

ELEKTROLITY SŁABE I MOCNE. HYDROLIZA

W całym zakresie zjawisk opisywanych przez **chemię** można wyróżnić trzy główne nurty. Pierwszy z nich zajmuje się **równowagami**, które istnieją pomiędzy substancjami w układzie, drugi **transformacjami**, rozumianymi jako przejścia układu pomiędzy różnymi stanami równowagi, a trzeci szybkością (**kinetyką**) zachodzenia tych transformacji. W tym ćwiczeniu zapoznamy się ze zjawiskiem hydrolizy, które należy do pierwszej grupy zagadnień.

Substancje rozpuszczone mogą zachowywać się na trzy sposoby:

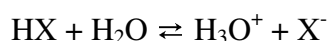
- 1) w roztworze (oprócz rozpuszczalnika) występują **wyłącznie całe cząsteczki** (molekuły) substancji rozpuszczonej. Na przykład cukier w wodzie. Taki roztwór nie jest elektrolitem.
- 2) w roztworze występują zarówno **całe cząsteczki** substancji rozpuszczonej jak i ich fragmenty (**jony**) obciążone ładunkiem elektrycznym. Ten typ roztworu nazywamy **elektrolitem słabym**. Przykładowe roztwory wodne to: H_3PO_4 , H_3BO_3 , HNO_2 , H_2S , CH_3COOH , kw. szczawiowy i cytrynowy, NH_3aq
- 3) w roztworze występują **wyłącznie jony** powstałe na skutek dysocjacji molekuł substancji rozpuszczonej. Są to **elektrolity mocne**. Przykłady: HCl , H_2SO_4 , HNO_3 , HClO_4 , NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$

DEFINICJE:

STAŁE RÓWNOWAGI

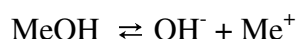
W roztworze ustala się stan równowagi pomiędzy niedysocjowaną a zdysocjowaną częścią elektrolitu. Miarą ilościową mocy elektrolitu jest stała dysocjacji (K_k lub K_z). Podane niżej wzory obowiązują formalnie dla wszystkich elektrolitów ale w praktyce są stosowane tylko dla elektrolitów słabych. Proszę zwrócić uwagę że gdy rozpatrujemy elektrolit silny (np. kwas) to $[\text{HX}]$ w mianowniku jest równe 0, a całe wyrażenie na stałą K_k traci sens liczbowy.

Dla słabego kwasu:



$$K_k = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{X}^-]}{[\text{HX}]}$$

Dla słabej zasady:



$$K_z = \frac{[\text{Me}^+][\text{OH}^-]}{[\text{MeOH}]}$$

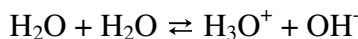
STOPIEŃ DYSOCJACJI

Oprócz stałej dysocjacji definiuje się także **stopień dysocjacji α** , określony jako stosunek stężenia elektrolitu, który uległ dysocjacji (c_{zdys}), do jego stężenia całkowitego (c).

$$\alpha = \frac{c_{\text{zdys}}}{c}$$

ILOCZYN JONOWY WODY

Woda jest bardzo słabym elektrolitem i dysocjuje zgodnie z równaniem:



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

K_w nazywa się iloczynem jonowym wody i wynosi $1.0 \cdot 10^{-14}$ w temperaturze 298 K.

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

pH = 7 dla czystej wody i roztworów obojętnych

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.0 \cdot 10^{-7}$$

pH < 7 dla roztworów kwaśnych

$$[\text{H}_3\text{O}^+] < 1.0 \cdot 10^{-7}$$

pH > 7 dla roztworów zasadowych

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > 1.0 \cdot 10^{-7}$$

HYDROLIZA - WPROWADZENIE

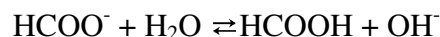
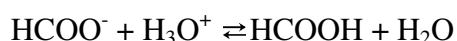
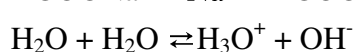
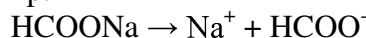
Przykładem równowagi jonowej jest hydroliza. Jest to reakcja pomiędzy rozpuszczoną solą i wodą. Hydrolizie ulegają sole:

a) słabego kwasu i mocnej zasady – dając odczyn zasadowy

b) mocnego kwasu i słabej zasady – dając odczyn kwaśny

c) słabego kwasu i słabej zasady – uzyskujemy odczyn w przybliżeniu obojętny

np.



JAK PRZEBIEGA HYDROLIZA, - PRZYKŁAD

Przyjrzyjmy się bliżej zjawisku hydrolizy na przykładzie octanu sodu. Podczas rozpuszczania w wodzie octan sodu dysocjuje na jony (Na^+ i CH_3COO^-). W roztworze jest pierwotnie 6 indywiduów chemicznych: (CH_3COONa [bardzo mało], H_2O [bardzo dużo], Na^+ [dużo], CH_3COO^- [dużo], H_3O^+ [bardzo mało], oraz OH^- [bardzo mało]). Poszczególne indywidua mieszają się w roztworze przy czym dochodzi do przypadkowych spotkań pomiędzy nimi. Niektóre z tych spotkań prowadzą do powstania nowych relacji w roztworze. Na przykład chwilowe spotkanie jonu sodowego z hydroksylowym i wodą molekularną daje roztwór zasady sodowej. W tym momencie i dla tej objętości odgrywa rolę równowaga pomiędzy Na^+ , OH^- i H_2O . Silna zasada, taka jaką jest wodorotlenek sodu pozostaje w roztworze wodnym zdysocjowana w całości. Z odmienną sytuacją mamy do czynienia gdy rozpatrujemy równowagę $\text{CH}_3\text{COOH} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$. Kwas octowy jest słabym kwasem, a zatem równowaga przesunięta jest w lewo i w roztworze powinno pozostać niewiele jonów CH_3COO^- oraz H^+ . Oznacza to tendencję do wytworzenia molekularnej formy kwasu octowego (którego nie było wcześniej w roztworze, podobnie jak cząsteczkowego NaOH), a jedyną drogą do tego celu jest pobranie jonów wodorowych z otoczenia. Zmniejszenie stężenia jonów wodorowych w układzie, w którym wszystkie te jony pochodzą z autodysocjacji wody, w sposób oczywisty prowadzi do pojawienia się znacznej ilości jonów hydroksylowych (OH^-) i alkalizacji roztworu.

INFORMACJE POSZERZAJĄCE

Zjawisko hydrolizy obejmuje również szereg procesów należących do zakresu chemii organicznej, biochemii czy biologii. Niektóre ważne dla przemysłu reakcje jak synteza alkoholi z olefin (np. etanolu z etenu) są reakcjami hydrolizy przebiegającymi w obecności katalizatorów o silnie kwasowych centrach aktywnych. Podobnie rozkład (zmydlanie) tłuszczu to także przykład reakcji hydrolizy. Hydroliza odgrywa istotną rolę w procesach przemiany materii. W organizmach żywych procesy hydrolizy białek, tłuszczów czy węglowodanów kontrolowane są przez szereg enzymów.

POMIAR pH SŁABYCH I MOCNYCH ELEKTROLITÓW - WYKONANIE ĆWICZENIA

Odczynniki: 0.001 M HCl, H₂SO₄, KOH, NaOH, 0.5 M kw. szczawiowy, kw. cytrynowy, NH_{3(aq)}

Pobrać pipetą odpowiednią ilość roztworu elektrolitu i rozcieńczyć w kolbie miarowej o pojemności 100 cm³ wodą destylowaną. Zmierzyć pH otrzymanego roztworu a wyniki zestawić w tabeli. (Stężenie i rodzaj elektrolitu dla danej osoby podaje asystent).

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

Napisać równania reakcji dysocjacji elektrolitycznej dla powyższych mocnych elektrolitów oraz wodnego roztworu amoniaku:

- 1.
- 2.
- 3.
- 4.

POMIAR pH SOLI ULEGAJĄCYCH HYDROLIZIE

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

Odważyć na wadze technicznej obliczoną ilość danej soli potrzebną do uzyskania stężenia wskazanego przez asystenta. A następnie przenieść do kolby miarowej o pojemności 100 cm³ i rozpuścić w wodzie destylowanej. Zmierzyć pH otrzymanego roztworu i otrzymane wyniki zestawić w tabeli. (stężenie i rodzaj soli dla danej osoby podaje asystent, masy molowe należy odczytać z etykiety)

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

Napisać równania reakcji zachodzące w wymienionych roztworach:

1. chlorek amonu
2. octan sodu
3. siarczan amonu