

Ćwiczenie 5: Właściwości kwasowo-zasadowe związków chemicznych

Autorzy: Agnieszka Pladzyk, Łukasz Ponikiewski

1. Wprowadzenie

W drugiej połowie XIX wieku szwedzki chemik **Svante August Arrhenius** doświadczalnie udowodnił, że substancje chemiczne takie jak kwasy, zasady czy sole można praktycznie podzielić na dwie grupy. Do grupy I zaliczył te związki, których wodne roztwory przewodzą prąd elektryczny, a do grupy II te, które w tych samych warunkach praktycznie nie przewodzą prądu. Substancje należące do grupy I zostały przez Arrheniusa nazwane *elektrolitami*, a substancje grupy II *nielektrolitami*. Arrhenius uważał, że za przewodzenie prądu elektrycznego przez roztwory wodne elektrolitów odpowiadają obecne w nich cząstki obdarzone ładunkami i zdolne do przenoszenia ładunków elektrycznych.

Teorię Arrheniusa można ująć w postaci czterech podstawowych założeń:

- Elektrolity podczas rozpuszczania w wodzie ulegają tzw. *dysocjacji elektrolitycznej*, czyli ulegają rozpadowi na elementy (jony) naładowane elektrycznie. Jony naładowane dodatnio nazywa się *kationami*, a ujemne *anionami*.
- Po procesie dysocjacji elektrolitycznej suma ładunków elektrycznych kationów i anionów jest zawsze równa zero.
- Nielektrolity 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.

Elektrolity można podzielić na dwie podstawowe grupy:

- elektrolity mocne – związki, które w roztworach wodnych są całkowicie zdysocjowane, czyli występują w postaci jonów. Do grupy tej zalicza się:
 - prawie wszystkie sole (np.: KNO_3 , CaCl_2 , Na_3PO_4 , NH_4Br),
 - część kwasów nieorganicznych (HCl , HNO_3 , HClO_4 , H_2SO_4 , HBr , HI),
 - wodorotlenki litowców i niektóre wodorotlenki berylowców (np.: NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$);
- elektrolity słabe – związki, które w roztworach wodnych tylko częściowo ulegają dysocjacji na jony. Taki roztwór, oprócz jonów zawsze zawiera cząsteczki niezdisocjowane. Do grupy tej należą:
 - część kwasów nieorganicznych (H_2SO_3 , H_2CO_3 , H_2S , HCN , HNO_2 , HN_3);
 - część zasad nieorganicznych jak i organicznych (np. NH_3 , CH_3NH_2 , $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$);
 - niektóre kwasy organiczne (np. HCOOH , CH_3COOH , $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$)

Dla każdego elektrolitu można wyznaczyć stopień dysocjacji α , który w sposób ilościowy pokazuje jaka część danego elektrolitu ulega rozpadowi na jony. W zależności od ich mocy wartość stopnia dysocjacji może zawierać się w przedziałach:

- $30\% < \alpha < 100\%$ - dla elektrolitów mocnych,
- $0\% < \alpha < 5\%$ - dla elektrolitów słabych.

Należy też pamiętać, że stopień dysocjacji elektrolitu zależy m. in. od:

- rodzaju elektrolitu,

- polarności rozpuszczalnika, np. stopień dysocjacji soli jest większy w wodzie niż alkoholu lub acetonie,
- stężenia elektrolitu - stopień dysocjacji wzrasta wraz z rozcieńczeniem,
- temperatury.

1.1. Pojęcie pH

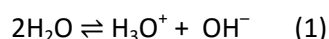
pH jest bardzo ważnym pojęciem chemicznym, dlatego poniżej w krótki sposób zostanie ono zdefiniowane.

Skala pH oparta jest na stężeniu jonów hydroniowych $[H_3O^+]$ w roztworach wodnych. Tradycyjnie pH definiuje się jako:

$$pH = -\log_{10}[H_3O^+] \quad (0)$$

czyli ujemny logarytm dziesiętny ze stężenia jonów hydroniowych (oksoniowych). Stężenie to najczęściej wyraża się w molach na decymetr sześcienny mol/dm^3 i podawane jest w nawiasach kwadratowych.

Aby zrozumieć jak funkcjonuje skala pH i jak ją stosować warto na początku przeanalizować zjawisko dysocjacji czystej wody (H_2O), która ulega samorzutnej autodysocjacji, w wyniku której powstają jony hydroniowe H_3O^+ i wodorotlenowe OH^- według poniższego równania:



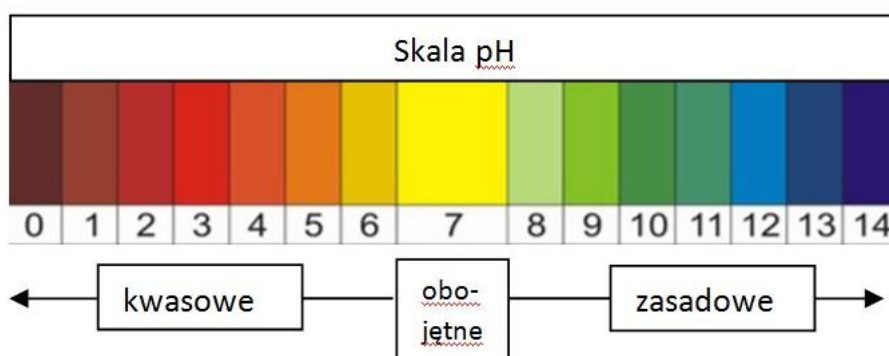
Strzałka dwustronna \rightleftharpoons w powyższym równaniu wskazuje na to, że w roztworze ustala się stan równowagi i reakcja jest odwracalna. Woda jest jednak słabym elektrolitem dlatego też równowaga reakcja dysocjacji jest przesunięta w lewo, czyli w stronę wody niezdysonowanej. Same stężenia powstających jonów H_3O^+ jak i OH^- w czystej wodzie w temp. 25°C są sobie równe ($[H_3O^+]=[OH^-]$) i wynoszą 10^{-7} mol/l. Jest to wyjaśnienie faktu, że pH czystej wody wynosi 7 i ma odczyn obojętny. W roztworach o $pH < 7$ stężenie jonów H_3O^+ jest większe od stężenia jonów OH^- ($[H_3O^+] > [OH^-]$), stąd takie roztwory mają odczyn kwasowy, natomiast w roztworach o $pH > 7$ większe jest stężenie jonów wodorotlenowych ($[H_3O^+] < [OH^-]$) i mają odczyn zasadowy. Zatem w zakresie od 0 do 7 mówimy o pH kwasowym, natomiast od 7 do 14 zasadowym.

Właściwości kwasowo-zasadowe substancji nieorganicznych mogą być określone metodami fizycznymi, przy zastosowaniu m.in. papierka uniwersalnego, roztworów wskaźników pH oraz pH-metru, ale też za pomocą obliczeń teoretycznych. Oba sposoby zostaną wykorzystane w trakcie wykonywanych doświadczeń opisanych w instrukcji ćwiczenia.

1.2. Wskaźniki pH (Indykatory)

Wykrywanie kwasów i zasad opiera się zwykle na ich zdolności wywoływania zmiany zabarwienia substancji zwanych wskaźnikami pH. Najczęściej są to substancje organiczne, które zmieniają barwę w różnych zakresach wartości pH roztworu w pobliżu tzw. punktu równoważnikowego miareczkowania. Substancje te mogą być stosowane samodzielnie, lub też z obojętnym barwnikiem, który pełni jedynie rolę wzmacniacza intensywności koloru właściwego wskaźnika. Wówczas takie roztwory nazywamy wskaźnikami mieszanymi. Określanie pH przy użyciu wskaźników nie pozwala jednak dokładnie określić wartość pH badanego roztworu, jedynie przedział, w którym dana wartość się znajduje. Należy również pamiętać, że na zabarwienie wskaźników wpływa temperatura, a także obecność w roztworze soli obojętnych, rozpuszczalników organicznych i cząstek koloidalnych.

Bardziej dokładnych odczytów pH może dostarczyć nam badanie przy użyciu papierka wskaźnikowego. Najczęściej jest to kawałek bibuły nasączonej odpowiednią substancją chemiczną, tak zwanym indykatorem. W zależności od użytego indykatora papierek wskaźnikowy może być wykorzystywany do określenia pH w zakresie całej skali, czyli od 0 do 14 i jest określany wówczas mianem papierka uniwersalnego. Może być również nasączony indykatorem, który wskazuje zmiany barwy tylko w wąskim zakresie pH (lakmusowy, kongo). W zależności od stężenia jonów wodorowych H_3O^+ , papierki uniwersalne przyjmują odpowiednią barwę, którą porównuje się z załączoną do wskaźników paletą barw.

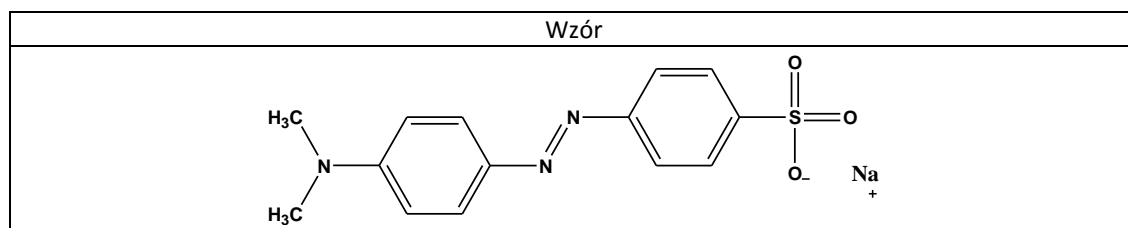


Rys. 1 Skala barw papierka uniwersalnego w roztworach kwasowych, obojętnych i zasadowych.

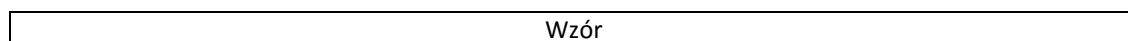
W zależności od rodzaju miareczkowania, rozróżnia się wskaźniki:

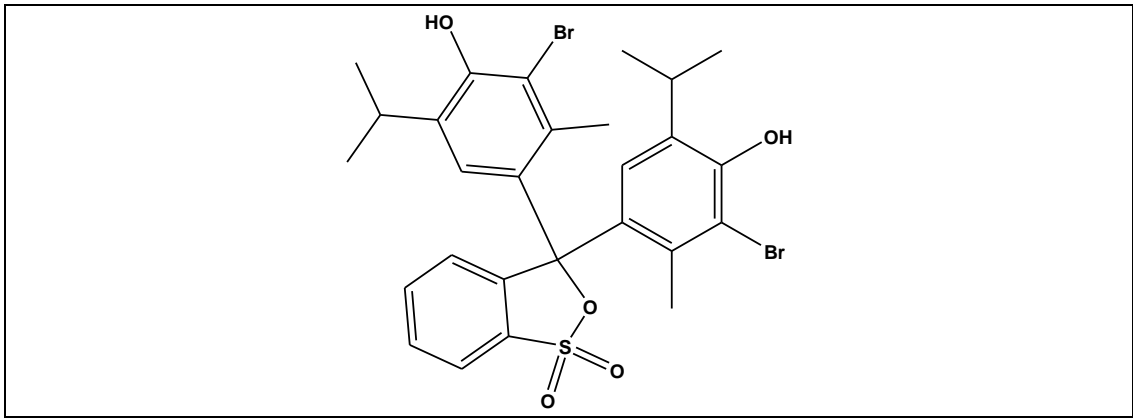
- 1) alkacymetryczne - słabe kwasy lub zasady organiczne, tworzące z cząsteczką wody sprzężoną parę kwas-zasada, przy czym postać kwasowa ma inne zabarwienie aniżeli postać zasadowa. Do tej grupy zaliczamy:

- oranż metylowy - w temperaturze pokojowej jest to krystaliczne ciało stałe o barwie pomarańczowej. Jako wskaźnik pH stosuje się go w formie wodnego roztworu, który zmienia zabarwienie w zakresie pH 3,1-4,4. W środowisku kwasowym przyjmuje on barwę czerwoną, w obojętnym, słabo kwasowym i słabo zasadowym ma barwę pomarańczową, z kolei w środowisku zasadowym barwi roztwór na kolor żółty.

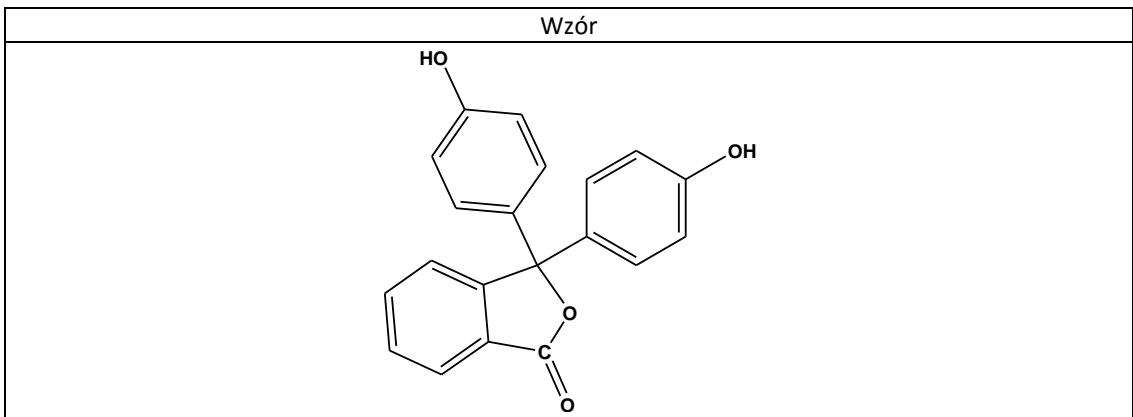


- błękit bromotymolowy - organiczny związek chemiczny, nazwa zwyczajowa dibromotymolosulfoftaleiny. Jest to czerwony proszek, rozpuszczalny w alkoholu etylowym, słabo rozpuszczalny w wodzie, który przybiera w środowisku kwasowym barwę żółtą, w zasadowym błękitną, a w środowisku obojętnym zieloną. Zakres zmiany barwy pH 6,2-7,6.

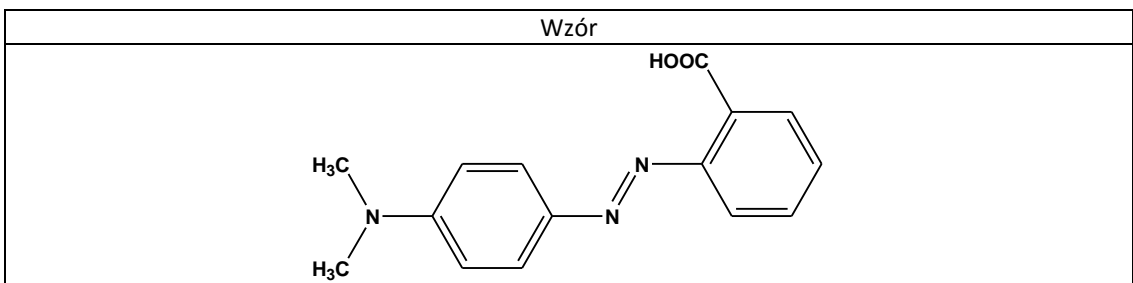




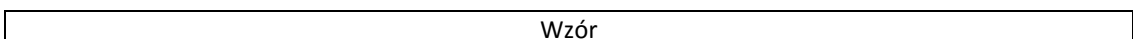
- fenoloftaleina - w stanie czystym jest to bezbarwna substancja krystaliczna, nierozpuszczalna w wodzie, za to dobrze rozpuszczalna w alkoholach. W laboratoriach spotykana jest głównie jako ok. 1% bezbarwny roztwór w etanolu. Zmienia formę z bezbarwnej w środowisku kwasowym lub obojętnym na malinowoczerwoną w środowisku zasadowym. Przy skrajnych wartościach pH zachodzą dodatkowe zmiany barwy: w roztworach silnie kwasowych ($\text{pH} < 0$) fenoloftaleina przybiera kolor pomarańczowy wskutek przejścia w formę karbokationu trytylowego, natomiast w środowisku silnie zasadowym ($\text{pH} > 12$) staje się bezbarwna.

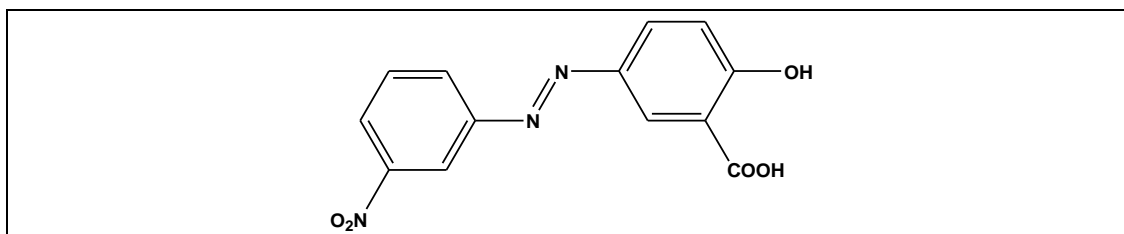


- czerwień metylowa - organiczny związek chemiczny, barwnik azowy. W temperaturze pokojowej jest to ciemnoczerwone, krystaliczne ciało stałe. Jako alkoholowy roztwór zmienia barwę od ciemnoczerwonej do jasnożółtej w zakresie pH od 4,2 do 6,3.

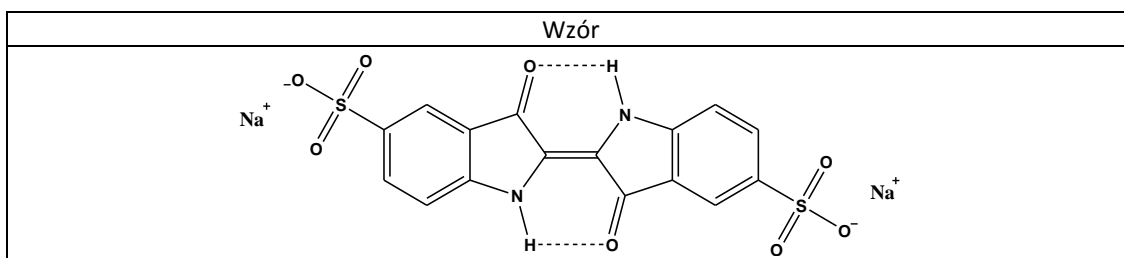


- żółcień alizarynowa - stosowana zwykle w postaci 0,1% roztworu alkoholowego i zmienia barwę z niebieskiej na zieloną w zakresie pH 10,0-12,0.





- karmin idygo – jest to niebieski barwnik syntetyczny będący sulfonową pochodną indyga i zarazem jeden z nielicznych barwników dopuszczonych do barwienia środków spożywczych. Zmienia barwę z niebieskiej na zieloną w zakresie pH 10,0-12,0.



- 2) kompleksometryczne - substancje organiczne, tworzące barwne kompleksy z oznaczanym metalem. Przykłady: czerń eriochromowa T, mureksyd, fiolet pirokatechinowy.
- 3) redoks – substancje organiczne, tworzące sprzężone układy redoks, przy czym postać utleniona wskaźników ma inną barwę aniżeli postać zredukowana. Do tej grupy zaliczamy:
 - błękit metylenowy - w temperaturze pokojowej jest to bezwonny, ciemnozielony proszek, którego wodny roztwór ma zabarwienie niebieskie. W roztworach mocno kwasowych barwi się na zielono, w lekko kwasowych, obojętnych i zasadowych przyjmuje barwę od błękitnej do granatowej.
- 4) wskaźniki adsorpcyjne – substancje organiczne o charakterze kwasowym (np. fluoresceina) lub zasadowym (m.in. rodaminy). Ulegają adsorpcji bądź desorpcji na powierzchni osadu, co manifestuje się zmianą barwy. Stosowane podczas strącania osadów w analizie strąceniowej.
- 5) wskaźniki promieniotwórcze – izotopy pierwiastków promieniotwórczych zastępujące pierwiastki niepromieniotwórcze w ich związkach.

Należy zaznaczyć, że opisane powyżej metody nie dają nam dokładnych wartości pH. Najbardziej zbliżone wartości pH można uzyskać stosując pH-metry.

2. Elektrolity

2.1. Elektrolity mocne.

Do elektrolitów mocnych zaliczane są z reguły substancje posiadające w stanie stałym budowę jonową, czyli mocne kwasy, mocne zasady i większość soli oraz substancje posiadające wiązania atomowe spolaryzowane. Substancje te podczas rozpuszczania w polarnym rozpuszczalniku przechodzą do roztworu w postaci jonów, czyli ulegają dysocjacji. Zatem mocne elektrolity w roztworach są całkowicie lub prawie całkowicie zdysocjowane niezależnie od stężenia. Dla kwasów jednoprotonowych tj. HCl, HNO₃ stężenie jonów hydroniowych [H₃O⁺] brane do obliczeń pH wynosi tyle samo co stężenie początkowe elektrolitu. W przypadku mocnych zasad jednowodorotlenowych stężenie wyjściowe zasady jest wówczas równe stężeniu jonów OH⁻, nie zaś H₃O⁺. Jednym ze sposobów obliczenia pH takiego roztworu jest wyliczenie stężenia jonów [H₃O⁺] ze wzoru (2), a następnie obliczenie pH ze wzoru (0).

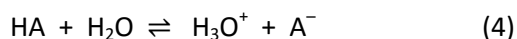
$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} = K_w \quad (2)$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad (3)$$

2.2. Elektrolity słabe

Proces dysocjacji w wodnych roztworach elektrolitów słabych zachodzi tylko w pewnym stopniu i w określonej temperaturze ustala się stan równowagi pomiędzy ich formą zdysocjowaną a niezdysojowaną.

Słaby kwas jednoprotonowy typu HA (np. CH₃COOH) w roztworze wodnym ulega dysocjacji elektrolitycznej zgodnie z poniższym schematem:



Stała opisująca ten proces równowagowy jest ona wyrażona wzorem (5):

$$K_{kw} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad (5)$$

gdzie [H₃O⁺] i [A⁻] są to stężenia molowe jonów w roztworze, natomiast [HA] jest to stężenie niezdysojowanej części elektrolitu. Stała równowagi reakcji dysocjacji elektrolitycznej nosi nazwę stałej dysocjacji i jej wartość nie zależy od stężenia elektrolitu, ani od stężenia jonów.

Źródłem jonów hydroniowych w wodnym roztworze jest słaby kwas oraz woda. Jednak stężenie jonów H₃O⁺ pochodzące z dysocjacji kwasu jest najczęściej większe od stężenia H₃O⁺ pochodzących z wody, ponieważ dysocjacja mocniejszego elektrolitu jakim jest kwas hamuje dysocjację elektrolitu słabszego, czyli w tym przypadku wody. Dlatego też w obliczeniach stężenie [H₃O⁺] pochodzących od wody można pominąć. Analizując dalej równanie reakcji dysocjacji elektrolitycznej (4) widzimy, że stężenie jonów hydroniowych jest równe [A⁻], natomiast stężenie niezdysojowanej części kwasu [HA] jest równe całkowitemu stężeniu kwasu c_{kw} pomniejszonemu o część, która uległa dysocjacji, czyli o stężenie [A⁻] (lub analogicznie [H₃O⁺]). Równanie (5) można więc zapisać w postaci:

$$K_{kw} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c_{kw} - [\text{H}_3\text{O}^+]} \quad (6)$$

Z powyższego równania wylicza się stężenie jonów hydroniowych $[H_3O^+]$, a następnie korzystając z wzoru (0) wylicza się wartość pH.

Analogiczne rozumowanie można przeprowadzić dla roztworów słabych zasad (np. NH_{3aq}). Do obliczeń stosuje się podobne założenia, w wyniku których wzór na stałą dysocjacji ma postać:

$$K_{zas} = \frac{[OH^-]^2}{C_{zas} - [OH^-]} \quad (7)$$

Z równania tego wyliczyć można stężenie jonów $[OH^-]$, natomiast stężenie jonów hydroniowych lub pH obliczamy posługując się wzorami (2) lub (3).

2.3. Roztwory buforowe

Roztwory buforowe są to roztwory, które nieznacznie zmieniają swoje pH po dodaniu niewielkich ilości mocnych kwasów i zasad, zaś dodatkowe rozcieńczenie roztworu nie wywołuje praktycznie żadnych zmian pH.

Roztwory buforowe są zazwyczaj mieszaninami zawierającymi dwa elektrolity np.:

- słaby kwas i sól tego kwasu i mocnej zasady, np. CH_3COOH i CH_3COONa – bufor octanowy
- słaba zasada i sól tej zasady i mocnego kwasu, np. NH_4OH i NH_4Cl – bufor amonowy,
- dwie sole kwasu wieloprotonowego, np. Na_2HPO_4 i NaH_2PO_4 – bufor fosforanowy.

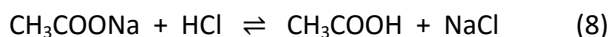
W zależności od rodzaju elektrolitów, z których składa się układ buforujący możemy wyróżnić następujące bufory, które charakteryzują się różnymi zakresami buforowania:

- octanowy – CH_3COOH i CH_3COONa w zakresie pH od 3,5 do 6;
- fosforanowy – NaH_2PO_4 i Na_2HPO_4 w zakresie pH od 5,5 do 8;
- boranowy – H_3BO_3 i $Na_2B_4O_7$ w zakresie pH od 7 do 9;
- amonowy – NH_4OH i NH_4Cl w zakresie od 8 do 11;

Aby zrozumieć zasadę działania roztworu buforowego zastanówmy się teraz, w jaki sposób bufor octanowy zachowuje się po dodaniu mocnego kwasu i mocnej zasady.

I. Dodatek mocnego kwasu, np. HCl

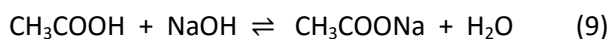
Dodatek mocnego kwasu sprawi, że w układzie zajdzie reakcja opisana równaniem (8). W tym przypadku mocny kwas HCl reaguje z solą słabego kwasu i mocnej zasady CH_3COONa wypierając z niej słaby kwas.



W wyniku tej reakcji maleje stężenie soli CH_3COONa , jednakże nie wpłynie to znacząco na zmianę pH finalnego roztworu.

II. Dodatek mocnej zasady, np. NaOH

Dla odmiany dodatek mocnej zasady zapoczątkuje reakcję, w wyniku której słaby kwas przejdzie w sól słabego kwasu i mocnej zasady. Cały proces przedstawia poniższa reakcja:



Z równania reakcji wynika, że dodany wodorotlenek zostaje zobojętniony przez obecny w roztworze słaby kwas CH_3COOH , którego ilość ulega zmniejszeniu, a w układzie pojawia adekwatna ilość soli octanu sodu CH_3COONa .

W celu obliczenia wartości pH roztworu buforowego należy skorzystać ze wzoru na stałą równowagi tego składnika buforu, który bezpośrednio wpływa na stężenie jonów H_3O^+ lub OH^- . W przypadku buforu kwasowego wzór ten ma postać równania (5) gdzie $[\text{HA}]$ oznacza stężenie kwasu $[\text{CH}_3\text{COOH}]$, a $[\text{A}^-]$ stężeniu jonów $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$. Słaby kwas obecny w buforze, ulega dysocjacji jedynie w niewielkim stopniu, dlatego też możemy założyć, że całkowite stężenie jonów A^- jest równe stężeniu jonów pochodzących z dysocjacji soli, a co za tym idzie – wyjściowemu stężeniu soli, która ulega całkowitej dysocjacji.

$$[\text{A}^-] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = c_{\text{soli}} \quad (10)$$

Dodatkowo możemy założyć, że skoro dysocjacja słabego kwasu jest znikoma to stężenie kwasu CH_3COOH po dysocjacji jest w przybliżeniu równe jego całkowitemu stężeniu.

$$[\text{HA}] = [\text{CH}_3\text{COOH}] = c_{\text{kw}} \quad (11)$$

Po podstawieniu równań (10) i (11) do równania na stałą dysocjacji (5) otrzymamy:

$$K_{\text{kw}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot c_{\text{soli}}}{c_{\text{kw}}} \quad (12)$$

Możemy więc wyliczyć stężenie jonów hydroniowych z równania

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_{\text{kw}} \cdot c_{\text{kw}}}{c_{\text{soli}}} \quad (13)$$

W przypadku, gdy mamy do czynienia z buforem zasadowym, równanie na stężenie jonów wodorotlenowych przybiera postać:

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_{\text{zas}} \cdot c_{\text{zas}}}{c_{\text{soli}}} \quad (14)$$

Wówczas stężenie jonów hydroniowych lub pH obliczamy posługując się wzorami (1) lub (2).

Należy jednak pamiętać, że aby nie doszło do znaczącej zmiany pH roztworu buforowego podczas dodawania mocnego kwasu bądź zasady, stężenie dodanego elektrolitu nie może przekraczać molowych stężeń składników roztworu buforowego. Opisuje to wielkość zwana pojemnością buforową (β), która jest definiowana jako ilość moli mocnej zasady lub mocnego kwasu, która musi być dodana do 1 dm^3 roztworu, aby spowodować zmianę pH o jednostkę. Pojemność buforowa jest zależna od stałej równowagi głównej reakcji buforowej i jest wielkością charakterystyczną dla danego buforu.

3. Zagadnienia teoretyczne do samodzielnego opracowania

3.1 Rola roztworów buforowych w procesach biochemicznych zachodzących w organizmach żywych

3.2 Krew jako bufor

3.3 Opisz bufor krzemianowy, glinowy, żelazowy, boranowy, bufor wymiany jonowej

3.4 Teoria kwasów i zasad Bronsteda

3.5 Indeks buforu

3.6 Dysocjacja wodnych roztworów mocnych elektrolitów - omów na przykładzie dowolnego elektrolitu.

3.7 Dysocjacja wodnych roztworów słabych elektrolitów - omów na przykładzie dowolnego elektrolitu.

3.8 Co to jest pojemność buforowa – omów na przykładzie.

3.9 Jakie znane są rodzaje papierków wskaźnikowych, w jakim zakresie można je stosować i jak działają?

3.10 Bufory a osocze krwi.

Ćwiczenie 5 - Instrukcje laboratoryjne

Roztwory substancji, którymi pH będziemy badać, są roztworami rozcieńczonymi. Dlatego też, aby uzyskać prawidłowe wyniki należy stosować czyste naczynia, które muszą być myte i płukane wodą destylowaną po każdym pomiarze. W przeciwnym razie badane roztwory mogą łatwo ulec zanieczyszczeniu, co znacząco wpłynie na wartość pH.

Doświadczenie 1:

Celem tej części ćwiczeń jest wyznaczenie pH poszczególnych roztworów przy użyciu papierka uniwersalnego, roztworów wskaźników oraz pH-metru:

Odczynniki: Woda destylowana, roztwory wodne wskaźników:

- błękit bromotymolowy
- lakmus
- oranż metylowy
- fenoloftaleina
- czerwień metylowa

Aparatura: Zestaw 10 probówek, 2 zlewki, bagietka szklana, papierek uniwersalny, pH-metr

Wykonanie doświadczenia:

1. Przygotuj i podpisz 7 czystych probówek. Do każdej z nich wprowadź wodne roztwory substancji przeznaczonych do analizy wskazanych przez prowadzącego ćwiczenia. Następnie sprawdź pH każdego z tych roztworów przy użyciu papierka uniwersalnego. W tym celu zanurz szklaną bagietkę w analizowanym roztworze i nanieś kroplę roztworu na papierek uniwersalny. Zapisz barwę papierka i oszacuj pH badanego roztworu porównując barwę papierka ze skalą. Zapisz obserwacje w tabeli nr 1 podanej w arkuszu sprawozdania.
2. Określ pH badanych roztworów przy użyciu wcześniej wspomnianych wskaźników. W tym celu do czystych siedmiu probówek przenieś ok 2 ml pierwszego badanego roztworu i dodaj około 10 kropeł każdego z podanych wskaźników. Delikatnie wstrząśnij probówkami i zanotuj barwy w tabeli nr 1. Następnie zlej wszystkie roztwory do pojemników z płynnymi odpadami chemicznymi, umyj probówki, opłucz wodą destylowaną, a następnie przenieś ok. 2 ml kolejnego roztworu i dodaj po kilka kropli wszystkich wskaźników. Czynność powtórz dla wszystkich roztworów przeznaczonych do analizy zapisując wyniki doświadczenia w tabeli nr 1.
3. Teraz wyznacz pH dla analizowanych roztworów za pomocą pH-metru. W tym celu przed każdym pomiarem dokładnie opłucz elektrodę pH metru wodą destylowaną i wytrzyj ją za pomocą czystej bibułki. Następnie zanurz suchą elektrodę w badanym roztworze i zapisz wynik odczytany z przyrządu. Po dokonaniu pomiarze ponownie opłucz bardzo dokładnie elektrodę pH metru. Zapisz obserwacje w tabeli nr 1, podanej w arkuszu sprawozdania.

Opracowanie części pierwszej ćwiczenia powinno zawierać:

- ✓ uzupełnioną tabelę nr 1,
- ✓ wnioski dotyczące zalet i wad stosowanych metod określenia pH roztworów

Doświadczenie 2:

Ta część ćwiczenia dotyczy wyznaczenia pH samodzielnie przygotowanego roztworu buforowego o założonym pH, a następnie sprawdzenie jak wpłynie na pH tego buforu dodanie roztworu kwasu, zasady czy jego rozcieńczenie. W tym celu każda grupa sporządzi jeden konkretny roztwór buforowy o określonym pH wskazanym przez prowadzącego ćwiczenia (tabelka poniżej).

Odczynniki: Woda destylowana, 0,1 M HCl, 0,1 M NaOH, 0,2 M CH₃COONa, 0,2M CH₃COOH, 0,2 M NH_{3(aq)}, 0,2 M NH₄Cl

Aparatura: 3 zlewki, cylinder miarowy 50 ml, bagietka szklana, papierek uniwersalny, pH-metr

Wykonanie doświadczenia:

W oparciu o poniższą tabelę sporządź 40 ml roztworu buforowego (skład buforu poda prowadzący ćwiczenia). Za pomocą pH-metru zmierz jego pH. Wartość pH wpisz do tabeli 2 podanej w arkuszu sprawozdania.

Przygotuj dwie zlewki, do jednej wlej 10 ml przygotowanego buforu, a do drugiej 10 ml wody. Następnie do każdej z nich dodaj 1 ml 0,1M roztworu NaOH, całość dokładnie wymieszaj i zmierz pH. Następnie zlej zbadane roztwory do pojemników z płynnymi odpadami chemicznymi, umyj zlewki, opłucz wodą destylowaną i ponownie w jednej zlewce umieść 10 ml buforu, a w drugiej 10 ml wody, po czym do każdej dodaj 1 ml 0,1M roztworu HCl, wymieszaj i zmierz pH. Ponownie zlej zbadane roztwory do pojemników z płynnymi odpadami chemicznymi, umyj zlewki, opłucz wodą destylowaną i ponownie umieść 10 ml buforu w jednej zlewce, a w drugiej 10 ml wody, po czym do każdej dodaj 10 ml wody destylowanej, wymieszaj wszystko dokładnie i zmierz pH.

Otrzymane wyniki wpisz do tabeli 2 sprawozdania.

Sporządzenie buforu octanowego / amonowego*

nr	0.2M CH ₃ COONa [cm ³]	0.2M CH ₃ COOH [cm ³]
1.	7	33
2.	11	29
3.	15	25
4.	20	20
5.	24	16
6.	28	12
7.	32	8

Nr.	0.2M NH ₃ [cm ³]	0.2M NH ₄ Cl [cm ³]
1.	7	33
2.	11	29
3.	15	25
4.	20	20
5.	24	16
6.	28	12
7.	32	8

* - prowadzący zajęcia wyznacza bufor do przygotowania

Opracowanie ćwiczenia powinno zawierać:

- ✓ uzupełnioną tabelę nr 2 + obliczenia,
- ✓ równania reakcji wyjaśniające mechanizm działania badanego buforu,

- ✓ wnioski dotyczące zmian pH buforu pod wpływem jonów H_3O^+ i OH^-

Doświadczenie 3:

Ta część ćwiczenia dotyczy określenia pH roztworów substancji codziennego użytku.

Odczynniki: Woda destylowana, roztwory wodne wskaźników:

- błękit bromotymolowy
- lakmus
- oranż metylowy
- fenoloftaleina
- czerwień metylowa

Aparatura: Zestaw 10 probówek, bagietka szklana, papierek uniwersalny, pH-metr

Wykonanie doświadczenia:

Oznaczenie pH otrzymanego roztworu odbędzie się przy zastosowaniu poniższych metod:

1. *Za pomocą papierka uniwersalnego* – pomiar wstępny z dokładnością do jednej jednostki pH.

W tym celu nanieś kroplę badanego roztworu na papierek uniwersalny za pomocą czystej bagietki zanurzonej w analizowanym roztworze. Porównaj barwę papierka ze skalą barw, ustal pH, uzyskany wynik wpisz do tabeli nr 3 arkusza sprawozdania.

2. *Za pomocą wskaźnika* - pomiar z dokładnością do 0,3–0,4 jednostki pH.

Znając już przybliżoną wartość pH analizowanego roztworu z poprzednich pomiarów przygotuj 4 czyste probówki, przenieś do każdej ok. 2 ml badanego roztworu i do każdej dodaj kolejno po kilka kropli wybranych wskaźników (jedna probówka to jeden wskaźnik). Uzyskane wyniki wpisz do tabeli nr 3 arkusza sprawozdania.

3. *Za pomocą pH-metru* - pomiar z dokładnością do 0,05 jednostki pH.

Najdokładniejsze wartości pH roztworu powinny być uzyskane za pomocą pH-metru. W tym celu przygotuj odpowiednio pH-metr poprzez dokładne opłukanie jego elektrody wodą destylowaną, osusz ją, a następnie zanurz w analizowanym roztworze. Odczekaj chwilę, aż pH się ustali i spisz uzyskany wynik. Na koniec opłucz elektrodę wodą destylowaną i zabezpiecz pH-metr.

Opracowanie ćwiczenia powinno zawierać:

- ✓ uzupełnioną tabelę nr 3 podaną w arkuszu sprawozdania,
- ✓ wnioski dotyczące zastosowanych metod do określenia pH badanego roztworu