

# 10. OGNIWA GALWANICZNE

**Zagadnienia teoretyczne** *Teoria powstawania potencjału, czynniki wpływające na wielkość potencjału elektrod metalowych. Wzór Nernsta. Potencjał normalny elektrody, rodzaje elektrod (elektrody I, II rodzaju, redoks, elektrody jonoselektywne). Specyficzne przykłady elektrod: wodorowa, kalomelowa, szklana. Zastosowanie elektrod do tworzenia ogniw pomiarowych. Budowa i działanie ogniw chemicznych i ogniw stężeniowego. Pomiar SEM ogniw. Szereg napięciowy metali. Zastosowanie ogniw do wyznaczania wielkości fizykochemicznych (iloczyn rozpuszczalności, stała dysocjacji, pH, miareczkowanie potencjometryczne).*

*Sprawdzono w roku 2017 przez A. Chomiczkiego*

**Teoria** Dzięki procesom elektrochemicznym zachodzącym na elektrodach na granicy dwu faz: elektroda - elektrolit, pojawia się skok potencjału zwanego potencjałem elektrodowym. Wielkość ta, w zasadzie niemierzalna, może być jednak wyznaczona przez różnicę dwu potencjałów elektrodowych, czyli siłę elektromotoryczną ogniwa (**SEM**) mierzoną w warunkach, gdy ogniwo nie pracuje. Podczas reakcji zachodzących w ogniwie SEM związana jest ze zmianą potencjału termodynamicznego  $\Delta G$ :

$$\Delta G = -n \cdot F \cdot \text{SEM} \quad (1)$$

( $n$  - ilość moli elektronów wymienianych w reakcji elektrochemicznej,  $F$  - stała Faradaya).

SEM ogniwa jest funkcją aktywności składników ogniwa, temperatury, a także kilku innych czynników fizycznych, np. wymiarów elektrod. SEM ogniw można mierzyć metodą kompensacyjną Poggendorfa, lub nieco mniej dokładnie, korzystając z woltomierzy o wysokiej rezystancji wejściowej, np. pehametru. Wg Nernsta potencjał elektrody metalowej zanurzonej w roztworze własnej soli równy jest:

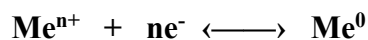
$$\Pi = \Pi^0 + \frac{RT}{nF} \ln [\text{Me}^{n+}] \quad (2)$$

lub po zastąpieniu stałych

$R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ,  $T = 298 \text{ K}$  (temperatura pokojowa  $25^\circ\text{C}$ ),  $F = 96\,500$  kulombów i logarytmu naturalnego - dziesiętnym:

$$\Pi = \Pi^0 + \frac{0,059}{n} \log [\text{Me}^{n+}] \quad (3)$$

Jeżeli elektroda zanurzona jest w roztworze o stężeniu  $1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ , to wówczas potencjał elektrody  $\Pi$  równy jest potencjałowi normalnemu  $\Pi^0$ , czyli potencjałowi redukcji metalu:



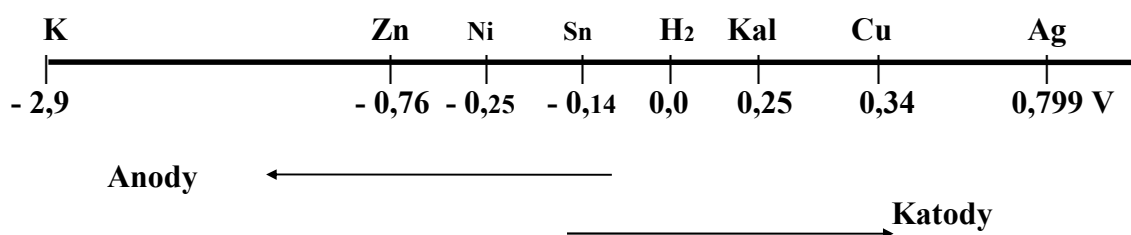
Potencjał  $\Pi^0$  można wyznaczyć doświadczalnie z pomiaru SEM ogniwa złożonego z elektrody metalowej zanurzonej w 1-molowym roztworze swojej soli i elektrody wzorcowej, np. kalomelowej, której potencjał jest już znany:

$$\text{SEM} = \Pi_{\text{Cu}}^0 - \Pi_{\text{Kal}}$$

Ponieważ  $\Pi_{\text{Kal}}$  jest znany ( $+0,249 \text{ V}$ ) to łatwo obliczyć  $\Pi_{\text{Cu}}^0$ :

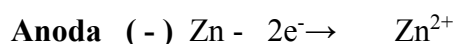
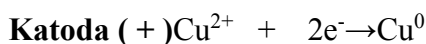
$$\Pi_{\text{Cu}}^0 = \text{SEM} + 0,249 \text{ V}$$

Ze względu na wartość potencjałów normalnych elektrod, można je uszeregować albo, jak w znanej tabeli szeregu napięciowego metali, albo na osi potencjałów (bez zachowania na osi proporcji między poszczególnymi wartościami  $\Pi^0$ ):

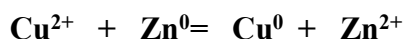


(SEM) ogniwa równa jest różnicy potencjałów katody i anody, wobec tego każda elektroda leżąca na prawo będzie katodą w stosunku do leżącej na lewo od niej: katodą jest elektroda srebrowa w stosunku do miedziowej, która będzie anodą, ale ta sama miedziowa będzie katodą w stosunku do np. niklowej, ta zaś będzie katodą w ogniwie z np. elektrodą cynkową, itd.

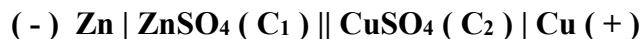
Charakter elektrody zależy od procesów na niej zachodzących: katodą jest ta elektroda, na której zachodzi redukcja, anodą zaś ta, na której zachodzi reakcja utleniania, tak, jak np. w ogniwie Daniella:



Sumując stronami powyższe równania otrzymuje się dla ogniwa proces:



Zapis ogniwa, wg przyjętej międzynarodowej konwencji wygląda następująco:



i odzwierciedla zgodność z kierunkiem reakcji przebiegającej samorzutnie, dla której zmiana potencjału termodynamicznego jest  $< 0$ .

Obliczenie siły elektromotorycznej (SEM) jest proste, pamiętając, że:

$$\boxed{\text{SEM} = \Pi_{\text{Katody}} - \Pi_{\text{Anody}}(4)}$$

np. dla ogniwa złożonego z elektrody niklowej i cynkowej (gdzie  $[\text{Ni}^{2+}] = 1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  i  $[\text{Zn}^{2+}] = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ , a  $\Pi_{\text{Ni}}^0 = -0,25 \text{ V}$  i  $\Pi_{\text{Zn}}^0 = -0,76 \text{ V}$ ), symbol ogniwa wygląda następująco:



$$\text{SEM} = \Pi_{\text{Ni}}^0 + \frac{0,059}{n} \log 1,0 - \left[ \Pi_{\text{Zn}}^0 + \frac{0,059}{n} \log 0,01 \right]$$

$$\text{SEM} = \Pi_{\text{Ni}}^0 - \Pi_{\text{Zn}}^0 + \frac{0,059}{2} \log \frac{1,0}{0,01}$$

$$\text{SEM} = -0,25 \text{ V} + 0,76 \text{ V} + \frac{0,059}{2} \log 100 = 0,569 \text{ V}$$

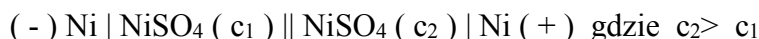
**Ogniwo** zbudowane z dwu elektrod z tego samego metalu zanurzonych w roztworach swoich soli o różnych stężeniach nazywa się ogniwem stężeniowym. W takim układzie potencjały standardowe elektrod zgodnie ze wzorem Nernsta są równe. Aby wyznaczyć siłę elektromotoryczną ogniwa stężeniowego posłużmy się przykładem ogniwa składającego z elektrod niklowych, z których jedna zanurzona jest w roztworze  $\text{NiSO}_4$  o stężeniu  $1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ , a druga także w roztworze  $\text{NiSO}_4$ , lecz o stężeniu  $0,01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ . Wyznaczając potencjały dla obu półogniw otrzymamy:

$$\Pi_1 = \Pi_{\text{Ni}}^0 + \frac{0,059}{2} \log 1,0 = -0,25 \text{ V}$$

$$\Pi_2 = \Pi_{\text{Ni}}^0 + \frac{0,059}{2} \log 0,01 = -0,25 + \frac{0,059}{2} (-2) = -0,309 \text{ V}$$

Tak więc elektroda  $\Pi_1$  mająca wyższy potencjał będzie katodą (na niej zachodzi reakcja  $\text{Ni}^{2+} + 2e = \text{Ni}^0$ ), a więc stężenie jonów  $\text{Ni}^{2+}$  przy katodzie będzie malało. Elektroda z potencjałem  $\Pi_2$  jest wówczas anodą i na niej zachodzi reakcja  $\text{Ni}^0 - 2e = \text{Ni}^{2+}$ , stąd stężenie jonów  $\text{Ni}^{2+}$  przy niej będzie rosło, a ogniwo będzie pracować tak długo, aż stężenia jonów niklu przy obu elektrodach zrównają się.

Zapis ogniwa stężeniowego:



SEM ogniwa, zważywszy, że w obu przypadkach potencjał normalny  $\Pi^0$  jest taki sam, można wyliczyć, jak poprzednio przy ogniwie chemicznym:

$$SEM = \Pi_{\text{Ni}}^0 - \Pi_{\text{Ni}}^0 + \frac{0,059}{2} \log \frac{1,0}{0,01} = 0 + \frac{0,059}{2} \log 100 = 0,059 \text{ V}$$

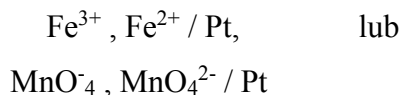
Stąd też wzór na SEM ogniwa stężeniowego ma postać:

$$\boxed{SEM = \frac{0,059}{n} \log \frac{c_2}{c_1}} \quad (5)$$

gdzie  $C_2 > C_1$

Podobnie, jak w przypadku ogniw chemicznych, przy dokładniejszych obliczeniach stężenia molowe soli metalu powinny być zastąpione ich aktywnościami.

Specyficznym rodzajem elektrod, mających szerokie zastosowanie zwłaszcza w analizie chemicznej, są elektrody utleniająco - redukujące, tzw. **redox**. Wiadomo, że na każdej elektrodzie w ogniwie zachodzi proces redukcji (katoda) i utlenienia (anoda), a więc proces wymiany elektronów między metalem tworzącym elektrodę, a jonem tego metalu w roztworze. Elektrody redox stanowią grupę elektrod, w których proces oksydacyjno - redukcyjny przebiega pomiędzy jonami tego samego pierwiastka, związku chemicznego lub jonu znajdującego się na różnym stopniu utlenienia, np. :



Potencjał redox powstaje więc na granicy faz: metal szlachetny (platyna, złoto) i roztwór zawierający obie formy - utlenioną i zredukowaną; ogólnie można napisać, że na takiej elektrodzie zachodzi reakcja:



a potencjał elektrody wg Nernsta wyraża się wzorem:

$$\Pi = \Pi^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{Utleniacz}]}{[\text{Reduktor}]} \quad (7)$$

lub inaczej

$$\Pi = \Pi^0 + \frac{0,059}{n} \log \frac{[\text{Utleniacz}]}{[\text{Reduktor}]}$$

$\Pi^0$  jest tu analogiczną wartością potencjału normalnego wyliczonego w warunkach, gdy stężenia formy utlenionej ([Utl]) i zredukowanej ([Red]) są takie same, a więc gdy:

$$\log \frac{[\text{Utl}]}{[\text{Red}]} = \log 1,0 = 0$$

i odpowiada potencjałowi utleniającemu reakcji redoks, np. dla żelaza:



Ponieważ większość reakcji redox zachodzi w środowisku o określonym pH i udziale jonów wodorowych w reakcjach, przeto we wzorze na potencjał elektrody powinno się uwzględnić ilość elektronów biorących udział w reakcji, ilość jonów wodorowych i liczbową wartość pH:

$$\Pi = \Pi^0 - 0,059 \frac{m}{n} \text{pH} + \frac{0,059}{n} \log \frac{[\text{Utl}]}{[\text{Red}]} \quad (8)$$

Jednym z utleniaczy, których potencjał utleniający silnie zależy od pH jest nadmanganian potasowy:

Dla kolejnych reakcji:

- a.  $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 e^- = \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$  przy pH = 3,0  $\Pi^0 = + 1,52 \text{ V}$   
 b.  $\text{MnO}_4^- + 4 \text{H}_2\text{O} + 3 e^- = \text{MnO}_2 + 4 \text{OH}^-$  przy pH = 7,0  $\Pi^0 = + 0,58 \text{ V}$   
 c.  $\text{MnO}_4^- + e^- = \text{MnO}^{2-}_4$  przy pH = 9,0  $\Pi^0 = + 0,54 \text{ V}$

np. dla stężeń  $[\text{Utl}] = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  i  $[\text{Red}] = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ , potencjały elektrod będą równe:

a.

$$\Pi = 1,52 \text{ V} - 0,059 \frac{8}{5} 3 + \frac{0,059}{5} \log \frac{0,1}{0,01} = 1,25 \text{ V}$$

b.

$$\Pi = 1,67 \text{ V} - 0,059 \frac{4}{3} 7 + \frac{0,059}{3} \log \frac{0,1}{0,01} = 1,14 \text{ V}$$

c.

$$\Pi = 0,54 \text{ V} - 0,059 \frac{1}{1} 9 + \frac{0,059}{1} \log \frac{0,1}{0,01} = 0,07 \text{ V}$$

Jak widać, najsilniejsze własności utleniające wykazuje nadmanganian w środowisku silnie kwaśnym.

### **Zastosowanie w farmacji**

Elektrolity mają bardzo duże znaczenie dla prawidłowego funkcjonowania organizmów. Ze względu na półprzepuszczalność błon oddzielających różne przestrzenie występują w nich różnice w składzie chemicznym. Każdy jon odgrywa swą charakterystyczną biologiczną rolę i zmiany jego stężenia prowadzą nieraz do ciężkich zaburzeń i stanów chorobowych.

Oznaczanie zawartości elektrolitów np. kationy sodu, potasu w surowicy krwi przeprowadza się zróżnicowanymi metodami. Jednak te metody są czasochłonne i kosztowne ze względu na wieloetapowy przebieg przygotowania badanej próbki. Obecnie coraz większe znaczenie zyskują metody z użyciem elektrod jonoselektywnych. Materiał biologiczny nie wymaga żadnego chemicznego przygotowania. Pomiaru dokonuje się bezpośrednio (bez odbiałczania próbki, wirowania lub spalania). Do pH-metru dołączone są odpowiednie elektrody czułe na badane jony. Cechą charakterystyczną stosowanych elektrod jest obecność błony (membrany) selektywnej dla danego elektrolitu.

Selektywna elektroda, po zanurzeniu w badanym roztworze wykazuje potencjał, z którego za pomocą równania Nernsta można obliczyć stężenie badanej substancji. Selektywne elektrody stają się coraz bardziej przydatne do oznaczania stężenia  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Li}^+$ ,  $\text{Cs}^+$ ,  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Cl}^-$  oraz jonów metali ciężkich w płynach ustrojowych jak i produktach farmaceutycznych.

## Wykonanie ćwiczenia

### 10. OGNIWAGALWANICZNE

#### POMIAR SIŁY ELEKTROMOTORYCZNEJ (SEM) OGNIW

- Zadania:**
1. Zmierzyć SEM ogniw galwanicznych, miedziowego ogniwa stężeniowego i ogniw redoks. Obliczyć potencjały normalne  $\Pi^0_{\text{Cu}}$ ,  $\text{Zn}$ .
  2. Wylczyć teoretyczne wartości SEM dla wszystkich ogniw, porównać wyniki doświadczalne i teoretyczne. Wylczyć wartości potencjałów termodynamicznych reakcji  $\Delta G$  dla poszczególnych ogniw.
  3. Zestawić w tabelce wyniki pomiarów i obliczeń.

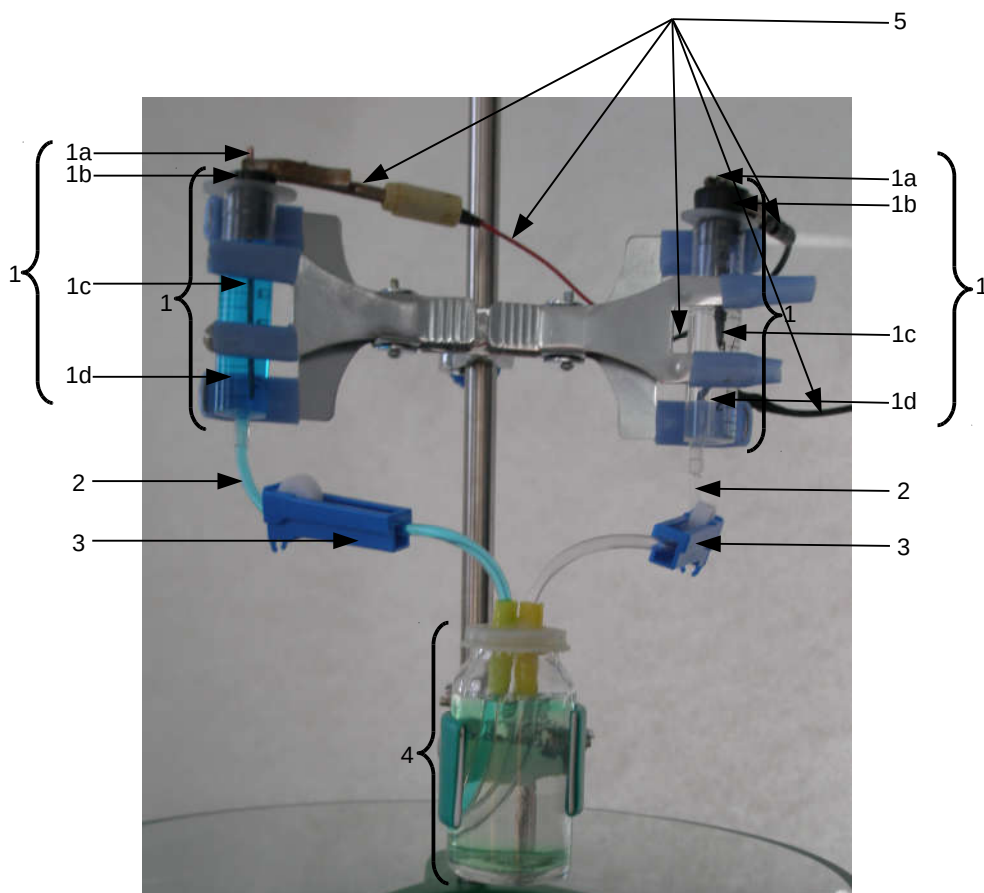
**Wzory pomocnicze:** 
$$\Pi = \Pi^0 + \frac{0,059}{n} \log[\text{Me}^{n+}] \quad (1),$$

$$\Delta G = -z \cdot F \cdot E \quad (2)$$

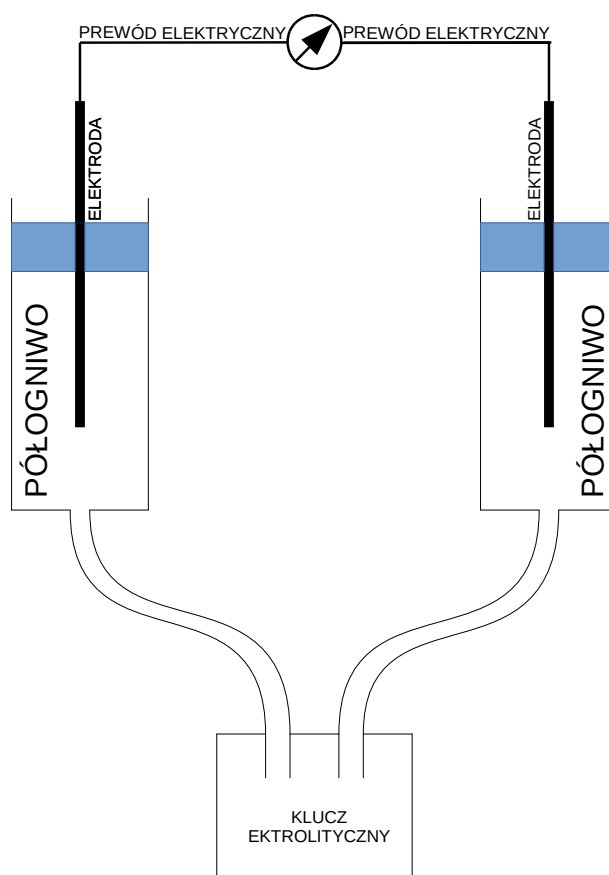
**Wykonanie ćwiczenia:**

Schemat zestawu do pomiaru siły elektromotorycznej jest przedstawiony na poniższym zdjęciu i schemacie:

A



B

PEHAMETR Z FUNKCJĄ POMIARU  
RÓŻNICY POTENCJAŁU

Rys. Zestaw do pomiaru siły elektromotorycznej, A - zdjęcie B – schemat zestawu używanego na ćwiczeniach, 1-półogniwo, 1a-koniec elektrody służący do połączenia z galwanometrem; 1b- korek, 1c –elektroda, 1d - roztwór elektrolitu w korpusie (obudowie) półogniwa, 2 - rurka doprowadzająca elektrolit z półogniwa do zbiornika z roztworem elektrolitu podstawowego (4), 3 - zacisk, 4 - zbiornik z roztworem elektrolitu podstawowego (4M KCl), 5 - przewody elektryczne służące do połączenia z galwanometrem

Zestaw do pomiaru siły elektromotorycznej składa się z dwóch półogniw (1), klucza elektrolitycznego(4) oraz pehametru z funkcją pomiaru różnicy potencjału, który wykorzystywany jest do pomiaru spadku potencjału pomiędzy elektrodami. Funkcję półogniwa (1) spełnia korpus wypełniony roztworem elektrolitu(1d) i elektrodą (1c), która umocowana jest w próbówce za pomocą korka (1b) (patrz zdjęcie).

**Zmontowanie półogniwa**

1. Korpus półogniwa napełnić roztworem odpowiedniego elektrolitu(roztwór soli odpowiedniego metalu (materiału elektrody)). Praktycznie cały korpus powinien być wypełniony roztworem soli.W czasie napełniania półogniwa, przewód(2) powinien być zamknięty zaciskiem (3).

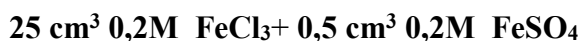


2. Po napełnieniu korpusu ogniwa elektrolitem, zwolnić zacisk (3) celem wypełnienia przewodu (2) elektrolitem po czym ponownie go zamknąć. Zatkać korpus korkiem (1b), z umieszczoną w nim odpowiednią elektrodą (1c). W ten sposób zmontowane półogniwo wstawić do statywu i połączyć z naczynkiem (4) zawierającym  $4 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  roztwór KC za pomocą przewodu (2), patrz zdjęcie.
3. Podobnie należy zmontować drugie półogniwo i wstawić do statywu.
4. Zwolnić zaciski (3) na rurkach plastikowych (2) półogniw (1),
5. Tak zmontowane ogniwo (połączone dwa półogniwa jak na zdjęciu powyżej) należy podłączyć do pehametru z funkcją pomiaru różnicy potencjału za pomocą przewodów elektrycznych zakończonych „krokodylkami” (5).
6. Po włączeniu pehametru z funkcją pomiaru różnicy potencjału do sieci zmierzyć siłę elektromotoryczną.

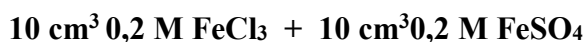
Jednym z wariantów ćwiczenia jest wykonanie pomiarów z zastosowaniem półogniwa kalomelowego (lub z elektrodą chlorosrebrową), które jest gotowe do zastosowania (nie wymaga montowania – jest to fabrycznie przygotowana elektroda). Wtedy półogniwo kalomelowe (lub chlorosrebrowe) należy bezpośrednio zanurzyć do roztworu klucza elektrolitycznego.

#### **Pomiary SEM ogniw redoks**

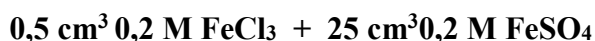
7. Do zlewki o pojemności  $50 \text{ cm}^3$  odmierzyć następujące ilości roztworów:



8. Po wymieszaniu otrzymanego roztworu napełnić nim korpus półogniwa, w którym umieścić elektrodę platynową.
9. Otrzymane półogniwo zestawić z elektrodą kalomelową (lub chlorosrebrową) i zmierzyć wartość SEM jak poprzednio.
10. Podobnie wykonać pomiary dla ogniwa redoks z wykorzystaniem roztworu otrzymanego ze zmieszania roztworów soli żelaza według następujących proporcji:



11. Podobnie wykonać pomiary dla ogniwa redoks z wykorzystaniem roztworu otrzymanego ze zmieszania roztworów soli żelaza według następujących proporcji:



12. Wyniki należy wpisać do Tabeli 1.

**UWAGA:** Niektóre półogniwa mogą być wykorzystane podczas więcej niż jednego pomiaru. Jeżeli nie można ustalić wartości siły elektromotorycznej ogniwa należy sprawdzić czy w rurkach z tworzywa sztucznego oraz na ich końcach nie ma pęcherzyków powietrza.

Po zakończeniu ćwiczeń szkło i urządzenia pomocnicze muszą być pozostawione w idealnej czystości.

Wszystkie schematy ogniów zestawiono w Tabeli 1.

Teoretyczne wartości SEM ogniów wylicza się w oparciu o wzór Nernsta (1), zaś SEM ogniów z różnicy potencjałów elektrod:

$$\text{SEM} = \Pi_{\text{Kat}} - \Pi_{\text{An}}$$

Potencjał elektrody kalomelowej jest równy + 0.249 V, potencjał elektrody chlorosrebrowej + 0.222 V.

Potencjał termodynamiczny reakcji zachodzącej w ogniwie wylicza się ze wzoru (2), gdzie:  $\Delta G$ , zmiana potencjału termodynamicznego równa pracy elektrycznej w ogniwie wyrażonej w J lub kJ, ilość moli elektronów biorących udział w reakcjach elektrodowych,  $F$  stała Faraday'a równa 96 500 A·s·mol<sup>-1</sup>,  $E$  siła elektromotoryczna ogniwa w voltach.

$$\Delta G = z \cdot \text{mol} \cdot 96\,500 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot V = -z \cdot 96\,500 \cdot V \cdot A \cdot s$$

ponieważ 1 V · 1 A = 1 W (wat) i

$$1 \text{ J} = 1 \text{ W} \cdot \text{s} = 1 \text{ V} \cdot \text{A} \cdot \text{s},$$

$$\Delta G = -z \cdot F \cdot E \quad [\text{J}]$$

Eksperymentalne i teoretyczne wartości SEM i  $\Delta G$  umieścić w Tabeli 1.

Tabela 1.

| L.p. | Schemat ogniów   | SEM <sub>zm</sub> | SEM <sub>teo</sub> | $\Delta G$ |
|------|--|-------------------|--------------------|------------|
| 1    | Zn   ZnSO <sub>4</sub>   1M    KCl    CuSO <sub>4</sub>   1M   Cu  |                   |                    |            |
| 2    | Zn   ZnSO <sub>4</sub>   0.02M    KCl    CuSO <sub>4</sub>   1M   Cu   |                   |                    |            |
| 3    | Hg   Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>    KCl    CuSO <sub>4</sub>   1M   Cu<br>lub<br>Ag   AgCl    KCl    CuSO <sub>4</sub>   1M   Cu   |                   |                    |            |
| 4    | Zn   ZnSO <sub>4</sub>   1M    KCl    Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>   Hg<br>lub<br>Zn   ZnSO <sub>4</sub>   1M    KCl    AgCl   Ag   |                   |                    |            |
| 5    | Cu   CuSO <sub>4</sub>   0,02M    KCl    CuSO <sub>4</sub>   1M   Cu   |                   |                    |            |
| 6    | Hg   Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>    KCl    Fe <sup>+3</sup>   0,2M   Fe <sup>+2</sup>   0,004 M   Pt<br>lub<br>Ag   AgCl    KCl    Fe <sup>+3</sup>   0,2M   Fe <sup>+2</sup>   0,004 M   Pt |                   |                    |            |
| 7    | Hg   Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>    KCl    Fe <sup>+3</sup>   0,1M   Fe <sup>+2</sup>   0,1M   Pt<br>lub<br>Ag   AgCl    KCl    Fe <sup>+3</sup>   0,1M   Fe <sup>+2</sup>   0,1M   Pt       |                   |                    |            |
| 8    | Hg   Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>    KCl    Fe <sup>+3</sup>   0,004M   Fe <sup>+2</sup>   0,2M   Pt<br>lub<br>Ag   AgCl    KCl    Fe <sup>+3</sup>   0,004M   Fe <sup>+2</sup>   0,2M   Pt   |                   |                    |            |

# 10. OGNIWA GALWANICZNE

## POMIAR SIŁY ELEKTROMOTORYCZNEJ (SEM) OGNIW (formularz opracowania wyników ćwiczenia)

Data wykonania ćwiczenia:

Imię i nazwisko studenta:

GS:

Imię i nazwisko asystenta:

### 1. Zadania do wykonania:

**1.1. Zmierzyć SEM ogniw galwanicznych, miedziowego ogniwa stężeniowego i ogniw redoks.**

**1.2. Wyliczyć teoretyczne wartości SEM dla wszystkich ogniw, porównać wyniki doświadczalne i teoretyczne.**

**1.3. Wyliczyć wartości potencjałów termodynamicznych reakcji  $\Delta G$  dla poszczególnych ogniw.**

### 2. Wielkości stosowane

- Potencjał normalny elektrod [V]
- stężenie molowe roztworu,  $c$  [mol/l]
- ilość moli elektronów biorących udział w reakcjach elektrodowych  $z$
- potencjał termodynamiczny reakcji zachodzącej w ogniwie,  $\Delta G$  [J]
- siła elektromotoryczna ogniwa  $E$  [V]

### 3. Równania stosowane do obliczeń

$$SEM = \Pi_{\text{Kat}} - \Pi_{\text{An}}, (1)$$

$$SEM = \frac{0,059}{n} \log \frac{c_2}{c_1} (2)$$

$$\Pi = \Pi^0 + \frac{0,059}{n} \log [Me^{n+}] (3)$$

$$\Pi = \Pi^0 + \frac{0,059}{n} \log \frac{[\text{Udleniacz}]}{[\text{Reduktor}]}, (4)$$

### 4. Wyniki

**4.1. Zmierzanie SEM ogniw galwanicznych, miedziowego ogniwa stężeniowego i ogniw redoks.**

**4.2. Wyliczenie teoretycznych wartości SEM dla wszystkich ogniw, porównanie wyników doświadczalnych i teoretycznych.**

**4.3. Wyliczenie wartości potencjałów termodynamicznych reakcji  $\Delta G$  dla poszczególnych ogniw.**

Tabela 1. Zmierzona i obliczona SEM ogniw galwanicznych oraz obliczony potencjał termodynamiczny zachodzącej reakcji w ogniwie.

| L.p. | Schemat ogniw  | SEM <sub>zm</sub> | SEM <sub>teo</sub> | ΔG |
|------|--|-------------------|--------------------|----|
| 1    | Zn   ZnSO <sub>4</sub>   1M    KCl    CuSO <sub>4</sub>   1M   Cu  |                   |                    |    |
| 2    | Zn   ZnSO <sub>4</sub>   0.02M    KCl    CuSO <sub>4</sub>   1M   Cu   |                   |                    |    |
| 3    | Hg   Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>    KCl    CuSO <sub>4</sub>   1M   Cu<br>lub<br>Ag   AgCl    KCl    CuSO <sub>4</sub>   1M   Cu   |                   |                    |    |
| 4    | Zn   ZnSO <sub>4</sub>   1M    KCl    Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>   Hg<br>lub<br>Zn   ZnSO <sub>4</sub>   1M    KCl    AgCl   Ag   |                   |                    |    |
| 5    | Cu   CuSO <sub>4</sub>   0,02M    KCl    CuSO <sub>4</sub>   1M   Cu   |                   |                    |    |
| 6    | Hg   Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>    KCl    Fe <sup>+3</sup>   0,2M   Fe <sup>+2</sup>   0,004 M   Pt<br>lub<br>Ag   AgCl    KCl    Fe <sup>+3</sup>   0,2M   Fe <sup>+2</sup>   0,004 M   Pt |                   |                    |    |
| 7    | Hg   Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>    KCl    Fe <sup>+3</sup>   0,1M   Fe <sup>+2</sup>   0,1M   Pt<br>lub<br>Ag   AgCl    KCl    Fe <sup>+3</sup>   0,1M   Fe <sup>+2</sup>   0,1M   Pt       |                   |                    |    |
| 8    | Hg   Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>    KCl    Fe <sup>+3</sup>   0,004M   Fe <sup>+2</sup>   0,2M   Pt<br>lub<br>Ag   AgCl    KCl    Fe <sup>+3</sup>   0,004M   Fe <sup>+2</sup>   0,2M   Pt   |                   |                    |    |

## 5. Załączniki.

5.1. Omówienie wyników

5.2. Przykładowe obliczenia

Podpis studenta:

Podpis opiekuna:

Data