

**Ćwiczenia laboratoryjne z przedmiotu nauczania:  
„Chemia Ogólna i Nieorganiczna”  
dla studentów I roku Kierunku Analityka Medyczna**

---

*Instrukcja wykonania ćwiczenia nr 2:  
Szybkość reakcji chemicznych a stan równowagi;  
Kwasy i zasady*

---

Opracowanie:  
dr n. farm. Małgorzata Fabijańska

Aktualizacja:  
mgr inż. Monika Kawka-Człapińska  
dr n. farm. Andrzej Łazarenkow

Łódź 2024

# Szybkość reakcji chemicznych a stan równowagi

## Przebieg ćwiczenia

### 1. Wpływ katalizatora na szybkość reakcji chemicznej

Doświadczenie ma na celu ocenę wpływu katalizatora jako jednego z czynników wpływających na szybkość zachodzenia reakcji chemicznej.

#### a. Kataliza dodatnia: homo- i heterogeniczna

Nadtlenek wodoru ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) ulega rozkładowi do tlenu i wody pod wpływem katalizatorów, którymi są m.in. sole żelaza(III) lub tlenek manganu(IV). Ogólny przebieg reakcji możemy przedstawić równaniem:



#### Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Woda utleniona (3%  $\text{H}_2\text{O}_2$ )
- ✓ Roztwór trichlorku żelaza ( $\text{FeCl}_3$ )
- ✓ Stały ditlenek manganu ( $\text{MnO}_2$ )
- ✓ Cylinder miarowy
- ✓ Łuczywko drewniane
- ✓ Probówka z płaskim dnem (3 sztuki)
- ✓ Palnik gazowy
- ✓ Szpatułko-łyżeczka
- ✓ Zapałki

#### Wykonanie doświadczenia

- Do trzech suchych probówek wlać po 2 mL wody utlenionej za pomocą cylindra miarowego.
- Do probówki nr 1 dodać 2 krople roztworu trichlorku żelaza, do probówki nr 2 za pomocą szpatułko-łyżeczki wsypać niewielką porcję ditlenku manganu. Probówka nr 3 stanowi układ odniesienia.
- W palniku gazowym rozżarzyć łuczywko, a następnie wprowadzać rozżarzoną częścią do probówek w taki sposób, aby nie dotykać roztworu w probówce
- Obserwować, czy pod wpływem wydzielającego się gazu następuje gaśnięcie łuczywka, czy intensywność żarzenia wzrasta.
- W zeszycie laboratoryjnym zanotować w tabeli 1 wykonywane czynności i obserwacje z uwzględnieniem różnic w szybkości reakcji rozkładu nadtlenku wodoru w obecności katalizatora homo- i heterogenicznego.
- **Sformułuj wniosek: Jaki jest wpływ katalizatora na przebieg reakcji?**

Nr probówki	Zawartość	Dodany odczynnik	Obserwacje po dodaniu odczynnika	Podtrzymanie palenia lucywka
1	2 mL H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	2 krople FeCl <sub>3</sub>		
2		Stały MnO <sub>2</sub>		
3		-		

Tabela 1: Wpływ katalizatora na szybkość reakcji

### b. Autokataliza

**Autokataliza** to katalityczne działanie substratów lub produktów na przebieg reakcji chemicznej. Substancje powodujące autokatalizę nazywamy **autokatalizatorami**. Powstający produkt reakcji działa katalizująco na substraty.

#### Odczynniki, sprzęt aparatura

- ✓ Roztwór 0,5 mol/L szczawianu amonu (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub>
- ✓ Roztwór siarczanu manganu (⊕ MnSO<sub>4</sub>)
- ✓ Roztwór nadmanganianu potasu (⊕ KMnO<sub>4</sub>)
- ✓ Roztwór kwasu siarkowego (⊕ H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)
- ✓ Probówka (2 sztuki)

#### Wykonanie doświadczenia

- Do dwóch probówek wlać po 20 kropli 0,5 mol/L roztworu szczawianu amonu i dodać cztery krople roztworu kwasu siarkowego.
- Do probówki nr 1 dodać cztery krople roztworu siarczanu manganu
- Następnie do obu probówek dodać równocześnie po dwie krople roztworu nadmanganianu potasu. Obserwować szybkość znikania fioletowego zabarwienia.
- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli 2 zanotować wykonywane czynności i obserwacje oraz zapisać równania zachodzących reakcji (jonowo i cząsteczkowo).
- **Sformułuj wniosek: Co przyspiesza reakcję między szczawianem amonu a nadmanganianem potasu? Dlaczego opisane zjawisko nazywamy autokatalizą?**

Numer probówki	Zawartość probówki	Przybliżony czas odbarwienia się roztworu nadmanganianu
1		
2		

Tabela 2: Autokataliza

## 2. Wpływ wielkości powierzchni zetknięcia reagentów na szybkość reakcji chemicznej

Doświadczenie ma na celu ocenę wpływu powierzchni zetknięcia reagentów na szybkość zachodzenia reakcji chemicznej.

### Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Roztwór kwasu chlorowodorowego (solnego) (⊕ HCl)
- ✓ Węglan wapnia w postaci stałej (⊕ CaCO<sub>3</sub>) (2 tabletki)
- ✓ Cylinder miarowy
- ✓ Moździerz
- ✓ Probówka (2 sztuki)

### Wykonanie doświadczenia

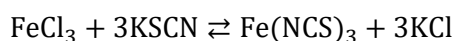
- Przygotowaną tabletkę CaCO<sub>3</sub> umieszczamy w probówce nr 1.
- Drugą tabletkę CaCO<sub>3</sub> rozcieramy w moździerzu na proszek i wsypujemy do probówki nr 2.
- Następnie do obu probówek za pomocą cylindra miarowego dodajemy 2 mL roztworu kwasu solnego.
- Zaobserwować różnicę w szybkość rozpuszczenia się CaCO<sub>3</sub> w obu probówkach.
- W zeszycie laboratoryjnym zanotować obserwacje po dodaniu kwasu solnego. Napisać jonowo równania reakcji węglanu wapnia z kwasem chlorowodorowym.
- **Sformułuj wniosek: Jaki wpływ na szybkość reakcji ma wielkość powierzchni zetknięcia reagentów?**

## 3. Wpływ stężenia reagentów na przesunięcie stanu równowagi chemicznej reakcji

### a. Doświadczenie I

Reakcja trichlorku żelaza (FeCl<sub>3</sub>) z tiocyjanianem potasu (KSCN) prowadzi do ustalenia stanu równowagi, w którym produktami reakcji są krwistoczerwonej barwy związki/jony kompleksowe (od Fe(NCS)<sup>2+</sup> do Fe(NCS)<sub>6</sub><sup>3-</sup>) w tym m.in. związek Fe(NCS)<sub>3</sub>. Doświadczenie ma na celu określenie wpływu stężenia substratów/produktów reakcji na przesunięcie stanu równowagi reakcji.

Ogólny przebieg reakcji:

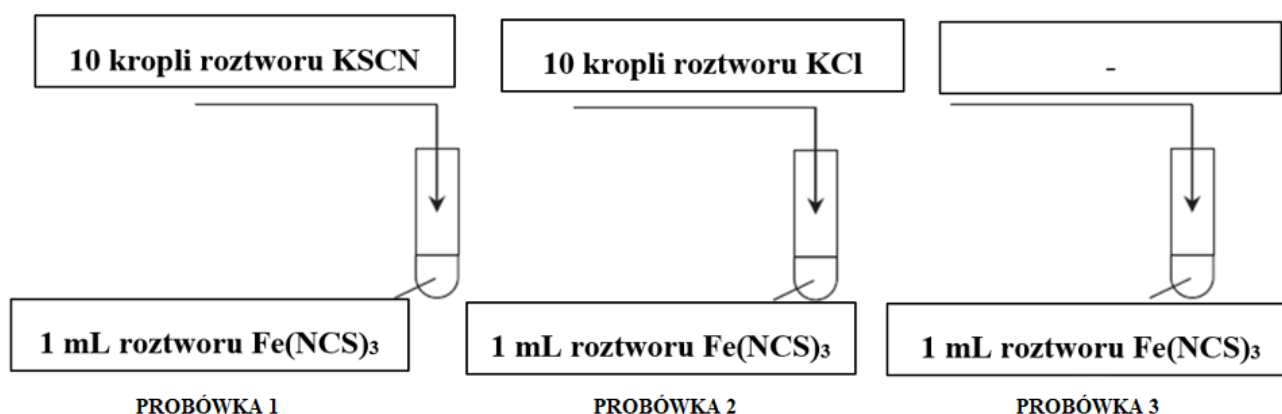


### Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Roztwór trichlorku żelaza (⊕ FeCl<sub>3</sub>)
- ✓ Roztwór tiocyjanianu potasu (KSCN)
- ✓ Nasycony roztwór chlorku potasu (⊕ KCl)
- ✓ Woda destylowana
- ✓ Bagietka szklana
- ✓ Cylinder miarowy
- ✓ Pipeta automatyczna
- ✓ Probówka (3 sztuki)

### Wykonanie doświadczenia

- Do cylindra miarowego dodać 2 krople roztworu  $\text{FeCl}_3$  i jedną kroplę roztworu  $\text{KSCN}$ , a następnie uzupełnić wodą destylowaną do objętości 10 mL i wymieszać bagietką.
- Z tak przygotowanego roztworu odmierzyć pipetą automatyczną po 1 mL do trzech podpisanych probówek, a następnie dodać:
  - do probówki nr 1: 10 kropli roztworu  $\text{KSCN}$
  - do probówki nr 2: 10 kropli nasyconego roztworu  $\text{KCl}$
  - roztwór w probówce nr 3 stanowi próbę kontrolną
- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli 3 zanotować wykonywane czynności i obserwacje.
- **Sformułuj wniosek: Na podstawie zabarwienia roztworów w probówkach nr 1, 2 i 3 wyjaśnij wpływ stężenia substratu ( $\text{KSCN}$ ) oraz produktu ( $\text{KCl}$ ) na przesunięcie stanu równowagi reakcji. W którą stronę przesuwa się równowaga reakcji po dodaniu a) substratu, b) produktu?**



Rysunek 1: Schemat doświadczenia 3a.

Numer probówki	Kolor roztworu	Dodany odczynnik	Kolor roztworu po dodaniu odczynnika
1		$\text{KSCN}$	
2		$\text{KCl}$	
3		Brak	

Tabela 3: Wpływ stężenia reagentów na przesunięcie stanu równowagi reakcji

### b. Doświadczenie II

W roztworach wodnych chromiany mają barwę żółtą, a dichromiany - barwę pomarańczową. Doświadczenie ma na celu określenie wpływu stężenia jonów wodorowych/wodorotlenowych na przesunięcie stanu równowagi reakcji chemicznej.

### Odczynniki, sprzęt aparatura

- ✓ Roztwór chromianu dipotasu ( $K_2CrO_4$ )
- ✓ Roztwór 1 mol/L kwasu siarkowego ( $H_2SO_4$ )
- ✓ Roztwór 1 mol/L wodorotlenku potasu ( $KOH$ )
- ✓ Probówka
- ✓ Pipeta automatyczna

### Wykonanie doświadczenia

- Za pomocą pipety automatycznej odmierzyć do probówki 1 mL roztworu chromianu dipotasu. Zanotować barwę roztworu.
- Następnie dodać 2 krople 1 mol/L roztworu kwasu siarkowego i zamieszać. Zanotować barwę roztworu.
- Do roztworu w probówce dodać 3 krople 1 mol/L roztworu wodorotlenku potasu, a następnie zamieszać. Zanotować barwę roztworu.
- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli 4 zanotować wykonywane czynności i obserwacje, zwracając uwagę na zmianę zabarwienia roztworów pod wpływem dodawanych odczynników. Zapisz jonowe równania zachodzących reakcji.
- **Sformułuj wniosek: W jakim środowisku trwale są jony chromianowe, a w jakim - dichromianowe?**

Roztwór	Barwa roztworu	Dodany odczynnik	Barwa roztworu po dodaniu odczynnika	Równanie reakcji
$K_2CrO_4$		$H_2SO_4$		
$K_2Cr_2O_7$		$KOH$		

Tabela 4: Wpływ pH na przesunięcie stanu równowagi reakcji

### c. Doświadczenie III Wpływ stężenia reagentów na przesunięcie stanu równowagi chemicznej reakcji

W wyniku reakcji w roztworze wodnym jony ortoarseninowe w reakcji z jodem tworzą jony ortoarsenianowe, jodkowe i wodorowe. Doświadczenie ma na celu określenie wpływu stężenia jonów wodorowych/wodorotlenowych na przesunięcie stanu równowagi chemicznej reakcji.

### Odczynniki, sprzęt aparatura

- ✓ Roztwór skrobi
- ✓ Roztwór jodu w jodku potasu ( $I_2$  w KI)
- ✓ Roztwór arseninu trisodu ( $Na_3AsO_3$ )
- ✓ Roztwór 6 mol/L kwasu solnego ( $HCl$ )
- ✓ Roztwór 6 mol/L wodorotlenku sodu ( $NaOH$ )
- ✓ Probówka wysoka, duża

### Wykonanie doświadczenia

- Do dużej probówki wlać 5 kropli roztworu skrobi, a następnie dodać 5 kropli roztworu jodu. Jakie zabarwienie przyjmuje roztwór?
- Do tej samej probówki dodać 5 kropli roztworu  $\text{Na}_3\text{AsO}_3$
- Następnie do probówki dodać 5 kropli roztworu  $\text{HCl}$ . Zanotować zmianę barwy roztworu w probówce.
- Do probówki dodawać ostrożnie roztwór  $\text{NaOH}$ , aż do wyraźnej zmiany zabarwienia roztworu.
- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli 5 zanotować wykonywane czynności i obserwacje. Zapisz jonowe równania zachodzących reakcji arseninu z jodem w roztworze wodnym (reakcja redoks) oraz równanie na stałą równowagi reakcji.
- **Sformułuj wniosek: Na podstawie prawa działania mas i w oparciu o stałą równowagi reakcji wyjaśnij kierunek przebiegu reakcji oraz wytłumacz towarzyszące temu zmiany zabarwienia roztworów:**
  - a) po dodaniu kwasu solnego - jonów  $\text{H}_3\text{O}^+$
  - b) po dodaniu wodorotlenku sodu - jonów  $\text{OH}^-$

Dodany odczynnik	$\text{I}_2$	$\text{Na}_2\text{AsO}_3$	$\text{HCl}$	$\text{NaOH}$
Barwa roztworu skrobi po dodaniu odczynnika				

Tabela 5: Wpływ stężenia reagentów na przesunięcie stanu równowagi chemicznej reakcji

## Kwasy i zasady

### 4. Otrzymywanie słabej zasady

W zależności od stopnia dysocjacji elektrolity dzielimy na elektrolity mocne, średniej mocy i elektrolity słabe. Celem doświadczenia jest otrzymanie słabej zasady poprzez działanie na jej sól mocną zasadą.

#### Odczynniki, sprzęt aparatura

- ✓ Roztwór 4 mol/L chlorku amonu ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ )
- ✓ Roztwór 1 mol/L siarczanu diamonu ( $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ )
- ✓ Roztwór 6 mol/L wodorotlenku sodu ( $\text{NaOH}$ )
- ✓ Papierki wskaźnikowe
- ✓ Probówka (2 sztuki)
- ✓ Łażnia wodna

### Wykonanie doświadczenia

- Do probówki 1 dodać 10 kropli roztworu chlorku amonu, a do probówki 2 – 10 kropli roztworu siarczanu diamonu.
- Do obu probówek dodać po 10 kropli roztworu wodorotlenku sodu. Zawartość dokładnie wymieszać za pomocą vortexu.

- Obie probówki umieścić w łaźni wodnej i ogrzewać przez 10-15 sekund (nie dłużej!).
- Probówki wyjąć z łaźni wodnej i niezwłocznie zbliżyć **zwilżony** papierek wskaźnikowy do wylotu probówki.
- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli 6 zanotować wykonywane czynności i obserwacje, zwracając uwagę na wydzielający się zapach gazu. Zapisać jonowe równania zachodzących reakcji w tym równanie reakcji zachodzące na powierzchni papierka wskaźnikowego.
- **Sformułuj wnioski: Dlaczego w wyniku reakcji powstaje amoniak?**

Numer probówki	Roztwór	Dodany odczynnik	Kolor papierka wskaźnikowego	Równanie reakcji
1	NH <sub>4</sub> Cl	NaOH		
2	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	NaOH		

Tabela 6: Otrzymywanie słabej zasady

### 5. Porównanie mocy kwasów

W zależności od stopnia dysocjacji elektrolity dzielimy na elektrolity mocne, średniej mocy i elektrolity słabe. Celem ćwiczenia jest porównanie mocy kwasów na podstawie intensywności wydzielającego się gazu (a) lub zabarwienia wskaźnika kwasowo-zasadowego (b).

#### a. Doświadczenie I

##### Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Roztwór 0,1 mol/L węglanu sodu (☉Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>)
- ✓ Roztwór 2 mol/L kwasu solnego (☉HCl)
- ✓ Roztwór 2 mol/L kwasu octowego (☉CH<sub>3</sub>COOH)
- ✓ Probówka (2 sztuki)

##### Wykonanie doświadczenia

- Do dwóch probówek wprowadzić po 10 kropli roztworu węglanu disodu o stężeniu 0,1 mol/L.
- Do probówki nr 1 dodać 10 kropli roztworu kwasu solnego (HCl) o stężeniu 2 mol/L, do probówki nr 2 – roztworu kwasu octowego (CH<sub>3</sub>COOH) o stężeniu 2 mol/L.
- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli 7 zanotować, obserwacje i zapisać równania zachodzących reakcji w formie jonowej i cząsteczkowej.
- **Sformułuj wniosek: Na podstawie otrzymanych wyników uszeregować kwasy według wzrastającej mocy.**

Dodany kwas	Intensywność wydzielania się gazu	Równania reakcji (jonowo i cząsteczkowo)
HCl		
CH <sub>3</sub> COOH		

Tabela 7: Porównanie mocy kwasów na podstawie wydzielającego się gazu.



## b. Doświadczenie II

### Odczynniki, sprzęt aparatura

- ✓ Roztwór 0,01 mol/L kwasu solnego (ⓈHCl)
- ✓ Roztwór 0,01 mol/L kwasu octowego (ⓈCH<sub>3</sub>COOH)
- ✓ Roztwór błękitu bromofenolowego
- ✓ Woda destylowana
- ✓ Cylinder miarowy
- ✓ Probówka (2 sztuki)

### Wykonanie doświadczenia

- Do dwóch probówek wlać po 2 mL wody destylowanej i dodać po 2 krople roztworu błękitu bromofenolowego. W zeszycie laboratoryjnym zanotować barwę roztworu.
- Do probówki nr 1 dodać 1 kroplę roztworu kwasu solnego o stężeniu 0,01 mol/L, a do probówki nr 2, licząc krople, dodawać roztwór kwasu octowego o stężeniu 0,01 mol/L w takiej ilości, aby roztwór miał taką samą barwę jak roztwór w probówce nr 1.
- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli 8 zanotować wykonywane czynności, obserwacje i zapisać równania dysocjacji kwasów HCl i CH<sub>3</sub>COOH wg teorii Brønsteda.
- **Sformułuj wniosek: Dlaczego użyto większą ilość roztworu kwasu octowego w celu uzyskania takiej samej barwy wskaźnika?**

Probówka	Barwa roztworu	Dodany kwas	Ilość kropli	Barwa roztworu	Równanie reakcji dysocjacji
1		HCl	1		
2		CH <sub>3</sub> COOH			

Tabela 8: Porównanie mocy kwasów

## 6. Określanie pH roztworów za pomocą wskaźników

Doświadczenie ma na celu określenie zakresu pH roztworów za pomocą wskaźników kwasowo-zasadowych oraz ustalenie zależności między stężeniem elektrolitu a jego stopniem/stałą dysocjacji.

### Odczynniki, sprzęt aparatura

- ✓ Roztwór błękitu bromofenolowego
- ✓ Roztwór zieleni malachitowej
- ✓ Roztwór błękitu tymolowego
- ✓ Roztwór czerwieni alizarynowej
- ✓ Roztwór 1 mol/L kwasu octowego (ⓈCH<sub>3</sub>COOH)
- ✓ Roztwór 0,01 mol/L kwasu octowego (ⓈCH<sub>3</sub>COOH)
- ✓ Probówka (4 sztuki)
- ✓ Papierki uniwersalne
- ✓ Cylinder miarowy
- ✓ Pipeta automatyczna

## Wykonanie doświadczenia

- Do dwóch probówek dodać po 1 mL 1 mol/L  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , następnie do probówki nr 1 dodać 2 krople roztworu błękitu bromofenolowego, a do probówki nr 2, 2 krople roztworu zieleni malachitowej.
- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli (Tabela 9) zanotować barwy roztworów po dodaniu wskaźników.
- Na podstawie zabarwienia roztworu w obu probówkach określić przybliżoną wartość pH badanego roztworu. Niezbędne do tego będzie skorzystanie z Tabeli 7, pokazującej zmiany barwy wskaźników przy różnym pH.
- Analogicznie postępować z roztworem 0,01 mol/L  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , dodając do probówek wskaźniki zgodnie z Tabelą 9.
- Obliczyć stopień dysocjacji i stałą dysocjacji dla obu stężeń kwasu octowego. Dokładne wartości pH roztworów kwasu octowego, niezbędne do obliczeń, podano w Tabeli 10.
  - Ze stężenia jonów oksoniowych, które wyliczamy ze wzoru na pH, oraz stężenia molowego kwasu octowego, obliczyć stopień dysocjacji kwasu octowego w roztworach o różnych stężeniach. Wyniki wpisać do tabeli (Tabela 10) w zeszycie laboratoryjnym.

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \quad \alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C_0}$$

- Korzystając z prawa rozcieńczeń Ostwalda obliczyć wartość stałej dysocjacji dla roztworów kwasu octowego o stężeniu 1 mol/L i 0,01 mol/L. Wyniki wpisać do tabeli (Tabela 10) w zeszycie laboratoryjnym.

$$K = \frac{\alpha^2 c_0}{1 - \alpha}$$

- Sformułuj wniosek: Czy stopień i stała dysocjacji elektrolitu zależą od stężenia elektrolitu? Czy można skorzystać ze wzoru uproszczonego?

Roztwór badany	Barwa roztworu		Przybliżona wartość pH
	z błękitem bromofenolowym	z zielenią malachitową	
$\text{CH}_3\text{COOH}$ 1 mol/L			
$\text{CH}_3\text{COOH}$ 0,01 mol/L	z błękitem tymolowym	z czerwienią alizarynową	

Tabela 9: Barwy roztworów po dodaniu wskaźników

Całkowite stężenie kwasu $C_0$	pH	$[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ i $[\text{H}_3\text{O}^+]$ $C_z = 10^{-\text{pH}}$	$[\text{CH}_3\text{COOH}]$ $C_{nz} = C_0 - C_z$	Stopień dysocjacji $\alpha$	Stała dysocjacji $K$
$\text{CH}_3\text{COOH}$ 1 mol/L	2,35				
$\text{CH}_3\text{COOH}$ 0,01 mol/L	3,35				

Tabela 10: Wyniki obliczeń

<i>Nazwa wskaźnika</i>	<i>Barwy skrajne wskaźnika w roztworach</i>		<i>Zakres pH, w którym następuje zmiana barwy</i>
<i>Błękit bromofenolowy</i>	<b>Żółta</b>	<b>Fioletowa</b>	3,0-4,6
<i>Błękit bromotymolowy</i>	<b>Żółta</b>	<b>Niebieska</b>	6,0-7,6
<i>Błękit tymolowy</i>	<b>Czerwona</b>	<b>Żółta</b>	1,2-2,8
<i>Czerwień alizarynowa</i>	<b>Żółta</b>	<b>Fioletowa</b>	3,7-5,2
<i>Czerwień fenolowa</i>	<b>Żółta</b>	<b>Czerwona</b>	6,8-8,4
<i>Czerwień krezolowa</i>	<b>Żółta</b>	<b>Czerwona</b>	7,2-8,8
<i>Czerwień metylowa</i>	<b>Czerwona</b>	<b>Żółta</b>	4,2-6,3
<i>Fenoloftaleina</i>	<b>Bezbarwna</b>	<b>Amarantowa</b>	8,3-10,0
<i>Tymoloftaleina</i>	<b>Bezbarwna</b>	<b>Niebieska</b>	9,4-10,6
<i>Lakmus</i>	<b>Czerwona</b>	<b>Niebieska</b>	5,0-8,0
<i>Oranż metylowy</i>	<b>Czerwona</b>	<b>Żółta</b>	3,1-4,4
<i>Purpura bromokrezolowa</i>	<b>Żółta</b>	<b>Purpurowa</b>	5,2-6,8
<i>Zieleń malachitowa</i>	<b>Żółta</b>	<b>Zielono-niebieska</b>	0,1-1,8
<i>Żółcień alizarynowa R</i>	<b>Żółta</b>	<b>Brunatna</b>	10,0-12,1

*Tabela 11: Zakres wartości pH roztworów w zależności od rodzaju zastosowanego wskaźnika i koloru roztworu*