorowych roztworu wodorotlenku baru o stężeniu $0,005 \text{ mol/dm}^3$.

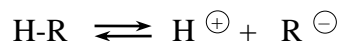
Rozwiązanie:



Skoro $[\text{OH}^-] = 0,01 \text{ mol/dm}^3 = 10^{-2}$ to $\text{pOH} = 2$, stąd $\text{pH} = 14 - 2 = 12$
Odp. Wykładnik $\text{pH} = 12$.

Obliczanie pH roztworów słabych kwasów i słabych zasad

W przypadku słabych kwasów i słabych zasad stężenie jonów wodorowych limitowane jest stałą dysocjacji kwasowej:



$$K_a = \frac{[H^+][R^-]}{[H-R]}$$

Jednakże nie znane jest stężenie równowagowe: jonów wodorowych $[H^+]$, reszty kwasowej $[R^-]$ ani kwasu $[H-R]$. Z równania dysocjacji wiemy tylko, że;

$[H^+] = [R^-]$, oraz $[H-R] = C_0 - [H^+]$ (pod warunkiem, że jony H^+ pochodzą tylko od kwasu).

Podstawmy te zależności do równania na stałą dysocjacji:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+]^2}{c_0 - [\text{H}^+]}$$

Otrzymaliśmy w ten sposób równanie kwadratowe (po przekształceniu) z jedną niewiadomą ($[\text{H}^+]$). W zależności od mocy kwasu równanie to można uprościć (ale tylko wtedy gdy błąd obliczeń ze wzoru uproszczonego będzie mniejszy od 5%).

Należy rozpatrzyć następujące przypadki:

a) kwasy słabe o umiarkowanym stężeniu:

Jeżeli kwas jest słaby, wtedy niewielka jego część ulega dysocjacji. Możemy przyjąć, że $c_0 - [\text{H}^+] = c_0$. Wzór na K_a uprości się do postaci:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+]^2}{c_0} \quad \text{czyli} \quad [\text{H}^+] = \sqrt{K_a c_0}$$

b) kwasy o średniej mocy:

Dla kwasów o średniej mocy, należy stężenie jonów wodorowych obliczyć z przekształconego wzoru na K_a :

$$K_a C_0 - K_a [\text{H}^+] = [\text{H}^+]^2 \quad \text{czyli} \quad [\text{H}^+]^2 + K_a [\text{H}^+] - K_a C_0 = 0$$

Po rozwiązaniu równania kwadratowego, wartość $[\text{H}^+]$ obliczamy ze wzoru:

$$[\text{H}^+] = \frac{-K_a + \sqrt{K_a^2 + 4K_a C_0}}{2}$$

Zadanie 3

Oblicz wykładnik pH jednoprotowego słabego kwasu HR ($K_c = 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$) wiedząc, że jego początkowe stężenie wynosi $0,4 \text{ mol/dm}^3$.

Rozwiązanie:

Korzystając ze wzoru: $[\text{H}^+] = (K_c C_0)^{\frac{1}{2}}$ obliczamy, że $[\text{H}^+] = 2 \cdot 10^{-3} = 0,002 \text{ mol/dm}^3$.
Stąd: $\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log 2 \cdot 10^{-3} = -0,3 + 3 = 2,7$
Odp. Wykładnik $\text{pH} = 2,7$

Zadanie 4

Oblicz pH roztworu NH_4NO_3 o stężeniu $0,001 \text{ mol/dm}^3$, wiedząc, że $K_z = 1,7 \cdot 10^{-5}$

Rozwiązanie:

Można skorzystać z wcześniej wyprowadzonego i podanego w tabeli 3. gotowego wzoru na obliczanie pH dla soli mocnego kwasu i słabej zasady:

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \log K_z - \frac{1}{2} \log C_s = 7 + \frac{1}{2}(0,2 - 5) - \frac{1}{2}(-3) = 6,1$$

Odp. Wykładnik $\text{pH} = 6,1$

Zadanie 5

Nie zapisując równań reakcji hydrolizy podaj, które z wymienionych soli ulegają hydrolizie i jaki odczyn będą miały ich wodne roztwory: $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, K_2SO_4 , K_2CO_3 , K_2S , NaNO_3 , CuCl_2 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$.

Rozwiązanie:

- $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ – sól mocnego kwasu H_2SO_4 i słabego wodorotlenku NH_4OH hydrolizuje, odczyn kwaśny roztworu.
- K_2SO_4 – sól mocnego kwasu H_2SO_4 i mocnego wodorotlenku KOH nie hydrolizuje, odczyn roztworu jest obojętny.
- K_2CO_3 – sól słabego kwasu H_2CO_3 i mocnego wodorotlenku KOH hydrolizuje, odczyn zasadowy roztworu.
- K_2S – sól słabego kwasu H_2S i mocnego wodorotlenku KOH hydrolizuje, odczyn zasadowy roztworu.
- NaNO_3 – sól mocnego kwasu HNO_3 i mocnego wodorotlenku NaOH nie hydrolizuje, odczyn roztworu jest obojętny.
- CuCl_2 – sól mocnego kwasu HCl i słabego wodorotlenku $\text{Cu}(\text{OH})_2$ hydrolizuje, odczyn kwaśny roztworu.
- $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ – sól słabego kwasu H_2CO_3 i słabego wodorotlenku $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ hydrolizuje, odczyn obojętny roztworu.

Zadanie 6

Podaj po dwa przykłady soli, których wodne roztwory mają odczyn:

- kwaśny,
- zasadowy,
- obojętny.

Rozwiązanie:

- odczyn kwaśny mają wodne roztwory soli mocnych kwasów, np. HNO_3 , HCl i słabych wodorotlenków, np. $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$:
np. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ – azotan(V) miedzi (II), ZnCl_2 – chlorek cynku
- odczyn zasadowy mają wodne roztwory soli słabych kwasów, np. H_2S , H_2CO_3 i mocnych wodorotlenków, np. KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$:
np. BaS – siarczek baru, K_2CO_3 – węglan potasu
- odczyn obojętny mają wodne roztwory soli słabych kwasów, np. H_2SO_3 , CH_3COOH i słabych wodorotlenków, np. $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$:
np. SnSO_3 – siarczan (IV) cyny (II), $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$ – octan ołowiu (II)

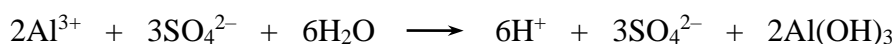
Zadanie 7

Napisz równania reakcji hydrolizy podanych soli. Określ odczyn ich wodnych roztworów:

- siarczan(VI) glinu,
- azotan(III) sodu,
- siarczan(IV) amonu,
- węglan potasu,
- chlorek żelaza(II).

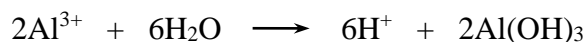
Rozwiązanie:

- Zapis jonowy reakcji hydrolizy siarczanu(VI) glinu:



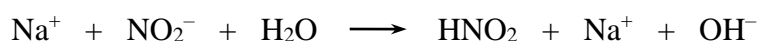
W jonowym zapisie równania zwracamy szczególną uwagę na ilość moli jonów powstających w wyniku dysocjacji mocnych elektrolitów:

1 mol $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ w roztworze wodnym dysocjuje na 2 mole jonów Al^{3+} i 3 mole jonów SO_4^{2-} , których powstają 3 mole cząsteczek H_2SO_4 . Dysocjują one tworząc 6 moli jonów H^+ i 3 mole jonów SO_4^{2-} . Powtarzające się po obu stronach równania jony 3 mole jonów SO_4^{2-} pomijamy i otrzymujemy:

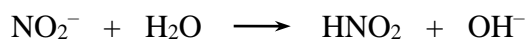


Powstały nadmiar jonów H^+ powoduje odczyn kwaśny roztworu.

b) Zapis jonowy reakcji hydrolizy azotanu(III) sodu:

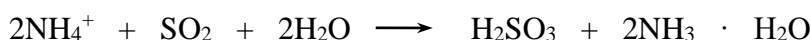


Jony, które nie biorą udziału w reakcji (powtarzają się po obu stronach równania) pomijamy i otrzymujemy zapis jonowy skrócony równania:



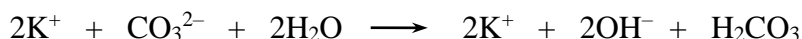
Powstały nadmiar jonów OH^- powoduje odczyn zasadowy roztworu.

c) Zapis jonowy reakcji hydrolizy siarczanu(IV) amonu:

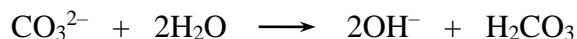


Roztwór ma odczyn obojętny.

d) Zapis jonowy reakcji hydrolizy węglanu potasu:

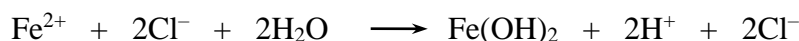


Powtarzające się po obu stronach równania jony K^+ pomijamy w równaniu i otrzymujemy zapis jonowy skrócony:

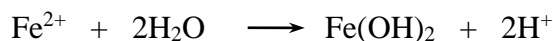


Powstały nadmiar jonów 2OH^- powoduje odczyn zasadowy roztworu.

e) Zapis jonowy reakcji hydrolizy chlorku żelaza(II):



Pomijamy w równaniu jony nie biorące udziału w reakcji i otrzymujemy zapis jonowy skrócony:



Powstały nadmiar jonów H^+ powoduje odczyn kwaśny roztworu.

II. Zadania i pytania do samodzielnego wykonania przez studenta

1. Jakie jest pH roztworu, jeżeli:
 - a) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 5,50 \cdot 10^{-6} \text{ mol/l}$,
 - b) $[\text{OH}^-] = 1,82 \cdot 10^{-9} \text{ mol/l}$?
2. Jakie jest stężenie jonów H_3O^+ i OH^- w $t = 25 \text{ }^\circ\text{C}$ w roztworach:
 - c) 0,005 molowym roztworze $\text{Ba}(\text{OH})_2$,
 - d) 0,055 molowym roztworze KOH ?
3. Jakie jest pH:
 - a) krwi ludzkiej, w której stężenie jonów oksoniowych wynosi $4 \cdot 10^{-8} \text{ mol/dm}^3$,
 - b) 0,03 molowego roztworu HCl ,
 - c) 0,05 molowego roztworu KOH .
4. Obliczyć stężenie molowe roztworu wodorotlenku potasu, którego $\text{pH} = 12$.
5. Obliczyć pH roztworu otrzymanego po rozpuszczeniu 0,05 g NaOH w $0,5 \text{ dm}^3$ wody.
6. Obliczyć pH i stopień dysocjacji kwasu octowego, CH_3COOH w jego roztworze o stężeniu $0,2 \text{ mol/dm}^3$; stała dysocjacji $K_{c,\text{CH}_3\text{COOH}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$.
7. Obliczyć wartość pH roztworu kwasu jednoprotonowego o stężeniu $0,01 \text{ mol/dm}^3$, wiedząc, że stała dysocjacji tego kwasu wynosi $K_a = 5,0 \cdot 10^{-3}$.
8. Określ odczyn następujących soli. Napisz równania reakcji hydrolizy dla dwóch wybranych soli:
 - a) AgNO_3 ,
 - b) K_2S ,
 - c) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$,
 - d) CuS .
9. Napisz reakcję hydrolizy, określ rodzaj hydrolizy; podaj odczyn roztworu następujących soli:
 - a) Azotan (V) baru,
 - b) Azotan (V) ołowiu (II).
10. Wodny roztwór NaHCO_3 wykazuje słabszy odczyn zasadowy niż roztwór Na_2CO_3 o tym samym stężeniu. Wyjaśnij to zjawisko układając odpowiednie równania.