

Roztwory buforowe

1. Zakres materiału

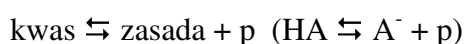
Pojęcia: stężenie molowe, pH, wskaźniki pH-metryczne; teoria kwasów i zasad Brønsteda; roztwory buforowe i ich pH; pojemność buforowa

Zalecana literatura:

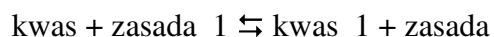
1. A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa, 1994, rozdz. 11.1-11.5, 11.7
2. J. Minczewski, Z. Marczenko, *Chemia analityczna – podstawy teoretyczne i analiza jakościowa*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa, 1997, rozdz. 3.1-3.3, 3.7.
3. A. Hulanicki, *Reakcje kwasów i zasad w chemii analitycznej*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa, 1992, rozdz. 2.5-2.6, 2.12, 2.14, 3.6-3.7.

2. Krótkie wprowadzenie

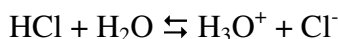
Według teorii Brønsteda **kwasem** nazywamy substancję, która może oddawać proton innej, czyli jest **donorem protonów**, natomiast **zasadą** nazywamy substancję, która może przyjmować proton, zatem jest **akceptorem protonu**. Wszelkie reakcje typu kwas-zasada polegają na przeniesieniu protonu p od kwasu do zasady (**reakcja protolityczna**), przy czym jest to proces odwracalny:



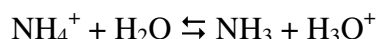
W powyższym równaniu kwas HA staje się zasadą A^- oddając proton a zasada A^- przyjmując proton staje się kwasem HA. Taką parę nazywa się **sprzężoną parą**. Aby reakcja protolityczna mogła zajść potrzebne są jeszcze inne substancje oprócz HA i A^- , które mogłyby przyjąć proton od kwasu HA gdy ten staje się sprzężoną z nim zasadą A^- , oraz takie, które mogłyby dać proton zasadzie A^- gdy ta staje się sprzężonym z nią kwasem HA. Potrzebna jest zatem jeszcze jedna sprzężona para kwasu i zasady (zasada_1 i kwas_1). Wówczas reakcję protolityczną można zapisać:



Przykład_1: kwas = HCl; zasada = Cl^- - sprzężona para
kwas_1 = H_3O^+ ; zasada_1 = H_2O - sprzężona para



Przykład_2: kwas = NH_4^+ ; zasada = NH_3 - sprzężona para
kwas_1 = H_3O^+ ; zasada_1 = H_2O - sprzężona para



Roztworem buforowym nazywamy roztwory będące albo

- 1) mieszaninami słabych kwasów oraz ich soli z mocną zasadą (roztwór zawierający słaby kwas HA oraz wprowadzoną dodatkowo sprzężoną z nim zasadę A^-), albo

- 2) mieszaninami słabych zasad i ich soli z mocnym kwasem (roztwór zawierający słabą zasadę B oraz wprowadzony dodatkowo sprzężony z nią kwas BH^+).

Roztwory buforowe pozwalają na utrzymanie z niezłą dokładnością stałego pH roztworu, niezależnie od dodatku niewielkich ilości mocnej zasady lub kwasu, jak również niezależnie od rozcieńczania. Dzięki tej właściwości znalazły one wiele zastosowań w chemii, biochemii, medycynie oraz innych gałęziach nauki.

Wartość pH roztworów buforowych obliczyć można korzystając z poniższych wzorów w zależności od rodzaju roztworu:

1)
$$pH = pK_a + \log \frac{c_{A^-}}{c_{HA}}$$

gdzie: K_a – stała dysocjacji kwasu HA

c_{HA} – stężenie molowe słabego kwasu HA

c_{A^-} – stężenie molowe soli kwasu HA

2)
$$pH = pK_w - pK_b - \log \frac{c_{BH^+}}{c_B}$$

gdzie: K_b – stała dysocjacji słabej zasady B

c_B – stężenie molowe zasady

c_{BH^+} – stężenie molowe soli słabej zasady

Pojemność buforowa β jest ilościową miarą „odporności” roztworu buforowego na dodatek mocnego kwasu lub zasady i definiuje się ją jako pochodną stężenia mocnej zasady jednowodorotlenowej dc względem pH:

$$\beta = \frac{dc}{d(pH)}$$

Innymi słowy jest to ilość moli mocnej zasady jednowodorotlenowej lub kwasu jednoprotowego, która dodana do 1 dm³ roztworu buforowego zmieni jego pH o jednostkę.

3. Wykonanie ćwiczenia

3.1. Sporządzenie zestawu roztworów o różnym pH.

- a) sporządzić w probówkach roztwory w ilości 10 cm^3 o odpowiednim pH poprzez zmieszanie poniżej podanych roztworów (*każdy student sporządza 2-3 roztwory*):

pH	v [cm^3] 0.1 M kwasu octowego	v [cm^3] 0.1 M octanu sodu
3.48	9.5	0.5
.....	9.0	1.0
4.16	8.0	2.0
4.39	7.0	3.0
4.58	6.0	4.0
4.94	4.0	6.0
.....	2.0	8.0
pH	v [cm^3] 0.1 M KH_2PO_4	v [cm^3] 0.1 M Na_2HPO_4
5.92	9.5	0.5
.....	9.0	1.0
6.60	8.0	2.0
6.83	7.0	3.0
7.20	5.0	5.0
7.37	4.0	6.0
7.80	2.0	8.0
.....	1.0	9.0
8.48	0.5	9.5

- b) obliczyć brakujące wartości pH wiedząc, że wartości stałych dysocjacji K_a wynoszą $1.754 \cdot 10^{-5}$ oraz $6.34 \cdot 10^{-8}$ odpowiednio dla CH_3COOH oraz dla H_2PO_4^- ; wpisać obliczone wartości do powyższej tabeli;
- c) otrzymane roztwory podzielić na 3 równe części przelewając je do oznakowanych probówek.
- d) do każdego zestawu roztworów o pH z zakresu 3.48-8.48 dodać po jednym ze wskaźników:
- zieleń bromokrezolową
 - purpurę bromokrezolową
 - czerwień fenolową

3.2. Kolorymetryczne oznaczenie pH

- a) pobrać z przygotowanej roztwór do oznaczenia pH
- b) z roztworu pobrać do probówek pipetą 3 porcje po 3 cm^3 i do każdej z nich dodać odpowiednie wskaźniki w ilości jak w pkt. 3.1.d.
- c) określić pH roztworu i uzupełnić poniższą tabelę

wskaźnik	barwa	zakres pH
zielen bromokrezolowa		
purpura bromokrezolowa		
czerwień fenolowa		

pH badanego roztworu =

- d) odważyć w zlewce ok. 5 g gleby i zalać ją 50 cm³ wody
e) zamieszać, odczekać aż gleba opadnie na dno i zlać roztwór znad osadu
f) określić pH roztworu w sposób analogiczny jak poprzednio i uzupełnić poniższą tabelę

wskaznik	barwa	zakres pH
zieleń bromokrezolowa		
purpura bromokrezolowa		
czerwień fenolowa		

pH gleby =

3.3. Pojemność buforowa

Studenci wykonują ćwiczenie w 3 podgrupach; każda podgrupa bada wpływ jednego czynnika (dodatek mocnej zasady, dodatek mocnego kwasu, rozcieńczenie) na badane roztwory

- a) każda podgrupa pobiera z przygotowalni po 20 cm³ 2-3 roztworów: bufor, kwas, zasada
b) oznaczyć za pomocą pH-metru pH otrzymanych roztworów badając wpływ wyznaczonego przez asystenta czynnika (**1, 2 lub 3**)

GRUPA	1	2	3	
badany roztwór	ilość cm ³ dodanego 0.1M HCl	ilość cm ³ dodanego 0.1M NaOH	ilość cm ³ dodanej wody	zmierzone pH
bufor octanowy: CH ₃ COOH + CH ₃ COONa (równomolowo)	0	0	0	
	2	0	0	
	4	0	0	
	0	2	0	
	0	4	0	
	0	0	80	
	0	0	180	
Kwas HCl	-	0	0	
		2	0	
		4	0	
		0	80	
		0	180	
zasada NaOH	0	-	0	
	2		0	
	4		0	
	0		80	
	0		180	

Wpisać wnioski z obserwacji wpływu każdego z czynników na pH badanych roztworów:

Dodatek mocnego kwasu

.....

.....

Dodatek mocnej zasady

.....

.....

Rozcieńczenie

.....

.....