

*Janina Mikulska**

CELE OPERACYJNE W NAUCZANIU ZAGADNIENI Z ELEKTROCHEMII

Obecnie programy nauczania chemii pozostawiają nauczycielowi dużą swobodę w doborze treści i metod nauczania. Dlatego też coraz większe znaczenie w kształtowaniu i wychowaniu odgrywa świadomość celów dydaktycznych. Współczesna dydaktyka zaleca formułowanie celów operacyjnych, to znaczy takich, które opisują zmiany, jakie powinny zajść w wiadomościach, umiejętnościach, działaniach i postawach uczącego się. Tak rozumiane cele określają w sposób ścisły oczekiwane wyniki kształcenia i ukierunkowują proces nauczania na ich osiągnięcie. Przedstawiono cele operacyjne, które opisują końcowe wyniki kształcenia z elektrochemii na poziomie szkoły średniej.

W przygotowywanej obecnie reformie oświaty wiele przedmiotów, między innymi chemia, ulega znacznemu ograniczeniu i w związku z tym należy kondensować zagadnienia różnych działów chemii. W tej sytuacji coraz większego znaczenia nabiera precyzyjne stawianie celów kształcenia. Cele te umożliwiają właściwy dobór treści i metod kształcenia, jak również realizacji określonego działu chemii tak, aby pokazać dane zagadnienie, jeśli to możliwe, w sposób przejrzysty i racjonalny. Jedną z znanych w dydaktyce chemii metod planowania i realizacji procesu nauczania polega na uświadamianiu i formułowaniu celów ogólnych i celów operacyjnych [1, 2]. Dokumentem precyzującym cele nauczania, które obowiązany jest realizować nauczyciel, jest program nauczania [3].

W tym dokumencie cele nauczania sprecyzowane są w formie ogólnej. Ogólne określenie celów jest jednak mało przydatne w praktycznej pracy na lekcji. Obecnie programy nauczania chemii pozostawiają nauczycielowi dużą swobodę w doborze treści i metod nauczania. Dlatego też coraz większego znaczenia w kształceniu i wychowaniu odgrywa świadomość celów dydaktycznych a szczególnie celów formułowanych w sposób operacyjny, tzn. wyrażonych w postaci obserwowalnych a zatem mierzalnych zachowań

* Uniwersytet Marii Curie-Skłodowskiej w Lublinie, Wydział Chemii, Pracownia Dydaktyki Chemii, 20-031 Lublin, plac Marii Curie-Skłodowskiej 3.

(czynności) ucznia [4, 5]. Współczesna dydaktyka zaleca formułowanie celów operacyjnych, które opisują zmiany, jakie powinny zajść w wiadomościach, umiejętnościach, działaniach i postawach właśnie uczącego się. Tak rozumiane cele określają w sposób ścisły wyniki kształcenia i ukierunkowują proces nauczania na ich osiągnięcie.

Zamierzony końcowy wynik kształcenia, sformułowany operacyjnie brzmi na przykład: „Uczeń na podstawie podanych mu wartości potencjałów standardowych układów redoks, przewidzi kierunek reakcji redoks i przedstawi ją w postaci jonowego równania reakcji”. Można go osiągnąć poprzez pełne wykorzystanie tabel wartości potencjałów standardowych elektrod metalicznych, a szerzej, potencjałów różnych reakcji redoks. Pozwolę sobie przedstawić drogę postępowania, prowadzącą do określenia tego celu w postaci czynności, wyodrębnionych w procesie chemicznego kształcenia. Sformułowany we wstępie pracy cel operacyjny jest końcowym wynikiem kształcenia z elektrochemii. Aby ten cel osiągnąć nauczyciel musi uświadomić sobie, jakie zmiany muszą wcześniej nastąpić w wiadomościach i umiejętnościach uczącego się, w tym przypadku ucznia liceum ogólnokształcącego.

Analiza działu programowego „Elektrochemia” pozwoliła wyodrębnić sześć czynności dydaktycznych, które według mnie prowadzą do osiągnięcia uprzednio sformułowanego celu.

Każda czynność opisana jest celem ogólnym oraz celem operacyjnym.

A. Cele ogólne czynności;

1a. Wykazać, że między połączonymi ze sobą układami metal-roztwór wytwarza się różnica potencjałów.

2a. Zapoznać z ogniwami, w których półogniwa zbudowane są z metali zanurzonych w roztworach własnych jonów.

3a. Zapoznać z wartościami potencjałów omawianych półogniw.

4a. Zapoznać z szeregiem napięciowym elektrod metalicznych.

5a. Zapoznać z nowym typem półogniw, czyli półogniwami redoks.

6a. Zapoznać z wartościami potencjałów półogniw redoks.

B. Cele operacyjne czynności;

Uczeń:

1b. Wskaże w ogniwie elektrodę, na której zachodzi utlenianie i elektrodę, na której zachodzi redukcja.

2b. Wyjaśni przyczyny tworzenia się różnicy potencjałów w ogniwach galwanicznych.

3b. Na podstawie znanej mu wartości potencjałów półogniw, obliczy SEM określonego ogniwa.

4b. Na podstawie szeregu napięciowego elektrod metalicznych, zaproponuje taki dobór półogniwi, aby SEM ogniwa wynosiła minimum 2 V.

5b. Wyjaśni budowę i działanie półogniwi redoks.

6b. Na podstawie wartości standardowych potencjałów redoks, przewidzi kierunek podanej mu reakcji i przedstawi jej przebieg równaniem chemicznym.

Istotną sprawą staje się właściwe zaplanowanie programu ukierunkowanego na osiągnięcie wyodrębnionych czynności.

Poniżej (I–VI) przedstawiono program ukierunkowany na osiągnięcie wyodrębnionych celów czynności, a jednocześnie, program umożliwiający osiągnięcie końcowego wyniku kształcenia z elektrochemii.

I – PROGRAM UKIERUNKOWANY NA OSIĄGNIĘCIE CELÓW PIERWSZEJ CZYNNOŚCI

1. Środki dydaktyczne do osiągnięcia celów czynności

Eksperyment chemiczny – budowa i zasada działania ogniwa Volty [6].

2. Obserwacje

Przed zamknięciem obwodu ogniwa na płytce cynkowej wydziela się wodór. Po zamknięciu obwodu ogniwa, wskazówka miliwoltomierza wychyla się prawidłowo, gdy jego zacisk ze znakiem ujemnym został podłączony do płytki cynkowej. Miliwoltomierz wskazywał napięcie około 1 V. Wodór natomiast wydzielal się na płytce miedzianej.

3. Wnioski

Cynk reaguje z kwasem w wyniku znanej reakcji chemicznej: $\text{Zn} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2$. Jeżeli obwód zostanie zamknięty, to płytka cynkowa stanowi ujemną, a miedziana dodatnią elektrodę ogniwa. Na elektrodzie cynkowej zachodzi proces utleniania: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}$, a na miedzianej redukcji: $2\text{H}^+ + 2\text{e} \rightarrow \text{H}_2$. Reakcja redoks została rozseparowana na reakcje półkowe. W ogniwie powstaje między elektrodami różnica potencjałów.

W tej sytuacji pojawia się problem przyczyn powstawania różnicy potencjałów. Należy uświadomić uczniom, jaką konsekwencją dla cynku ma utrata jonów Zn^{2+} i dla miedzi rozładowywanie się jonów wodoru, skoro cynk traci dodatnie ładunki (Zn^{2+}) na rzecz roztworu a miedź taki ładunek (H^+) zyskuje. Cynk ładuje się ujemnie względem roztworu a miedź dodatnio.

II – PROGRAM UKIERUNKOWANY NA OSIĄGNIĘCIE CELÓW DRUGIEJ CZYNNOŚCI

1. Środki dydaktyczne do osiągnięcia celów czynności

Eksperyment chemiczny – budowa i działanie ogniwa Daniella [6].

2. Obserwacje

Między elektrodami Cu/Cu^{2+} i Zn/Zn^{2+} zanurzonymi w roztworach ich soli (roztwory 1-molowe) występuje różnica potencjałów, w przybliżeniu równa 1,1 V.

3. Wnioski

Każdy metal zanurzony w roztworze własnych jonów wykazuje ściśle określony potencjał.

W tym miejscu należy poinformować uczniów, że potencjał pojedynczej elektrody jest niemierzalny, a mierzalna jest jedynie różnica potencjałów, czyli SEM. W związku z tym ustala się umownie, że potencjał elektrody wodorowej (Pt zanurzona w roztworze jonów H^+ o stężeniu 1 mol dm^{-3} omywana gazowym wodorem o ciśnieniu 1013 hPa) jest równy zero. Potencjał dowolnej elektrody wyznaczony względem elektrody wodorowej nazywa się potencjałem w skali wodorowej.

III – PROGRAM UKIERUNKOWANY NA OSIĄGNIĘCIE CELÓW TRZECIEJ CZYNNOŚCI

1. Środki dydaktyczne do osiągnięcia celów czynności

Eksperyment chemiczny – wyznaczanie względnych potencjałów półogniwa cynkowego i miedziowego w skali wodorowej. Buduje się kolejno ogniwa składające się z elektrod Zn i Cu zanurzonych w 1-molowym roztworze własnych jonów i elektrody wodorowej. W charakterze elektrody wodorowej stosuje się pręcik grafitowy nasycony elektrolitycznie gazowym wodorem (wykazuje on potencjał zbliżony do potencjału elektrody wodorowej).

2. Obserwacje

Miliwoltomierz wskazuje pewien potencjał elektrody Cu/Cu^{2+} w granicach od 0,30 do 0,32 V, a dla elektrody Zn/Zn^{2+} w granicach od -0,73 do -0,75 V.

3. Wnioski

Z pomiarów potencjału elektrody cynkowej i miedzianej wynika, że SEM ogniwa Daniella stanowi rzeczywiście różnicę potencjałów tych elektrod: $0,32 \text{ V} - (-0,75 \text{ V}) = 1,07 \text{ V}$ (teoretycznie winno być $1,1 \text{ V}$).

Wyznaczone potencjały standardowe różnych elektrod metalicznych tworzą tzw. szereg napięciowy elektrod metalicznych, z którym zapoznaje się uczniów stosując do tego celu foliogram (IV).

IV – PROGRAM UKIERUNKOWANY NA OSIĄGNIĘCIE CELÓW CZWARTEJ CZYNNOŚCI

1. Środki dydaktyczne do osiągnięcia celów czynności

Foliogram – szereg napięciowy elektrod metalicznych.

| Elektroda | Potencjał standardowy [V] |
|---------------------------------|---------------------------|
| K/K ⁺ | - 2,92 |
| Na/Na ⁺ | - 2,71 |
| Mg/Mg ²⁺ | - 2,26 |
| Mn/Mn ²⁺ | - 1,18 |
| Zn/Zn ²⁺ | - 0,76 |
| Fe/Fe ²⁺ | - 0,44 |
| H ₂ /2H ⁺ | 0,00 |
| Cu/Cu ²⁺ | + 0,34 |
| Ag/Ag ⁺ | + 0,80 |
| Hg/Hg ²⁺ | + 0,85 |
| Au/Au ³⁺ | + 1,50 |

2. Wnioski

Każdy z metali zanurzony w 1-molowym roztworze własnych jonów wykazuje charakterystyczny dla niego potencjał względem normalnej elektrody wodorowej.

Z przedstawionego wyżej fragmentu foliogramu wynika, że elektroda Zn/Zn²⁺ wykazuje względem elektrody wodorowej potencjał $-0,76 \text{ V}$. W hipotetycznym ogniwie Pt, H₂ | H⁺ || Zn²⁺ / Zn elektroda cynkowa jest ujemna, czyli na niej musi zachodzić proces utleniania: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e$. Na elektrodzie wodorowej, czyli dodatniej zachodzi redukcja jonów wodorowych: $2\text{H}^{+} + 2e \rightarrow \text{H}_2$.

Sumując te dwa równania połówkowe otrzymuje się znane równanie:



Reakcja ta zachodzi również przy zetknięciu metalicznego cynku z wolnymi jonami wodoru, czyli na przykład z kwasem solnym.

Analogicznie można wytłumaczyć reakcję metalicznego cynku z roztworem soli miedzi:



Dotyczy to również prostych przypadków reakcji metali z kwasami nieutleniającymi.

V – PROGRAM UKIERUNKOWANY NA OSIĄGNIĘCIE CELÓW PIĄTEJ CZYNNOSCI

1. Środki dydaktyczne do osiągnięcia celów czynności

Ćwiczenie uczniowskie – wyznaczenie potencjału redoks układu $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$. Należy mieszać równe objętości jednomolowych roztworów FeSO_4 i $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$. Do mieszaniny zanurza się elektrodę grafitową i łączy się tak przygotowaną elektrodę redoks z elektrodą wodorową na graficie. Jako klucz elektrolityczny stosuje się pasek bibuły nasycony KNO_3 . Następnie mierzy się wartość SEM powstałego ogniwa [6].

2. Obserwacje

Miliwoltomierz wskazywał napięcie w granicach od 0,74 do 0,76 V.

3. Wnioski

Wartość SEM ogniwa $\text{C}, \text{H}_2 | \text{H}^+ || \text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ wynosi 0,76 V.

Warto poinformować uczniów, że w analogiczny sposób można wyznaczyć potencjały innych półogniw redoks np. $\text{C}, \text{MnO}_4^- | \text{H}^+ | \text{Mn}^{2+}$.

VI – PROGRAM UKIERUNKOWANY NA OSIĄGNIĘCIE CELÓW SZÓSTEJ CZYNNOSCI

1. Środki dydaktyczne do osiągnięcia celów czynności

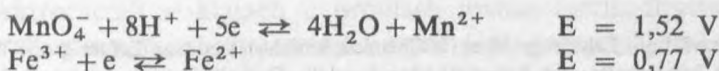
Foliogram — wartości wybranych standardowych potencjałów redoks (równania połówkowe zapisane są dla reakcji redukcji).

| Reakcja redoks | Potencjał standardowy [V] |
|--|---------------------------|
| $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + 2\text{OH}^-$ | -0,83 |
| $2\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ | -0,71 |
| $\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{HCOOH}$ | -0,14 |
| $\text{CH}_3\text{COOH} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{CH}_3\text{CHO}$ | -0,13 |
| $\text{HCOOH} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{HCHO} + \text{H}_2\text{O}$ | -0,01 |
| $2\text{H}^+ + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{H}_2$ | 0,00 |
| $\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}$ | 0,14 |
| $\text{HCHO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}$ | 0,24 |
| $\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_2$ | 0,68 |
| $\text{Fe}^{3+} + \text{e} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$ | 0,77 |
| $\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$ | 1,28 |
| $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e} \rightleftharpoons 7\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cr}^{3+}$ | 1,36 |
| $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e} \rightleftharpoons 4\text{H}_2\text{O} + \text{Mn}^{2+}$ | 1,56 |
| $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$ | 1,77 |

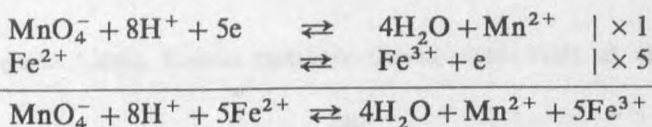
2. Wnioski

Każde półogniwo redoks posiada ściśle określony potencjał. W tych półogniwach zachodzą procesy redoks. Można więc mówić o potencjałach reakcji redoks.

Po zapoznaniu z wartością potencjałów półogniw redoks należy uświadomić uczniom, do jakich celów można wykorzystać te wartości. Wartości potencjałów układów redoks np. $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ i $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ pozwalają ustalić możliwość reagowania MnO_4^- z Fe^{2+} w środowisku kwaśnym. Oto równania reakcji półokwowych i wartości potencjałów redoks tych układów (VI).



Uczeń wie już, że na elektrodzie o wyższym potencjale zachodzi proces redukcji, a na elektrodzie o potencjale niższym proces utleniania. Może więc napisać powyższe równania odpowiednio w kierunku redukcji i utleniania, pomnożyć obydwie strony równań półokwowych przez odpowiednie współczynniki tak, aby liczby elektronów w obydwu równaniach były zgodne (tzw. bilansowanie), a następnie dodać je stronami:



Jak widać z powyższego przykładu, znajomość wartości potencjałów standardowych redoks pozwala na poprawne zapisanie, nawet bardzo skomplikowanego, równania redoks w ujęciu jonowym. Można też przewidzieć kierunek przebiegu reakcji redoks. Należy przy tym pamiętać, że:

- a) utleniaczem jest zawsze układ (substancja) o wyższym potencjale,
- b) reduktorem jest układ o niższym potencjale,
- c) różnica potencjałów między utleniaczem a reduktorem powinna wynosić co najmniej ok. 0,3 V,
- d) prawidłowy zapis równania redoks polega na napisaniu równań półkowych, odpowiednio w kierunku utleniania i redukcji, zbilansowaniu obu równań i ich zsumowaniu.

LITERATURA

- [1] J. Mikulska, „Chemia w Szkole”, **36(182)**, 33 (1990)
- [2] J. Mikulska, „Chemia w Szkole”, **36(183)**, 117 (1990)
- [3] *Program Liceum Ogólnokształcącego oraz Liceum Zawodowego i Technikum. Chemia.* Ministerstwo Edukacji Narodowej, WSiP, Warszawa (1990)
- [4] B. Niemierko, *Cele i Wyniki Kształcenia*, WSP, Bydgoszcz (1988)
- [5] B. Niemierko, „Oświata i Wychowanie”, **503**, 61 (1983)
- [6] Z. Kozłowski, *Chemia 3*, WSiP, Warszawa, (1988)

Janina Mikulska

DIE OPERATIONSZIELE IM ELEKTROCHEMIEUNTERRICHT

Die gegenwärtigen Lehrprogramme im Chemieunterricht lassen dem Lehrer große Wahlfreiheit, wenn es um Lehrinhalte und Lehrmethoden handelt. Deshalb ist von großer Bedeutung, die didaktischen Ziele im Lehr- und Erziehungsprozess bewußt zu formulieren. Die gegenwärtige Didaktik empfiehlt Formulierung der Operationsziele. Gemeint hier sind die Ziele, die Veränderungen in der Wissensaneignung, in der Fähigkeiten und Aktivitäten des Lernenden beschreiben. Diese Ziele bestimmen die Resultate des Lehrprozesses präzise und leiten ihn in die richtigen Bahnen. Es wurden die Operationsziele dargestellt, die die Endergebnisse der Elektrochemiebildung in der Oberschule beschreiben.