



**Instytut Matematyki, Fizyki i Chemii**  
**Zakład Chemii**

**Laboratorium chemii technicznej**

**Ćwiczenie laboratoryjne**  
**pH roztworów**

Opracowali:  
dr inż. Andrzej Kozłowski  
dr inż. Agnieszka Kalbarczyk-Jedynak  
dr Magdalena Ślęczka-Wilk  
dr inż. Konrad Ćwirko  
mgr inż. Czesław Wiznerowicz  
Grażyna Gorzycka

**KIEROWNIK**  
**Zakładu Chemii**  
*Agnieszka Kalbarczyk-Jedynak*  
dr inż. Agnieszka Kalbarczyk-Jedynak

Szczecin 2023

## KARTA ĆWICZENIA

1	<b>Powiązanie z przedmiotami:</b> ESO/25, 27 DiRMiUO/25, 27 EOUnIE/25, 27		
	<b>Specjalność/Przedmiot</b>	<b>Efekty kształcenia dla przedmiotu</b>	<b>Szczegółowe efekty kształcenia dla przedmiotu</b>
	ESO/26 Chemia wody, paliw i smarów	EKP3 K_U014, K_U015, K_U016.	SEKP3 – Wskaźniki jakości wody; SEKP6 – Wykonywanie oznaczeń wybranych wskaźników jakości wody technicznej;
	DiRMiUO/26 Chemia wody, paliw i smarów	EKP3 K_U014, K_U015, K_U016.	SEKP3 – Wskaźniki jakości wody; SEKP6 – Wykonywanie oznaczeń wybranych wskaźników jakości wody technicznej;
	EOUnIE/26 Chemia wody, paliw i smarów	EKP3 K_U014, K_U015, K_U016.	SEKP3 – Wskaźniki jakości wody; SEKP6 – Wykonywanie oznaczeń wybranych wskaźników jakości wody technicznej;
2	<b>Cel ćwiczenia:</b> opanowanie podstawowych pojęć chemicznych związanych z roztworami kwasów, zasad i soli oraz nabycie praktycznych umiejętności z zakresu: <ul style="list-style-type: none"> <li>– ustalania odczynu i pomiaru pH roztworów,</li> <li>– obliczania pH roztworów mocnych i słabych kwasów oraz zasad,</li> <li>– ustalania odczynu poszczególnych typów soli po hydrolizie na podstawie reakcji,</li> <li>– obliczanie pH konkretnych roztworów soli i mieszanin buforowych.</li> </ul>		
3	<b>Wymagania wstępne:</b> ogólna wiedza dotycząca pH, odczynu roztworu, hydrolizy wyniesiona ze szkoły średniej, znajomość kluczowych zagadnień dysocjacji jonowej opanowana na wcześniejszych ćwiczeniach, znajomość zasad pracy w laboratorium chemicznym		
4	<b>Opis stanowiska laboratoryjnego:</b> zestaw szkła laboratoryjnego, zestaw odczynników i indykatorów do badania pH i hydrolizy,		
5	<b>Ocena ryzyka:</b> prawdopodobieństwo oparzenia chemicznego wynikające z kontaktu z 0,2 M kwasem siarkowym jest bardzo małe, skutki – nikłe, Końcowa ocena – <b>ZAGROŻENIE BARDZO MAŁE</b> <b>Wymagane środki zabezpieczenia:</b> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Fartuchy, rękawice i okulary ochronne.</li> <li>2. Środki czystości BHP, ręczniki papierowe.</li> </ol>		
6	<b>Przebieg ćwiczenia:</b> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Zapoznanie się z instrukcją stanowiskową (załącznik 1).</li> <li>2. Przeprowadzenie doświadczeń przewidzianych w instrukcji.</li> </ol>		
7	<b>Sprawozdanie z ćwiczenia:</b> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Opracować ćwiczenie zgodnie z poleceniami zawartymi w instrukcji stanowiskowej.</li> <li>2. Rozwiązać poleczone zadanie i/lub odpowiedzieć na pytania zamieszczone w zestawie zadań i pytań do samodzielnego wykonania przez studenta.</li> </ol>		
8	<b>Archiwizacja wyników badań:</b> sprawozdanie z ćwiczeń, opracowane zgodnie z obowiązującymi w pracowni zasadami, należy złożyć w formie pisemnej prowadzącemu zajęcia na następnych zajęciach.		

9	<p><b>Metoda i kryteria oceny:</b></p> <p>a) EKP1, EKP2 – kontrola znajomości podstawowych pojęć chemicznych dotyczących pH i hydrolizy na zajęciach,</p> <p>b) SEKP4 – szczegółowy efekt kształcenia studenta oceniony zostanie na podstawie przedstawionych w sprawozdaniu obserwacji, wniosków oraz rozwiązań zadań i problemów poleconych do samodzielnego rozwiązania/ opracowania:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>– ocena 2,0 – student ma ogólną wiedzę dotyczącą pH oraz hydrolizy soli, ale nie potrafi jej wykorzystać w praktyce do rozwiązania podstawowych problemów,</li> <li>– ocena 3,0 – posiada podstawową wiedzę chemiczną dotyczącą pH oraz hydrolizy soli i potrafi wykorzystać ją w małym zakresie do rozwiązywania potencjalnych problemów w swojej specjalności,</li> <li>– ocena 3,5 – 4,0 – posiada poszerzoną wiedzę chemiczną z zakresu pH, hydrolizy soli i potrafi ją wykorzystać w podstawowym stopniu do ustalania odczynu i obliczania pH różnych roztworów elektrolitów oraz rozwiązywaniu problemów na statku,</li> <li>– ocena 4,5 – 5,0 – posiada kompletną wiedzę chemiczną z zakresu pH i hydrolizy soli oraz potrafi stosować w praktyce złożoną wiedzę chemiczną do ustalania i obliczania pH poszczególnych roztworów kwasów, zasad, soli oraz roztworów buforowych oraz rozwiązywania złożonych problemów,</li> </ul>
10	<p><b>Literatura:</b></p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Kozłowski A., Instrukcja stanowiskowa do ćwiczeń laboratoryjnych: <i>pH roztworów. Reakcje soli z wodą</i>, AM Szczecin, 2013.</li> <li>2. Stundis H., Trzeźniowski W., Żmijewska S.: <i>Ćwiczenia laboratoryjne z chemii nieorganicznej</i>. WSM, Szczecin 1995.</li> <li>3. Śliwa A., <i>Obliczenia chemiczne. Zbiór zadań</i>. PWN Warszawa, 1994.</li> <li>4. Jones L., Atkins P., <i>Chemia ogólna. Cząsteczki, materia reakcje</i>, WN PWN, Warszawa, 2004.</li> <li>5. Bielański A., <i>Chemia ogólna i nieorganiczna</i>, PWN, Warszawa, 1996.</li> <li>6. Kozłowski A., <i>Materiały dydaktyczne z chemii technicznej</i>, opracowane dla potrzeb zajęć audytoryjnych (nie publikowane).</li> </ol>
11	Uwagi

# ZAŁĄCZNIK 1 – INSTRUKCJA

## 1. ZAKRES ĆWICZENIA

### Zagadnienia i słowa kluczowe:

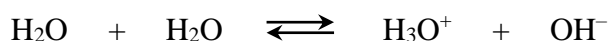
- iloczyn jonowy,
- pojęcie i skala pH,
- odczyn roztworu kwasów, zasad oraz soli i sposoby jego ustalania (indykatory),
- mocne i słabe kwasy oraz zasady.

## 2. WPROWADZENIE TEORETYCZNE DO ĆWICZENIA

### 2.1. Wykładnik stężenia jonów wodorowych (pH)

#### 2.1.1. Iloczyn jonowy wody

Woda jest bardzo słabym elektrolitem amfoterycznym i ulega autodysocjacji według schematu:



Równowagę między jonami  $\text{H}_3\text{O}^+$  i  $\text{OH}^-$  a niedysocjowaną wodą możemy wyrazić stałą równowagi autojonizacji wody

$$K_C = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

Stężenie czystej wody jest wielkością stałą więc iloczyn  $K_C[\text{H}_2\text{O}]^2 = K_w$  jest też wielkością stałą i zwany jest iloczynem jonowym wody. Wartość iloczynu jonowego wody w temperaturze 298K wynosi  $1 \cdot 10^{-14}$

$$K_w = K_C[\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1.00 \cdot 10^{-14}$$

Ponieważ w czystej wodzie stężenia jonów hydroniowych i wodorotlenowych są w równowadze (mają jednakowe wartości), to z wartości iloczynu jonowego wynika, że ich stężenia wynoszą

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1,00 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$$

Podobnie jak w czystej wodzie, we wszystkich roztworach obojętnych,  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$ . W roztworach kwaśnych  $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$ , a w roztworach zasadowych  $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$ .

Ponieważ posługiwanie się tak małymi stężeniami jest niewygodne, przyjęte jest w chemii operowanie ujemnym logarytmem dziesiętnym stężenia jonów hydroniowych (według Sörensena)

$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$  lub bardziej poprawnie  $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$   
i analogicznie

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

Logarytmując iloczyn jonowy wody otrzymujemy prostą zależność

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Zależność ta pozwala na przeliczanie pH na pOH i na odwrót, np.  $\text{pOH} = 14 - \text{pH}$ .

Wraz ze wzrostem temperatury dysocjacja elektrolityczna wody rośnie. Świadczy o tym wzrost wartości iloczynu jonowego wody ( $K_w$ ) ze wzrostem temperatury.

Tabela 1

Iloczyn jonowy wody w różnych temperaturach

Temp. K	293	298	313	353	373
$K_w$	$8,6 \cdot 10^{-15}$	$1,0 \cdot 10^{-14}$	$1,3 \cdot 10^{-13}$	$3,4 \cdot 10^{-13}$	$7,4 \cdot 10^{-12}$

W przypadku wodnych roztworów elektrolitów o mocy jonowej  $J = 0$  i współczynniku  $F \neq 1$  obliczanie wartości pH, przy zastosowaniu wymienionych uproszczonych wzorów na  $\text{H}_3\text{O}^+$  i pH, może doprowadzić do znacznych odchyłeń od rzeczywistych wartości. Stwierdzenie powyższe dotyczy przypadku, gdy w roztworze obecne są jony o dużym ładunku. W takich okolicznościach należy stosować wyrażenie na stałą aktywności uwzględniającą moc jonową, która daje określone wartości współczynników aktywności. Do obliczeń aktywności jonów hydroniowych  $\text{H}_3\text{O}^+$  wówczas należy stosować zależność

$$a_{\text{H}_3\text{O}^+} = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot f_{\text{H}_3\text{O}^+}$$

gdzie:

- $f_{\text{H}_3\text{O}^+}$  – współczynnik aktywności jonów hydroniowych,
- $[\text{H}_3\text{O}^+]$  – stężenie jonów hydroniowych w stanie równowagi.

Logarytmując zależność (1) otrzymuje się rzeczywistą wartość  $\text{p}_a\text{H}$  roztworu.

$$\text{p}_a\text{H} = \text{pH} - \log f_{\text{H}_3\text{O}^+}$$

gdzie:

- $\text{pH}$  – ujemny logarytm ze stężenia jonów hydroniowych,
- $f_{\text{H}_3\text{O}^+}$  – współczynnik aktywności jonów hydroniowych.

W obecności jonów obcych  $\text{p}_a\text{H}$  roztworów kwasów i wodorotlenków różni się wyraźnie od wielkości pH wskutek zwiększenia mocy jonowej roztworów.

## 2.1.2. Skala pH

Skala pH jest ilościową skalą kwasowości i zasadowości wodnych roztworów związków chemicznych, która oparta jest ona na aktywności jonów hydroniowych  $[H_3O^+]$  w roztworach wodnych. Tradycyjnie pH definiuje się jako:

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

czyli ujemny logarytm dziesiętny stężenia jonów hydroniowych, wyrażonego w molach na decymetr sześcienny. Współcześnie nie jest to jednak ścisła definicja tej wielkości.

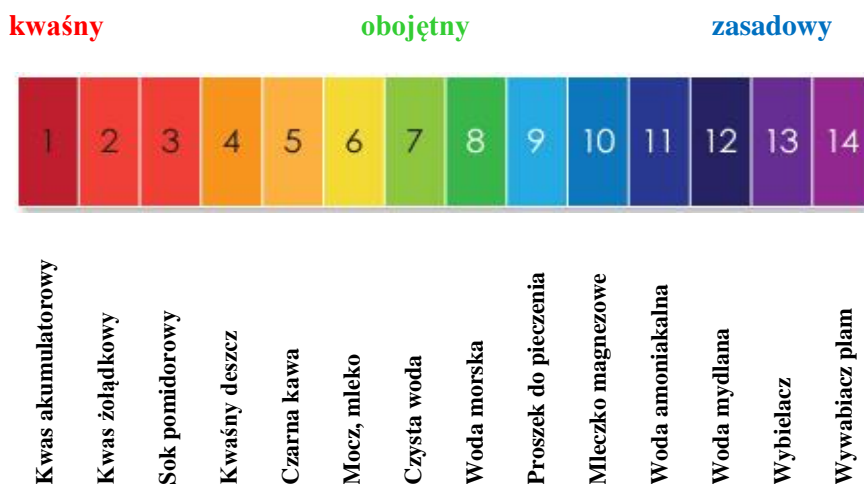
Skala pH obejmuje roztwory od mocno kwaśnych o  $pH = 0$  ( $[H_3O^+] = 10^0 \text{ mol/dm}^3$ ) do roztworów mocno alkalicznych o  $pH = 14$  ( $[H_3O^+] = 10^{-14} \text{ mol/dm}^3$ ). Dla roztworów obojętnych  $pH = 7$  ( $[H_3O^+] = 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$ ).

W bardziej stężonych roztworach mocnych kwasów i wodorotlenków skala pH może sięgać poza podane granice 0 i 14.



Rys. 1. Zakresy odczynów pH roztworu oraz odpowiadające im barwy wskaźnika uniwersalnego

Dla zobrazowania typowego odczynu roztworów spotykanych w technice i codziennym życiu na rys. 2. przedstawiono tabelę, w której roztworom tych związków przypisano wartości skali pH oraz odpowiadające barwy wskaźnika uniwersalnego.



Rys. 2. Typowe odczyny roztworów

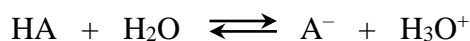
### 2.1.3. Równanie Hendersona–Hasselbalcha

Równanie Hendersona–Hasselbalcha jest to równanie wiążące wartość pH z mocą kwasu ( $pK_a$ ). Jest ono przydatne do oszacowania pH buforu oraz odnajdywania pH równowagi reakcji chemicznych. Równanie to ma postać:

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

gdzie:

- $pK_a$  –  $-\log(K_a)$ ,
- $K_a$  – jest stałą dysocjacji kwasu, która dla reakcji.



wynosi:

$$pK_a = -\log(K_a) = -\log\left(\frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}\right)$$

gdzie:

- $[A^-]$  – oznacza stężenie anionów utworzonych z reszt kwasowych,
- $[HA]$  – stężenie niezdisocjowanej formy kwasu.

Równania tego nie można stosować dla silnych zasad i kwasów (wartości  $pK$  różniące o kilka jednostek od 7), silnie rozcieńczonych lub stężonych roztworów (mniej niż 1 mM lub więcej niż 1 M) oraz w przypadku dużych różnic w proporcji kwas/zasada (więcej niż 1000 do jednego). W takich warunkach traci jednak również sens fizyczny sama skala pH.

### 3. WYKONANIE ĆWICZENIA

#### Doświadczenie 1 – Badanie barwy wskaźnika w roztworach słabego kwasu i słabego wodorotlenku

##### Materiały i odczynniki:

Statyw z probówkami, cylinder miarowy, roztwory: kwas octowy (0,1M CH<sub>3</sub>COOH), wodorotlenek amonu (0,1M NH<sub>4</sub>OH), wskaźniki: oranż metylu, czerwien metylu, lakmus, fenoloftaleina, wskaźnik uniwersalny.

##### Wykonanie:

Do pięciu probówek wlać po 4 cm<sup>3</sup> kwasu octowego (0,1M CH<sub>3</sub>COOH), do następných pięciu taką samą ilość (4 cm<sup>3</sup>) roztworu wodorotlenku amonu (0,1M NH<sub>4</sub>OH). Ustawić probówki w statywie w taki sposób, aby za probówką z kwasem octowym umieszczona została probówka zawierająca roztwór wodorotlenku amonu. Następnie do każdej pary probówek (z kwasem i zasadą) dodawać kolejno po trzy krople wskaźnika podanego w tabeli.

Tabela 5

Zestawienie wyników doświadczenia 1

Nr	Wskaźnik	Obserwowane barwy wskaźników w probówkach		Zakres stosowalności wskaźnika
		CH <sub>3</sub> COOH	NH <sub>4</sub> OH (NH <sub>3</sub> ·H <sub>2</sub> O)	
1.	Oranż metylu			
2.	Czerwień metylu			
3.	Lakmus			
4.	Fenoloftaleina			
5.	Uniwersalny			

##### Opracowanie wyników:

1. Zaobserwowane barwy wskaźników umieścić w tabeli 5.
2. Podaj zakres stosowalności (zakres pH) w którym następuje zmiana charakterystycznej barwy danego wskaźnika.
3. Obliczyć pH wodnego roztworu kwasu octowego o stężeniu 0,01 mol/dm<sup>3</sup> jeżeli wiadomo, że stała dysocjacji tego kwasu wynosi,  $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .
4. Obliczyć pH wodnego roztworu wodorotlenku amonu o stężeniu 0,01 mol/dm<sup>3</sup> jeżeli wiadomo, że stała dysocjacji tego wodorotlenku wynosi,  $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .



## Doświadczenie 2 – Zastosowanie wybranych metod określania pH do roztworów o odczynie kwaśnym i zasadowym

### Materiały i odczynniki:

Zlewki o pojemności 50 cm<sup>3</sup>, cylinder miarowy, roztwory: kwas octowy (0,1M CH<sub>3</sub>COOH), wodorotlenek amonu (0,1M NH<sub>4</sub>OH), wskaźniki: papierek lakmusowy obojętny, papierki wskaźnikowe o wybranym zakresie (0 – 6; 7 – 14), roztwór alkoholowy wskaźnika uniwersalnego, pH-metr.

### Wykonanie:

Do pierwszej zlewki o pojemności 50 cm<sup>3</sup> wlać 10cm<sup>3</sup> roztwór kwasu octowego (0,1M CH<sub>3</sub>COOH), do drugiej zlewki o tej samej pojemności wlać 10 cm<sup>3</sup> roztworu wodorotlenku amonu (0,1M NH<sub>4</sub>OH). Następnie w obu zlewkach określić pH roztworów za pomocą: papierków wskaźnikowych, wskaźnika uniwersalnego i pH-metru.

### Opracowanie wyników:

Otrzymane wyniki zestawić w tabeli:

L.p.	Metody pomiarów	Roztwór o odczynie kwaśnym CH <sub>3</sub> COOH	Roztwór o odczynie zasadowym NH <sub>4</sub> OH
1	Papierek lakmusowy obojętny*		
3	Papierki wskaźnikowe o wybranym zakresie		
4	Wskaźnik uniwersalny (roztwór alkoholowy)		
5	pH-metr		

\*Papierek lakmusowy obojętny barwi się w środowisku kwaśnym na różowo, w zasadowym na niebiesko.

## Doświadczenie 3 (teoretyczne) – Obliczanie wartości pH roztworów mocnych kwasów i mocnych wodorotlenków oraz wartości pH i pOH roztworów, w których podane są odpowiednio stężenia jonów H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> oraz jonów OH<sup>-</sup>

### Opracowanie doświadczenia 3:

1. Obliczyć pH roztworu HClO<sub>4</sub> o stężeniu 0,1 mol/dm<sup>3</sup>.
2. Obliczyć pH roztworu KOH o stężeniu 0,01 mol/dm<sup>3</sup>.
3. Obliczyć pH roztworu Sr(OH)<sub>2</sub> o stężeniu 0,01 mol/dm<sup>3</sup>.
4. Obliczyć pH i pOH roztworu, w którym stężenie jonów OH<sup>-</sup> wynosi 4,5 · 10<sup>-2</sup> mol/dm<sup>3</sup>.
5. Obliczyć pH i pOH roztworu, w którym stężenie jonów H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> wynosi 2,0 · 10<sup>-2</sup> mol/dm<sup>3</sup>.

#### **4. OPRACOWANIE ĆWICZENIA**

1. Opracować sprawozdanie zgodnie z wytycznymi zawartymi w części doświadczalnej.
2. Formatkę z tematem ćwiczenia i nazwiskami członków zespołu umieścić jako pierwszą stronę sprawozdania.
3. Po zwięzłym opracowaniu części teoretycznej w sprawozdaniu umieścić opracowanie poszczególnych doświadczeń oraz rozwiązane zadanie/zadania dodatkowe podane przez prowadzącego.

#### **5. FORMA I WARUNKI ZALICZENIA ĆWICZENIA LABORATORYJNEGO**

1. Zaliczenie tzw. „wejściówki” przed przystąpieniem do wykonania ćwiczenia.
2. Złożenie poprawnego sprawozdania pisemnego z wykonanego ćwiczenia (zgodnie z wytycznymi do opracowania sprawozdania wg. <https://www.am.szczecin.pl/pl/jednostki/instytut-matematyki-fizyki-i-chemii/zaklad-chemii/dydaktyka/chemia-techniczna/chemia-tech-lab/>) na następnych zajęciach.

## I. Przykłady zadań z rozwiązaniami

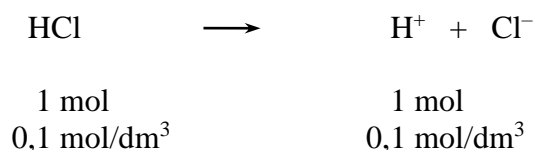
### Obliczanie pH roztworów mocnych kwasów i mocnych wodorotlenków

Z definicji wynika, że mocne elektrolity są w całości zdysocjowane na jony, zatem dla kwasu jednoprotonowego H – R stężenie jonów wodorowych  $[H^+]$  jest równe stężeniu początkowemu kwasu. Podobnie w przypadku wodorotlenków, stężenie jonów wodorotlenowych jest równe stężeniu początkowemu wodorotlenku.

#### Przykład 1

Obliczyć pH 0,01 molowego roztworu kwasu solnego.

**Rozwiązanie:**

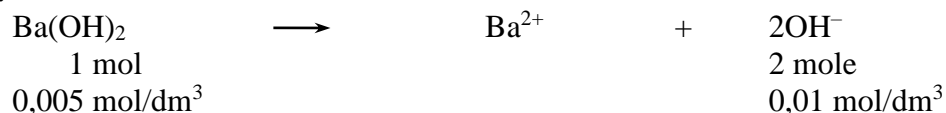


Skoro  $[H^+] = 0,01 \text{ mol/dm}^3 = 10^{-2}$  to  $\text{pH} = -\log[H^+] = -\log 10^{-2} = -(-2) = 2$   
Odp. Wykładnik pH = 2.

#### Przykład 2

Obliczyć wykładnik stężenia jonów wodorowych roztworu wodorotlenku baru o stężeniu  $0,005 \text{ mol/dm}^3$ .

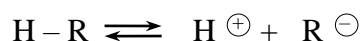
**Rozwiązanie:**



Skoro  $[\text{OH}^-] = 0,01 \text{ mol/dm}^3 = 10^{-2}$  to  $\text{pOH} = 2$ , stąd  $\text{pH} = 14 - 2 = 12$   
Odp. Wykładnik pH = 12.

### Obliczanie pH roztworów słabych kwasów i słabych wodorotlenków

W przypadku słabych kwasów i słabych wodorotlenków stężenie jonów wodorowych limitowane jest stałą dysocjacji kwasowej:



$$K_a = \frac{[H^+][R^-]}{[H-R]}$$

Jednakże nie znane jest stężenie równowagowe: jonów wodorowych  $[H^+]$ , reszty kwasowej  $[R^-]$  ani kwasu  $[H-R]$ . Z równania dysocjacji wiemy tylko, że;

$[H^+] = [R^-]$ , oraz  $[H-R] = C_0 - [H^+]$  (pod warunkiem, że jony  $H^+$  pochodzą tylko od kwasu).

Podstawmy te zależności do równania na stałą dysocjacji:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+]^2}{c_0 - [\text{H}^+]}$$

Otrzymaliśmy w ten sposób równanie kwadratowe (po przekształceniu) z jedną niewiadomą ( $[\text{H}^+]$ ). W zależności od mocy kwasu równanie to można uprościć (ale tylko gdy błąd obliczeń ze wzoru uproszczonego będzie mniejszy od 5%).

Należy rozpatrzeć następujące przypadki:

a) kwasy słabe o umiarkowanym stężeniu:

Jeżeli kwas jest słaby, wtedy niewielka jego część ulega dysocjacji. Możemy przyjąć, że  $c_0 - [\text{H}^+] = c_0$ . Wzór na  $K_a$  uprości się do postaci:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+]^2}{c_0} \quad \text{czyli} \quad [\text{H}^+] = \sqrt{K_a c_0}$$

b) kwasy o średniej mocy:

Dla kwasów o średniej mocy, należy stężenie jonów wodorowych obliczyć z przekształconego wzoru na  $K_a$ :

$$K_a C_0 - K_a [\text{H}^+] = [\text{H}^+]^2 \quad \text{czyli} \quad [\text{H}^+]^2 + K_a [\text{H}^+] - K_a C_0 = 0$$

Po rozwiązaniu równania kwadratowego, wartość  $[\text{H}^+]$  obliczamy ze wzoru:

$$[\text{H}^+] = \frac{-K_a + \sqrt{K_a^2 + 4K_a C_0}}{2}$$

### Przykład 3

Oblicz wykładnik pH jednoprotowego słabego kwasu HR ( $K_c = 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$ ) wiedząc, że jego początkowe stężenie wynosi  $0,4 \text{ mol/dm}^3$ .

#### Rozwiązanie:

Korzystając ze wzoru:  $[\text{H}^+] = (K_c C_0)^{\frac{1}{2}}$  obliczamy, że  $[\text{H}^+] = 2 \cdot 10^{-3} = 0,002 \text{ mol/dm}^3$ .  
Stąd:  $\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log 2 \cdot 10^{-3} = -0,3 + 3 = 2,7$

Odp. Wykładnik pH = 2,7

### Przykład 4

Oblicz pH roztworu  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  o stężeniu  $0,001 \text{ mol/dm}^3$ , wiedząc, że  $K_z = 1,7 \cdot 10^{-5}$

#### Rozwiązanie:

Można skorzystać z wcześniej wyprowadzonego i podanego w tabeli 3. gotowego wzoru na obliczanie pH dla soli mocnego kwasu i słabej zasady:

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \log K_z - \frac{1}{2} \log C_s = 7 + \frac{1}{2} (0,2 - 5) - \frac{1}{2} (-3) = 6,1$$

Odp. Wykładnik pH = 6,1

## II. Zadania i pytania do samodzielnego wykonania przez studenta

1. Jakie jest pH roztworu, jeżeli:
  - a)  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 5,50 \cdot 10^{-6} \text{ mol/ dm}^3$ ,
  - b)  $[\text{OH}^-] = 1,82 \cdot 10^{-9} \text{ mol/ dm}^3$ ?
2. Jakie jest stężenie jonów  $\text{H}_3\text{O}^+$  i  $\text{OH}^-$  w  $t = 25^\circ\text{C}$  w roztworach:
  - c) 0,005 molowym roztworze  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,
  - d) 0,055 molowym roztworze  $\text{KOH}$ ?
3. Jakie jest pH:
  - a) krwi ludzkiej, w której stężenie jonów oksoniowych wynosi  $4 \cdot 10^{-8} \text{ mol/dm}^3$
  - b) 0,03 molowego roztworu  $\text{HCl}$ ,
  - c) 0,05 molowego roztworu  $\text{KOH}$ .
4. Obliczyć stężenie molowe roztworu wodorotlenku potasu, którego  $\text{pH} = 12$ .
5. Obliczyć pH roztworu otrzymanego po rozpuszczeniu 0,05 g  $\text{NaOH}$  w  $0,5 \text{ dm}^3$  wody.
6. Obliczyć pH i stopień dysocjacji kwasu octowego,  $\text{CH}_3\text{COOH}$  w jego roztworze o stężeniu  $0,2 \text{ mol/ dm}^3$ ; stała dysocjacji  $K_{c, \text{CH}_3\text{COOH}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .
7. Obliczyć wartość pH roztworu kwasu jednoprotowego o stężeniu  $0,01 \text{ mol/dm}^3$ , wiedząc, że stała dysocjacji tego kwasu wynosi  $K_a = 5,0 \cdot 10^{-3}$ .