



Instytut Matematyki, Fizyki i Chemii
Zakład Chemii

Laboratorium chemii technicznej

Ćwiczenie laboratoryjne
Reakcje soli z wodą

KIEROWNIK
Zakładu Chemii
Kalbarczyk-Jedynak
dr inż. Agnieszka Kalbarczyk-Jedynak

Opracowali:
dr inż. Andrzej Kozłowski
dr inż. Agnieszka Kalbarczyk-Jedynak
dr Magdalena Ślaczka-Wilk
dr inż. Konrad Ćwirko
mgr inż. Czesław Wiznerowicz
Grażyna Gorzycka

Szczecin 2023

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 ją wykorzystać 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:

- hydroliza (definicja), hydroliza soli różnego typu i odczyny ich roztworów, stała i stopień hydrolizy, równanie Hendersona-Hasselbalcha,

1.1. Reakcje soli z wodą (hydroliza soli)

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:

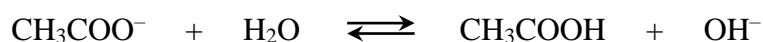
- słabych kwasów mocnymi wodorotlenkami,
- słabych kwasów słabymi wodorotlenkami,
- mocnych kwasów słabymi wodorotlenkami.

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

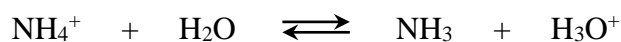


Odczyn roztworu, po ustaleniu się równowagi hydrolitycznej, jest zasadowy (jony Na^+ pochodzące z dysocjacji octanu sodowego nie łączą się z jonami OH^- , ponieważ NaOH jest silnym elektrolitem, prawie całkowicie zdysocjowanym na jony).

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

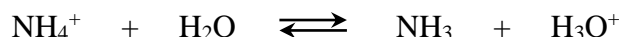
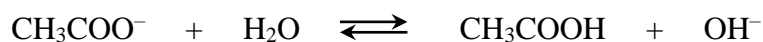


Po reakcji, ze względu na obecność jonu hydroniowego H_3O^+ , roztwór będzie wykazywał odczyn kwaśny.

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

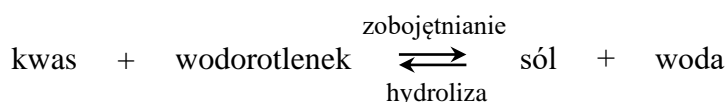
- $K_k = K_z$, albo mało się różnią – odczyn obojętny,
- $K_k > K_z$ więcej niż trzy rzędy wielkości – odczyn słabo kwaśny,
- $K_k < K_z$ więcej niż trzy rzędy wielkości – odczyn słabo alkaliczny.

Tabela 2

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.

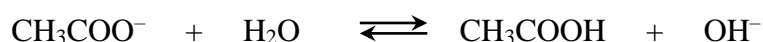
1.1.1. Stała (K_h) i stopień hydrolizy (β)

Wymienione wielkości zostaną wyprowadzone tylko na przykładzie hydrolizy soli typu słabego kwasu i mocnego wodorotlenku 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

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

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

3. WYKONANIE ĆWICZENIA

Doświadczenie 1 – 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 wodorotlenek, 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 soli z wodą (reakcji hydrolizy) napisanych cząsteczkowo i jonowo.
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 2 – 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 4 cm³ 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 – zapis cząsteczkowy i jonowy.
2. Jaki wpływ na przebieg procesu i zmianę barwy roztworu ma temperatura? Uzasadnić, dlaczego tak się dzieje.

Doświadczenie 3 (teoretyczne) – Zapisywanie reakcji hydrolizy ze wskazaniem rodzaju hydrolizy podanych wodnych roztworów soli oraz określanie odczynu wodnych roztworów podanych soli

Opracowanie wyników:

1. Określić odczyn wodnych roztworów podanych soli: NaCl; Fe₂(SO₄)₃; Na₂CO₃; MgCl₂; MgCO₃.
2. Napisać równanie reakcji hydrolizy, określić rodzaj hydrolizy oraz odczyn wodnego roztworu soli: K₂CO₃.
3. Napisać równanie reakcji hydrolizy, określić rodzaj hydrolizy oraz odczyn wodnego roztworu soli: FeCl₂.
4. Napisać równanie reakcji hydrolizy, określić rodzaj hydrolizy oraz odczyn wodnego roztworu soli: CH₃COONa.

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 poprawnego sprawozdania pisemnego z wykonanego ćwiczenia (zgodnie z wytycznymi do opracowania sprawozdania wg. <https://www.am.szczecin.pl/pl/jednostki/instytut-matematyki-fizyki-i-chemii/zaklad-chemii/dydaktyka/chemia-techniczna/chemia-tech-lab/>) na następnych zajęciach.

I. Przykłady zadań z rozwiązaniami

Przykład 1

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 kwasowy 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 kwasowy 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.

Przykład 2

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

- kwasowy,
- zasadowy,
- obojętny.

Rozwiązanie:

- odczyn kwasowy 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).

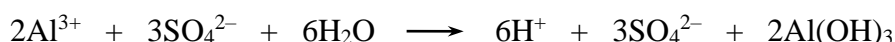
Przykład 3

Napisz w formie jonowej i jonowej skróconej równania reakcji hydrolizy podanych soli. Określ odczyn ich wodnych roztworów:

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

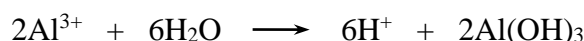
Rozwiązanie:

a) Zapis jonowy reakcji hydrolizy siarczanu(VI) glinu:



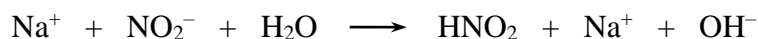
W jonowym zapisie równania zwracamy szczególną uwagę na ilość moli jonów powstających w wyniku dysocjacji mocnych elektrolitów:

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:

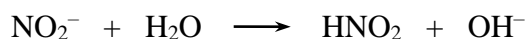


Powstały nadmiar jonów H^+ powoduje odczyn kwasowy roztworu.

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

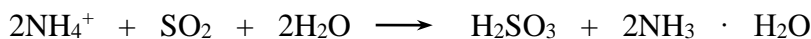


Jony, które nie biorą udziału w reakcji (powtarzają się po obu stronach równania) pomijamy i otrzymujemy zapis jonowy skrócony równania:



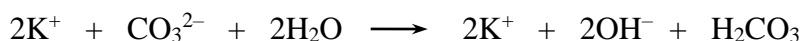
Powstały nadmiar jonów OH^- powoduje odczyn zasadowy roztworu.

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

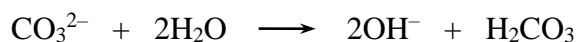


Roztwór ma odczyn obojętny.

d) Zapis jonowy reakcji hydrolizy węglanu potasu:

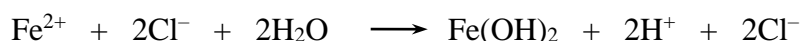


Powtarzające się po obu stronach równania jony K^+ pomijamy w równaniu i otrzymujemy zapis jonowy skrócony:

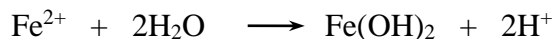


Powstały nadmiar jonów 2OH^- powoduje odczyn zasadowy roztworu.

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 kwasowy roztworu.

II. Zadania i pytania do samodzielnego wykonania przez studenta

1. Określ odczyn następujących soli. Napisz cząsteczkowe równania reakcji hydrolizy dla dwóch wybranych soli:
 - a) AgNO_3 ,
 - b) K_2S ,
 - c) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$,
 - d) CuS .
2. Napisz reakcję hydrolizy (cząsteczkową, jonową i jonową skróconą), określ rodzaj hydrolizy; podaj odczyn roztworu następujących soli:
 - a) Azotan (V) baru,
 - b) Azotan (V) ołowiu (II).
3. Wodny roztwór NaHCO_3 wykazuje słabszy odczyn zasadowy niż roztwór Na_2CO_3 o tym samym stężeniu. Wyjaśnij to zjawisko układając odpowiednie równania.