

**Józef WIORA**POLITECHNIKA ŚLĄSKA, INSTYTUT AUTOMATYKI,  
ZAKŁAD SYSTEMÓW POMIAROWYCH**O niepewnościach stężenia wzorców stosowanych podczas kalibracji potencjometrycznych elektrod jonoselektywnych**

Dr inż. Józef WIORA

Absolwent kierunku Elektronika i Telekomunikacja specjalność Komputerowe Systemy Sterowania na Wydziale Automatyki, Elektroniki i Informatyki Politechniki Śląskiej. W roku 2006 uzyskał stopień doktora nauk technicznych w dyscyplinie naukowej Automatyka i Robotyka specjalność Systemy Pomiarowe. Od roku 2007 członek Komisji Metrologii Oddziału PAN w Katowicach. Prowadzi badania właściwości modeli zjawisk fizykochemicznych, w szczególności elektrod jonoselektywnych.

e-mail: jozef.wiora@polsl.pl

**Streszczenie**

W artykule przedstawiono relacje pomiędzy potencjałem elektrody jonoselektywnej a stężeniem jonów w roztworze. Przedstawiono przykład wykonania wzorca aktywności. Przeanalizowano niepewność stężenia jonów we wzorcach przygotowywanych poprzez rozpuszczanie soli, we wzorcach powstałych poprzez rozcieńczenia oraz we wzorcach otrzymanych automatycznie metodą wielokrotnego rozcieńczenia wzorca.

**Słowa kluczowe:** elektroda jonoselektywna, niepewność, stężenie, aktywność jonów.

**About the uncertainty of concentration standards applied in the calibration of potentiometric ion-selective electrodes****Abstract**

The relationship between the potential  $E$  of the ion-selective electrode and ion concentration  $c$  are presented in the paper – eqs. (1) – (5). The operations needed to prepare an activity standard, basing on eqs. (7) – (10), are listed and an example is given, how to make it. Basing on eq. (11), linking concentration  $c$ , mass of salt  $m^*$  and volume of solution  $V$ , the relative concentration uncertainty  $ur(c)$  is derived – eq. (12), and using a scale and non-ideal salt not having 100% content (cont) of substance of interest, the eq. (14) is obtained. After dilutions – eq. (15), concentration uncertainty changes – eq. (17). The next example is placed illustrating the change. The concentration uncertainties of standards obtained using multiple dilution method implemented on the automatic system SAWCEJS [5] are calculated in sec. 4.

**Keywords:** ion-selective electrode, uncertainty, concentration, ion activity.

**1. Wstęp**

Potencjometryczne elektrody jonoselektywne (ISE) są czujnikami elektrochemicznymi stosowanymi do pomiaru aktywności jonów substancji chemicznych rozpuszczonych w roztworach najczęściej wodnych. Znajdują one zastosowanie przede wszystkim w medycynie do pomiarów stężenia elektrolitów w płynach ustrojowych, jak również w ochronie środowiska i przemyśle. Najpopularniejszą ISE jest szklana elektroda pH-metryczna [1, 2].

Potencjał ISE, mierzony względem elektrody referencyjnej, inaczej odniesienia, zależy od aktywności wszystkich anionów lub kationów (zależnie od tego, jakiego typu jest elektroda) rozpuszczonych w roztworze. Najczęściej opisywany jest za pomocą równania Nernsta uwzględniającego tylko jeden rodzaj jonów, zwanych głównymi:

$$E = E^{\circ} + S \lg a_1, \quad (1)$$

lub równania Nikolskiego-Eisenmana (N-E), uwzględniającego także jony zakłócające oraz granicę wykrywalności:

$$E = E^{\circ} + S \lg(a_1 + K_2^{\text{Pot}} a_2^{z_2/z_1} + K_3^{\text{Pot}} a_3^{z_3/z_1} + \dots + a_0), \quad (2)$$

gdzie:

$E$  – potencjał elektrody,  
 $E^{\circ}$  – potencjał standardowy elektrody,  
 $S$  – czułość elektrody (nachylenie charakterystyki),  
 $a_1$  – aktywność jonu głównego,  
 $a_i$  – aktywność jonu zakłócającego  $i$  (dla  $i > 1$ ),  
 $a_0$  – granica wykrywalności,  
 $K_i^{\text{Pot}}$  – potencjometryczny współczynnik selektywności elektrody na jon  $i$ ,  
 $z_i$  – liczba ładunków jonu  $i$ .

Aktywność, ze względu na szeroki zakres jej zmienności, bywa wyrażana w skali logarytmicznej zgodnie z definicją

$$pX = -\lg a, \quad (3)$$

w której  $X$  zastępuje się symbolem jonu, np.  $pH = -\lg a_{H^+}$ .

Często jednak użytkownika nie interesuje aktywność jonów, ale ich stężenie (molowe)  $c$  wyrażone w mol/L, lub stężenie molalne  $m$ , inaczej molalność, wyrażone w mol/kg. Molalność z aktywnością wiąże bezwymiarowy (molalnościowy) współczynnik aktywności  $\gamma$ :

$$a = \gamma m / m_0, \quad (4)$$

gdzie  $m_0$  jest molalnością standardową i zwykle wynosi 1 mol/kg. Często w literaturze pomija się mianownik ze stałą  $m_0$ . Prowadzi to jednak do nieścisłości, gdyż zarówno współczynnik aktywności jak i aktywność są wielkościami bezwymiarowymi. Dla roztworu czystego (jednoskładnikowego) molalność ze stężeniem molowym powiązana jest poprzez gęstość roztworu  $\rho$  i masę molową jonów  $M$  zależnością:

$$m = \frac{c}{\rho - Mc}. \quad (5)$$

Czasami, zwłaszcza w starszych źródłach, można znaleźć zależność wiążącą bezpośrednio stężenie z aktywnością [3]:

$$a = \gamma_c c / c_0, \quad (6)$$

gdzie  $c_0 = 1$  mol/L, a  $\gamma_c$  jest molalnościowym (nie: molalnościowym) współczynnikiem aktywności. Należy pamiętać, że  $\gamma \neq \gamma_c$ . Obecnie wyznacza się jedynie molalnościowe współczynniki aktywności, gdyż ich wartość jest niezależna od temperatury.

W celu wykonania pomiarów z użyciem elektrod jonoselektywnych, konieczne jest wyznaczenie parametrów kalibracyjnych elektrod. Stosując równanie Nernsta parametrami tymi są  $E^{\circ}$  oraz  $S$ , zaś stosując równanie N-E dodatkowymi parametrami są  $K_i^{\text{Pot}}$  oraz  $a_0$ . Eksperyment kalibracyjny przeprowadza się w ten sposób, że umieszcza się elektrody w roztworze o znanej aktywności, a następnie mierzy się potencjał tej elektrody. Istnieje kilka powszechnie przyjętych procedur kalibracji [4] oraz opracowywane są autorskie procedury, dedykowane do konkretnych zastosowań [2, 5].

Najbardziej popularnymi i dostępnymi komercyjnie są wzorce pH (często zapisuje się: pH) – bufory. Inne wzorce z reguły przygotowuje się w laboratorium. Wykonuje się je rozpuszczając

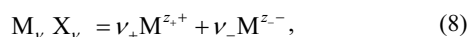
odpowiednią ilość soli w wodzie, po czym wykonuje się rozcieńczenia. Niepewność wyznaczenia aktywności, z oczywistych względów wpływa na niepewność parametrów kalibracyjnych, dlatego warto zastanowić się nad niepewnością stężenia tych wzorców oraz nad sposobami jej minimalizowania.

## 2. Przykład wzorca aktywności

By wykonać wzorec o określonej aktywności pewnych jonów, w pierwszej kolejności należy teoretycznie określić, korzystając z zależności (4) i (5), wartość stężenia tych jonów. Następnie należy określić objętość wzorca  $V$ , jaka jest potrzebna użytkownikowi. Korzystając ze wzoru

$$c = N/V \quad (7)$$

można określić ilość  $N$  (liczbę moli) jonów potrzebnych do jego sporządzenia. Po wybraniu soli w skład której wchodzi interesujące jony, należy określić jej ilość. Dla reakcji dysocjacji typu:



gdzie  $M$  to kation,  $X$  – anion,  $\nu_+$ ,  $\nu_-$  – liczba stechiometryczna kationu i anionu,  $z_+$ ,  $z_-$  – ładunek kationu i anionu, ilość soli  $N_{\pm}$  wynosi

$$N_{\pm} = \frac{N_+}{\nu_+} = \frac{N_-}{\nu_-}. \quad (9)$$

By wyznaczyć masę soli  $m_{\pm}^*$ , należy pomnożyć ilość soli przez masę molową tej soli  $M_{\pm}$ :

$$m_{\pm}^* = N_{\pm} M_{\pm}, \quad (10)$$

Należy zwracać uwagę na jednostki, gdyż często masa molowa jest wyrażona w g/mol, więc i masa soli jest wyrażona w gramach.

Przygotowanie przykładowego wzorca aktywności jonów wapnia z soli  $\text{CaCl}_2$  o  $a_{\text{Ca}} = 10^{-4}$  wymaga:

- wyznaczenia współczynnika aktywności  $\gamma_{\text{Ca}} = 0,9204$  (stosując np. wzór Pitzera [6]),
- wyznaczenia z (4) molalności  $m_{\text{Ca}} = 1,087 \cdot 10^{-4}$  mol/kg,
- wyznaczenia lub odczytania z tablic gęstości roztworu, która w temperaturze 20°C wynosi 0,998 43 kg/L,
- określenia masy molowej  $M_{\text{CaCl}_2} = 111,98$  g/mol,
- określenia objętości roztworu  $V = 1$  L,
- wyznaczenia z (5) stężenia  $c_{\text{Ca}} = 1,0853 \cdot 10^{-4}$  mol/L,
- wyznaczenia z (7) ilości substancji  $N_{\text{Ca}} = 1,0853 \cdot 10^{-4}$  mol,
- określenia z (8) liczby stechiometrycznej  $\nu_{\text{Ca}} = 1$ ,
- wyznaczenia z (9) ilości substancji  $N_{\text{CaCl}_2} = 1,0853 \cdot 10^{-4}$  mol,
- określenia z (10) masy soli  $m_{\text{CaCl}_2}^* = 12,153$  mg.

Odwagaenie tak małej masy jest zazwyczaj obarczone dużym błędem, ze względu na niepewność wagi. By zmniejszyć ten błąd należy albo zwiększyć objętość i proporcjonalnie masę, albo sporządzić roztwór o większym stężeniu, a następnie go rozcieńczyć. Zazwyczaj wykonuje się to drugie, jednak na niepewność stężenia po rozcieńczeniu ma wpływ niepewność metody rozcieńczenia.

## 3. Niepewność wzorca stężenia otrzymanego poprzez kilkukrotne rozcieńczenie

By wykonać kalibrację elektrod należy wykonać pomiary dla kilku aktywności, a jednocześnie do wyznaczenia parametrów kalibracyjnych nie jest wymagane, by aktywności wzorców należały do ściśle określonego szeregu. Z tego powodu nie przygotowuje się wzorców aktywności, których przygotowanie jest bardzo czasochłonne, lecz wykorzystuje się roztwory użyte podczas rozcieńczania, a następnie oblicza się aktywności jonów w tych

roztworach. Przygotowuje się więc roztwór wzorcowy o dużym stężeniu, do którego sporządzenia używa się zdecydowanie większej masy niż ta w przedstawionym wcześniej przykładzie. Następnie wykonuje się rozcieńczenia.

Z zależności (7) – (10) można wyprowadzić

$$c = \frac{m^* \nu}{M_{\pm} V}, \quad (11)$$

gdzie  $\nu = \nu_+$  dla kationu oraz  $\nu = \nu_-$  dla anionu. Określenie niepewności wzorca stężenia, korzystając z powszechnie znanego sposobu jej określania [7], prowadzi do:

$$u_r(c) = \sqrt{u_r^2(m^*) + u_r^2(V)}, \quad (12)$$

gdzie  $u_r(X)$  jest symbolem niepewności standardowej względnej wielkości  $X$ . Niepewność można też szacować budując budżety niepewności lub wykorzystując metody symulacyjne Monte Carlo [8]. Niepewność masy molowej została pominięta, gdyż zazwyczaj jest znacznie mniejsza od pozostałych składowych. Na niepewność masy soli wpływ ma zarówno niepewność odmierzonej masy, oszacowana zarówno metodą typu A jak i B, jak również czystość soli  $P$ , przy czym można przyjąć, że

$$u_r(P) = \frac{1 - \text{cont}}{2}, \quad (13)$$

gdzie  $\text{cont}$  jest zawartością czystego związku w soli w odczynniku podaną przez producenta. Ostatecznie wzorec stężenia ma niepewność określoną jako:

$$u_r(c) = \sqrt{u_r^2(\text{scale}) + \left(\frac{1 - \text{cont}}{2}\right)^2 + u_r^2(V)}, \quad (14)$$

gdzie  $u(\text{scale})$  jest niepewnością pomiaru masy, której źródłem jest waga laboratoryjna.

Stężenie roztworu po rozcieńczeniu opisuje zależność:

$$c_1 = c_0 \frac{V_0}{V_1}, \quad (15)$$

gdzie  $c_0$  i  $c_1$  są stężeniami jonów przed i po rozcieńczeniu,  $V_0$  jest objętością roztworu stężonego a  $V_1$  jest objętością roztworu po rozcieńczeniu. W praktyce wykonuje się poprzez odmierzenie pipetą objętości  $V_0$  roztworu o stężeniu  $c_1$ , po czym nalewa się ten roztwór do kolby miarowej o objętości  $V_1$  i uzupełnia wodą. Łatwo zauważyć, że proces ten zwiększa niepewność względną stężenia zgodnie z wzorem:

$$u_r(c_1) = \sqrt{u_r^2(c_0) + u_r^2(V_0) + u_r^2(V_1)}. \quad (16)$$

$n$ -krotne rozcieńczenie powoduje, że niepewność wzorca o stężeniu  $c_n$  wynosi:

$$u_r(c_n) = \sqrt{u_r^2(c_0) + n \cdot [u_r^2(V_0) + u_r^2(V_1)]}. \quad (17)$$

By zobrazować udział niepewności poszczególnych źródeł na końcową niepewność pomiaru, najlepiej przeanalizować przykłady. Niepewność pomiaru masy za pomocą wagi laboratoryjnej Acculab-3mg wynosi  $u(\text{scale}) = 2$  mg. Przygotowanie 100 mL roztworu o stężeniu 0,1 mol/L wymaga odważenia 1,1198 g soli  $\text{CaCl}_2$  o zawartości min. 0,97 (POCh Gliwice). Objętość zostaje odmierzona kolbą miarową SIMAX (Sklárny Kavalier, a.s.) o niepewności  $u_r(V) = 0,05\%$ . pozostałe niepewności wynoszą:

$$u_r(\text{scale}) = 0,18\%, \quad (18)$$

$$\frac{1 - \text{cont}}{2} = 1,5\%. \quad (19)$$

Niepewność stężenia wzorca wynosi  $u_r(c) = 1,51\%$ , a największy wpływ ma zawartość soli. By polepszyć końcową niepewność można użyć soli  $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  tego samego producenta o masie molowej 219,09 g/mol i zawartości min. 0,995. Dla tego związku należy odważyć 2,1909 g soli, co da następujące dane liczbowe:

$$u_r(V) = 0,05\%, \quad (20)$$

$$u_r(\text{scale}) = 0,091\%, \quad (21)$$

$$\frac{1 - \text{cont}}{2} = 0,25\%. \quad (22)$$

co powoduje, że  $u_r(c) = 0,27\%$ . Tę niepewność można próbować jeszcze zmniejszać zwiększając objętość kolby, co dla użytej soli tylko nieznacznie polepszy niepewność stężenia (do 0,25%).

Niepewność stężenia po trzecim rozcieńczeniu określa się wzorem (17). Stężenie wynosi wtedy  $10^{-4}$  mol/L. Stosując pipetę o objętości 10 mL i niepewności  $u_r(V_0) = 0,1\%$  tego samego producenta i tę samą kolbę miarową otrzymuje się:

$$u_r(c_3) = \sqrt{0,27^2 + 3 \cdot (0,1^2 + 0,05^2)} = 0,33 [\%]. \quad (23)$$

Podobną wartość stężenia otrzyma się po dziesięciu rozcieńczeniach pipetą o pojemności 50 mL i niepewności  $u_r(V_0) = 0,05\%$ . Wtedy stężenie wyniesie  $9,77 \cdot 10^{-5}$  mol/L, a niepewność

$$u_r(c_{10}) = \sqrt{0,27^2 + 10 \cdot (0,05^2 + 0,05^2)} = 0,35 [\%], \quad (24)$$

co jest wynikiem porównywalnym do poprzedniego. Sposób z wielokrotnym rozcieńczeniem jest niewątpliwie bardziej czasochłonny, jednak pozwala na wyznaczenie charakterystyki elektrody  $E = f(c)$  dla większej liczby punktów.

#### 4. Niepewność wzorców stężenia otrzymanych za pomocą systemu SAWCEJS

Do automatycznego wyznaczania kształtu charakterystyk ISE może służyć system SAWCEJS [5], którego główną zaletą jest minimalny udział laboranta w procesie przygotowania wzorców. Przy jego użyciu proces rozcieńczenia odbywa się automatycznie poprzez kontrolę poziomu cieczy w zlewce. Na początku przygotowujemy jest roztwór wzorcowy o objętości  $V_H$ , co odpowiada poziomowi cieczy  $h_H$ . W kolejnym kroku wypompowywany jest roztwór tak długo, aż ciecz osiągnie poziom  $h_L$  (objętość  $\Delta V$ ), a w zlewce pozostaje roztwór o objętości  $V_L$ . Następnie dolewa się wodę do osiągnięcia poziomu  $h_H$  i następuje wymieszanie roztworu. Z przeprowadzonych badań wynika, że metoda ta pozwala na pomiar objętości z niepewnością ok. 1 mL dla zlewki o średnicy ok. 10 cm. Rozcieńczenie odbywa się zgodnie z zależnością:

$$c_1 = c_0 \frac{V_L}{V_H}, \quad (25)$$

gdzie  $V_H$  i  $V_L$  są objętościami roztworu odpowiadającymi poziomowi górnemu i dolnemu. Niepewność stężenia po  $n$ -krotnym rozcieńczeniu wynosi:

$$u_r(c_n) = \sqrt{u_r^2(c_0) + n \cdot [u_r^2(V_L) + u_r^2(V_H)]}. \quad (26)$$

Dla  $V_L = 100$  mL i  $V_H = 120$  mL należy wykonać 38 rozcieńczeń by otrzymać stężenie  $9,80 \cdot 10^{-5}$  mol/L. Niepewność stężenia wyniesie wtedy

$$u_r(c_{38}) = \sqrt{0,27^2 + 38 \cdot (1^2 + 0,83^2)} = 8,0 [\%], \quad (27)$$

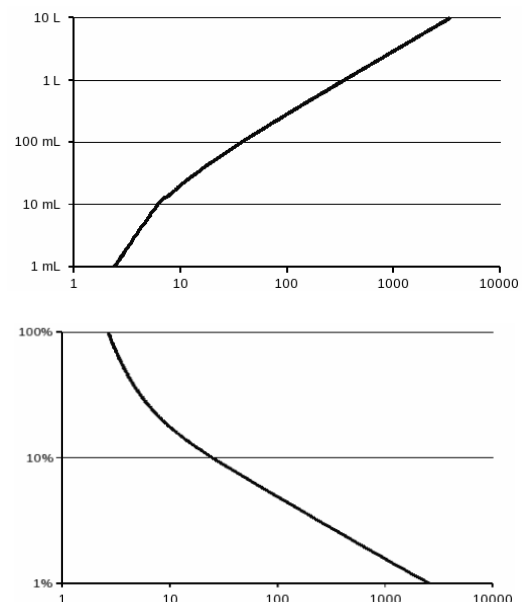
jednak dla  $V_L = 1000$  mL i  $V_H = 1020$  mL, gdy wykona się 349 rozcieńczeń, to stężenie wyniesie  $9,97 \cdot 10^{-5}$  mol/L, a jej niepewność

$$u_r(c_{349}) = \sqrt{0,27^2 + 349 \cdot (0,1^2 + 0,098^2)} = 2,6 [\%]. \quad (28)$$

Objętość  $V_L$  konieczną do otrzymania stężenia końcowego  $c_{\text{end}}$  roztworu po  $n$  rozcieńczeniach można obliczyć odpowiednio przekształcając równanie (15) do postaci:

$$V_L = \frac{\Delta V}{\sqrt[n]{\frac{c_0}{c_{\text{end}}} - 1}}. \quad (29)$$

gdzie  $\Delta V$  jest objętością wody dodawanej podczas każdego rozcieńczenia. Na wykresie górnym rys. 1. przedstawiono przykładową zależność objętości  $V_L$  od liczby rozcieńczeń dla  $\Delta V = 20$  mL,  $c_0 = 0,1$  mol/L oraz  $c_{\text{end}} = 0,0001$  mol/L. Przy założeniu niepewności pomiaru objętości  $u(V_L) = u(V_H) = 1$  mL oraz niepewności wzorca stężenia użytego do rozcieńczeń  $u(c_0) = 0,27\%$  możliwe jest wykreślenie wykresu przedstawiającego niepewność standardową roztworu  $u_r(c_{\text{end}})$  – rys. 1 część dolna. Z wykresów tych wynika, że osiągnięcie niepewności na poziomie 1% wymaga zarówno bardzo dużej liczby rozcieńczeń (kilkaset tysięcy), jak również ogromnej objętości wzorca stężenia (ok. 8 L). Z tego powodu prace nad poprawieniem niepewności powinny raczej pójść w kierunku poprawy niepewności odczytania objętości.



Rys. 1. Objętość roztworu  $V_L$  (wykres górny) oraz niepewność standardowa stężenia roztworu  $u_r(c_{\text{end}})$  (wykres dolny) w funkcji liczby rozcieńczeń  $n$ , po których otrzymuje się roztwór o stężeniu  $c_{\text{end}}$ .

Fig. 1. Solution volume  $V_L$  (upper chart) and standard uncertainty of solution concentration  $u_r(c_{\text{end}})$  (bottom chart) as a function of the number of dilutions  $n$ , after that the concentration  $c_{\text{end}}$  is obtained

#### 5. Podsumowanie

Wykonując wzorce stężenia potrzebne do wyznaczenia kształtu charakterystyki elektrody ISE lub wyznaczenia parametrów kali-

bracyjnych konieczne jest określenie ich niepewności. Jedynie staranne wyprowadzenie wszystkich zależności pozwala na określenie jej wielkości. Szczegółowa analiza udziałów poszczególnych źródeł niepewności w jej końcowej wartości pozwala na wskazanie tego elementu, którego udział jest największy. W wyniku tego można znaleźć sposób na zmniejszenie wartości niepewności stężenia wzorca.

Autor pragnie podziękować prof. dr hab. inż. Jerzemu K. Frączkowi za prowadzenie prac badawczych i merytoryczne uwagi.

## 6. Literatura

- [1] Cammann K.: Zastosowanie elektrod jonoselektywnych. WNT, Warszawa 1977.
- [2] A. Kozyra, A. Wiora, J. Wiora: Szacowanie niepewności w pomiarach potencjometrycznych. PAN, Katowice 2007.

- [3] Robinson R., Stokes R.H.: Electrolyte Solution, Butterworths Scientific Publications, London, 1955
- [4] McNaught A., Wilkinson A.: The Gold Book: Compendium of Chemical Terminology. Wyd. 2. IUPAC, Oxford 1997.
- [5] Wiora J., Wiora A., Optoelectronic and Electronic Sensors VI, Proceedings of SPIE, Vol. 6348, 2006
- [6] Pitzer K.: Activity Coefficients in Electrolyte Solution, CRC Press, Boca Raton, 1991
- [7] BIPM, IEC, IFCC, ISO, IUPAC, OIML: Wyrażanie niepewności pomiaru. Przewodnik. Główny Urząd Miar 1999.
- [8] Wiora J., Wiora A.: Porównanie wyników analitycznego i symulacyjnego szacowania niepewności na przykładzie pomiaru stężenia jonów metodą potencjometryczną, Zeszyty Naukowe Politechniki Śląskiej, Gliwice, 2008 (w druku)

Artykuł recenzowany

## INFORMACJE

# Prof. zw. dr inż. Ryszard Sikora Doktorem Honoris Causa Politechniki Szczecińskiej

W dniu 21 kwietnia 2008 roku Prof. Ryszard Sikora otrzymał tytuł i godność doktora honoris causa Politechniki Szczecińskiej. Wniosek o nadanie tego najwyższego w środowisku akademickim wyróżnienia został zgłoszony przez Radę Wydziału Elektrycznego Politechniki Szczecińskiej. Zyskał on poparcie Senatów: Politechniki Gdańskiej, Politechniki Łódzkiej i Politechniki Warszawskiej. Recenzentami wniosku byli profesorowie: Kazimierz Jakubiak z Politechniki Gdańskiej, Stanisław Wincenciak z Politechniki Warszawskiej i Kazimierz Zakrzewski z Politechniki Łódzkiej.

Profesor zwyczajny dr inż. Ryszard Sikora urodził się 1 października 1932 roku w Niechobrze w powiecie rzeszowskim. Dzieciństwo i wczesną młodość spędził w Małopolsce Wschodniej w Kopyńczech (województwo tarnopolskie). W 1946 roku zamieszkał w Szczecinie, gdzie w 1950 roku uzyskał maturę i dyplom technika elektryka. Studia wyższe odbył w Szkole Inżynierskiej w Szczecinie, a magisterskie na Politechnice Śląskiej uzyskując w 1956 roku dyplom magistra inżyniera elektryka. W latach 1955 –1962 pracował w Biurze „Elektroprojekt” w Szczecinie, będąc jednocześnie zatrudnionym w Zakładzie Elektrotechniki Teoretycznej Politechniki Szczecińskiej. Od 1962 roku związał się na stałe z tą uczelnią. W 1967 roku uzyskał doktorat na Politechnice Gdańskiej, w 1971 roku został docentem, a w 1976 roku profesorem nadzwyczajnym. Od 1986 roku jest profesorem zwyczajnym.

Dorobek naukowy Profesora Ryszarda Sikory jest bardzo bogaty. Obejmuje ponad 300 artykułów w znanych czasopiśmie międzynarodowych i krajowych oraz w materiałach kongresów i konferencji o wysokiej randze naukowej. Profesor Ryszard Sikora jest autorem trzech wydań podręcznika akademickiego „Teoria pola elektromagnetycznego” (WNT), współautorem pracy „Computational Magnetism” (Londyn, Chapman & Hall, 1995), „Elektromagnetyczne metody testowania materii” (Instytut Z. Turek i Polskie Towarzystwo Zastosowań Elektromagnetyzmu, 2003). Napisał kilka skryptów wydanych przez Wydawnictwo Politechniki Szczecińskiej, jest redaktorem dwóch monografii wydanych w Polsce i jednej w Kijowie. Przez dwie kadencje był dyrektorem Instytutu Automatyki Przemysłowej Politechniki Szczecińskiej, od 1990 do 2002 roku kierował Katedrą Elektrotechniki Teoretycznej i Informatyki, w której jest zatrudniony do chwili obecnej.

Oprócz osobistego dorobku naukowego największym osiągnięciem Profesora jest przede wszystkim utworzenie silnej i licznej Szkoły Naukowej Elektrotechniki w Szczecinie. Miało to bezpośrednio przełożenie i decydujący wpływ na rozwój kadry naukowej na Wydziale Elektrycznym Politechniki Szczecińskiej. Profesor Ryszard Sikora był promotorem szesnastu doktoratów. Piętnastu Jego wychowanków uzyskało stopnie doktora habilitowanego, a ośmiu tytuły profesorskie. Na Politechnice Szczecińskiej zatrudnionych jest obecnie sześciu profesorów, którzy są Jego wychowankami. Kilku innych pracuje na znanych uniwersytetach światowych.

Pięćdziesięcioletnią działalność naukową Profesora Ryszarda Sikory cechuje duża aktywność oraz aktualność i ważność podejmowanej tematyki

badawczej. W początkowym okresie wniósł On istotny wkład w rozwój analitycznych metod analizy i syntezy pola, w późniejszym – w rozwój numerycznych metod analizy i syntezy. W zakresie metod i technik komputerowych i informatycznych osiągnięcia Profesora dotyczą m.in. cyfrowej radiografii, algorytmów automatycznego rozpoznawania obrazów, a także technologii internetowych. Ostatnio są to osiągnięcia dotyczące aplikacji metod polowych do nieniszczących badań struktur technicznych i biologicznych. Swoje bogate doświadczenia przekazuje kolejnym rocznikom studentów Wydziału Elektrycznego Politechniki Szczecińskiej w ramach wykładów prowadzonych ze ścisłego zakresu elektrotechniki teoretycznej i przedmiotów z nią związanych, a także za granicą na wykładach prowadzonych m.in. na znanych uniwersytetach w Japonii, Włoszech, Niemczech, Kanadzie i Grecji.

Profesor Ryszard Sikora od wielu kadencji jest członkiem Komitetu Elektrotechniki PAN i rad redakcyjnych czasopism „Archives of Electrical Engineering” i „Przeglądu Elektrotechnicznego”. Należy do wielu komitetów programowych krajowych i międzynarodowych konferencji naukowych, m.in. przewodniczy cyklicznej konferencji o nazwie: *International Symposium on Theoretical Electrical Engineering*. Jest członkiem założycielem i członkiem honorowym Polskiego Towarzystwa Elektrotechniki Teoretycznej i Stosowanej, członkiem założycielem i członkiem Zarządu Głównego Polskiego Towarzystwa Zastosowań Elektromagnetyzmu oraz członkiem założycielem *International Compumag Society*. Od 1956 roku aktywnie działa w Stowarzyszeniu Elektryków Polskich, a od roku 1999 należy do *World Federation of Nondestructive Evaluation* z siedzibą w Iowa State University, gdzie jest przewodniczącym grupy zajmującej się zagadnieniami testowania programów komputerowych wykorzystywanych w wiroprądowej metodzie badań nieniszczących materiałów.

Nadanie godności doktora honoris causa Profesorowi Ryszardowi Sikorze zostało przyjęte z satysfakcją przez środowisko naukowe o czym świadczą nadesłane liczne listy gratulacyjne i osobisty udział przedstawicieli ośrodków akademickich w osobach: dziekanów wydziałów, rektorów i prorektorów uczelni oraz dyrektorów instytutów naukowych, przedstawicieli Centralnej Komisji ds. Stopni i Tytułów, rad programowych czasopism i komitetów PAN, stowarzyszeń naukowych i zawodowych, a także przedstawicieli władz lokalnych. Podczas uroczystości laudację wygłosił prof. Jan Purczyński. Aktu nadania tytułu dokonał JM Rektor Politechniki Szczecińskiej prof. Włodzimierz Kiernożycki w obecności dziekana Wydziału Elektrycznego Politechniki Szczecińskiej prof. Andrzeja Brykalskiego i prorektora ds. Nauki prof. Ryszarda Kaleńczuka. Uroczystość uświetnił Chór Politechniki Szczecińskiej im. Jana Szyrockiego.

Po części oficjalnej w Klubie Pracowników Nauki Politechniki Szczecińskiej z udziałem władz Uczelni odbyło się spotkanie Laureata w liczonym gronie Jego przyjaciół i współpracowników oraz zaproszonych gości.

Opracowanie: prof. dr hab. inż. Stanisław Bańka