

HYDROLIZA SOLI. ROZTWORY BUFOROWE

Obowiązujące zagadnienia:

Hydroliza soli-anionowa, kationowa, teoria jonowa Arrheniusa, moc kwasów i zasad, równania hydrolizy soli, hydroliza wieloetapowa, stała i stopień hydrolizy, odczyn roztworów soli, wskaźniki pH (zakres zmian i barwy), roztwory buforowe: bufor kwasowy, zasadowy, optymalny- właściwości, zasada działania i przykłady, sporządzanie roztworów buforowych o określonym pH, pojemność buforowa, obliczenia rachunkowe.

Zadania do wykonania:

Wykonanie ćwiczeń 1-10, zanotowanie obserwacji i wniosków płynących z doświadczeń, zapisanie równań reakcji zachodzących w ćwiczeniach, dokonanie odpowiednich obliczeń do ćwiczeń, odpowiedź na zadane w opisie ćwiczeń pytania.

Wykonanie ćwiczenia:

1. Odczyn roztworów różnych soli.

Odczynniki: NaCl, octan sodu, azotan (V) cynku, węglan sodu, wodorowęglan sodu, woda

Sprzęt: probówki, papierek uniwersalny, bagietka

Rozpuścić kolejno w 5 ml wody po około 0,1 g następujących soli: **chlorek sodu, octan sodu, azotan (V) cynku, węglan sodu, wodorowęglan sodu.**

Określić wartości pH otrzymanych roztworów za pomocą papierka uniwersalnego. Wyniki zestawić w tabeli. Napisać równania reakcji hydrolizy użytych w ćwiczeniu soli.

Tabela obserwacji

Roztwór	Barwa papierka wskaźnikowego	pH	Równanie reakcji hydrolizy
NaCl			
CH ₃ COONa			
Zn(NO ₃) ₂			
Na ₂ CO ₃			
NaHCO ₃			

2. Wpływ temperatury na stopień hydrolizy.

Odczynniki: octanu sodu, fenoloftaleina, woda destylowana

Sprzęt: probówka, papierek uniwersalny, wkraplacz, duża zlewka na łaźnię wodną, statyw, trójnóg, siatka ceramiczna, palnik

W probówce umieścić ok. 0,5 g stałego **octanu sodu** oraz 5 ml wody destylowanej. Dodać do mieszaniny dwie krople **fenoloftaleiny** i wstawić probówkę do wrzącej łaźni wodnej na około 10 minut. Obserwować, jak zmienia się zabarwienie fenoloftaleiny w roztworze po jego ogrzaniu.

Jakie wnioski, co do zmiany stężenia jonów OH^- w roztworze można wyciągnąć? W jakim kierunku przesuwają się równowaga reakcji hydrolizy? Jaki jest wpływ temperatury na stopień hydrolizy soli?

3. Wpływ rozcieńczenia roztworu na stopień hydrolizy.

Odczynniki: 1M octanu sodu, woda destylowana

Sprzęt: kolby miarowe o pojemności 50 ml, pipeta, papierek uniwersalny

Z roztworu 1M **octanu sodu** przygotować w kolbach miarowych o pojemności 50 ml roztwory: 0,1M i 0,01M. Oznaczyć wartości pH roztworów za pomocą uniwersalnego papierka wskaźnikowego.

Wyciągnąć odpowiednie wnioski.

4. Wpływ mocy kwasu, z którego powstała sól, na odczyn roztworu wodnego tej soli.

Odczynniki: węglanu sodu, siarczanu (IV) sodu, woda destylowana, fenoloftaleina

Sprzęt: zlewki, probówki, pipeta, papierek uniwersalny

Rozpuścić w 5 ml wody po około 0,1 g soli: węglanu sodu oraz siarczanu (IV) sodu. Do jednej probówki dodać 1 ml sporządzonego rozcieńczonego roztworu Na_2CO_3 , a do drugiej Na_2SO_3 , o tym samym stężeniu oraz po kropli **fenoloftaleiny**. Zanotować intensywność zabarwienia wskaźnika w obu probówkach. Zapisać obserwacje.

Napisać równania reakcji hydrolizy (protolityczne) zachodzące w roztworach obu soli i podać równania ich stałych hydrolizy dla pierwszego etapu tych reakcji. Uzasadnić w oparciu

o wartości stałych dysocjacji obu kwasów ($K_2 = 6 \cdot 10^{-8}$ dla H_2SO_3 i $K_2 = 6 \cdot 10^{-11}$ dla H_2CO_3) obserwowaną różnicę w pH roztworów obu soli.

5. Wpływ mocy zasady, z której powstała sól, na odczyn roztworu wodnego tej soli.

Odczynniki: 1M roztwór NH_4Cl , 1M roztwór NaCl , 0,5 % roztwór lakmusu, fenoloftaleina

Sprzęt: probówki, pipety, wkraplacz, papierek uniwersalny

Do jednej probówki dodać 1 ml roztworu NH_4Cl , a do drugiej 1 ml roztworu NaCl o jednakowych stężeniach. Do obu probówek dodać kropel 0,5 % roztworu **lakmusu**. Określić pH przy pomocy papierka uniwersalnego. Czy można użyć fenoloftaleiny? Zanotować obserwacje i wyniki.

Napisz równania reakcji hydrolizy (protolityczne) zachodzące w roztworach obu soli i ich stałe hydrolizy. W roztworze której soli jest większe stężenie jonów $[\text{H}_3\text{O}^+]$ i dlaczego? Odpowiedź uzasadnij w oparciu o stałe dysocjacji $K_1 = 1,8 \cdot 10^{-5}$ dla $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ i $K_1 = 6,3 \cdot 10^{-1}$ dla $\text{Na}(\text{OH})$.

6. Bufor octanowy. Efekt wspólnego jonu a hydroliza soli.

Odczynniki: 1M CH_3COOH , 1M CH_3COONa , oranż metylowy

Sprzęt: probówka, pipety, wkraplacz

Do probówki odmierzyć pipetą 10 ml 1M roztworu **kwasu octowego**, dodać dwie krople **oranżu metylowego**, a następnie kroplami roztwór 1M **octanu sodu**.

Zachodzące zmiany zinterpretować na podstawie odpowiedniego równania równowagi.

7. Właściwości buforowe wody wodociągowej.

Odczynniki: 0,05M HCl , 0,1M NaOH , woda wodociągowa, woda destylowana, lakmus

Sprzęt: zlewki o pojemności 100 ml, kartka papieru, wkraplacz, pipety, pehametr

Przygotować 4 zlewki o pojemności 100 ml. Do dwóch z nich wlać po 20 ml **wody destylowanej**, a do pozostałych dwóch **wody wodociągowej** (również po 20 ml). Zmierzyć za pomocą pehametru pH wody destylowanej i wodociągowej. Zlewki ustawić obok siebie na czystej białej kartce papieru. Do każdej zlewki dodać taką samą ilość **lakmusu** (ok. 0,25 ml)

zwrócić uwagę na zabarwienie roztworów. Następnie jedną próbkę wody destylowanej i jedną wody wodociągowej zadać **kroplą 0,05M roztworu kwasu solnego**, a pozostałe dwie próbki **kroplą 0,1M roztworu NaOH**. Obserwować zmianę barwy. Zmierzyć pehametrem pH w każdej zlewce.

Wyciągnąć odpowiednie wnioski. Dane umieścić w tabeli obserwacji.

Tabela

próbka	Barwa lakmusu	pH	Δ pH
Woda wodociągowa			_____
Woda wodociągowa + kropla 0,05M HCl			
Woda wodociągowa + kropla 0,1M NaOH			
Woda destylowana			_____
Woda destylowana + kropla 0,05M HCl			
Woda destylowana + kropla 0,1M NaOH			

8. Sporządzanie i oznaczanie pH roztworu buforowego.

Odczynniki: 0,2M CH₃COOH, 0,2M CH₃COONa, woda wodociągowa, woda destylowana

Sprzęt: zlewki, pipety, pehametr, kalkulator

Sporządzić 20 ml buforu octanowego wskazanego przez prowadzącego ćwiczenia mieszając wskazane w tabeli objętości 0,2M roztworu **octanu sodu** z 0,2M roztworem **kwasu octowego**.

Tabela

Nr	0,2M CH ₃ COOH [ml]	0,2M CH ₃ COONa [ml]
1	2	18
2	6	14
3	10	10
4	14	6
5	18	2

Znając stężenia poszczególnych składników użytych do sporządzenia buforu, obliczyć oczekiwaną teoretyczną wartość pH sporządzonego buforu octanowego (według wzoru Hendersona-Hasselbalcha):

$$\text{pH} = \text{pK}_K + \lg \frac{C_S}{C_K}$$

gdzie: C_S - stężenie soli (mol/l lub liczba moli w danej objętości),

C_K - stężenie kwasu (mol/l lub liczba moli w danej objętości),

K_K - stała dysocjacji kwasu (dla kwasu octowego $K = 1,8 \times 10^{-5}$).

Przygotować pehametr do pomiaru. Zmierzyć pH wody wodociągowej. Elektrode przemyć wodą destylowaną, a następnie delikatnie osuszyć bibułą. Zmierzyć pH sporządzonego buforu na pehametrze oraz zanotować uzyskany wynik. **Sporządzony roztwór buforu octanowego zachować do ćwiczenia 9 i 10.** Porównać wartości pH obserwowane z obliczonymi, z czego mogą wynikać ewentualne różnice?

9. Wpływ rozcieńczania roztworu buforowego na wartość jego pH.

Odczynniki: bufor z ćwiczenia 8, woda destylowana

Sprzęt: zlewki, pipety, pehametr

10 ml buforu wyjściowego z ćwiczenia 8 pobrać do zlewki i rozcieńczyć dwukrotnie **wodą destylowaną** dodając do niego 10 ml wody. Zmierzyć pH rozcieńczonego buforu i porównać z wartością jego pH przed rozcieńczeniem oraz z wynikami obliczonymi teoretycznie. **Rozcieńczony bufor zachować do ćwiczenia 10.**

Na podstawie otrzymanych wartości pH buforu octanowego przed i po jego rozcieńczeniu wyciągnąć odpowiednie wnioski.

10. Pojemność buforowa.

Odczynniki: rozcieńczony bufor z ćwiczenia 9, 0,1M NaOH, 0,1M HCl, woda destylowana

Sprzęt: zlewki, pipety, pehametr

Rozcieńczony bufor octanowy z ćwiczenia 9 rozlać do dwóch zlewek równo po 10 ml, po czym do jednej zlewki dodać 1 ml 0,1M roztworu **NaOH**, a do drugiej 1 ml 0,1M roztworu **HCl**. Do 10 ml **nierozcieńczonego buforu octanowego** (z ćw.8) dodać 1 ml

0,1M roztworu **NaOH** lub 1 ml 0,1M roztworu **HCl**, według wskazań prowadzącego. Przygotować pehametr do pomiaru-jak w ćwiczeniu 8. Zmierzyć pH buforów na pehametrze.

Obliczyć pojemności buforowe β (wszystkich buforów) na podstawie otrzymanych wyników doświadczalnych.

$$\beta = \frac{dC \text{ (mol/l)}}{\Delta pH}$$

gdzie: dC - stężenie dodanego mocnego kwasu lub mocnej zasady [mol/l], które spowodowało zmianę pH roztworu buforowego,

ΔpH - zmiana wartości pH roztworu buforowego.

Literatura:

- [1] M. J. Sienko, R. A. Plane, „Chemia podstawy i zastosowania”, WNT, Warszawa, 1997
- [2] L. Pajdowski, „Chemia ogólna”, PWN, Warszawa, 1997
- [3] Praca zbiorowa pod redakcją Iwony Żak, „Chemia medyczna”, ŚAM Katowice, 2001
- [4] Praca zbiorowa pod redakcją Iwony Żak, „Praktikum z chemii medycznej”, ŚAM Katowice, 2001
- [5] Praca zbiorowa pod redakcją A. Rokosza, „Ćwiczenia laboratoryjne z chemii ogólnej i nieorganicznej”, PWN, Warszawa, 1974
- [6] Praca zbiorowa pod redakcją prof. dr hab. Justyna Ochockiego, „Ćwiczenia z chemii ogólnej z elementami chemii nieorganicznej i bioinorganiczej”, Skrypt dla studentów I-go roku Wydziału Farmaceutycznego Wydawnictwo Uniwersytetu Medycznego, Łódź, 2010
- [7] Praca zbiorowa pod redakcją A. Śliwy, „Obliczenia chemiczne – zbiór zadań z chemii nieorganicznej i analitycznej wraz z podstawami teoretycznymi”, PWN, Warszawa, 1979