



Instytut Matematyki, Fizyki i Chemii

Zakład Chemii

Laboratorium chemii technicznej

Ćwiczenie laboratoryjne

Dysocjacja jonowa

Opracowali:

dr inż. Andrzej Kozłowski

dr inż. Agnieszka Kalbarczyk-Jedynak

dr Magdalena Ślęczka-Wilk

dr inż. Konrad Ćwirko

mgr inż. Czesław Wiznerowicz

Grażyna Gorzycka

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

Szczecin 2023

KARTA ĆWICZENIA

| | | | |
|--|---|---|--|
| 1 | Powiązanie z przedmiotami: ESO/26, DiRMiUO/26, EOUNiE/26 | | |
| | Specjalność/Przedmiot | Efekty kształcenia dla przedmiotu | Szczegółowe efekty kształcenia dla przedmiotu |
| | ESO/ 25 Chemia Techniczna | EKP1 K_W01, K_W02, K_U05 EKP2 K_U08, K_U09 | SEKP4-badanie właściwości fizykochemicznych roztworów wodnych, rodzaje stężeń, pojęcie rozpuszczalności, wpływ temperatury. SEKP4-badanie dysocjacji elektrolitycznej, zapisywanie równań dysocjacji, wyznaczanie stałej i stopnia dysocjacji, wpływ stałej dielektrycznej oraz wspólnego jonu. |
| | ESO/26 Chemia Wody, paliw i smarów | EKP3 K_U014, K_U015, K_U016. | SEKP6 – Wykonywanie oznaczeń wybranych wskaźników jakości wody technicznej; |
| DiRMiUO/26 Chemia Wody, paliw i smarów | EKP3 K_U014, K_U015, K_U016. | SEKP6 – Wykonywanie oznaczeń wybranych wskaźników jakości wody technicznej; | |
| EOUNiE/26 Chemia Wody, paliw i smarów | EKP3 K_U014, K_U015, K_U016. | SEKP6 – Wykonywanie oznaczeń wybranych wskaźników jakości wody technicznej; | |
| 2 | <p>Cel ćwiczenia:</p> <ul style="list-style-type: none"> – opanowanie wiedzy z zakresu roztworów i podstawowych sposobów wyrażania stężeń oraz z zakresu dysocjacji jonowej; – utrwalenie wiedzy na temat stopnia i stałej dysocjacji, mocnych i słabych kwasów i zasad; – opanowanie zapisywania równań dysocjacji kwasów, zasad i soli oraz wzoru na stałą równowagi K; – opanowanie podstawowych zależności matematycznych stężenia, stałej K i stopnia dysocjacji; – doświadczalne badanie wpływu wybranych czynników fizykochemicznych na przebieg procesu dysocjacji jonowej w warunkach laboratoryjnych. | | |
| 3 | <p>Wymagania wstępne:</p> <p>Student ma ogólną wiedzę chemiczną dotyczącą rodzajów roztworów, sposobów wyrażania stężeń roztworów oraz ogólną wiedzę chemiczną z zakresu dysocjacji jonowej (definicja, stała i stopień dysocjacji).</p> | | |
| 4 | <p>Opis stanowiska laboratoryjnego:</p> <p>Podstawowy sprzęt laboratoryjny – szklane probówki, łaźnie wodne, mikrołopatki do wsypywania odczynników, odczynniki: chlorek sodu, azotan (V) potasu, wodorotlenek wapnia w formie roztworu, azotan (V) amonu, chlorek magnezu, chlorek miedzi (II), aceton, kwas octowy, oranż metylowy, octan sodu, fenoloftaleina, chlorek amonu.</p> | | |

| | |
|----|--|
| 5 | <p>Ocena ryzyka: Kontakt z odczynnikami chemicznymi w formie stałej oraz rozcieńczonymi w formie płynnej – prawdopodobieństwo poparzenia chemicznego – bardzo małe, skutki – nikłe Końcowa ocena – ŚREDNIE</p> <p>Wymagane środki zabezpieczenia:</p> <ol style="list-style-type: none"> rękawice ochronne, okulary ochronne, fartuchy ochronne. |
| 6 | <p>Przebieg ćwiczenia:</p> <ol style="list-style-type: none"> Zapoznać się z instrukcją stanowiskową do ćwiczenia (załącznik 2), Wykonać poszczególne ćwiczenia zgodnie z instrukcją stanowiskową do ćwiczeń. |
| 7 | <p>Sprawozdanie z ćwiczenia:</p> <ol style="list-style-type: none"> Opracować ćwiczenie zgodnie z poleceniami zawartymi w instrukcji stanowiskowej. Rozwiązać polecone zadanie i/lub odpowiedzieć na pytania zamieszczone w zestawie zadań i pytań do samodzielnego wykonania przez studenta. |
| 8 | <p>Archiwizacja wyników badań: Sprawozdanie z ćwiczenia złożyć w obowiązującej formie na początku kolejnych ćwiczeń laboratoryjnych</p> |
| 9 | <p>Metoda i kryteria oceny:</p> <ol style="list-style-type: none"> EKP1, EKP2 – kontrola opanowania przez studentów podstawowych pojęć chemicznych dotyczących roztworów, sposobów wyrażania stężeń oraz pojęć dotyczących procesu dysocjacji jonowej przeprowadzona zostanie podczas zajęć, SEKP4 – szczegółowy efekt kształcenia studenta oceniony zostanie na podstawie przedstawionych w sprawozdaniu obserwacji, wniosków oraz rozwiązań zadań i problemów poleconych do samodzielnego rozwiązania/ opracowania: <ul style="list-style-type: none"> – ocena 2,0 – student ma zbyt małą wiedzę dotyczącą roztworów oraz dysocjacji elektrolitycznej, ale brak mu umiejętności rozwiązywania zadań prostych dotyczących roztworów i zastosowań dysocjacji jonowej; – ocena 3,0 – posiada podstawową wiedzę chemiczną dotyczącą roztworów oraz dysocjacji elektrolitycznej oraz posiada umiejętność rozwiązywania zadań prostych (przeliczanie stężeń roztworów, rozróżnia mocne i słabe kwasy i zasady oraz potrafi określić odczyn roztworów); – ocena 3,5 – 4,0 – posiada poszerzoną wiedzę chemiczną z zakresu roztworów oraz dysocjacji elektrolitycznej oraz posiada umiejętność rozwiązywania zadań złożonych w swojej specjalności; – ocena 4,5 – 5,0 – posiada umiejętność stosowania złożonej wiedzy w zakresie roztworów oraz dysocjacji elektrolitycznej do rozwiązywania złożonych zadań i problemów w swojej specjalności. |
| 10 | <p>Literatura:</p> <ol style="list-style-type: none"> Stundis H., Trześniowski W., Żmijewska S.: <i>Ćwiczenia laboratoryjne z chemii nieorganicznej</i>. WSM, Szczecin 1995. Kozłowski A., Ćwirko K., <i>Instrukcja stanowiskowa do ćwiczeń laboratoryjnych: Roztwory i dysocjacja jonowa</i>, AM Szczecin, 2013. Cox P.A. przekład Z. Zawadzki: <i>Chemia nieorganiczna</i>. PWN. Warszawa 2006. Drapała T.: <i>Chemia ogólna i nieorganiczna</i>. SGGW, Warszawa 1994. Bieleński A.: <i>Chemia ogólna i nieorganiczna</i>. PWN, Warszawa 1994. Jones L., Atkins P., <i>Chemia ogólna</i>. Częsteczki, materia reakcje, WN PWN, Warszawa 2004. |

| | |
|----|---|
| | <p>7. Mastalerz P.: <i>Elementarna chemia nieorganiczna</i>. Wydawnictwo Chemiczne. Warszawa 2000.</p> <p>8. Śliwa A.: <i>Obliczenia chemiczne. Zbiór zadań</i>. PWN. Warszawa 1994</p> <p>9. Pazdro M. <i>Zbiór zadań z chemii dla szkół średnich</i>.</p> <p>10. Jones L., Atkins P., <i>Chemia ogólna. Cząsteczki, materia reakcje</i>, WN PWN, Warszawa 2004</p> <p>11. <i>Chemia. Wirtualny podręcznik – podstawy i zastosowania</i></p> <p>12. Kozłowski A., <i>Materiały dydaktyczne z chemii technicznej</i>, opracowane dla potrzeb zajęć audytoryjnych (nie publikowane).</p> |
| 11 | Uwagi |

ZAŁĄCZNIK 1 – INSTRUKCJA

1. ZAKRES ĆWICZENIA

Zagadnienia i słowa kluczowe:

- podstawowe pojęcia dysocjacji jonowej (równania dysocjacji elektrolitycznej kwasów, wodorotlenków i soli, stała K, stopień dysocjacji, mocne i słabe elektrolity),
- czynniki wpływające na stopień dysocjacji (wpływ wspólnego jonu, prawo rozcieńczeń Ostwalda).

2. WPROWADZENIE TEORETYCZNE DO ĆWICZENIA

1. Dysocjacja jonowa

W drugiej połowie XIX wieku szwedzki chemik S.A. Arrhenius doświadczalnie udowodnił, że substancje chemiczne można podzielić na dwie grupy.

Do grupy I można zaliczyć takie, których roztwory wodne przewodzą prąd elektryczny, a do grupy II te, które w tych samych warunkach praktycznie nie przewodzą prądu. Substancje grupy I nazwał Arrhenius elektrolitami, grupę II nieelektrolitami.

Zdolności przewodzenia prądu elektrycznego przez roztwory wodne elektrolitów, tłumaczył Arrhenius obecnością w nich cząstek zdolnych do przenoszenia ładunków elektrycznych, a więc obdarzonych ładunkami.

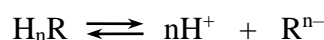
Teorię Arrheniusa można ująć ogólnie w postaci czterech podstawowych opartych na doświadczeniu założeniach:

- elektrolity, a więc kwasy, wodorotlenki i sole podczas rozpuszczania w wodzie rozpadają się na elementy naładowane elektrycznie, czyli ulegają tzw. dysocjacji elektrolitycznej. Elementy te nazwano jonami. Jony naładowane dodatnio nazywa się kationami, a ujemne anionami,
- suma ładunków elektrycznych kationów i anionów, powstających na skutek dysocjacji elektrolitycznej elektrolitów jest zawsze równa zero,
- nieelektrolity tzn. substancje, które w roztworach i w stanie stopionym nie przewodzą prądu elektrycznego, nie ulegają dysocjacji elektrolitycznej,
- właściwości chemiczne jonów różnią się zupełnie od własności obojętnych atomów i cząsteczek.

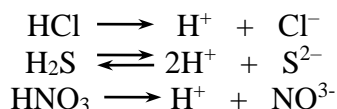
W 1887 r. Arrhenius podał następującą definicję kwasów, wodorotlenków i soli:

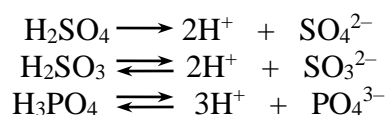
Kwasami są związki chemiczne, które podczas rozpuszczania w wodzie dysocjują całkowicie lub częściowo na kationy wodorowe i aniony reszt kwasowych.

Dysocjację elektrolityczną kwasów przedstawia się równaniem:



np.:





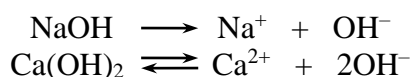
Kwasy takie jak HNO_3 , które w swojej cząsteczce posiadają jeden atom wodoru zdolny do odłączenia podczas dysocjacji nazywamy kwasami jednoprotowymi. Kwasy posiadające w cząsteczkach dwa atomy wodoru zdolne do oddysocjowania dwóch kationów wodorowych nazywamy kwasami dwuprotowymi, a posiadające trzy atomy wodoru – kwasami trójprotowymi.

Wodorotlenki są to związki chemiczne, które podczas rozpuszczania w wodzie dysocjują całkowicie (zasady) lub częściowo na aniony wodorotlenowe OH^- i kationy metali.

Dysocjację elektrolityczną zasad przedstawia się równaniem:



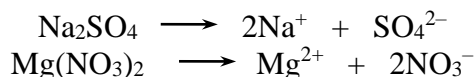
np.:



Sole są produktami reakcji kwasów z zasadami. Związki te w temperaturze pokojowej występują na ogół w stanie stałym, krystalicznym i mają budowę jonową, czyli składającą się z kationów metali lub kationu amonowego i anionów reszt kwasowych. Proces rozpuszczania soli w wodzie polega zatem na przechodzeniu do roztworu istniejących już w kryształach kationów i anionów. Jonowa budowa soli tłumaczy również zdolności przewodzenia prądu przez stopione sole. Sól rozpuszczalna w wodzie dysocjuje na kation metalu M^{n+} i anion reszty kwasowej R^{n-} .



np.:



Badania jakie prowadzono nad elektrolitami wykazały, że mimo takiego samego stężenia molowego różnych elektrolitów w roztworze, różnią się one zdolnością przewodzenia prądu elektrycznego.

Takie elektrolity, które w roztworach wodnych dobrze przewodzą prąd elektryczny noszą nazwę elektrolitów mocnych, a elektrolity, które przy tym samym stężeniu co elektrolity mocne wykazują znacznie słabsze przewodnictwo elektryczne nazywane są elektrolitami słabymi.

Do elektrolitów mocnych należą prawie wszystkie sole (z wyjątkiem niektórych soli Hg), część kwasów nieorganicznych (np.: HCl , HNO_3 , HClO_4 , H_2SO_4 , HBr , HI) oraz wszystkie wodorotlenki potasowców (np.: LiOH , KOH , NaOH) i niektóre wodorotlenki berylowców (np.: Ba(OH)_2 , Sr(OH)_2).

Elektrolitami słabymi są: kwasy – HF , HNO_2 , H_2S , CH_3COOH , H_2CO_3 , wodorotlenki: Mg(OH)_2 i wodorotlenki metali pozostałych grup (poza I i II), NH_4OH .

Przykładem elektrolitów średniej mocy są: H_2SO_3 , H_3PO_4 , H_3AsO_4 oraz Ca(OH)_2 .

1.1. Stopień dysocjacji

Stopień dysocjacji zwykle oznaczany symbolem α , jest wielkością, która w sposób ilościowy opisuje dysocjację elektrolitów w roztworze. Pojęcie to po raz pierwszy wprowadził Arrhenius i jest ono często wykorzystywane do porównywania mocy elektrolitów. Stopień dysocjacji elektrolitu α w pierwszym przybliżeniu określa wielkość dysocjacji. Wyraża się on stosunkiem liczby moli cząsteczek zdysocjowanych na jony do liczby moli cząsteczek substancji rozpuszczonej.

$$\alpha = \frac{n_z}{n_0} \cdot 100\%$$

gdzie:

- n_z – liczba moli cząsteczek zdysocjowanych na jony,
- n_0 – liczba moli cząsteczek substancji rozpuszczonej.

Wartość stopnia dysocjacji jest mniejsza lub równa jedności, można ją również wyrażać w procentach. Jeżeli stopień dysocjacji jest równy lub bliski jedności, wtedy elektrolit jest prawie całkowicie zdysocjowany na jony a przewodnictwo elektryczne takiego roztworu jest znaczne. Okazuje się, że całkowicie dysocjują elektrolity mocne ($\alpha = 1$) natomiast elektrolity słabe mają $\alpha < 1$. Dla elektrolitów słabych, wartości stopnia dysocjacji wynoszą kilka procent. Stopień dysocjacji zależy od:

- a. rodzaju elektrolitu i rodzaju rozpuszczalnika,
- b. stężenia roztworu,
- c. temperatury,
- d. obecności innych elektrolitów w roztworze.

– Rodzaj elektrolitu

Podstawowym czynnikiem decydującym o wartości stopnia dysocjacji jest siła wiązania w cząsteczce, która podlega dysocjacji. Przykładem może być cząsteczka HF. Mimo że wiązanie H–F jest znacznie bardziej polarne jak wiązanie H–Cl, HF jest słabym elektrolitem a HCl jest mocnym elektrolitem. Częściowo odpowiedzialne za to jest bardzo silne wiązanie H–F, w wyniku czego wodór oddziela się z trudnością.

– Rodzaj rozpuszczalnika

Rozpuszczalnik może w znaczny sposób wpłynąć na wartość stopnia dysocjacji danego elektrolitu. Na przykład, w porównywalnych warunkach, kwas chlorowodorowy (HCl) w 100% zdysocjowany w wodzie, a w benzenie stopień dysocjacji tego kwasu $\alpha < 1\%$.

– Stężenie roztworu

Stężenie ma ważny wpływ na stopień dysocjacji. Pomiary wykazały, że α wzrasta wraz z rozcieńczeniem elektrolitu i w roztworach bardzo rozcieńczonych wszystkie elektrolity wykazują stopień dysocjacji zbliżony do jedności, tzn. niemal wszystkie cząsteczki lub zgrupowania jonów substancji rozpuszczonej ulegają zdysocjowaniu na jony. Powyższe wynika z prawa rozcieńczeń Ostwalda.

– Temperatury

Ze wzrostem temperatury wzrasta stopień dysocjacji, wpływ ten jest jednak mały.

– Efekt wspólnego jonu

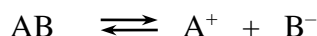
Jeśli do roztworu elektrolitu, znajdującego się w określonej równowadze jonowej, dodamy inny związek, który podczas dysocjacji w roztworze wytworzy jon już występujący w tej równowadze (tych wspólnych jonów może być więcej), to wówczas zostanie naruszony stan równowagi, i zgodnie z prawem działania mas Guldberga i Waage'go oraz regułą przekory Le Chateliera-Brauna (oba prawa będą w dalszej części nazywane prawami równowagi chemicznej – prawo działania mas opisuje zachowanie się układu w sposób matematyczny, a reguła przekory przedstawia to samo jakościowo w sposób opisowy), układ musi się dostosować do nowej sytuacji. Dostosowywanie się układu do zmieniającego się stężenia jonów w równowadze jonowej nazywamy efektem (wpływem) wspólnego jonu. Należy jednak pamiętać, że efekt wspólnego jonu wynika po prostu z prawidłowego stosowania praw równowagi chemicznej.

Efekt wspólnego jonu występuje w roztworach elektrolitów zawsze, kiedy interesuje nas odczyn roztworu (bo rozpuszczalnik – woda – również dostarcza jony oksoniowe H_3O^+ do roztworu), jednak w sporej części obliczeń całkowicie go pomijamy. Efekt ten należy uwzględnić w części obliczeń dotyczących równowag jonowych w roztworach elektrolitów, a w szczególności w obliczeniach:

- pH lub stopnia protolizy słabych elektrolitów w roztworach buforowych,
- stopnia protolizy słabych elektrolitów w mieszaninach z mocnymi kwasami lub wodorotlenkami (np. CH_3COOH i HCl , $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ i NaOH),
- pH lub stopnia protolizy składników w mieszaninach słabych kwasów lub słabych wodorotlenków (np. HCOOH i CH_3COOH , $\text{CH}_3\text{NH}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ i $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$),
- pH lub stopnia protolizy bardzo rozcieńczonych kwasów i wodorotlenków (przez uwzględnienie w obliczeniach udziału jonów oksoniowych pochodzących z autoprotolizy wody).

1.2. Stała dysocjacji

Dysocjację słabych elektrolitów można traktować jako odwracalną reakcję chemiczną. Słaby elektrolit, o wzorze ogólnym AB, ulega w roztworze wodnym dysocjacji według równania:



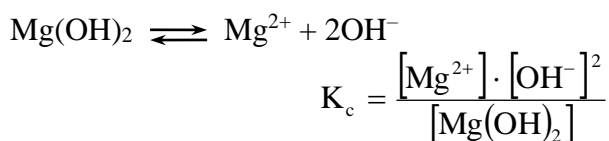
Ponieważ dysocjacja elektrolityczna jest procesem odwracalnym, to w roztworze elektrolitów istnieje równowaga, dla której można napisać wyrażenie na stałą równowagi (K_c)

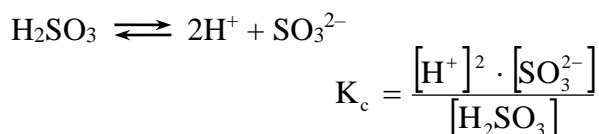
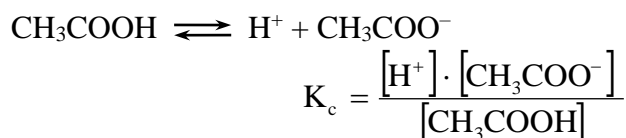
$$K_c = \frac{[\text{A}^+] \cdot [\text{B}^-]}{[\text{AB}]} = \text{const.}, \text{ jeśli } T = \text{const.}$$

gdzie:

- $[\text{A}^+]$ –, $[\text{B}^-]$ – rzeczywiste stężenie jonów w stanie równowagi,
- $[\text{AB}]$ – rzeczywiste stężenie cząsteczek niezdisocjowanych.

Przykłady:





Stała K_c elektrolitów w określonej temperaturze jest wielkością praktycznie biorąc stałą, **niezależną od stężenia**. Dlatego może służyć jako dokładna miara mocy elektrolitów, dużo dokładniejsza od stopnia dysocjacji (α), który jest zależny od stężenia.

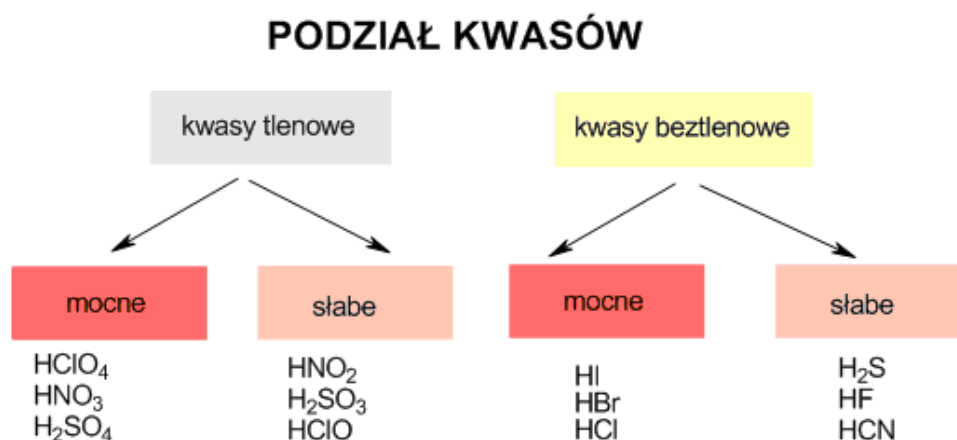
Im elektrolit jest mocniejszy, tym posiada większą wartość stałej K_c . Przykładowe wartości stałych K pospolitych kwasów i wodorotlenków (odpowiednio K_a i K_b) w temperaturze 298K przedstawiono w tabelach 4 i 5. W przypadku elektrolitów dysocjujących etapowo, stałe dysocjacji dla każdego etapu są inne.

Tabela 4

Wartości stałych dysocjacji K_c dla wybranych kwasów w temperaturze 298K

| Rodzaj kwasu | Stała dysocjacji |
|--------------------------------|--|
| Kwasy mocne | |
| HI | $K = 1,0 \cdot 10^{10}$ |
| HBr | $K = 3,0 \cdot 10^9$ |
| HCl | $K = 1,0 \cdot 10^7$ |
| H ₂ SO ₄ | $K_1 = \text{ok. } 10^3$ $K_2 = 1,2 \cdot 10^{-2}$ |
| HClO ₃ | $K = 5 \cdot 10^2$ |
| HNO ₃ | $K = 1$ |
| HClO ₄ | $K = \sim 1,0 \cdot 10^{10}$ |
| Kwasy średniej mocy | |
| HClO ₂ | $K = 1,0 \cdot 10^{-2}$ |
| H ₂ SO ₃ | $K_1 = 1,6 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 6,3 \cdot 10^{-8}$ |
| H ₃ PO ₃ | $K = 1,6 \cdot 10^{-3}$ |
| H ₃ PO ₄ | $K_1 = 7,5 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 6,3 \cdot 10^{-8}$ $K_3 = 1,3 \cdot 10^{-12}$ |
| Kwasy słabe | |
| HNO ₂ | $K = 2,0 \cdot 10^{-4}$ |
| H ₂ CO ₃ | $K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 4,7 \cdot 10^{-11}$ |
| H ₂ S | $K_1 = 6 \cdot 10^{-8}$ $K_2 = 10^{-14}$ |
| HClO | $K = 2,9 \cdot 10^{-8}$ |
| H ₃ BO ₃ | $K = 5,5 \cdot 10^{-9}$ |
| HCN | $K = 7,5 \cdot 10^{-10}$ |
| H ₃ BO ₃ | $K_1 = 5,8 \cdot 10^{-10}$ $K_2 = 1,8 \cdot 10^{-13}$ $K_3 = 1,6 \cdot 10^{-14}$ |

Reasumując w przypadku kwasów można przyjąć podział kwasów przedstawiony na rys. 3 z tym, że ze względu na wartość stałej K_c kwas siarkowy(IV) – H_2SO_3 i kwas ortofosforowy(V) – H_3PO_4 według niektórych autorów zaliczane są do kwasów średniej mocy.



Rys. 3. Schemat podziału kwasów

W tabeli 5 przedstawiono wartości stałych K_b dla wybranych pospolitych wodorotlenków

Tabela 5

Wartości stałych dysocjacji K_b dla wybranych wodorotlenków w temperaturze 298K

| Rodzaj wodorotlenku | Stała dysocjacji |
|---------------------|-------------------------|
| Wodorotlenki mocne | |
| NaOH | $K > 10^{14}$ |
| KOH | $K > 10^{14}$ |
| LiOH | $K > 10^{14}$ |
| RbOH | $K > 10^{14}$ |
| Wodorotlenki słabe | |
| $Mg(OH)_2$ | $K = 2,5 \cdot 10^{-3}$ |
| $Fe(OH)_2$ | $K = 1,3 \cdot 10^{-4}$ |
| $Cu(OH)_2$ | $K = 1,3 \cdot 10^{-4}$ |
| $Zn(OH)_2$ | $K = 4,0 \cdot 10^{-5}$ |
| $Al(OH)_3$ | $K = 1,4 \cdot 10^{-9}$ |

Reasumując w przypadku wodorotlenków można przyjąć, że mocne wodorotlenki tworzą tylko metale znajdujące się w **I** i **II grupie** głównej i to nie wszystkie, gdyż wodorotlenek wapnia $Ca(OH)_2$ przez niektórych autorów, ze względu na wartość stałej K_b uważany jest za wodorotlenek średniej mocy, a wodorotlenek magnezu $Mg(OH)_2$ i wodorotlenek berylu są słabymi wodorotlenkami. Wodorotlenki metali pozostałych grup tworzą słabe wodorotlenki. Z innych pospolitych wodorotlenków słabym wodorotlenkiem jest także wodorotlenek amonu NH_4OH , którego stała ma wartość $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

1.3. Prawo rozcieńczeń Ostwalda

Prawo Ostwalda ujmuje zależność pomiędzy stopniem dysocjacji, a stałą dysocjacji. Dla np. słabego kwasu octowego CH_3COOH , o początkowym stężeniu c , dysocjacja przebiega następująco:



Po dysocjacji kwasu octowego, w stanie równowagi, stężenia jonów wodorowych, octanowych oraz niezdisocjowanego kwasu w roztworze odpowiednio wynoszą:

$$\begin{aligned} [\text{H}^+] &= \alpha C_o \\ [\text{CH}_3\text{COO}^-] &= \alpha C_o \\ [\text{CH}_3\text{COOH}] &= (1 - \alpha) \cdot C_o \end{aligned}$$

Podstawiając wartości te do wzoru na stałą K_c otrzymujemy:

$$K_c = \frac{\alpha \cdot C_o \cdot \alpha \cdot C_o}{C_o \cdot (1 - \alpha)} = \frac{\alpha^2 \cdot C_o}{1 - \alpha}$$

i otrzymujemy tzw. prawo rozcieńczeń Ostwalda.

$$K_c = \frac{c \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$$

gdzie:

- c – wyjściowe stężenie molowe elektrolitu [mol/dm^3],
- α – stopień dysocjacji,
- K_c – stała dysocjacji.

Ponieważ dla elektrolitów słabych wartość stopnia dysocjacji jest bardzo mała $\alpha \ll 1$ to wynik odejmowania $[1 - \alpha]$ jest bliski 1 i możemy zapisać:

$$K_c = c \cdot \alpha^2$$

stąd:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_c}{c}}$$

Z prawa rozcieńczeń Ostwalda wynika, że stopień dysocjacji słabego elektrolitu jest odwrotnie proporcjonalny do pierwiastka kwadratowego stężenia molowego tego elektrolitu i wprost proporcjonalny do pierwiastka kwadratowego jego stałej dysocjacji. Znaczy to, że przy rozcieńczeniu nieskończenie wielkim nawet słabe elektrolity mogą być całkowicie zdysocjowane na jony.

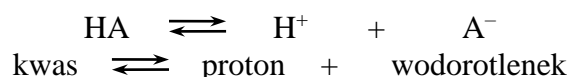
Prawo rozcieńczeń słuszne jest jedynie w przypadku roztworów elektrolitów słabych i bardzo rozcieńczonych.

1.4. Teorie kwasów i wodorotlenków

Teoria dysocjacji elektrolitycznej Arrheniusa wprowadziła definicję kwasu jako związku odczepiającego w roztworach wodnych kationy wodorowe H^+ i wodorotlenku związku odczepiającego w tych warunkach aniony wodorotlenowe OH^- . Definicje te tłumaczą w sposób zadowalający większość zjawisk zachodzących z udziałem kwasów lub zasad w roztworach wodnych. Poczyniono jednak obserwacje, które wykazały braki istniejące w teorii Arrheniusa. Na przykład opierając się na niej nie można w sposób przekonujący wyjaśnić zasadowych właściwości amoniaku i amin w wodzie, a zwłaszcza zachowania się elektrolitów w roztworach niewodnych. Nie można wyjaśnić także, dlaczego jon wodorowy w roztworach wodnych nie istnieje jako swobodny proton, lecz jako związany z co najmniej jedną cząsteczką wody i występuje jako jon **hydroniowy** H_3O^+ . Te i wiele innych faktów doprowadziły w 1923 roku duńskiego chemika Brønsteda, i niezależnie od niego, angielskiego chemika Lowry'ego, do bardziej ogólnej teorii, zwanej **protonową teorią kwasów i wodorotlenków**.

Kwasami według Brønsteda nazywamy związki chemiczne (lub jony) zdolne do oddawania protonów, a wodorotlenkami związki chemiczne (lub jony) zdolne do przyłączania protonów.

Cząsteczka lub jon kwasu po oddaniu protonu staje się cząsteczką lub jonem wodorotlenku i odwrotnie - cząsteczka wodorotlenku po przyłączeniu protonu staje się cząsteczką lub jonem kwasu.



Związek A^- jest zatem wodorotlenkiem sprzężonym z odpowiednim kwasem HA , a kwas HA jest sprzężony z wodorotlenkiem A^- .

Tabela 6

Przykłady tak zdefiniowanych kwasów i wodorotlenków są następujące

| Kwas | | Wodorotlenek | | Kwas | | Wodorotlenek |
|-------------------------------|---|-------------------------------|----------------------|--------------------------------|---|-------------------------------|
| HCl | + | H ₂ O | \rightleftharpoons | H ₃ O ⁺ | + | Cl ⁻ |
| H ₂ O | + | NH ₃ | \rightleftharpoons | NH ₄ ⁺ | + | OH ⁻ |
| H ₃ O ⁺ | + | OH ⁻ | \rightleftharpoons | H ₂ O | + | H ₂ O |
| HCO ₃ ⁻ | + | H ₂ O | \rightleftharpoons | H ₃ O ⁺ | + | CO ₃ ²⁻ |
| H ₂ O | + | HCO ₃ ⁻ | \rightleftharpoons | H ₂ CO ₃ | + | OH ⁻ |

Według protonowej teorii kwasów i wodorotlenków, kwas może wykazywać swoje własności kwasowe tylko wobec wodorotlenku, który przyjmuje proton i odwrotnie wodorotlenek może nią być tylko w obecności kwasu.

Z przedstawionych przykładów widoczne jest, że woda może zachowywać się obojnaczo, raz może reagować jak kwas a innym razem jak wodorotlenek, w zależności od rodzaju rozpuszczonej w niej substancji. Podobnie do wody zachowuje się wiele innych rozpuszczalników, między innymi alkohol i kwas octowy, które oddają proton.

3. WYKONANIE ĆWICZENIA

Doświadczenie 1– Wpływ stałej dielektrycznej na proces dysocjacji jonowej

Materiały i odczynniki:

Statyw z probówkami, cylinder miarowy, roztwór chlorku miedzi(II) (1M CuCl₂), aceton (CH₃COCH₃).

Wykonanie:

Do dwóch probówek wprowadzić po ok. 2 cm³ roztworu chlorku miedzi(II) (1M CuCl₂). Do pierwszej z nich dodawać aceton (CH₃COCH₃) do zmiany barwy, do drugiej taką samą ilość wody destylowanej. Zanotować barwę otrzymanych roztworów. Następnie do probówki z acetonem (CH₃COCH₃) dodać wody destylowanej – do zmiany barwy. Porównać barwy roztworów w obu probówkach.

Opracowanie wyników:

Wyjaśnić przyczynę zmiany barwy roztworu chlorku miedzi(II) (1M CuCl₂) w oparciu o wartość stałej dielektrycznej zastosowanego rozpuszczalnika. Wyniki doświadczenia przedstawić w postaci właściwie wypełnionej tabeli 2, którą należy załączyć do sprawozdania z ćwiczeń.

Tabela 7

Zestawienie wyników dla doświadczenia 4 oraz wnioski

| Nr probówki | Zawartość | Rodzaj dodanego rozpuszczalnika, wartość stałej dielektrycznej dominującego rozpuszczalnika | Barwa badanego roztworu po dodaniu rozpuszczalnika (acetonu/wody) | Reakcja dysocjacji chlorku miedzi(II) w badanym środowisku (* lub **) | Przyczyna barwy roztworu i jej zmiany, wyjaśnić na podstawie prawa Coulomba |
|-------------|----------------------------------|---|---|---|---|
| 1. | Chlorek miedzi(II), woda, aceton | | | | |
| 2. | Chlorek miedzi(II), woda | | | | |

* CuCl₂ \rightleftharpoons Cu²⁺ + 2Cl⁻ przesunięta równowaga w kierunku jonów

** Cu²⁺ + 2Cl⁻ \rightleftharpoons CuCl₂ przesunięta równowaga w kierunku cząsteczek niedysocjowanych

Doświadczenie 2 – Reakcje z chlorkiem kobaltu (II)

Materiały i odczynniki:

Statyw z probówkami, cylinder miarowy, roztwór chlorku kobaltu(II) (1M CoCl_2), stężony kwas chlorowodorowy (HCl).

Wykonanie:

Do probówki wprowadzić 2 cm^3 (około 1/5 objętości) roztworu chlorku kobaltu(II) (CoCl_2). Zaobserwować barwę roztworu. Następnie dodawać kroplami (do zmiany barwy roztworu) stężony kwas chlorowodorowy. Ponownie rozcieńczyć roztwór wodą destylowaną i jeszcze raz obserwować zmianę barwy.

Opracowanie wyników:

Napisać równanie dysocjacji chlorku kobaltu(II) oraz napisać stałą równowagi (dysocjacji) tego procesu. Wyjaśnić, dlaczego dodatek wspólnego jonu chlorkowego cofa dysocjację chlorku kobaltu(II).

Doświadczenie 3 – Wpływ wspólnego jonu

Materiały i odczynniki:

Zlewki o pojemności 50 cm^3 , cylinder miarowy, roztwór siarczanu(VI) żelaza(III) (0,1M $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$), roztwór tiocyjanianu potasu (0,3 M KSCN).

Wykonanie:

W zlewce o pojemności 50 cm^3 zmieszać 2 – 3 krople roztworu siarczanu(VI) żelaza(III) (0,1M $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$) z taką samą ilością roztworu tiocyjanianu potasu (0,3M KSCN). Dodać ok. 5 cm^3 wody destylowanej, wymieszać i postawić zlewkę na kartce białego papieru. Zaobserwować barwę roztworu. Następnie rozcieńczyć roztwór wodą destylowaną aż do zaniku krwistoczerwonego zabarwienia. Powstały roztwór o barwie słomkowej podzielić na dwie części. Do jednej części roztworu dodać 10 kropli roztworu siarczanu (VI) żelaza(III) (0,1M $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$), do drugiej taką samą ilość: 10 kropli roztworu tiocyjanianu potasu (0,3M KSCN). Obserwować w obu zlewkach zmiany barwy roztworów na białym tle.

Opracowanie wyników:

1. Napisać równanie reakcji zachodzącej w zlewce prowadzące do powstania krwistoczerwonej barwy.
2. Czym jest spowodowana zmiana barwy po rozcieńczeniu roztworu?
3. Napisać reakcję dysocjacji otrzymanej soli oraz wzór na stałą K.
4. Jak wyjaśnisz powrót roztworu o słomkowej barwie do barwy czerwonej po dodaniu zarówno KSCN, jak i $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$?
5. Który z dodanych reagentów spowodował powstanie bardziej intensywnej czerwonej barwy, mimo dodania takiej samej ilości jonów SCN^- oraz Fe^{3+} ?
Wyjaśnić dlaczego.

Doświadczenie 4 – Reakcja dysocjacji kwasu i wodorotlenku-przesunięcie równowagi reakcji

Materiały i odczynniki:

Statyw z probówkami, cylinder miarowy, mikro łopatka, kwas octowy (0,1M CH₃COOH), substancja stała: octan sodu (CH₃COONa), wodorotlenek amonu (0,1M NH₄OH), substancja stała: chlorek amonu (NH₄Cl), oranż metylu, fenoloftaleina.

Wykonanie:

Do dwóch probówek wlać po ok 4 cm³ roztworu kwasu octowego (0,1M CH₃COOH). Następnie do każdej probówki dodać po dwie krople roztworu oranżu metylu. Jedną probówkę z kwasem octowym pozostawić jako próbkę kontrolną, do drugiej wsypać 1 mikro łopatkę octanu sodu (CH₃COONa) i zamieszać. Porównać zabarwienie otrzymanego roztworu z zabarwieniem roztworu w próbce kontrolnej. Do dwóch następnych probówek wlać po ok. 4cm³ roztworu wodorotlenku amonu (0,1M NH₄OH). Do każdej z nich dodać po jednej kropli roztworu fenoloftaleiny. Jedną próbkę z wodorotlenkiem amonu pozostawić jako próbkę kontrolną, do drugiej wsypać 1 mikro łopatkę chlorku amonu (NH₄Cl) i zamieszać roztwór. Porównać zabarwienie otrzymanego roztworu z zabarwieniem próbki kontrolnej.

Opracowanie wyników:

Po napisaniu równań dysocjacji oraz stałych dysocjacji dla kwasu octowego oraz wodorotlenku amonu podać, jak przesunie się równowaga reakcji w roztworze kwasu octowego po dodaniu octanu sodu. Podać również jak przesunie się równowaga reakcji w roztworze wodorotlenku amonu po dodaniu chlorku amonu. Dlaczego w obu przypadkach następuje zmiana zabarwienia? Wyniki przedstawić w postaci tabeli wypełniając ją i dołączając do sprawozdania z ćwiczenia.

Tabela 8

Zestawienie wyników i wnioski dla doświadczenia 6

| Nr probówki | Zawartość | Wzór chemiczny badanego kwasu/zasady, reakcja dysocjacji | Wzór chemiczny dodanej soli i jej reakcja dysocjacji | Wspólny jon | Barwa roztworu | 1. Jak przesunęła się równowaga reakcji? 2. Dlaczego nastąpiła zmiana zabarwienia roztworu? |
|-------------|--|--|--|-------------|----------------|--|
| 1. | kwas octowy +oranż metylu *Próbka kontrolna | | – | – | | – |
| 2. | kwas octowy +oranż metylu + octan sodu | | | | | |
| 3. | wodorotlenek amonu +fenoloftaleina *Próbka kontrolna | | – | – | | – |
| 4. | wodorotlenek amonu +fenoloftaleina + chlorek amonu | | | | | |

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.

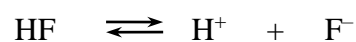
I. Przykładowe zadanie z rozwiązaniem

Przykład 1

Obliczyć stopień dysocjacji kwasu fluorowodorowego w 0,1-molowym roztworze, jeżeli stężenie jonów H^+ wynosi $0,005 \text{ mol/dm}^3$.

Rozwiązanie:

Stopień dysocjacji α jest to stosunek liczby cząstek zdysocjowanych N_z do liczby cząstek wprowadzonych N_w (może być wyrażony także w procentach): Informuje on nas wtedy o tym jaki procent cząsteczek uległ rozpadowi na jony. Kwas fluorowodorowy dysocjuje według równania:



Z każdej dysocjującej cząsteczki powstaje jeden jon H^+ . Jeżeli stężenie jonów H^+ wynosi $0,005 \text{ mol/dm}^3$, to znaczy że w każdym dm^3 roztworu $0,005$ mola cząsteczek HF uległo dysocjacji. Liczba cząsteczek wprowadzanych do 1 dm^3 roztworu wynosi $0,1$ a liczba moli cząsteczek zdysocjowanych $0,005$, stąd:

$$\alpha = \frac{N_z}{N_w} \times 100\% = \frac{0,005}{0,1} \times 100\% = 5\%$$

Odpowiedź: stopień dysocjacji wynosi 5%

II. Pytania i zadania do samodzielnego rozwiązania z dysocjacji

1. Zadania obliczeniowe z dysocjacji:

2. Obliczyć stopień dysocjacji kwasu fluorowodorowego w 0,1-molowym roztworze, jeżeli stężenie jonów H^+ wynosi $0,008 \text{ mol/dm}^3$.
3. Obliczyć stopień dysocjacji 0,01 molowego kwasu organicznego, w którym stężenie jonów hydroniowych wynosi $5,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$.
4. Stopień dysocjacji kwasu cyjanowodorowego przy stężeniu $0,01 \text{ mol/dm}^3$ wynosi $2,7 \cdot 10^{-4}$. Obliczyć wartość stałej kwasowej cyjanowodoru.
5. Obliczyć stężenie molowe niezdisocjowanych cząsteczek w roztworze jednoprotowego kwasu o stężeniu $0,05 \text{ mol/l}$ ($\alpha = 1,9\%$).
6. Obliczyć stopień dysocjacji kwasu jednoprotowego ($K = 4 \cdot 10^{-4}$) w roztworze o stężeniu jonów H^+ równym $0,1 \text{ mol/dm}^3$.

1.1. Zadania złożone:

1. Ile wody trzeba dolać do $0,5 \text{ dm}^3$ 0,2 molowego roztworu kwasu octowego ($K = 1,8 \cdot 10^{-5}$), aby stopień dysocjacji kwasu podwoił się?
2. Czy w miarę odparowania wody z roztworu elektrolitu stopień dysocjacji:
 - a) maleje,
 - b) rośnie,
 - c) pozostaje stały?

Chemia stosowana:

Co jest lepszym środkiem do odmrażania dróg: chlorek sodu czy chlorek magnezu – przedstawić krótką analizę porównawczą problemu z wykorzystaniem wiedzy i umiejętności zdobytych w ramach wykonanego ćwiczenia i wyjaśnij dlaczego.