

Zofia Niraz, Krystyna Wojciechowska*, Lucyna Malik**

PROPOZYCJA WPROWADZENIA POJĘCIA DYSOCJACJI JONOWEJ NA LEKCJACH CHEMII W SZKOLE PODSTAWOWEJ

Absolwenci szkół podstawowych twierdzą, że przyczyną dysocjacji jonowej elektrolitów jest przepływ prądu elektrycznego, a nie polarne cząsteczki wody. Naszym zdaniem powodem takiego twierdzenia jest to, że lekcję dotyczącą dysocjacji jonowej rozpoczyna się od doświadczenia obrazującego przepływ prądu elektrycznego przez roztwory kwasów, zasad i soli. W związku z tym zaproponowano tok takiego postępowania nauczyciela, dzięki któremu młodzież nie będzie myliła pojęć i będzie potrafiła prawidłowo rozpoznać przyczynę dysocjacji. Należałoby naszym zdaniem m. in. wprowadzić i posługiwać się określeniem „dysocjacja jonowa” zamiast „dysocjacja elektrolityczna”. Podstawą zaś określenia „dysocjacja jonowa” winno być doświadczalne wyznaczanie stężenia nasyconego roztworu soli metodą ebulioskopową (podwyższenie temperatury wrzenia roztworu) a badanie przepływu prądu przez te roztwory może służyć do powtórzenia i utrwalenia materiału. Przedstawiono także zestaw doświadczeń ilustrujących proces dysocjacji jonowej oraz umożliwiających uczniom dokonanie podziału elektrolitów na słabe i mocne.

Absolwenci szkół podstawowych często twierdzą, że przyczyną dysocjacji jonowej elektrolitów jest fakt przepływu prądu elektrycznego, a nie fakt polarności cząsteczki wody. Podobną interpretację pojęcia dysocjacji dosyć często podają również studenci, co wskazuje na utrwalanie się tego błędu w dalszej edukacji szkolnej. Dlaczego tak jest? Istnieje w dydaktyce chemii usterka metodyczna, która naszym zdaniem polega na tym, że lekcję dotyczącą dysocjacji jonowej rozpoczyna się od doświadczenia obrazującego przepływ prądu elektrycznego przez roztwory elektrolitów kwasów, zasad i soli. Ten fakt powoduje zamieszanie w głowach uczniów, którzy nie mając dostatecznie utrwalonej wiedzy chemicznej błędnie wyjaśniają przyczynę zaobserwowanego przez siebie zjawiska.

Usterka ta dostrzegana była przez takich dydaktyków chemii, jak Z. Gessek, M. Langner, J. Kleszkowski, Z. Kozłowski i K. Pazdro. Aby

* Wyższa Szkoła Rolniczo-Pedagogiczna w Siedlcach. Instytut Chemii, Laboratorium Dydaktyki Chemii, 08-110 Siedlce, ul. 3 Maja 54.

skojarzenia uczniów były prawidłowe, należy, naszym zdaniem wprowadzić określenie „dysocjacja jonowa”, zamiast „dysocjacja elektrolityczna”. Za podstawę zaś istnienia jonów w roztworach kwasów, zasad i soli przyjąć doświadczenie proponowane przez K. Pazdro [1]. Polega ono na wykazaniu (za pomocą termometru, chlorku sodu i wody destylowanej), że wraz ze wzrostem stężenia elektrolitu rośnie jego temperatura wrzenia (zjawisko ebulioskopii). Przyrost temperatury wrzenia (ΔT_w) dla roztworu nasyconego NaCl, wynosi ok. 7,5 K, a stężenie (z krzywej rozpuszczalności), ok. 7 moli na kilogram rozpuszczalnika. Ze wzoru (1) można wyliczyć liczbę moli w roztworze, jaka pojawi się po rozpuszczeniu chlorku sodu;

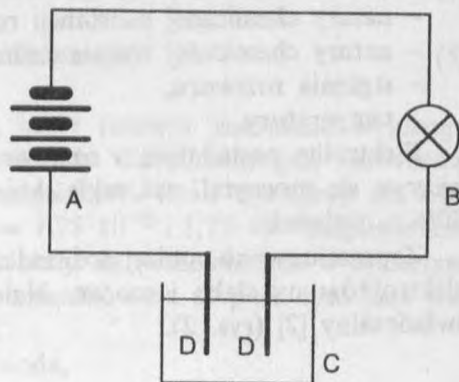
$$n = \Delta T_w / E \quad (1)$$

gdzie: n – liczba moli, ΔT_w – przyrost temperatury wrzenia, E – stała ebulioskopowa, równa dla roztworów wodnych ok. 0,5 kg K/mol. Podstawiając wartości liczbowe do równania (1) otrzymujemy:

$$n = 7,5 \text{ K} / 0,5 \text{ kgKmol}^{-1} = 15 \text{ mol/kg} \quad (2)$$

Na podstawie przytoczonego rozumowania dochodzi się do wniosku, że po rozpuszczeniu wzrasta dwukrotnie ilość cząstek w roztworze. Ten moment jest właściwym, aby napisać równanie rozpadu chlorku sodu na jony, nazwać ten proces dysocjacją jonową oraz wyjaśnić, jaką rolę w tym zjawisku odgrywają dipole wody. Następnie można przystąpić do wykazania funkcji tych cząstek w roztworze. Funkcja ta będzie polegała na pełnieniu przez nie roli nośników ładunku elektrycznego. W ramach korelacji z fizyką można powiedzieć młodzieży, że w klasie VIII na lekcjach fizyki, dowiedzą się o tym, że jest on przenoszony przez dwa rodzaje cząstek: znane już z budowy atomu elektrony (w przypadku metali i węgla, w postaci grafitu) oraz przez jony (kationy i aniony), powstałe po rozpuszczeniu w wodzie kwasów, zasad i soli. Dowodem na to, jaką rolę spełniają jony przy przewodzeniu prądu elektrycznego w roztworach, jest doświadczenie obrazujące przepływ prądu w roztworach elektrolitów. Wprowadza się w tym miejscu pojęcie „elektrolitu”, czyli kwasu, zasady i soli. Jeżeli taka lekcja będzie poparta właściwą notatką w zeszycie uczniowskim i dobrze przez nauczyciela utrwalona, młodzież nie będzie myliła pojęć i będzie potrafiła prawidłowo określić przyczynę dysocjacji.

Poniżej przedstawiono doświadczenie obrazujące przepływ prądu w roztworach, będące pomocne nauczycielowi w prowadzeniu przez niego lekcji na omawiany temat. W celu przeprowadzenia wspomnianego doświadczenia należy zbudować obwód elektryczny zgodnie z rys. 1.



Rys. 1. Schemat obwodu do przeprowadzenia doświadczenia obrazującego przepływ prądu w roztworach

A – bateria 9 V lub 2 baterie 4.5 V; B – żarówka;
C – zlewka, w której umieszcza się badane substancje; D – elektrody węglowe

W zlewkach należy umieścić kolejno: chloroform, roztwór cukru w wodzie, alkohol etylowy, wodę destylowaną, stały NaCl i stały NaOH. We wszystkich tych przypadkach żarówka nie zaświeci się. Należy wykonując to doświadczenie pamiętać o przemywaniu elektrod wodą destylowaną za każdym razem, gdy zmienia się badaną substancję. Następnie sporządzić wodne roztwory wymienionych substancji i sprawdzić ponownie przewodnictwo badanych roztworów. Okazuje się, że niektóre z nich, które poprzednio nie powodowały przepływu prądu, teraz go przewodzą, mimo że sama woda destylowana była złym przewodnikiem. Sprawdzić należy z kolei przewodnictwo wody wodociągowej, najlepiej bardzo twardej i wyjaśnić w drodze rozmowy heurystycznej, dlaczego pojawiło się niewielkie przewodnictwo prądu. Podczas dyskusji z uczniami powinno się zawsze podkreślać, że samej dysocjacji nie powoduje źródło napięcia, lecz polarne cząsteczki wody. Przed przyłączeniem źródła prądu do elektrod jony są już w roztworze, zaś prąd elektryczny to jedynie ich uporządkowany ruch. Należy następnie utrwalić materiał z tej lekcji i z lekcji poprzedniej przypominając uczniom budowę cząsteczek H_2O (polarną) i jej wpływ na substancje o budowie jonowej. Można przy tym posłużyć się modelem lub fazogramami dynamicznymi. Innym zagadnieniem, z którym powinno się zapoznać uczniów, to podział elektrolitów na słabe i mocne. Wiadomo, że cząsteczki dysocjują w różnym stopniu. Czasem dysocjacji ulegnie mniejsza ilość substancji, w innym przypadku większa. Miarą tego, jak daleko nastąpi ich rozpad jonowy (dysocjacja), jest tzw. stopień dysocjacji oznaczany często grecką literą α .

$$\alpha = \frac{n_z}{(n_z + n_n)} \quad (3)$$

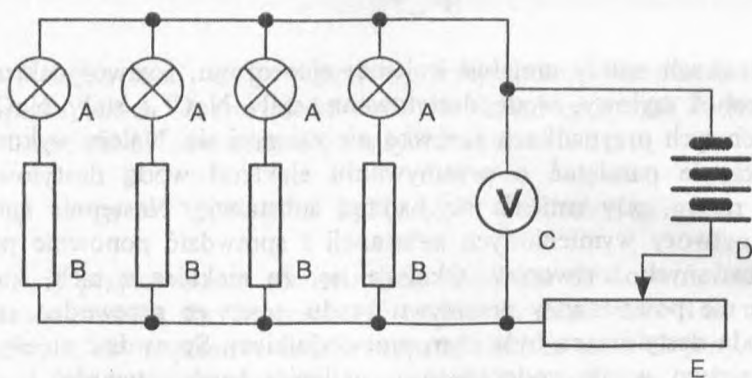
gdzie: n_z – liczba moli cząsteczek zdysocjowanych, n_n – liczba moli cząsteczek niedysocjowanych.

Wielkość stopnia dysocjacji zależy od:

- natury chemicznej substancji rozpuszczanej,
- natury chemicznej rozpuszczalnika,
- stężenia roztworu,
- temperatury.

Elektrolity posiadające w roztworze wysoki stopień dysocjacji (60–100%) nazywa się mocnymi, zaś takie, które wykazują stopień dysocjacji poniżej 30% – słabymi.

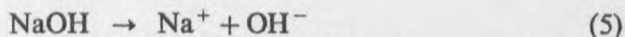
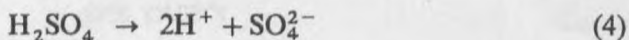
Zaprezentowano poniżej doświadczenie umożliwiające dokonanie podziału elektrolitów na słabe i mocne. Należy w tym celu zbudować układ doświadczalny [2] (rys. 2).



Rys. 2. Schemat układu pomiarowego do badania stopnia dysocjacji elektrolitów

A – żarówki o jednakowej mocy; B – rurki szklane umieszczone w statywie drewnianym z dwiema elektrodami węglowymi umocowanymi w szczelnych korkach; C – miliwoltmierz; D – źródło prądu; E – opornik suwakowy

Do rurek szklanych w aparaturze przedstawionej na rys. 2 należy włączyć kolejno roztwory: 2-molowy CH_3COOH , 1-molowy H_2SO_4 , 2-molowy NaOH i 2-molowy $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Włączyć następnie źródło prądu i obserwować intensywność świecenia poszczególnych żarówek włączonych w obwód prądu elektrycznego, płynącego przez poszczególne roztwory elektrolitów. Można wówczas przekonać się, że dwie żarówki wchodzące w obwód roztworów kwasu siarkowego i zasady sodowej świecą bardzo jasno, zaś żarówki związane z roztworami kwasu octowego i amoniaku świecą bardzo słabo. Z doświadczenia tego można więc wysnuć wniosek, że kwas siarkowy i zasada sodowa są mocnymi elektrolitami, a wartość ich stopnia dysocjacji będzie duża. Przewodzą lepiej prąd, gdyż posiadają w roztworze znaczną ilość jonów, które są przenośnikami ładunków elektrycznych. Jony te powstają na skutek dysocjacji, której przebieg opisują następujące równania:



Natomiast zarówno kwas octowy, jak i roztwór amoniaku wykazują mały stopień dysocjacji. Z tablic wynika, że dla 1-molowych roztworów tych substancji stopień dysocjacji α wynosi 0,4% (stałe dysocjacji dla obu związków są praktycznie takie same, $K = 1,75 \cdot 10^{-5}$ i $1,77 \cdot 10^{-5}$ odpowiednio dla kwasu octowego i amoniaku) [3]. Należy też podkreślić, że w opisanym powyżej doświadczeniu wpływ innych czynników na stopień dysocjacji jest wyeliminowany, ponieważ:

- rozpuszczalnikiem wszędzie jest woda,
- stężenia roztworów są identyczne,
- temperatura wszystkich roztworów jest taka sama.

Wielkość stopnia dysocjacji jest więc w opisanym doświadczeniu zależna jedynie od właściwości użytych elektrolitów.

LITERATURA

- [1] A. Galska-Krajewska, K. Pazdro, *Dydaktyka Chemii*, PWN, (1990)
- [2] J. Dobrowolski, *Technika demonstracji szkolnych z chemii ogólnej*, WSP, Gdańsk (1956)
- [3] W. Ostrowski, B. Filipowicz, *Ćwiczenia z chemii ogólnej i fizjologicznej*, PZWL, (1980)

Zofia Niraz, Krystyna Wojciechowska, Lucyna Malik

EIN VORSCHLAG ZU EINFÜHRUNG DES BEGRIFFS „IONISCHE DISSOZIATION” IM CHEMIEUNTERRICHT IN DER GRUNDSCHULE

Die Grundschulabsolventen meinen, daß die Ursache der ionischen Dissoziation der Elektrolyten ein Durchfluß des elektrischen Stroms ist und nicht die polaren Wassermolekülen. Der Grund dieser falschen Meinung ist, daß man der Unterricht über ionische Dissoziation mit dem Versuch des Durchflusses des Stroms in Säure-, Base- und Salzlösungen beginnt. In diesem Zusammenhang schlagen wir das Schema der Handlungsweise des Lehrers vor, das den Schülern die Ursache der Dissoziation richtig erkennen hilft. Unserer Meinung nach soll man, u.a. den Begriff „ionische Dissoziation” statt „elektrolitische Dissoziation” einführen. Die Grundlage des Begriffs „ionische Dissoziation” soll der Versuch – „Ebulioskopiekonstante der Lösungen” sein. Der Versuch, der den Durchfluß des Stroms in diesen Lösungen zeigt, kann zur Wiederholung und Festigung des Materials dienen. Wir präsentieren auch die Zusammenstellung der Versuche, die den Prozeß der ionischen Dissoziation zeigen und den Schülern helfen, die Elektrolyte in starke und schwache Elektrolyte einzuteilen.