

PRACOWNIA CHEMII OGÓLNEJ

ĆWICZENIE 6. Pomiar pH – roztwory mocnych i słabych kwasów, sole, roztwory buforowe oraz napoje spożywcze

Większość reakcji analitycznych przebiega w roztworach wodnych, w związku z tym istotne znaczenie ma znajomość właściwości wody jako rozpuszczalnika. Mimo, że woda jest zdysocjowana tylko w niewielkim stopniu na jony H_3O^+ i OH^- , jest to jednak ważne z punktu widzenia reakcji przebiegających w wodnych roztworach.

Stężenia jonów oksoniowych i jonów wodorotlenowych w czystej wodzie są sobie równe i bardzo bliskie wartości 10^{-7} mol/l. Wobec tego iloczyn stężeń tych jonów w wodzie, zwany iloczynem jonowym wody K_w w temperaturze 25°C jest równy:

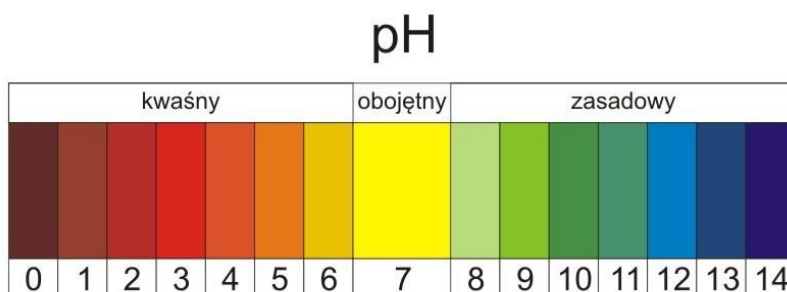
$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

Wielkości $[\text{H}_3\text{O}^+]$ i $[\text{OH}^-]$ mają duże znaczenie w chemii analitycznej jako wskaźniki kwasowości lub zasadowości roztworu. Posługiwanie się nimi w obliczeniach nie jest wygodne. Zwykle stosuje się inną wielkość – *wykładnik stężenia jonów wodorowych*.

Pojęcie to wprowadził Sorensen w 1909 r. Oznaczył je symbolem pH i określił jako ujemny logarytm stężenia jonów wodorowych:

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

Odczyn roztworu, w którym $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$, nazywa się obojętnym (pH wynosi wtedy 7). Roztwory, w których pH przyjmuje wartości mniejsze, a więc $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$, mają odczyn kwaśny, natomiast roztwory, w których $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$ mają odczyn alkaliczny.



Pomiaru pH można dokonywać dwiema zasadniczymi metodami:

- wizualną - na podstawie obserwacji barwy pewnych związków chemicznych, zwanych wskaźnikami (badanie odczynu polega na dodaniu do badanej cieczy kilku kropli roztworu wskaźnika lub zanurzeniu w niej na kilka sekund papierka wskaźnikowego. W obu przypadkach – w zależności od środowiska pojawia się specyficzne dla wskaźnika zabarwienie badanej cieczy lub papierka wskaźnikowego),
- potencjometryczną – za pomocą przyrządu zwanego potencjometrem (oznaczania polega na pomiarze SEM ogniwa składającego się z elektrod: wskaźnikowej oraz porównawczej zanurzonych w badanym roztworze) lub z zastosowaniem pehametru.

Celem ćwiczenia jest pomiar pH roztworów różnych związków chemicznych i spożywczych oraz zbadanie właściwości roztworu buforowego.

I.

Roztwory, które nas na co dzień otaczają, również charakteryzują się odpowiednimi wartościami pH, czyli są kwasowe, obojętne lub zasadowe. Do małych zlewek pobierz po kilka mililitrów podanych niżej roztworów. Zmierz za pomocą papierów uniwersalnych pH roztworów. Następnie zmierz przy pomocy pehametru pH badanych związków.

1. Pepsi cola
2. Roztwór mydła toaletowego
3. Zawiesina kredy do pisania
4. Płyn do mycia naczyń
5. Woda gazowana do picia



Zanotuj wartości pH zmierzone zarówno za pomocą papierków uniwersalnych jak i pehametru. Uszereguj badane roztwory zgodnie ze wzrostem ich wartości pH. Zanotuj wnioski wynikające z pomiarów pH badanych roztworów.

II.

Do probówek lub małych zlewek przenieś ok. 2-3 ml podanych poniżej substancji. Następnie zmierz pH za pomocą papierka uniwersalnego. W tym celu po zanurzeniu papierka i wyjęcia go z badanego roztworu porównaj jego barwę z barwą papierka na skali wzorców. Następnie przy pomocy pehametru zmierz ponownie pH badanych związków.

1. Woda destylowana
2. 1 mol/dm³ roztwór H₂SO₄
3. 1 mol/dm³ roztwór NaOH
4. 1 mol/dm³ roztwór CH₃COOH
5. 1 mol/dm³ roztwór NH₃·H₂O
6. 0,1 mol/dm³ roztwór FeCl₃
7. 0,1 mol/dm³ roztwór Na₂CO₃
8. 0,1 mol/dm³ roztwór NaCl

Zanotuj zmierzone wartości pH. Zapisz wnioski wynikające z pomiarów pH mocnych i słabych kwasów i zasad oraz soli. Nie wylewaj roztworów z probówek – będą potrzebne do badań w zadaniu III.

III.

Za pomocą pipetki Pasteura do ośmiu badanych próbek dodaj po dwie krople **oranżu metylowego**. Zanotuj obserwacje.

Umyj probówki pamiętając o przepłukaniu ich wodą destylowaną. Do każdej z nich pobrać takie same substancje, w takich samych ilościach jak w zadaniu II.

Za pomocą innej pipetki Pasteura do badanych próbek wkroplić po kolei po dwie krople **fenoloftaleiny**. Zanotować obserwacje.

IV.

Roztwory buforowe to mieszaniny słabych kwasów i ich soli z mocnymi zasadami (np. CH₃COOH, CH₃COONa) lub roztwory słabych zasad i ich soli z mocnymi kwasami (np. NH₃·H₂O, NH₄Cl). Charakterystyczną właściwość tych mieszanin to nieznaczne zmiany pH po dodaniu niewielkich ilości mocnych kwasów czy zasad.

1. Sporządź 40 ml roztworu buforowego (20 ml 0,2 mol/dm³ CH₃COOH i 20 ml 0,2 mol/dm³ CH₃COONa). Za pomocą pehametru zmierz jego pH.

2. Przygotuj dwie zlewki - do jednej wlej 20 ml przygotowanego buforu, a do drugiej 20 ml wody destylowanej. Do każdej ze zlewek dodaj po 1 ml 0,1-molowego roztworu NaOH, zamieszaj roztwory i zmierz pH.

3. Przygotuj dwie kolejne zlewki - do jednej wlej 20 ml buforu, a do drugiej 20 ml wody destylowanej. Do każdej ze zlewek dodaj 1 ml 0,1-molowego roztworu HCl, zamieszaj roztwory i zmierz pH.

Zanotuj wyniki otrzymane w doświadczeniu i policz pH na podstawie podanych stężeń i ilości roztworów. Wyniki pomiarów i obliczeń przedstaw w tabeli.

	woda destylowana	bufor octanowy
pH (z pomiarów doświadczalnych)		
pH (z obliczeń)		
pH po dodaniu NaOH (z pomiarów)		
pH po dodaniu NaOH (z obliczeń)		
pH po dodaniu HCl (z pomiarów)		
pH po dodaniu HCl (z obliczeń)		

Zapisz równania reakcji wyjaśniające mechanizm działania buforu octanowego. Zapisz wnioski dotyczące zmian pH wody destylowanej i buforu pod wpływem jonów wodorowych i wodorotlenowych pochodzących z dysocjacji odpowiednio kwasu solnego i zasady sodowej.

V.

Czasami występują sytuacje, w trakcie których musimy zapewnić niezmienną pH mimo dodawania roztworów kwasów lub zasad. Substancje, które utrzymują stałe pH noszą nazwę buforów.

Do zlewki pobierz 20 ml wody destylowanej. Zmierz pH roztworu. Następnie dodaj trzy krople roztworu 1 mol/l kwasu chlorowodorowego HCl. Zmierz pH roztworu. Powtórz pomiar pH po dodaniu 10 kropli. Do drugiej zlewki pobierz 20 ml buforu amonowego (mieszanina równych ilości amoniaku $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ oraz chlorku amonu NH_4Cl), zmierz pH roztworu. Następnie dodaj trzy krople kwasu chlorowodorowego HCl. Zmierz pH roztworu. Powtórz pomiar pH po dodaniu 10 kropli.

Zanotuj zmierzone wartości pH. Porównaj zmianę pH po dodaniu kwasu chlorowodorowego do wody ze zmianą po dodaniu takiej samej ilości kwasu do buforu. Jakie wnioski można wyciągnąć na podstawie wyników eksperymentu ?