

**WPŁYW WYBRANYCH ODCZYNNIKÓW CHEMICZNYCH
NA STAN RÓWNOWAGI W WODNYCH ROZTWORACH
SOLI HYDROLIZUJĄCYCH**

**THE INFLUENCE OF SELECTED CHEMICAL REAGENTS
ON THE EQUILIBRIUM STATE IN AQUEOUS SOLUTIONS
OF HYDROLYSING SALTS**

Grzegorz Bujak, Cezary Wegenko, Jakub Kołomański

ABSTRACT

The processes of hydrolysis play an important role in analytical chemistry but they could be beneficial or harmful to the analysis. Knowledge of the hydrolysis process allows to benefit from it or protect against it, which is used especially in industrial technology. The results of the studies confirmed that the hydrolysis is an equilibrium process and we can move the equilibrium state in a certain direction by changing concentration of the hydrolysis products.

Two separate experiments were conducted (part I and part II) four aqueous solution of hydrolyzing salt. In flasks No. 1 and No. 2 salts formed from strong acid and weak base were used, in flasks No. 3 and No. 4 – salts formed from strong base and weak acid. Observations were conducted at predetermined time intervals: immediately after making the aqueous solution, after two weeks, after four weeks and after six weeks. Subsequently the second part of the experiments were conducted, which consisted in disturbing the established state of the equilibrium of the hydrolysis processes in four flasks. Two reagents with opposite pH were used: aqueous solution of hydrochloric acid and aqueous solution of sodium hydroxide. The first reagent was added to flasks 1 and 2 while the second reagent was added to flasks 3 and 4. After making some observations, conclusions were drawn, which thoroughly confirmed the thesis commonly presented in literature, that hydrolysis is a process that occurs with establishing chemical equilibrium and that chemical equilibrium can be changed to shift back the process of hydrolysis.

Słowa kluczowe: hydroliza soli, procesy równowagowe, cofanie hydrolizy

Key words: salt hydrolysis, equilibrium processes, reversing hydrolysis

I Ogólnokształcące Liceum Akademickie im Janiny Kossakowskiej-Dębickiej w Kielcach,

Grzegorz Bujak, e-mail: grzegorz.bujak@hotmail.com

Cezary Wegenko e-mail: czarek.w_111@o2.pl

Jakub Kołomański e-mail: kolomanski.kuba@wp.pl

Opiekun merytoryczny/*Guardian substantive*: mgr Aleksandra Szychowska

Wprowadzenie

Hydrolizą nazywamy wzajemne oddziaływanie jonów soli z wodą, w której ta sól jest rozpuszczona. Hydrolizie ulegają tylko te sole, których jony mają zdol-

ność przyjmowania lub oddawania protonów w środowisku wodnym. Do soli tego typu należą sole słabych kwasów i mocnych zasad, słabych zasad i mocnych kwasów oraz słabych kwasów i słabych zasad (Penkala 1982, Drapała 1999).

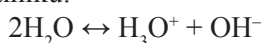
Procesy hydrolizy są często obecne w życiu codziennym, w laboratorium czy w przemyśle spożywczym. Zjawisko to towarzyszy nam np. podczas mycia rąk mydłem. Jest powszechne w chemii analitycznej podczas sporządzania wodnych roztworów niektórych soli czy też w rolnictwie podczas nawożenia gleb. Mamy z nim do czynienia również podczas produkcji karmelu i cukierków z sacharozy czy też hydrolizatów białkowych mających zastosowanie np. do produkcji zup i sosów w proszku.

Hydrolizą nazywano do niedawna także zjawisko zmiany stężenia jonów wodorowych w wodzie, następujące na skutek rozpuszczenia w niej różnego rodzaju soli. Dokładniejsze zbadanie tego zjawiska prowadzi jednak do wniosku, że mamy do czynienia z ustaleniem się równowag kwasowo-zasadowych opisywanych przez teorię Brönsteda-Lowry'ego (Bielański 2009). Według tej teorii zjawisko hydrolizy jest procesem protolizy, w którym tworzy się mocna zasada (OH^-) lub mocny kwas (H_3O^+), a zatem roztwór przestaje być obojętny. Sole pochodzące od słabych kwasów i mocnych zasad (np. CH_3COONa) mają odczyn zasadowy, a sole mocnych kwasów i słabych zasad – odczyn kwasowy (np. FeCl_3).

Oznaczając anion słabego kwasu jako A^- oraz kation słabej zasady jako B^+ , można w uogólniony sposób zapisać równania przedstawiające hydrolizę odpowiednio anionową (1) i kationową (2):



W obu przypadkach utworzone w nadmiarze jony, odpowiednio OH^- (1) i H_3O^+ (2), zaburzają równowagę dysocjacji wody, jaka ustaliła się w czystym rozpuszczalniku:



Równowagę hydrolizy można przesunąć w określonym kierunku, zmieniając stężenie produktów hydrolizy (Sobczyk, Kiszka 1975). Ma to ważne znaczenie nie tylko w analizie chemicznej, gdzie w wielu przypadkach muszą być stosowane czyste, pozbawione produktów hydrolizy odczynniki chemiczne, ale także przy rozwiązywaniu problemów ekologicznych, np. zakwaszenia gleb. Zjawisko to zachodzi bardzo często i jest spowodowane nie tylko kwaśnymi opadami, ale właśnie hydrolizą soli (np. AlCl_3 czy NH_4Cl), stosowanych podczas nawożenia. Należy wtedy glebę zobojętnić, np. przez wapnowanie węglanem wapnia (Skinder 1998).

Celem przeprowadzonych doświadczeń było potwierdzenie ogólnie przyjętej tezy, że procesem hydro-

lizy nazywamy równowagi ustalające się po rozpuszczeniu w wodzie określonych typów soli oraz że równowagi te można przesunąć tak, aby cofnąć zjawisko hydrolizy.

Charakterystyka użytych odczynników

Do przeprowadzenia doświadczeń zastosowano dwa rodzaje soli: pochodzące od mocnego kwasu i słabej zasady oraz pochodzące od słabego kwasu i mocnej zasady. W pierwszym przypadku użyto chlorku żelaza (III) i chlorku kobaltu (II), a w drugim – octanu sodu i siarczku sodu. Odczynniki te łatwo rozpuszczają się w wodzie, tworząc w niej roztwory, w których po pewnym czasie powstają nowe produkty.

Chlorek żelaza (III) (FeCl_3) jest substancją silnie higroskopijną. Mniej stężone roztwory FeCl_3 mają barwę brunatną lub żółto-brunatną, pochodzącą od hydroksokationów, np. $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]^{2+}$, stanowiących produkt hydrolizy tej soli (Bielański 2009).

Chlorek kobaltu (II) (CoCl_2) zawiera jony $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ skoordynowane oktaedrycznie. Jest on stosowany do wykrywania wody, gdyż w wyniku odwodnienia różowe jony $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ przekształcają się w niebieskie tetraedryczne jony $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ (Lee 1997).

Siarczek sodu w czystej postaci jest bezbarwny, zazwyczaj jednak zawiera zanieczyszczenia wielosiarczkami, co powoduje, że jego roztwór przybiera barwę żółtawą. Związek ten ulega w wodzie w dużym stopniu hydrolizie, tworząc jony S^{2-} , HS^- i OH^- .

Octan sodu jest solą kwasu karboksylowego. Kwas octowy, podobnie jak inne kwasy karboksylowe, jest słaby i ma niewielką skłonność do odszczepiania protonów. Aniony karboksylanowe są umiarkowanie mocnymi zasadami i wykazują znaczną tendencję do łączenia się z protonami. Aniony te reagują z wodą, co powoduje zwiększenie stężenia jonów wodorotlenkowych (Morrison, Boyd 1996).

Metoda badań

Część 1

W ponumerowanych kolbach miarowych (1–4) o pojemności 200 ml przygotowano cztery roztwory wodne, rozpuszczając wybrane sole w wodzie destylowanej. Odważono po 5 g każdej soli: 1) chlorku kobaltu (II) [fot. 1a)], 2) chlorku żelaza (III) [fot. 2a)], 3) octanu sodu [fot. 3a)], 4) siarczku sodu, wsypano je do czterech kolb miarowych i dopełniono wodą destylowaną do kreski. Zawartość kolb dokładnie wymie-

szano. Kolby oznaczono za pomocą wzorów rozpuszczonych soli. Następnie przeprowadzono obserwacje w następujących odcinkach czasowych:

- 1) natychmiast po sporządzeniu roztworów,
- 2) po 2 tygodniach od sporządzenia roztworów,
- 3) po 4 tygodniach od sporządzenia roztworów,
- 4) po 6 tygodniach od sporządzenia roztworów.

Obserwacje polegały na oględzinach zawartości kolb oraz na badaniu zapachu zawartości kolby nr 3 i 4 w temperaturze pokojowej i po lekkim ogrzaniu.

Część 2

Odrębną częścią doświadczenia było przeprowadzenie procesu cofania się hydrolizy badanych soli na skutek zastosowania odpowiednich odczynników dobranych zgodnie z istotą reguły Le Chateliera-Brauna (tzw. reguła przekory), która stwierdza, że: „Jeśli układ w równowadze zostanie zakłócony, to jego skład zmieni się w taki sposób, aby zmniejszyć wpływ zakłócenia”. Wynika z niej, że po dodaniu do układu w stanie równowagi cząstek występujących w tym stanie, to reakcja zachodzi w takim kierunku, aby te cząstki usunąć (Whittaker, Mount, Heal 2004).

Oznacza to, że aby cofnąć hydrolizę badanych soli, należy użyć takiego odczynnika, który zwiększy stężenie jonów powstających jako produkt hydrolizy. Dla soli w kolbach 1 i 2 zastosowano wodny roztwór kwasu solnego [fot. 1b) i 2b)], a dla soli w kolbach 3 [fot. 3b)] i 4 – wodny roztwór zasady sodowej. Do kolb, po uprzednim usunięciu części roztworu, wiano po 10 cm³ odpowiednio dobranych odczynników. Przeprowadzono obserwacje.

Obserwacje i wyniki

Część 1

Wykonano następujące obserwacje:

- 1) natychmiast po sporządzeniu roztworów:
 - powstały jednorodne mieszaniny, nie można było odróżnić składników mieszanin ani stwierdzić określonego zapachu;
- 2) po 2 tygodniach:
 - w kolbie nr 1 – widoczny osad o barwie różowej w niewielkiej ilości, w kolbie nr 2 – widoczny brunatny osad, cały roztwór stał się pomarańczowobrunatny, w kolbie nr 3 i 4 – brak osadów, bardzo słabo wyczuwalny zapach octu w kolbie nr 3 i siarkowodoru w kolbie nr 4;
- 3) po 4 tygodniach:
 - w kolbie nr 1 – ilość różowego osadu znacznie

zwiększyła się, roztwór stał się mętny [fot. 1a)];

- w kolbie nr 2 – powstała duża ilość brunatnego osadu, roztwór stał się mętny [fot. 2a)];
 - w kolbie nr 3 – po lekkim ogrzaniu wystąpił wyraźnie wyczuwalny zapach octu [fot. 3a)];
 - w kolbie nr 4 – po lekkim ogrzaniu wystąpił wyraźnie wyczuwalny nieprzyjemny zapach siarkowodoru;
- 4) po 6 tygodniach:
 - w kolbach 1–4 obserwacje są podobne do wcześniejszych (po 4 tygodniach), ilości produktów hydrolizy są znaczne.

Część 2

Po wlaniu do kolby nr 1 i 2 po 10 cm³ roztworu HCl zaobserwowano zanik osadów. Barwa roztworu w kolbie nr 1 stała się intensywnie różowa, a roztwór stał się klarowny [fot. 1b)].

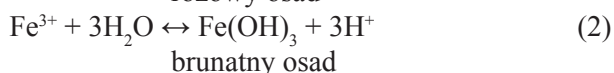
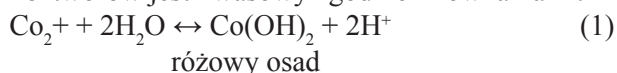
Barwa roztworu w kolbie nr 2 zmieniła się na żółtą z wcześniejszej pomarańczowobrunatnej, a roztwór stał się klarowny [fot. 2b)].

Po wlaniu do kolby nr 3 i 4 po 10 cm³ roztworu NaOH w obu kolbach zanikły charakterystyczne zapachy (octu – nr 3, siarkowodoru – nr 4) [fot. 3b)].

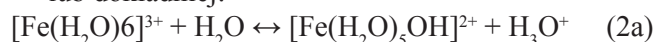
Podsumowanie

Hydroliza to reakcja wody z jonami słabych kwasów lub słabych zasad powstającymi podczas dysocjacji elektrolitycznej soli. Podczas hydrolizy lub w jej wyniku powstają produkty słabo zdysocjowane lub trudno rozpuszczalne oraz nadmiar jonów H⁺ lub OH⁻. Hydrolizie ulegają niektóre sole, a proces ten decyduje o odczynie ich roztworów. Typ hydrolizy zależy od tego, które jony pochodzące z dysocjacji elektrolitycznej soli reagują z wodą.

Chlorek kobaltu (II) i chlorek żelaza (III) to sole pochodzące od mocnego kwasu i słabej zasady, dlatego w ich przypadku zaszła hydroliza kationowa, a odczyn ich roztworów jest kwasowy zgodnie z równaniami:



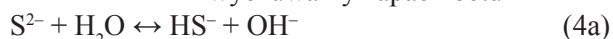
lub dokładniej:



Octan sodu i siarczek sodu to sole pochodzące od słabego kwasu i mocnej zasady, dlatego w ich przypadku zaszła hydroliza anionowa, a odczyn ich roztworów jest zasadowy zgodnie z równaniami:



wyczuwalny zapach octu



wyczuwalny zapach siarkowodoru

W części II doświadczenia potwierdzono tezę, że pod wpływem działania czynnika zewnętrznego i dążenia układu do osiągnięcia nowego stanu równowagi chemicznej zmienia się skład równowagowej mieszaniny substratów i produktów oraz wydajność danej reakcji chemicznej. Jeżeli do układu dodamy produkt już obecny w tym układzie, to wydajność reakcji chemicznej zmniejsza się, a stan równowagi przesuwa się w lewo. Analizując równania zachodzących reakcji hydrolizy wybranych soli (1), (2), (3) i (4a, 4b), wnioskujemy, że po dodaniu do roztworu 1 i 2 wodnego roztworu HCl zwiększy się stężenie jonów H^+ w wyniku dysocjacji kwasu solnego. A zatem stan równowagi procesu przesuwa się w lewo – w kierunku powstawania jonów Co^{2+} i Fe^{3+} – hydroliza cofa się. Po dodaniu do roztworu 3 i 4 wodnego roztworu NaOH zwiększy się stężenie jonów OH^- w wyniku dysocjacji zasady sodowej. Stąd stan równowagi reakcji przesuwa się w lewo – w kierunku powstawania jonów CH_3COO^- i S^{2-} – hydroliza cofa się.

Obie części doświadczeń potwierdziły tezę, że hydroliza jest procesem zachodzącym z ustalającym się stanem równowagi, oraz że stan równowagi można przesunąć tak, aby cofnąć zjawisko hydrolizy poprzez zwiększenie stężenia jonów H^+ i OH^- .

Literatura

- Bielański A., 2009: Podstawy chemii nieorganicznej, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa.
- Drapała T., 1999: Chemia ogólna nieorganiczna z zadaniami, Wydawnictwo SGGW, Warszawa.
- Lee J.D., 1997: Zwięzła chemia nieorganiczna; A New Concise Inorganic Chemistry, 3rd edition, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa.
- Morrison R.T., Boyd R.N., 1996: Chemia organiczna, Organic Chemistry, Third Edition, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa.
- Penkala T., 1982: Podstawy chemii ogólnej, Państwowe Wydawnictwo Naukowe, Warszawa.
- Skinder N.W., 1998: Chemia a ochrona środowiska, Wydawnictwa Szkolne i Pedagogiczne, Warszawa.
- Sobczyk L., Kiszka A., 1975: Chemia fizyczna dla przyrodników, Państwowe Wydawnictwo Naukowe, Warszawa.
- Whittaker A.G., Mount A.R., Heal M.R., 2004: Che-

mia fizyczna. Krótkie wykłady; Instant Notes In Physical Chemistry, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa.

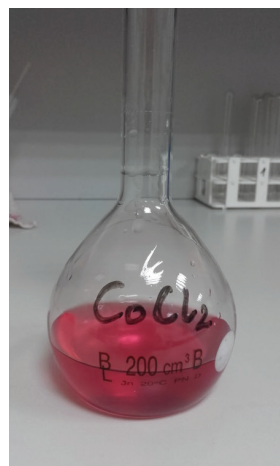
STRESZCZENIE

Procesy hydrolizy odgrywają w chemii analitycznej dużą rolę, przy czym dla toku analizy bywają zarówno korzystne, jak i szkodliwe. Znajomość procesu hydrolizy pozwala na jego wykorzystanie lub na zabezpieczenie się przed nim, co zwłaszcza jest stosowane w technologii przemysłowej.

W przeprowadzonych doświadczeniach potwierdzono tezę, że hydroliza to proces równowagowy, oraz że równowagę hydrolizy można przesunąć w określonym kierunku, zmieniając stężenie produktów hydrolizy. Wykonano dwa odrębne doświadczenia (część I i część II), które przeprowadzono na czterech wodnych roztworach soli hydrolizujących. W kolbach nr 1 i nr 2 zastosowano sole pochodzące od mocnego kwasu i słabej zasady, a w kolbach nr 3 i nr 4 – sole pochodzące od słabego kwasu i mocnej zasady. Obserwacje prowadzono w określonych odstępach czasowych, natychmiast po sporządzeniu roztworów, po 2 tygodniach, po 4 tygodniach i po 6 tygodniach. Następnie wykonano drugą część doświadczeń, polegającą na zaburzeniu ustalonego stanu równowagi procesów hydrolizy w czterech kolbach. Zastosowano dwa odczynniki o przeciwnym odczynie, to jest wodny roztwór kwasu solnego i wodny roztwór zasady sodowej, przy czym odczynnik pierwszy dodano do kolb nr 1 i 2, a odczynnik drugi – do kolb nr 3 i 4. Po przeprowadzeniu stosownych obserwacji wyciągnięto wnioski, które w pełni potwierdziły ogólnie przyjętą w literaturze tezę, że hydroliza jest procesem zachodzącym z ustalającym się stanem równowagi, oraz że stan równowagi można przesunąć tak, aby cofnąć zjawisko hydrolizy.



Fot. 1a) Chlorek kobaltu (II) po czterech tygodniach od sporządzenia roztworu (kolba 1) (fot. A. Szychowska)
Photo 1a) Cobalt chloride (II) after four weeks since making a solution (flask 1) (Photo. A. Szychowska)



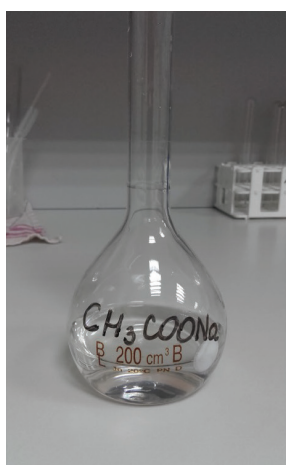
Fot. 1b) Chlorek kobaltu (II) po dodaniu wodnego roztworu kwasu solnego (kolba 1) (fot. A. Szychowska)
Photo 1b) Cobalt chloride (II) after the addition of aqueous solution of hydrochloric acid (flask1) (Photo. A. Szychowska)



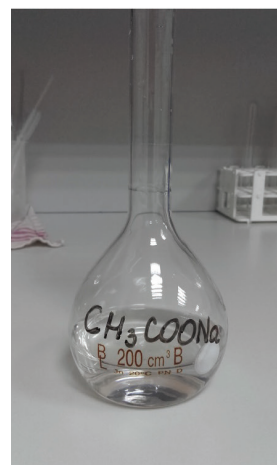
Fot. 2a) Chlorek żelaza (III) po czterech tygodniach od sporządzenia roztworu (kolba 2) (fot. A. Szychowska)
Photo 2a) Iron chloride (III) after four weeks since making a solution (flask 2) (Photo. A. Szychowska)



Fot. 2b) Chlorek żelaza (III) po dodaniu wodnego roztworu kwasu solnego (kolba 2) (fot. A. Szychowska)
Photo 2b) Iron chloride (III) after the addition of aqueous solution of hydrochloric acid (flask2) (Photo. A. Szychowska)



Fot. 3a) Octan sodu po czterech tygodniach od sporządzenia roztworu (kolba 3) (fot. A. Szychowska)
Photo 3a) Sodium acetate after four weeks since making a solution (flask 3) (Photo. A. Szychowska)



Fot. 3b) Octan sodu po dodaniu wodnego roztworu zasady sodowej (kolba 3) (fot. A. Szychowska)
Photo 3b) Sodium acetate after the addition of aqueous solution of sodium hydroxide (flask 3) (Photo. A. Szychowska)