

HYDROLIZA SOLI

Cel ćwiczenia

Celem ćwiczenia jest przeprowadzenie hydrolizy dla wybranych roztworów mocnych i słabych elektrolitów.

Zakres wymaganych wiadomości

1. Dysocjacja elektrolityczna, stała dysocjacji, stopień dysocjacji, pH.
2. Zjawisko hydrolizy.
3. Iloczyn jonowy wody.
4. Przebieg ćwiczenia
 - 4.1. Wykonanie ćwiczenia
 - 4.2. Opracowanie wyników

W całym szeregu zjawisk, które opisuje chemia, można wyróżnić 3 zasadnicze trendy. Pierwszy z nich zajmuje się równowagą, która istnieje pomiędzy substancjami w układzie, drugi opisuje przejścia układu pomiędzy różnymi stanami równowagi, ostatni związany jest z określeniem kinetyki reakcji. Zjawisko hydrolizy niepodważalnie zalicza się do pierwszej grupy.

Substancje rozpuszczone w wodzie mogą zachowywać się w trojaki sposób:

1. w roztworze występują wyłącznie całe cząsteczki substancji rozpuszczonej, wtedy taki roztwór nie jest elektrolitem,
2. w roztworze występują zarówno całe cząsteczki jak i jony posiadające ładunek elektryczny, wtedy taki roztwór nazywamy elektrolitem słabym, np. H_3PO_4 , HNO_2 , CH_3COOH ,
3. w roztworze występują tylko jony powstałe na skutek dysocjacji molekuł substancji rozpuszczonej, wtedy taki roztwór nazywamy elektrolitem mocnym, np. HCl , H_2SO_4 , NaOH ,

Biorąc pod uwagę moc danej substancji, która może wziąć udział w reakcji hydrolizy wyróżniamy następujące rodzaje elektrolitów:

- **mocne:**
 - prawie wszystkie sole nieorganiczne
 - część kwasów nieorganicznych (np. HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , HBr , HI)
 - wodorotlenki litowców i berylowców z wyjątkiem $\text{Be}(\text{OH})_2$ i $\text{Mg}(\text{OH})_2$
- **słabe:**
 - część kwasów nieorganicznych (H_2S , HCN , H_2CO_3)
 - część wodorotlenków nieorganicznych (NH_4OH , większość wodorotlenków metali dwu- i trójwartościowych)
 - kwasy i zasady organiczne
- **średniej mocy**, np. H_3PO_4 , H_2SO_3 , H_3AsO_4 .

1. Dysocjacja elektrolityczna, stała dysocjacji, stopień dysocjacji.

1.1. Dysocjacja elektrolityczna

Substancje, które podczas rozpuszczania w wodzie (lub innych rozpuszczalnikach) rozpadają się na jony nazywamy **elektrolitami**. Substancje te mają zdolność przewodzenia prądu elektrycznego.

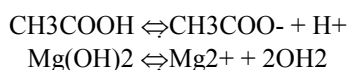
Proces rozpadu substancji na jony (pod wpływem rozpuszczalnika) nosi nazwę **dysocjacji elektrolitycznej**.

Elektrolitami mogą być substancje o budowie jonowej (np. sole), a także liczne substancje o wiązaniach kowalencyjnych, które tworzą jony dopiero wskutek oddziaływania ich cząstek z rozpuszczalnikiem. Proces dysocjacji zależy od rodzaju wiązań w cząsteczce rozpuszczonej jak i od rodzaju rozpuszczalnika. Woda, ze względu na dipolowy charakter cząsteczki jest dobrym rozpuszczalnikiem dla substancji posiadających wiązanie jonowe lub atomowe spolaryzowane.

1.2. Stała dysocjacji

Podczas przebiegu reakcji chemicznej w roztworach ustala się pewien stan równowagi pomiędzy niezdysojowaną i zdysojowaną częścią elektrolitu. Miara ilościową mocy elektrolitu jest stała dysocjacji **K**. **Stała dysocjacji jest to stosunek iloczynu stężeń jonów do stężenia cząsteczek nie zdysojowanych.**

W słabych elektrolitach cząsteczki niezdysojowane znajdują się w stanie równowagi z produktami dysocjacji (jonami). Reakcję dysocjacji dla słabego elektrolitu można zapisać jako reakcję odwracalną stosując równania:



W stanie równowagi, tzn. gdy szybkości reakcji w obu kierunkach są jednakowe, możemy określić stałą równowagi reakcji zgodnie z równaniami:

$$K_{AB} = \frac{[A^+][B^-]}{[AB]} \qquad K_{A_n B_m} = \frac{[A^{+m}]^n [B^{+n}]^m}{[A_n B_m]}$$

Stałą dysocjacji wyznacza się tylko dla słabych lub średniej mocy elektrolitów. Dla elektrolitów mocnych stężenie $[AB]$ lub $[A_n B_m]$ jest bliskie zeru. Stałych dysocjacji dla mocnych elektrolitów na ogół nie definiuje się, gdyż wartości ich są bardzo duże i zwykle wyraźnie zmieniają się ze stężeniem.

Stała dysocjacji nie zależy od stężenia elektrolitu, lecz wyłącznie od temperatury, bo wraz ze wzrostem temperatury wartość stałej dysocjacji wzrasta.

1.3. Stopień dysocjacji

Ogólnie dysocjacja substancji **AB** lub **A_nB_m** roztworze zachodzi według schematu:



Stosunek liczby cząsteczek (moli) rozpadających się na jony do ogólnej liczby cząsteczek (moli) rozpuszczonych nosi nazwę **stopnia dysocjacji elektrolitycznej α** .

$$\alpha = \frac{n_{zd}}{n_o}$$

α - stopień dysocjacji

n_{zd} – liczba cząsteczek rozpadających się

n_o – ogólna liczba cząsteczek rozpuszczonych

Stopień dysocjacji może przyjmować wartości $0 < \alpha < 1$. W zależności od stopnia dysocjacji elektrolity dzielimy na mocne, średniej mocy i słabe. Im więcej cząsteczek ulega rozpadowi na jony, tym mocniejszy jest elektrolit. Stopień dysocjacji elektrolitów wzrasta wraz z rozcieńczeniem roztworu.

2. Zjawisko hydrolizy.

Zazwyczaj dodając niewielką ilość soli do wody otrzymujemy roztwór, który zależnie od rodzaju rozpuszczonej soli może mieć odczyn obojętny, kwaśny lub zasadowy. Przyczyną tego zjawiska są reakcje jonów soli z wodą, czyli **hydroliza**.

Hydroliza jest reakcją odwrotną do reakcji zobojętniania. Hydrolizie ulegają tylko sole, których jony mają zdolność przyjmowania lub oddawania protonów w środowisku wodnym. Do soli tego typu należą z reguły:

- sole słabych kwasów i mocnych zasad,
- sole mocnych kwasów i słabych zasad
- sole słabych kwasów i słabych zasad.

Sole mocnych kwasów i mocnych zasad nie hydrolizują, ich jony w środowisku wodnym nie przyjmują i nie oddają protonów.

2.1. Hydroliza soli słabych kwasów i mocnych zasad

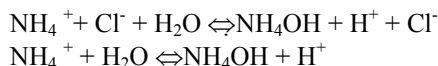
Tego rodzaju sole hydrolizują w roztworach wodnych powodując odczyn zasadowy. Na przykład cyjanek potasu KCN jest solą pochodzącą od bardzo słabego kwasu cyjanowodorowego HCN i mocnej zasady potasowej KOH. Po rozpuszczeniu tej soli w wodzie zachodzi reakcja:



W wyniku łączenia się jonów soli z wodą tworzy się słaby kwas HCN (w małym stopniu zdysocjowany) i mocna zasada KOH (całkowicie zdysocjowana na jony). Znajdujące się w roztworze jony OH⁻ nadają roztworowi odczyn zasadowy. (pH > 7)

2.2. Hydroliza soli słabych zasad i mocnych kwasów

W wyniku hydrolizy tego typu soli odczyn roztworu staje się kwaśny ($\text{pH} < 7$). Jako przykład podano hydrolizę chlorku amonu NH_4Cl .



Tworzący się w wyniku hydrolizy wodorotlenek amonu jest słabą zasadą, a więc słabo zdysocjowaną na jony. Natomiast HCl jest silnie zdysocjowanym na jony kwasem i znajdujące się w roztworze jony H^+ nadają mu odczyn kwaśny.

2.3. Hydroliza soli słabych kwasów i słabych zasad

Sole słabych kwasów i słabych zasad w roztworze wodnym ulegają hydrolizie, a odczyn wodnych roztworów tych soli będzie słabo kwaśny lub słabo zasadowy zależnie od tego, który z utworzonych elektrolitów, kwas czy zasada, jest mocniejszy (w większym stopniu zdysocjowany).

3.4. Sole mocnych kwasów i mocnych zasad

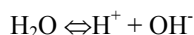
Sole tej grupy nie ulegają hydrolizie, a ich roztwory wykazują odczyn obojętny ($\text{pH} = 7$), np.



Po prawej i po lewej stronie równania są jednakowe reagenty, stąd wniosek, że sole mocnych kwasów i mocnych zasad nie hydrolizują.

3. Iloczyn jonowy wody.

Czysta woda jest bardzo słabym elektrolitem, którego część cząsteczek ulega rozpadowi na jony wg równania:



$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

K_w nazywa się iloczynem jonowym wody i wynosi 1×10^{-14} w temperaturze 298 K.

W celu wyrażenia kwasowości lub zasadowości roztworu (czyli tzw. odczynu roztworu) używa się pojęcia **pH** (tzw. współczynnik Sorensena), który został zdefiniowany jako ujemny logarytm ze stężenia molowego jonów wodorowych.

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

Dla: $\text{pH} = 7$ dla czystej wody i roztworów obojętnych

$\text{pH} < 7$ dla roztworów kwaśnych

$\text{pH} > 7$ dla roztworów zasadowych

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-7}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] < 1 \times 10^{-7}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > 1 \times 10^{-7}$$

Znając kwasowość lub zasadowość roztworu określoną stężeniem jonów wodorowych bądź wodorotlenkowych łatwo obliczyć pH roztworu. Niewielkie zmiany pH wpływają na przebieg wielu procesów chemicznych, zarówno biologicznych jak i przemysłowych.

Pomiary pH można wykonać przy pomocy wskaźników lub papierków wskaźnikowych, a dokładnie przy pomocy pH - metru. Wskaźniki są to słabo zdysocjowane kwasy lub zasady organiczne, które zmieniają swoją barwę w zależności od pH roztworu. Zmiana zabarwienia jest wynikiem zmiany stopnia dysocjacji własnej wskaźnika. Każdy wskaźnik ma charakterystyczny dla siebie zakres pH , w którym następuje stopniowa zmiana barwy. Zakres ten często nazywamy zakresem czułości danego wskaźnika.

4. Przebieg ćwiczenia

4.1.1. Pomiar pH słabych i mocnych elektrolitów

Odczynniki: 0.01M HCl, 0.01M H₂SO₄, 0.01M KOH, 0.01M NaOH, 0.01M kw. szczawiowy, 0.01M kw. cytrynowy, 0.01M NH_{3(aq)}

1. Przy pomocy pipety pobrać odpowiednią ilość 0.01M elektrolitu i rozcieńczyć w kolbie miarowej o pojemności 50 cm³ wodą destylowaną.
2. Zmierzyć pH otrzymanego roztworu, wyniki zestawić w tabeli.

Rodzaj elektrolitu	Stężenie roztworu	Objętość pobrana do sporządzenia roztworu	pH- zmierzone	pH- wyliczone (tylko dla mocnych elektrolitów)

4.1.2. Pomiar pH soli ulegających hydrolizie

Odczynniki: chlorek amonu, węglan sodu, cytrynian sodu, siarczan amonu, szczawian sodu, octan sodu

1. Odważyć na wadze obliczoną ilość danej soli potrzebną do uzyskania stężenia 0.1 – 0.3 M, a następnie przenieść do kolby miarowej o pojemności 50 cm³ i rozpuścić w wodzie destylowanej.
2. Zmierzyć pH otrzymanego roztworu, wyniki zestawić w tabeli.

Rodzaj soli	Stężenie roztworu	Ilość gramów potrzebna do sporządzenia roztworu	pH- zmierzone	Odczyn roztworu

4.2. Opracowanie wyników

1. Napisać równania reakcji dysocjacji elektrolitycznej dla powyższych mocnych elektrolitów oraz wodnego roztworu amoniaku.
2. Obliczyć pH elektrolitów.
3. Napisać równania reakcji zachodzących w wymienionych roztworach (chlorek amonu, octan sodu, siarczan amonu).
4. Wnioski.

Literatura

1. Praca zbiorowa pod redakcją K. Moskwy : „Ćwiczenia laboratoryjne z chemii z elementami teorii i obliczeń dla mechaników, Kraków 2000 r.