

<i>Rodzaj dokumentu:</i>	<b>Materiał dodatkowy</b>
<i>Zagadnienie:</i>	<b>Elektrochemia – część 1. Szereg elektrochemiczny metali</b>
<i>Egzamin:</i>	<b>Egzamin maturalny</b>
<i>Przedmiot:</i>	<b>Chemia</b>
<i>Poziom egzaminu:</i>	<b>Rozszerzony</b>
<i>Adresaci dokumentu:</i>	Nauczyciele chemii Uczniowie szkół ponadpodstawowych
<i>Data publikacji dokumentu:</i>	7 października 2022 r.

## **Zespół redakcyjny:**

Piotr Dzwoniarek  
Łukasz Głaz  
Aleksandra Grabowska (CKE)  
dr inż. Anna Jedynak-Koczuk (CKE)

## **Recenzenci:**

dr Tomasz Karpowicz (recenzja językowa)  
dr Małgorzata Krzeczowska (recenzja merytoryczna)  
dr hab. inż. Piotr Guńka (recenzja merytoryczna)  
Joanna Toczko (OKE Warszawa)  
Beata Kupis (OKE Łódź)  
Iwona Król (OKE Kraków)  
dr Piotr Malecha (OKE Gdańsk)  
Damian Krawczyk (OKE Poznań)

Materiał został opracowany przez Centralną Komisję Egzaminacyjną we współpracy z okręgowymi komisjami egzaminacyjnymi.

Centralna Komisja Egzaminacyjna  
ul. Józefa Lewartowskiego 6, 00-190 Warszawa  
tel. 22 536 65 00  
sekretariat@cke.gov.pl

Okręgowa Komisja Egzaminacyjna  
w Gdańsku  
ul. Na Stoku 49, 80-874 Gdańsk  
tel. 58 320 55 90  
komisja@oke.gda.pl

Okręgowa Komisja Egzaminacyjna  
w Krakowie  
os. Szkolne 37, 31-978 Kraków  
tel. 12 683 21 99  
oke@oke.krakow.pl

Okręgowa Komisja Egzaminacyjna  
w Łodzi  
ul. Ksawerego Praussa 4, 94-203 Łódź  
tel. 42 634 91 33  
sekretariat@lodz.oke.gov.pl

Okręgowa Komisja Egzaminacyjna  
w Poznaniu  
ul. Gronowa 22, 61-655 Poznań  
tel. 61 854 01 60  
sekretariat@oke.poznan.pl

Okręgowa Komisja Egzaminacyjna w Warszawie  
pl. Europejski 3, 00-844 Warszawa  
tel. 22 457 03 35  
info@oke.waw.pl

## 1. Wstęp

Elektrochemia to obecnie jeden z intensywnie rozwijających się działów chemii, swoimi osiągnięciami wychodzący naprzeciw współczesnym problemom związanym z wytwarzaniem i magazynowaniem energii.

Zagadnienia związane z elektrochemią powróciły po latach do podstawy programowej szkoły ponadpodstawowej, zarówno w zakresie podstawowym, jak i rozszerzonym. Dział IX podstawy programowej zawiera wymagania szczegółowe dotyczące przebiegu procesów elektrochemicznych oraz budowy i działania ogniw. Ponadto w dziale VIII te same podstawy, poświęconym reakcjom utleniania i redukcji, znajduje się odwołanie do potencjałów standardowych półogniw. Właściwe zrozumienie pojęć dotyczących elektrochemii okazuje się kluczowe do opanowania tego działu, ale również ułatwia zrozumienie zagadnień dotyczących właściwości utleniająco-redukujących substancji chemicznych, np. związanych z przebiegiem reakcji metali z kwasami oraz z roztworami soli innych metali. Prezentowane opracowanie powstało z myślą zarówno o uczniach, dla których elektrochemia jest materiałem niełatwym w opanowaniu, jak również o nauczycielach. Poniższy tekst jest jednym z dwóch przeznaczonych do nauki o procesach zachodzących z wymianą elektronów. W niniejszym opracowaniu ciężar położono na wyjaśnienie zjawiska przekazywania elektronów. Natomiast w drugim – [Elektrochemia – część 2. Standardowe potencjały redukcji](#) – skupiono się na szczegółowym pojęciu potencjału standardowego dla wszystkich par redoks. Przygotowany materiał, oprócz odniesień teoretycznych dotyczących wybranych zagadnień z elektrochemii został wzbogacony o propozycje doświadczeń przeznaczonych do wykonania na lekcji (wraz z niezbędnymi pomocami) oraz o ćwiczenia do samodzielnego wykonania przez uczniów. W materiale zamieszczono także zadania egzaminacyjne, których celem jest przełożenie zapisów wymagań z podstawy programowej na zadania egzaminacyjne, które już pojawiły się na egzaminie maturalnym w dotychczasowych arkuszach i w podobnej formie mogą pojawić się na egzaminie maturalnym w Formule 2023.

W prezentowanym materiale szczegółowo omówiono wybrane zagadnienia z obszaru elektrochemii – wynikające z zapisów podstawy programowej – takie jak:

- szereg elektrochemiczny metali
- związek przebiegu reakcji chemicznej z przepływem elektronów
- potencjał elektrochemiczny
- pojęcie potencjału standardowego półogniwa.

Omówienie teoretyczne podanych wyżej treści wzbogacono przygotowanymi dla tych zagadnień doświadczeniami i ćwiczeniami.

## 2. Wymagania zawarte w podstawie programowej w zakresie elektrochemii

### III etap edukacyjny – poziom rozszerzony

#### IX. Elektrochemia. Ogniwa i elektroliza. Uczeń:

- 1) stosuje pojęcia: półogniwo, anoda, katoda, ogniwo galwaniczne, klucz elektrolityczny; potencjał standardowy półogniwa, szereg elektrochemiczny, SEM;
- 2) pisze oraz rysuje schemat ogniwa odwracalnego i nieodwracalnego;
- 3) pisze równania reakcji zachodzące na elektrodach (na katodzie i anodzie) ogniwa galwanicznego o danym schemacie; projektuje ogniwo, w którym zachodzi dana reakcja chemiczna; pisze schemat tego ogniwa;
- 4) oblicza SEM ogniwa galwanicznego na podstawie standardowych potencjałów półogniw, z których jest ono zbudowane.

#### X. Metale, niemetale i ich związki. Uczeń:

- 5) pisze równania reakcji ilustrujące typowe właściwości chemiczne metali wobec: [...], wody (dla Na, K, Mg, Ca), kwasów nieutleniających (dla Na, K, Ca, Mg, Al, Zn, Fe, Mn, Cr) [...];
- 6) projektuje i przeprowadza doświadczenie, którego wynik pozwoli porównać aktywność chemiczną metali; pisze odpowiednie równania reakcji.

### 3. Szereg elektrochemiczny metali

Analizę pojęcia szeregu elektrochemicznego metali i związanych z nim kwestii m.in. dotyczących powstawania potencjału elektrycznego na elektrodach metalicznych warto rozpocząć od omówienia względnej aktywności metali i od uszeregowania ich zgodnie z rosnącą aktywnością. Tak uporządkowany zapis symboli metali nazywa się szeregiem aktywności metali (lub szeregiem elektrochemicznym).

#### Uwaga!

Aktywność (reaktywność) pierwiastków chemicznych to pojęcie odgrywające ważną rolę w jakościowym zrozumieniu zjawisk zachodzących w przyrodzie, a zarazem bardzo pomocne w dydaktyce tego przedmiotu. Należy zdawać sobie sprawę, że pojęcie reaktywności jest niejednoznaczne – gdy porządkujemy pierwiastki względem wzrastającej aktywności (reaktywności), za kryterium porządkowania możemy przyjąć szybkość reakcji pierwiastków (zwłaszcza metali) z wybraną substancją (np. tlenem lub wodą), efekt termiczny takich reakcji ( $\Delta H_r^0$ ), zmiany entalpii swobodnej układów w trakcie takich reakcji ( $\Delta G_r^0$ ) i inne. Z myślą o reaktywności metali najczęściej mówi się o szybkości ich reakcji, przykładowo – z wodą. W przypadku aktywności metali mamy najczęściej na myśli możliwość zajścia reakcji danego metalu ze związkiem innego metalu (i wyparcia metalu mniej aktywnego z jego związku). O możliwości zajścia takiej reakcji przesądza ujemna wartość entalpii swobodnej reakcji  $\Delta G_r^0$ , świadcząca o możliwości wykonania pracy związanej z przeniesieniem ładunku elektrycznego między reagującymi drobinami. Wartość entalpii swobodnej reakcji realizowanej w ogniwie elektrochemicznym jest bezpośrednio związana z maksymalnym napięciem uzyskiwanym z ogniwa ( $SEM$ ). Oddaje to poniższa zależność:

$$\Delta G_r^0 = -n \cdot F \cdot SEM^0$$

gdzie:

$\Delta G_r^0$  – entalpia swobodna reakcji

$n$  – liczba elektronów wymienianych w reakcji

$F$  – stała Faradaya ( $1F = 96486 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$ )

$SEM^0$  – różnica potencjałów standardowych półogniw metalicznych (dotyczy metali, których aktywność jest porównywana).

Tak zdefiniowaną aktywność chemiczną możemy nazywać aktywnością elektrochemiczną. Gdy w niniejszym opracowaniu przywołamy aktywność chemiczną, będziemy mieć na myśli właśnie aktywność elektrochemiczną.

W najprostszym ujęciu – **aktywność chemiczna pierwiastka** to miara możliwości reakcji tego pierwiastka z innymi związkami. **Pierwiastek bardziej aktywny chemicznie wypiera pierwiastek mniej aktywny z jego związku.**



## Doświadczenie 1.

### Informacje dla ucznia

Przeprowadź doświadczenie, w którym porównasz aktywność chemiczną wybranych metali: miedzi, magnezu, ołowiu i cynku.

**Krok 1.** Do dwunastu probówek wlej po kilka  $\text{cm}^3$  roztworów odpowiednich soli:

- do probówek 1.–3. wprowadź wodny roztwór  $\text{CuSO}_4$
- do probówek 4.–6. wprowadź wodny roztwór  $\text{MgSO}_4$
- do probówek 7.–9. wprowadź wodny roztwór  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
- do probówek 10.–12. wprowadź wodny roztwór  $\text{ZnSO}_4$ .

Następnie wprowadź do probówek kawałki odpowiednich metali tak, aby otrzymać dwanaście układów złożonych z metalu i roztworu soli:

- do probówek 4., 7. i 10. wprowadź blaszkę lub drut miedziany
- do probówek 1., 8. i 11. wprowadź kawałek wstążki magnezowej
- do probówek 2., 5. i 12. wprowadź kawałek ołowiu
- do probówek 3., 6. i 9. wprowadź kawałek blaszki cynkowej.

Obserwuj, co dzieje się w poszczególnych probówkach. Określ, w których probówkach zaszły reakcje chemiczne – w przypadku tych probówek wstaw znak „+” w poniższej tabeli. Zapisz, w formie jonowej skróconej, równania zachodzących reakcji.

		Roztwory jonów metali			
		$\text{CuSO}_4$	$\text{MgSO}_4$	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	$\text{ZnSO}_4$
Metale	Cu		4.	7.	10.
	Mg	1.		8.	11.
	Pb	2.	5.		12.
	Zn	3.	6.	9.	

Równania zachodzących reakcji:

.....

.....

.....

**Krok 2.** Na podstawie analizy wyników doświadczeń, w których wzięły udział poszczególne metale, uszereguj badane metale względem wzrastającej aktywności elektrochemicznej.

**Doświadczenie 1.**

Komentarz dla nauczyciela

**Wymagania szczegółowe**

III etap edukacyjny – poziom rozszerzony

IX. Elektrochemia. Ogniwa i elektroliza. Uczeń:

1) stosuje pojęcia: [...] szereg elektrochemiczny [...].

10. Metale, niemetale i ich związki. Uczeń:

6) projektuje i przeprowadza doświadczenie, którego wynik pozwoli porównać aktywność chemiczną metali; pisze odpowiednie równania reakcji.

Opisane doświadczenie można przeprowadzić w taki sposób, jaki opisany jest w instrukcji, lub w małej skali – z wykorzystaniem karty pracy – którą należy zabezpieczyć foliową osłonką (koszulka na dokumenty) – zamieszczonej na końcu niniejszego opracowania.

W celu przeprowadzenia doświadczenia należy wcześniej przygotować (dla jednej grupy):

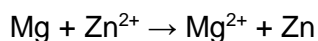
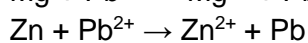
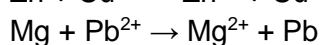
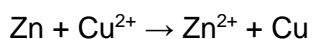
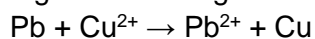
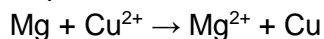
- a) cztery roztwory soli – w buteleczkach z zakraplaczem lub w podpisanych pipetach kapilarnych (przechowywanych później w pojemniku ssawką ku dołowi):
  - roztwór  $\text{ZnSO}_4$  o stężeniu  $0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$   
(2,9 g  $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  dopełnić wodą do  $100 \text{ cm}^3$ )
  - roztwór  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  o stężeniu  $0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$   
(3,3 g  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  dopełnić wodą do  $100 \text{ cm}^3$ )
  - roztwór  $\text{MgSO}_4$  o stężeniu  $0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$   
(2,6 g  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  dopełnić wodą do  $100 \text{ cm}^3$ )
  - roztwór  $\text{CuSO}_4$  o stężeniu  $0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$   
(2,5 g  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  dopełnić wodą do  $100 \text{ cm}^3$ )
- b) blaszkę lub drut miedziany, wstążkę magnezową, blachę lub drut ołowiany i blaszkę cynkową (przed wykonaniem doświadczenia metale warto wyczyścić papierem ściernym)
- c) 12 probówek ze statywem lub kartę pracy w foliowej koszulce.

Uczniowie powinni zaobserwować zmiany w 6 probówkach:

		Roztwory jonów metali			
		$\text{CuSO}_4$	$\text{MgSO}_4$	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	$\text{ZnSO}_4$
Metale	Cu		4.	7.	10.
	Mg	1. +		8. +	11. +
	Pb	2. +	5.		12.
	Zn	3. +	6.	9. +	

Należy zwrócić uwagę uczniów na zmiany barw roztworów w reakcjach z roztworem  $\text{CuSO}_4$ . Miedź, która osadza się na blaszkach Mg, Pb i Zn, może nie mieć barwy czerwonobrazowej, lecz czarną ze względu na wysoki stopień rozdrobnienia metalu.

W probówkach zachodzą następujące reakcje:



Najbardziej aktywnym metalem jest magnez – przereagował on w roztworach trzech soli, kolejne pod tym względem okazują się cynk, ołów i miedź, która nie reagowała z jonami w żadnym z roztworów.

Mg, Zn, Pb, Cu

Podobnie możemy porównać aktywności innych metali i uporządkować je w następujący szereg:

K	Ba	Ca	Mg	Al	Mn	Zn	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	Bi	Cu	Ag	Hg	Au
reagują z wodą																	
reagują z dwutlenkiem węgla																	
reagują z parą wodną w podwyższonej temperaturze																	
reagują z kwasami nieutleniającymi																	
reagują z tlenem																	
reagują z kwasami utleniającymi																	

Poniżej przedstawiono przykładowe zadania maturalne sprawdzające wymagania dotyczące szeregu elektrochemicznego metali.

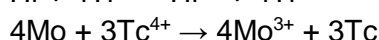
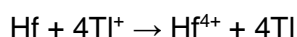
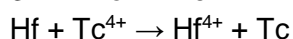
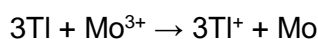
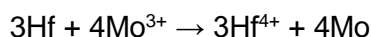


### Ćwiczenie 1.

Zestaw zadań typu maturalnego

#### Zadanie 1. (0–1)<sup>1</sup>

Przeprowadzono doświadczenie, którego celem było porównanie aktywności chemicznej czterech metali: talu (Tl), technetu (Tc), hafnu (Hf) i molibdenu (Mo). Stwierdzono, że z udziałem wymienionych metali i ich jonów samorzutnie zachodzą reakcje, których przebieg ilustrują poniższe równania w formie jonowej skróconej:



Na podstawie: W. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Warszawa 1997.



Uszereguj wymienione metale według malejącej aktywności chemicznej – napisz ich symbole w odpowiedniej kolejności.

.....  
największa aktywność

.....  
najmniejsza aktywność

Wymagania szczegółowe
III etap edukacyjny – poziom rozszerzony X. Metale, niemetale i ich związki. Uczeń: 6) projektuje i przeprowadza doświadczenie, którego wynik pozwoli porównać aktywność chemiczną metali [...].

### Zasady oceniania

1 pkt – poprawne uszeregowanie metali.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

### Rozwiązanie

Hf, Tl, Mo, Tc

<sup>1</sup>Źródło: maj 2018, zadanie 18.1.

### Komentarz

Rozwiązanie zadania polega na uszeregowaniu czterech metali: talu (Tl), technetu (Tc), hafnu (Hf) i molibdenu (Mo) według malejącej aktywności chemicznej na podstawie analizy podanych równań reakcji, które przebiegają między tymi metalami, a kationami metali pochodzącymi z roztworów ich soli.

Zauważmy, że hafn wypiera z roztworów jony  $\text{Mo}^{3+}$ ,  $\text{Tc}^{4+}$  oraz  $\text{Tl}^+$ . Ten metal jest więc aktywniejszy od molibdenu, technetu i talu (równania 1, 3, 4). Możemy więc stwierdzić, że hafn jest w grupie analizowanych metali najbardziej aktywny. Pozostałe dwa równania (2 i 5) pozwalają na wyciągnięcie kolejnych wniosków: przez tal jest z roztworu jego związku wypierany molibden (2), z kolei przez molibden jest z roztworu jego związku wypierany technet (5), dlatego tal jest aktywniejszy od molibdenu (2), a molibden jest aktywniejszy od technetu (5). Aktywność badanych metali maleje w szeregu: hafn – tal – molibden – technet.

Należy pamiętać, że gdy uczymy kolejnych zagadnień elektrochemicznych, dążymy ostatecznie do tego, aby porównywanie aktywności metali przedstawiać jako porównywanie ich właściwości utleniająco-redukujących. Hafn jest więc najsilniejszym reduktorem, a najsłabszym reduktorem okazuje się technet. Metal tworzący półogniwo o niższym potencjale standardowym ma zdolność wypierania metali o wyższym potencjale z roztworów ich soli. Te zagadnienia szczegółowo omówiono w materiale [Elektrochemia – część 2. Standardowe potencjały redukcji.](#)

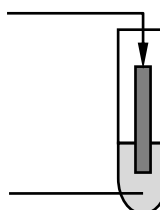
### Zadanie 2.<sup>2</sup>

W celu porównania reaktywności różnych metali wykonano doświadczenie, w którym płytkę z metalu M zważono i umieszczono w naczyniu zawierającym wodny roztwór pewnej soli. W wyniku zachodzącej reakcji roztwór się odbarwił. Płytkę wyjęto, opłukano wodą destylowaną, wysuszone i zważono ponownie. Ustalono, że w wyniku reakcji masa płytki zmalała.

#### Zadanie 2.1. (0–1)

Wybierz i podkreśl jeden symbol metalu w zestawie I i jeden wzór odczynnika w zestawie II, tak aby otrzymać schemat przeprowadzonego doświadczenia.

Zestaw I: Ag / Al / Au / Sn



Zestaw II: Al(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> (aq) / CuSO<sub>4</sub> (aq) / AgNO<sub>3</sub> (aq)

#### Wymagania szczegółowe

III etap edukacyjny – poziom rozszerzony

X. Metale, niemetale i ich związki. Uczeń:

6) projektuje i przeprowadza doświadczenie, którego wynik pozwoli porównać aktywność chemiczną metali; pisze odpowiednie równania reakcji.

#### Zasady oceniania

1 pkt – poprawny wybór i podkreślenie symbolu metalu oraz wzoru odczynnika.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

#### Rozwiązanie

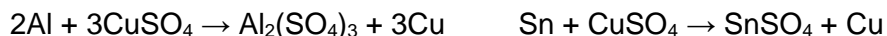
Zestaw I: Ag / Al / Au / Sn

Zestaw II: Al(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> (aq) / CuSO<sub>4</sub> (aq) / AgNO<sub>3</sub> (aq)

<sup>2</sup>Źródło: maj 2020, zadanie 17.

#### Komentarz

Z treści zadania wiemy, że roztwór w probówce uległ odbarwieniu – probówka musiała więc zawierać roztwór CuSO<sub>4</sub>, gdyż tylko roztwór tego związku wykazuje barwę (niebieską). Metal wprowadzony do probówki musi być więc metalem aktywniejszym od miedzi. Dwa metale spełniają ten warunek: glin i cyna. Równania reakcji tych metali z roztworem CuSO<sub>4</sub> są następujące:



Po przeanalizowaniu powyższych równań reakcji możemy zauważyć, że dwa mole glinu (czyli  $2 \cdot 27 = 54$  g) reagują z kationami z roztworu CuSO<sub>4</sub> i wypierają 3 mole miedzi ( $63,6 \cdot 3 = 190,8$  g). Masa blaszki wykonanej z glinu, na której osadzałaby się metaliczna miedź, musiałaby więc rosnąć. W reakcji z udziałem blaszki cynowej jeden mol cyny (118,7 g) ulega wymianie na jeden mol miedzi (63,6 g), czyli masa blaszki cynowej w trakcie reakcji musi maleć. Skoro więc w trakcie reakcji masa blaszki faktycznie malała, to wprowadzonym metalem musiała być cyna.

### Zadanie 2.2. (0–1)

Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji, która zaszła podczas doświadczenia.

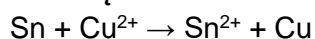
.....  
.....

#### Zasady oceniania

1 pkt – poprawne napisanie w formie jonowej skróconej równania reakcji.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższych kryteriów albo brak odpowiedzi.

#### Rozwiązanie



#### Komentarz

Umieszczenie blaszki cynowej w roztworze kationów miedzi powoduje jej utlenianie, metal się roztwarza. Jednocześnie kationy miedzi  $\text{Cu}^{2+}$  ulegają redukcji, metaliczna miedź osadza się na użytej blaszce.

#### 4. Związek przebiegu reakcji chemicznych z przepływem elektronów

Każdą reakcję utleniania-redukcji możemy rozpatrywać jako dwa osobne procesy: proces utleniania i proces redukcji. Te przemiany możemy opisać dwoma równaniami, nazywanymi równaniami reakcji półkowych, których suma daje pełne równanie reakcji redoks.

**Utlenianie to proces polegający na oddawaniu elektronów** przez drobinę. Tę drobinę nazywamy **reduktorem**.

**Redukcja to proces polegający na przyjmowaniu elektronów** przez drobinę. Tę drobinę nazywamy **utleniaczem**.

**Uwaga!** Procesy utleniania i redukcji definiujemy na podstawie kierunku przepływu elektronów, a nie na podstawie zmiany stopni utlenienia atomów tworzących drobinę.

Z równań procesów utleniania i redukcji wynika, że drobinę reagują ze sobą z wymianą elektronów. Zadajmy więc pytanie: Czy faktycznie w reakcjach redoks przepływają elektrony, czy też taki zapis jest jedynie zabiegiem formalnym? Odpowiedź na to pytanie uzyskamy, wykonując doświadczenie 2.

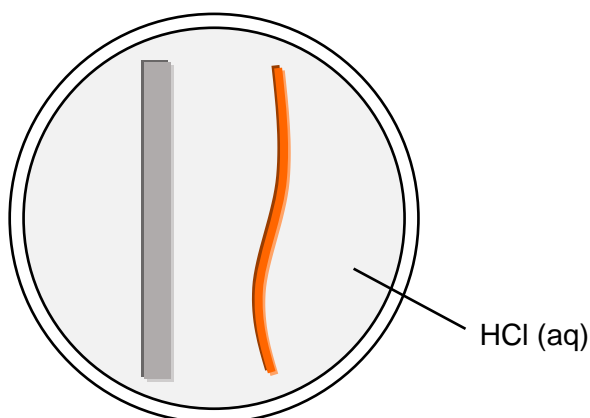


#### Doświadczenie 2.

Informacje dla ucznia

Napięcie elektryczne to różnica potencjałów między dwoma punktami obwodu elektrycznego. Czy jest możliwe zmierzenie wartości tej różnicy potencjałów?

**Krok 1.** Przygotuj trzy szalki Petriego. Do pierwszej szalki włóż dwie blaszki (druciki): cynkowy i miedziany (*Rysunek 1.*).

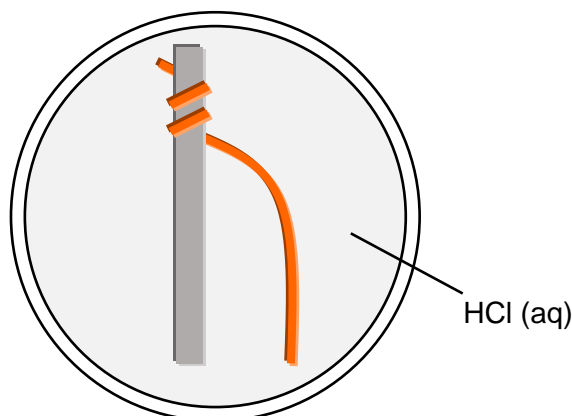


Rysunek 1.

Sformułuj hipotezę na temat tego, co stanie się po dodaniu do szalki kwasu solnego o stężeniu  $1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ . Zanotuj obserwacje, których się spodziewasz. Następnie przeprowadź opisane doświadczenie i zanotuj, co faktyczne zaobserwowałeś. Oceń, czy twoja hipoteza była prawdziwa czy fałszywa. Uzupełnij poniższą tabelę.

Hipoteza	
Przewidywane obserwacje	Rzeczywiste obserwacje
Ocena poprawności hipotezy	

**Krok 2.** Do drugiej szalki Petriego włóż blaszkę cynkową i blaszkę miedzianą, połączone jak na *Rysunku 2*.

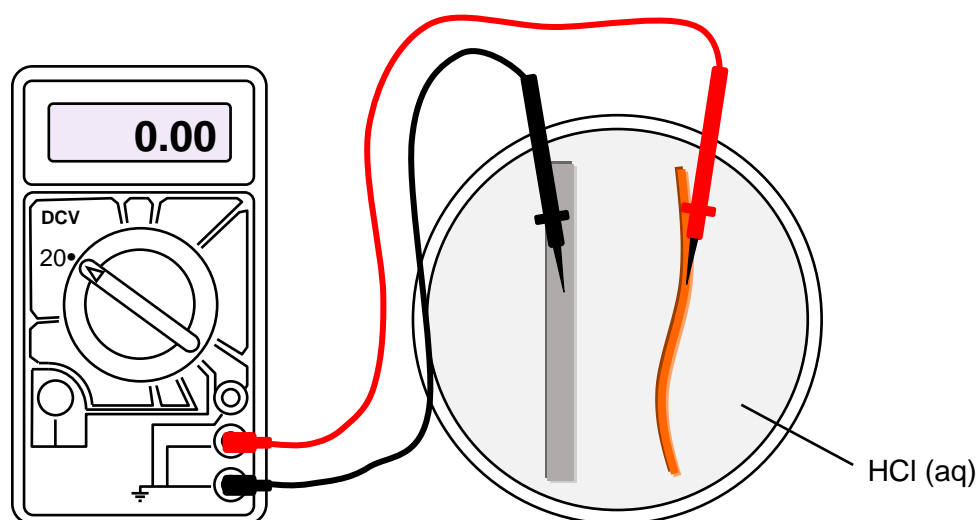


*Rysunek 2.*

Powtórz czynności opisane w **Kroku 1**. – sformułuj hipotezę na temat tego, co stanie się po dodaniu do szalki kwasu solnego o stężeniu  $1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ . Zanotuj obserwacje, których się spodziewasz. Następnie przeprowadź opisane doświadczenie i zanotuj, co faktyczne zaobserwowałeś. Oceń prawdziwość swojej hipotezy.

Hipoteza	
Przewidywane obserwacje	Rzeczywiste obserwacje
Ocena prawdziwości hipotezy	

**Krok 3.** Do trzeciej szalki włóż oddzielnie blaszkę cynkową i miedzianą, wlej kwas solny o stężeniu  $1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  i połącz obie blaszki przewodami podłączonymi do zacisków miernika uniwersalnego (multimetru) – pokrętko multimetru ustaw na zakres wartości napięcia maksymalnego 20 w polu DCV (z ang. *direct current voltage*) – patrz *Rysunek 3*. Zanotuj obserwacje.

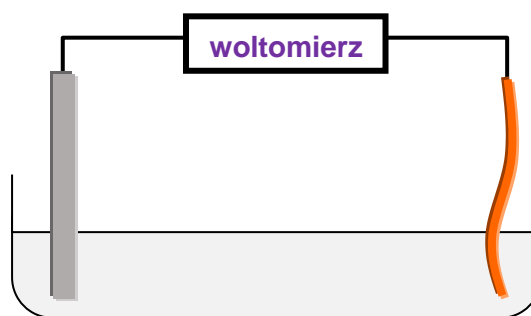


*Rysunek 3.*

Zapisz równania reakcji chemicznych przebiegających na blaszce cynkowej oraz na blaszce miedzianej. Następnie zapamiętaj, że:

- elektrodę (blaszkę metaliczną), na której zachodzi proces utleniania nazywamy anodą,
- elektrodę (blaszkę metaliczną), na której zachodzi proces redukcji nazywamy katodą,
- elektrony są przenoszone od elektrody o niższej wartości potencjału (ujemnej) do elektrody o wyższej wartości potencjału (dodatniej),

oraz z wykorzystaniem równań reakcji przebiegających na obu elektrodach określ, w którym kierunku poruszają się elektrony w zewnętrznym obwodzie utworzonym przez przewody z sondami oraz woltomierz. Określ, która elektroda (blaszka) jest anodą, a która – katodą. Określ znak (polaryzację) każdej z elektrod. Zapisz schemat utworzonego ogniwa.



	Błaszka cynkowa	Błaszka miedziana
Równania reakcji		
Anoda czy katoda?		
Znak elektrody		

	Ogniwo
Sumaryczne równanie przebiegającej reakcji	
Kierunek przepływu $e^-$	
Schemat ogniwa	



## Doświadczenie 2.

### Komentarz dla nauczyciela

#### Wymagania szczegółowe

III etap edukacyjny – poziom rozszerzony

VIII. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń:

- 1) stosuje pojęcia: [...] utleniacz, reduktor, utlenianie, redukcja;
- 2) wskazuje utleniacz, reduktor, proces utleniania i redukcji w podanej reakcji.

IX. Elektrochemia. Ogniwa i elektroliza. Uczeń:

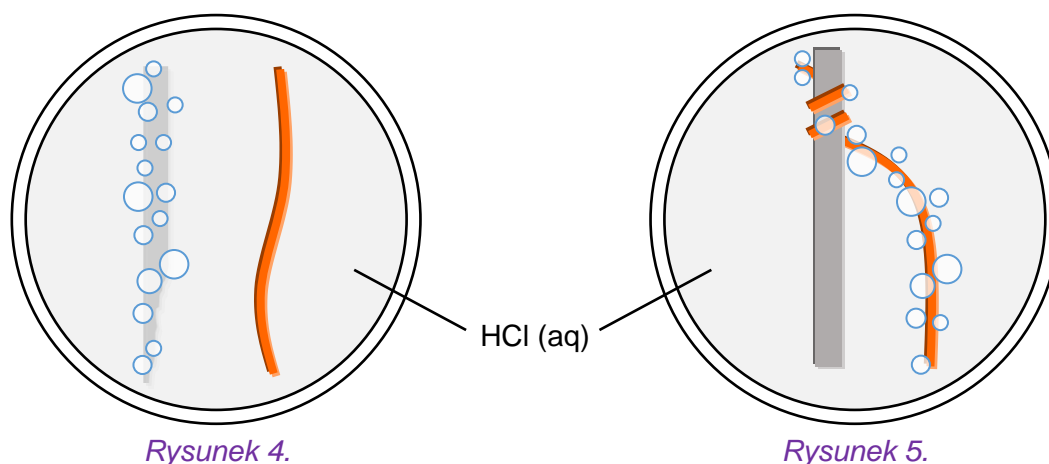
- 1) stosuje pojęcia: półogniwo, anoda, katoda, ogniwo galwaniczne [...];
- 2) pisze oraz rysuje schemat ogniwa odwracalnego i nieodwracalnego;
- 3) pisze równania reakcji zachodzące na elektrodach (na katodzie i anodzie) ogniwa galwanicznego o danym schemacie [...].

X. Metale, niemetale i ich związki. Uczeń:

- 5) pisze równania reakcji ilustrujące typowe właściwości chemiczne metali wobec: [...] kwasów nieutleniających (dla [...] Zn) [...].

W **Kroku 1.** uczniowie powinni być w stanie przewidzieć, że blaszka cynkowa będzie reagowała z kwasem solnym, a blaszka miedziana – nie (*Rysunek 4.*). Należy jednak pamiętać, że **każda hipoteza**, którą uczniowie sformułują, **będzie poprawna**. Hipoteza to tylko wstępne, subiektywne założenie, czego spodziewamy się jako wyniku doświadczenia. Istotne staje się jedynie poprawne zanotowanie faktycznych obserwacji i poprawne rozstrzygnięcie, czy hipoteza była prawdziwa, czy też nie.

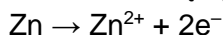
O ile wynik doświadczenia opisanego w **Kroku 1.** jest dla uczniów przewidywalny (*Rysunek 4.*), o tyle efekt obserwowany przez uczniów w kroku drugim jest często dla nich zaskakujący (*Rysunek 5.*).



Należy wykorzystać ten moment, aby zaznaczyć, że w myleniu się (formułowaniu fałszywych hipotez) nie ma nic złego. Wręcz przeciwnie – to naturalny proces kierujący nas do odkrywania prawidłowości. Warto w tym momencie przeprowadzić dyskusję (np. burzę mózgow) mającą na celu zaproponowanie możliwych wyjaśnień obserwowanego zjawiska.



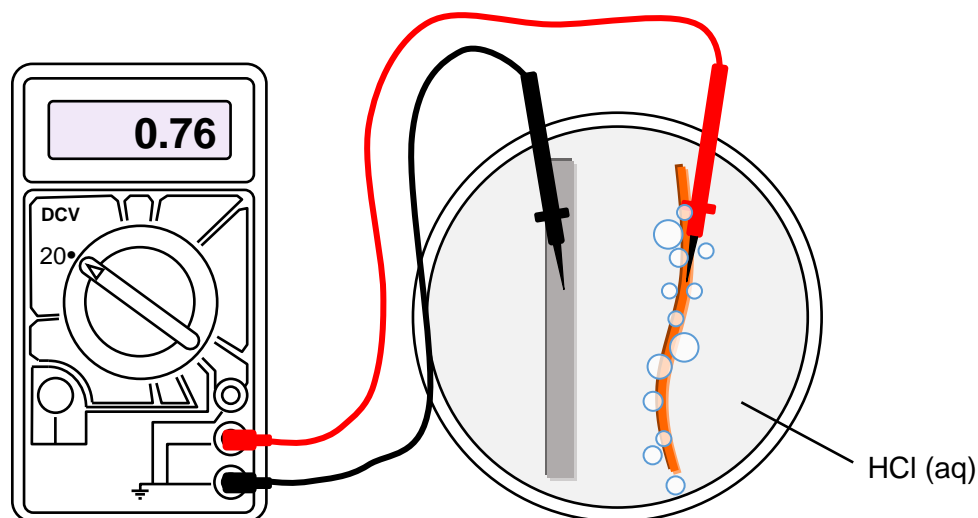
Zwróćmy uwagę, że tak jak poprzednio roztwarza się cynk:



Obserwujemy także wydzielanie się pęcherzyków wodoru:



Oba te procesy w przypadku doświadczenia w kroku pierwszym przebiegały na powierzchni blaszki cynkowej. Jednak po połączeniu jej z blaszką miedzianą w **Kroku 2.** proces powstawania gazowego wodoru przebiega w innym miejscu. Elektrony z blaszki cynkowej musiały więc przepłynąć na blaszkę miedzianą i dopiero tam zredukować kationy wodoru. Dowodem na faktyczny przepływ elektronów z blaszki cynkowej do blaszki miedzianej jest wskazanie woltomierza (*Rysunek 6.*).



*Rysunek 6.*

Przyczyną ruchu elektronów jest – z jednej strony – większa wartość elektrojemności miedzi (a więc atomy z blaszki miedzianej silniej przyciągają elektrony niż atomy z blaszki cynkowej), a z drugiej – niższa wartość tzw. nadnapięcia wydzielania wodoru na powierzchni miedzi w stosunku do wartości nadnapięcia wydzielania wodoru na powierzchni cynku. Nadnapięcia wydzielania wodoru na elektrodach możemy interpretować jako pewne bariery energetyczne, które należy pokonać, żeby zaszła opisywana reakcja. Na blaszce miedzianej reakcja redukcji kationów wodoru przebiega łatwiej i szybciej, co także napędza przepływ elektronów.

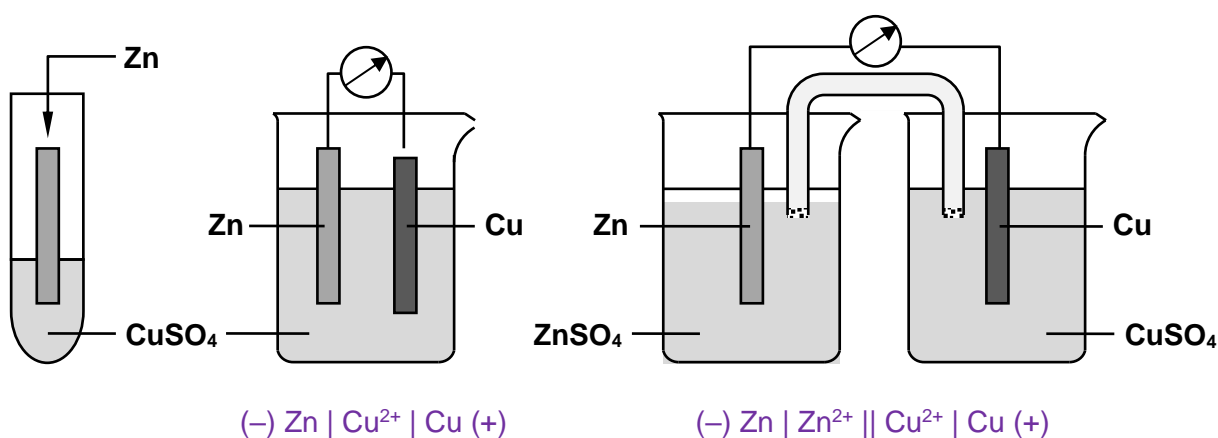
Na koniec warto zwrócić uwagę, że w opisanym doświadczeniu blaszka miedziana mogłaby być zastąpiona inną elektrodą niereagującą z kwasem solnym, np. blaszką srebrną, złotą czy platynową. W każdym przypadku wskazania woltomierza byłyby podobne i równe około 0,76 V (co wynika z różnicy wartości potencjałów standardowych półogniwa cynkowego i wodorowego).

	Błazka cynkowa	Błazka miedziana
Równania reakcji	$\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$	$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$
Anoda czy katoda?	anoda	katoda
Znak elektrody	(-)	(+)

	Ogniwo
Sumaryczne równanie przebiegającej reakcji	$\text{Zn} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2$
Kierunek przepływu $\text{e}^-$	$\longrightarrow$
Schemat ogniwa	$(-) \text{Zn}   \text{H}^+ (\text{aq})   \text{Cu} (+)$

Analogicznie – każdą reakcję metalu z roztworem soli innego metalu można zrealizować w sposób klasyczny, czyli przez wprowadzenie blaszki metalicznej do roztworu, oraz w sposób „elektrochemiczny” jako ogniwo galwaniczne złożone z dwóch półogniw (elektrod), na których przebiegają rozdzielone w przestrzeni procesy utleniania (na anodzie) i redukcji (na katodzie).

Trzy sposoby praktycznej realizacji reakcji siarczanu(VI) miedzi(II) z cynkiem:



Przeanalizowany w doświadczeniu 2. materiał, może wystąpić w arkuszu na egzaminie maturalnym w postaci zadań, które przedstawiamy poniżej.

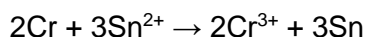


## Ćwiczenie 2.

### Zestaw zadań typu maturalnego

#### Zadanie 1. (0–1)<sup>3</sup>

W pewnym ogniwie zbudowanym z dwóch półogniw metalicznych zachodzi reakcja zilustrowana równaniem:



Przedstaw zgodnie z konwencją sztokholmską schemat opisanego ogniwa.

.....

Wymagania szczegółowe
III etap edukacyjny – poziom rozszerzony IX. Elektrochemia. Ogniwa i elektroliza. Uczeń: 2) pisze oraz rysuje schemat ogniwa odwracalnego i nieodwracalnego; 3) [...] projektuje ogniwo, w którym zachodzi dana reakcja chemiczna; pisze schemat tego ogniwa.

#### Zasady oceniania

1 pkt – za poprawne zapisanie schematu ogniwa.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

#### Rozwiązanie



<sup>3</sup>Źródło: czerwiec 2016, zadanie 21.

#### Komentarz

Analiza sumarycznego równania reakcji zachodzącej w pracującym ogniwie wskazuje, że:

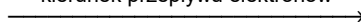
- chrom ulega utlenieniu do jonów chromu(III), a skoro proces utlenienia zachodzi na anodzie, to półogniwo:  $\text{Cr} \mid \text{Cr}^{3+}$  jest właśnie anodą
- jony cyny(II) ulegają redukcji, a ponieważ proces redukcji zachodzi na katodzie, to półogniwo:  $\text{Sn} \mid \text{Sn}^{2+}$  jest katodą.

Schemat ogniwa zgodnie z konwencją sztokholmską należy zapisać w następujący sposób:



gdzie symbol  $\mid$  oznacza granicę faz (między elektrodą a roztworem), a symbol  $\parallel$  oznacza klucz elektrolityczny. Warto zwrócić uwagę (a może to ułatwić zapamiętanie ogólnego schematu), że kolejność zapisu elektrod w schemacie jest zgodna z kierunkiem, w którym przepływają elektrony: od anody do katody.

kierunek przepływu elektronów



**Zadanie 2. (0–1)<sup>4</sup>**

Oceń prawdziwość poniższych zdań. Zaznacz P, jeśli zdanie jest prawdziwe, albo F – jeśli jest fałszywe.

1.	W ogniwie opisanym schematem $\text{Fe} \mid \text{Fe}^{2+} \parallel \text{Ag}^+ \mid \text{Ag}$ funkcję katody pełni półogniwo żelazowe, a funkcję anody – półogniwo srebrowe.	P	F
2.	W pracującym ogniwie opisanym schematem $\text{Zn} \mid \text{Zn}^{2+} \parallel \text{Cu}^{2+} \mid \text{Cu}$ na katodzie przebiega reakcja opisana równaniem $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ .	P	F
3.	Podczas pracy ogniwa zbudowanego z półogniwa magnezowego i półogniwa ołowiowego następuje roztwarzanie magnezu i wydzielanie się ołowiu.	P	F

**Wymagania szczegółowe**

III etap edukacyjny – poziom rozszerzony

IX. Elektrochemia. Ogniwa i elektroliza. Uczeń:

1) stosuje pojęcia: półogniwo, anoda, katoda, ogniwo galwaniczne [...];

3) pisze równania reakcji zachodzących na elektrodach (na katodzie i anodzie) ogniwa galwanicznego o danym schemacie.

**Zasady oceniania**

1 pkt – poprawne wskazanie trzech odpowiedzi.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

**Rozwiązanie**

1. – F, 2. – P, 3. – P

<sup>4</sup>Źródło: Informator o egzaminie maturalnym z chemii od roku szkolnego 2022/2023, zadanie 31.

**Komentarz**

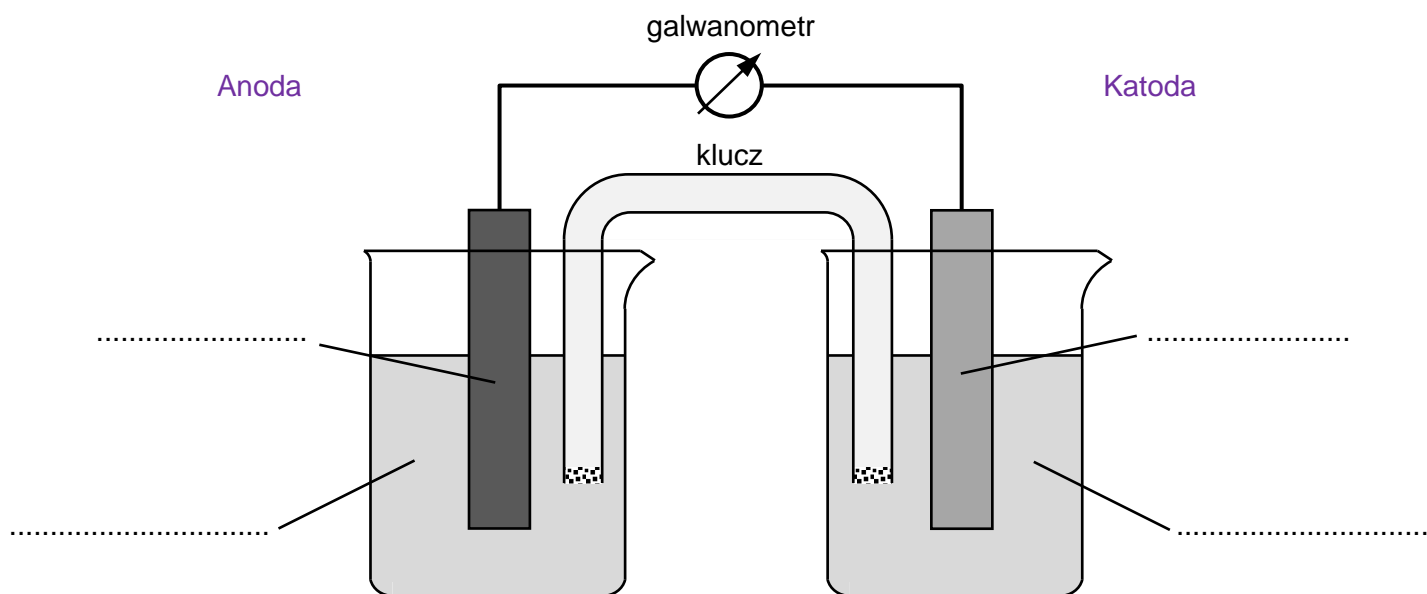
- Srebro jest metalem szlachetnym, żelazo jest metalem wyraźnie aktywniejszym od srebra. Przez żelazo może zostać z roztworu jego soli wyparte srebro:  
$$\text{Fe} + 2\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{Ag}$$
  
Jeśli zrealizujemy tę reakcję w ogniwie złożonym z półogniwa żelazowego i srebrowego, to anodą będzie półogniwo żelazowe (żelazo ulega utlenieniu), a katodą – półogniwo srebrowe (kationy srebra ulegają redukcji i osadzają się na blaszce srebrnej).
- Cynk jest metalem aktywniejszym od miedzi, więc będzie wypierał z roztworu kationy miedzi. Cynk będzie ulegał utlenieniu (blaszka cynkowa będzie anodą), a na blaszce miedzianej – katodzie – redukcji będą ulegały kationy miedzi(II).
- Sumaryczny efekt reakcji między kationami ołowiu(II) a magnezem – niezależnie od tego, w jaki sposób przeprowadzonej – będzie taki sam: przez magnez jest z roztworu jego soli wypierany ołów, a sam magnez ulega roztworzeniu. Jeśli blaszkę magnezową wprowadzimy do roztworu soli ołowiu, to metaliczny ołów pokryje blaszkę magnezową. Jeśli reakcję przeprowadzimy w dwóch półogniwach połączonych kluczem elektrolitycznym, to w półogniwie magnezowym blaszka magnezowa będzie ulegała roztworzeniu, a w półogniwie ołowiowym ołów będzie się osadzał na blaszce ołowianej.

**Zadanie 3. (0–2)**

Zaprojektuj ogniwo galwaniczne, w którym półogniwo  $\text{Ni} | \text{Ni}^{2+}$  będzie pełnił funkcję anody.

a) Uzupełnij poniższy schemat – wpisz symbole lub wzory odczynników wybranych spośród następujących:

$\text{Ni}$  •  $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 (\text{aq})$  •  $\text{Pb}$  •  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 (\text{aq})$  •  $\text{Zn}$  •  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 (\text{aq})$



b) Opisz zmiany, które będzie można zaobserwować w półogniwach podczas pracy ogniwa.

Anoda: .....

Katoda: .....

<b>Wymagania szczegółowe</b>
III etap edukacyjny – poziom rozszerzony 9. Elektrochemia. Ogniwa i elektroliza. Uczeń: 1) stosuje pojęcia: półogniwo, anoda, katoda, ogniwo galwaniczne [...]; 3) [...] projektuje ogniwo, w którym zachodzi dana reakcja chemiczna [...].

**Zasady oceniania**

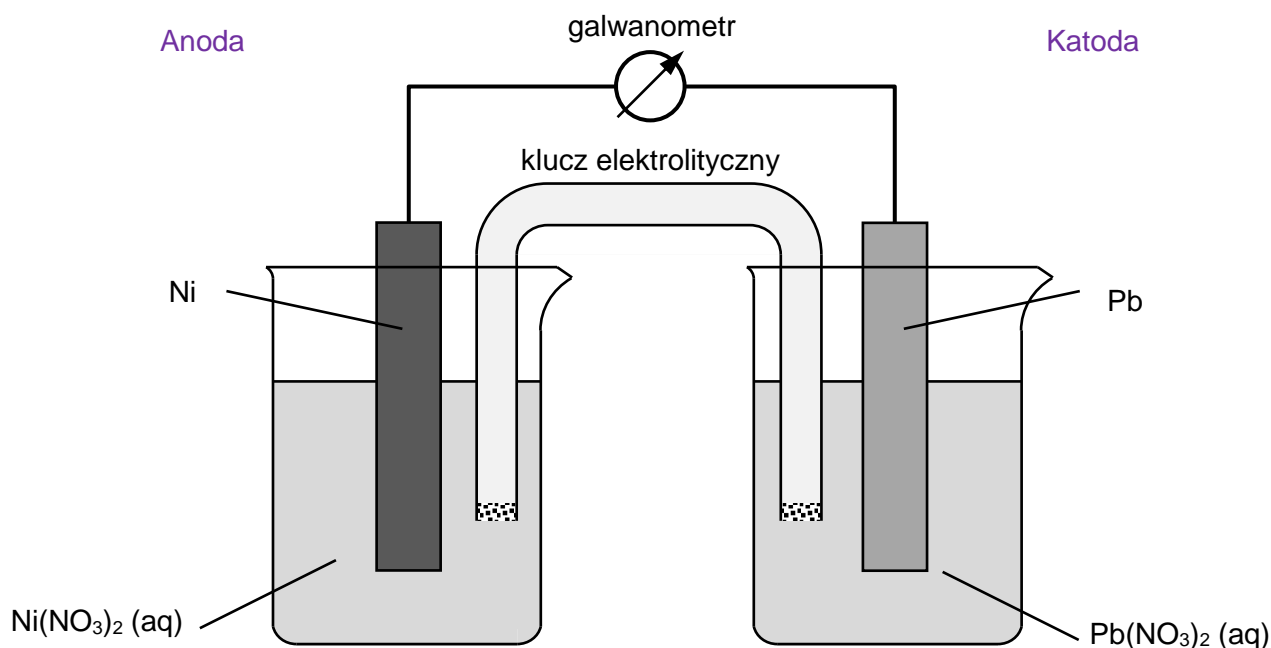
2 pkt – poprawne uzupełnienie schematu oraz poprawny opis zmian w obu półogniwach.

1 pkt – poprawne uzupełnienie schematu oraz niepoprawny opis zmian w jednym lub obu półogniwach albo brak opisu.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższych kryteriów albo brak odpowiedzi.

## Rozwiązanie

a)



b)

Anoda: (anoda lub nikiel) zmniejsza się *LUB* rozpuszcza się, *LUB* roztwarza się, *LUB* (zielony) roztwór staje się ciemniejszy, *LUB* (zielona) barwa roztworu staje się intensywniejsza. Katoda: zwiększa swoją masę *LUB* wydziela się ołów.

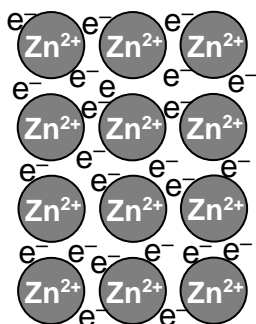
### Komentarz

Jeśli półogniwo niklowe ma pełnić funkcję anody, to metaliczny nikiel musi w trakcie pracy ogniwa ulegać utlenianiu, czyli przechodzić w formie kationów do roztworu, a równocześnie wypierać (jako metal aktywniejszy) inny, mniej aktywny metal. Metalem mniej aktywnym od niklu jest ołów, a więc to półogniwo ołowiowe musi pełnić funkcję katody.

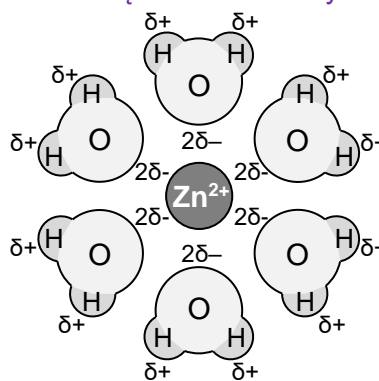
## 5. Potencjał elektrody

Błyszka cynkowa jest zbudowana z rdzeni atomowych – kationów cynku – zanurzonych w chmurze zdelocalizowanych elektronów, które poprzez przyciąganie elektrostatyczne z dodatnio naładowanymi jonami  $Zn^{2+}$  tworzą kryształ metaliczny. To oddziaływanie jest nazywane wiązaniem metalicznym. Jeżeli jednak blaszkę cynkową zanurzymy w polarnym rozpuszczalniku, np. w wodzie, to jony cynku znajdujące się na powierzchni blaszki cynkowej nie będą już jedynie przyciągane elektrostatycznie przez chmurę elektronów w blaszce. Od strony roztworu jony cynku będą także przyciągane przez ujemne bieguny polarnych cząsteczek rozpuszczalnika. Część jonów cynku oderwie się z powierzchni blaszki i przejdzie do roztworu, gdzie zostanie otoczona cząsteczkami wody (to zjawisko nazywamy solwatacją, a w przypadku roztworu wodnego – hydratacją).

jony cynku w kryształcie otoczone chmurą zdelocalizowanych elektronów

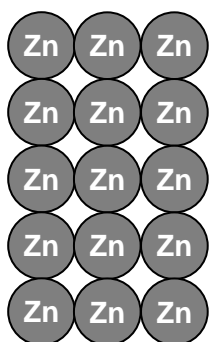


jon cynku w roztworze otoczony cząsteczkami wody

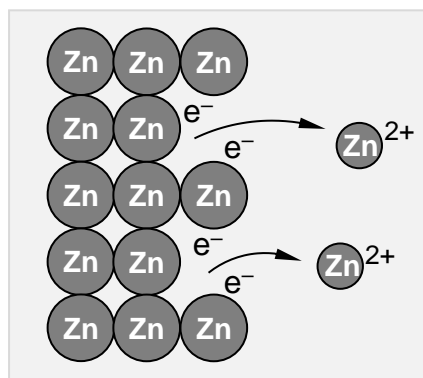


Kolejne kationy odrywające się z powierzchni blaszki metalicznej i zostawiające część elektronów coraz bardziej zaburzą równowagę między liczbą ładunków dodatnich blaszki i ujemnych tworzących blaszkę. Im więcej kationów metalu przejdzie do roztworu, im większa ilość oderwanych od atomów elektronów zgromadzi się na blaszce, tym blaszka będzie się ładowała coraz bardziej ujemnie. Kolejne jony metalu będą więc coraz silniej przyciągane przez chmurę zdelocalizowanych elektronów blaszki metalicznej, co – z jednej strony – ograniczy migrację kationów z blaszki do roztworu, a z drugiej spowoduje, że część jonów znajdujących się już w roztworze, zostanie na powrót przyciągnięta przez blaszkę. Między blaszką a roztworem ustali się równowaga dynamiczna:  $Zn(s) \rightleftharpoons Zn^{2+}(aq) + 2e^-$ .

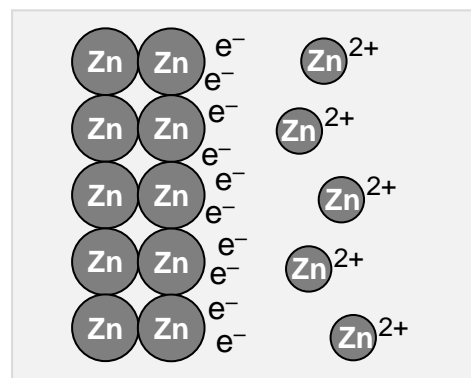
blaszka cynkowa



blaszka cynkowa umieszczona w roztworze



blaszka cynkowa w roztworze w stanie równowagi dynamicznej



nadmiar ładunku ujemnego generujący potencjał elektryczny płytki      nadmiar ładunku dodatniego

**podwójna warstwa elektryczna**

Położenie stanu równowagi tego procesu zależy jedynie od stężenia jonów  $Zn^{2+}$  w pobliżu blaszki, którego jednak nie jesteśmy w stanie bezpośrednio zmierzyć. Z równania wynika, że zmianami stężenia jonów  $Zn^{2+}$  (np. przez umieszczanie blaszki cynkowej w roztworach  $ZnSO_4$  o różnych stężeniach) możemy wpływać na położenie stanu równowagi tej reakcji – im większe stężenie jonów  $Zn^{2+}$  w roztworze, tym równowaga reakcji przesuwają się silnie w lewo, część jonów  $Zn^{2+}$  osadza się ponownie na płytce, gdzie łączy się z elektronami, w wyniku czego zmniejszy ujemny potencjał płytki.

Różne metale, cechujące się różnymi aktywnościami chemicznymi, a więc zdolnością do przechodzenia jonów metali do roztworu, będą odznaczały się różnymi potencjałami blaszek metalicznych zanurzonych w roztworach. Dodatkowo będzie się ten potencjał zmieniać wraz ze zmianą stężenia kationów tych metali w roztworach, ze zmianą temperatury, ze zmianą składu blaszki (czysty metal albo stop metalu) itd. Aby łatwo porównywać aktywności elektrochemiczne metali, a przy tym pomijać wpływy wymienionych czynników, ustalono, że należy to robić dla tzw. stanu standardowego substancji.

**Stan standardowy metalu** to czysty chemicznie metal (bez domieszek, uszkodzeń mechanicznych itp.), **stan standardowy substancji w roztworze** to roztwór czystej chemicznej substancji o stężeniu  $1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ , **stan standardowy gazu** to czysty chemiczny gaz pod ciśnieniem 1000 hPa. Choć w definicję stanu standardowego nie wchodzi temperatura, to najczęściej wybieraną temperaturą, w której wykonuje się wszelkie pomiary jest temperatura pokojowa, czyli  $25 \text{ }^\circ\text{C}$ . Półogniwo zbudowane z substancji w stanie standardowym nazywamy **półogniwem standardowym**.

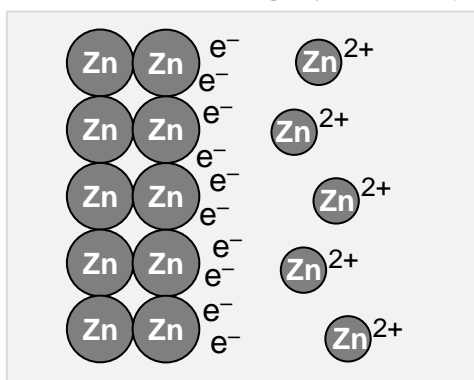
**Uwaga:** Nie należy mylić pojęcia stanu standardowego substancji z pojęciem warunków standardowych.



Możemy zauważyć, że im aktywniejszy metal, tym łatwiej ulega utlenieniu, tym chętniej jego jony przechodzą do roztworu, a elektroda metaliczna zyskuje tym silniejszy potencjał ujemny. Takie półogniwo, w połączeniu z innym półogniwem metalicznym utworzonym z mniej aktywnego metalu, będzie stanowiło ujemny biegun ogniwa. Skoro elektrony przepływają z obszaru o potencjale bardziej ujemnym do obszaru o potencjale mniej ujemnym, to z silnie ujemnej blaszki metalu aktywniejszego będą odpyływać elektrony – będzie na niej zachodziła reakcja utleniania – takie półogniwo będzie pełnił rolę anody.

### Półogniwo metaliczne zbudowane z metalu bardziej aktywnego

blaszka cynkowa w roztworze w stanie równowagi dynamicznej

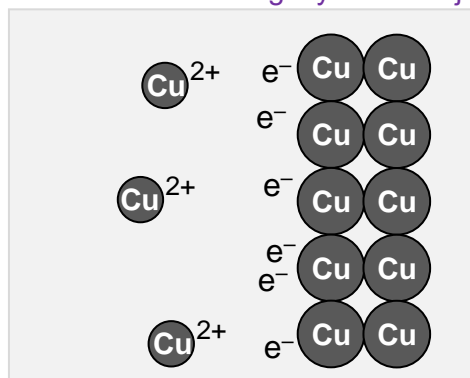


duży nadmiar ładunku ujemnego generujący silnie ujemny potencjał elektryczny płytki

duży nadmiar ładunku dodatniego

### Półogniwo metaliczne zbudowane z metalu mniej aktywnego

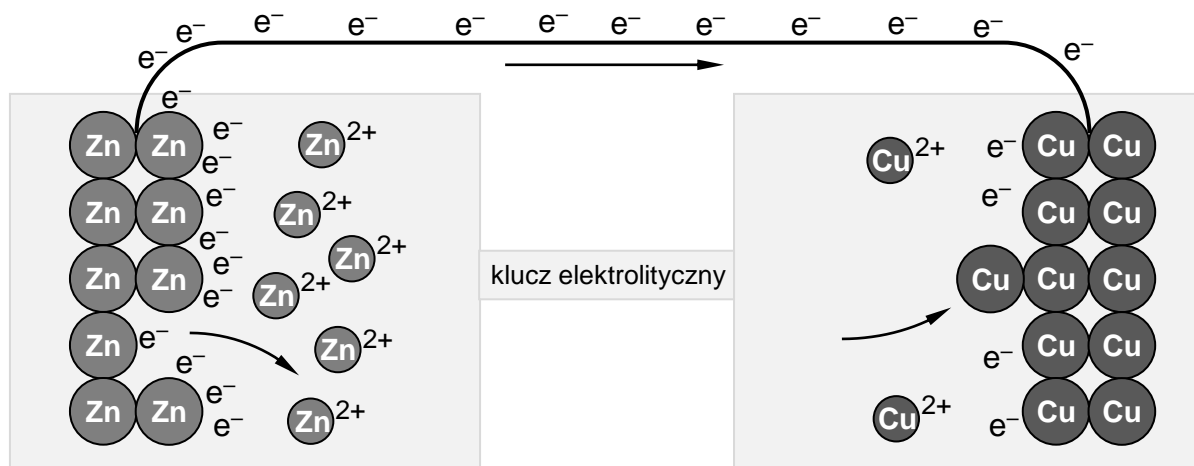
blaszka miedziana w roztworze w stanie równowagi dynamicznej



mały nadmiar ładunku dodatniego

mały nadmiar ładunku ujemnego generujący słabo ujemny potencjał elektryczny płytki

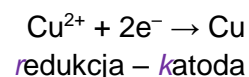
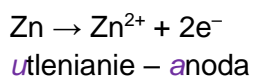
### Półogniwa metaliczne połączone zewnętrznym przewodem oraz kluczem elektrolitycznym



blaszka cynkowa, mająca silnie ujemny potencjał stanowi biegun ujemny ogniwa

(na schematach pominięto aniony będące przeciwjonami kationów  $\text{Cu}^{2+}$  i  $\text{Zn}^{2+}$ )

blaszka miedziana, mająca słabiej ujemny potencjał stanowi biegun dodatni ogniwa



## 6. Pojęcie potencjału standardowego półogniwa



### Ćwiczenie 3.

#### Zestaw dla ucznia

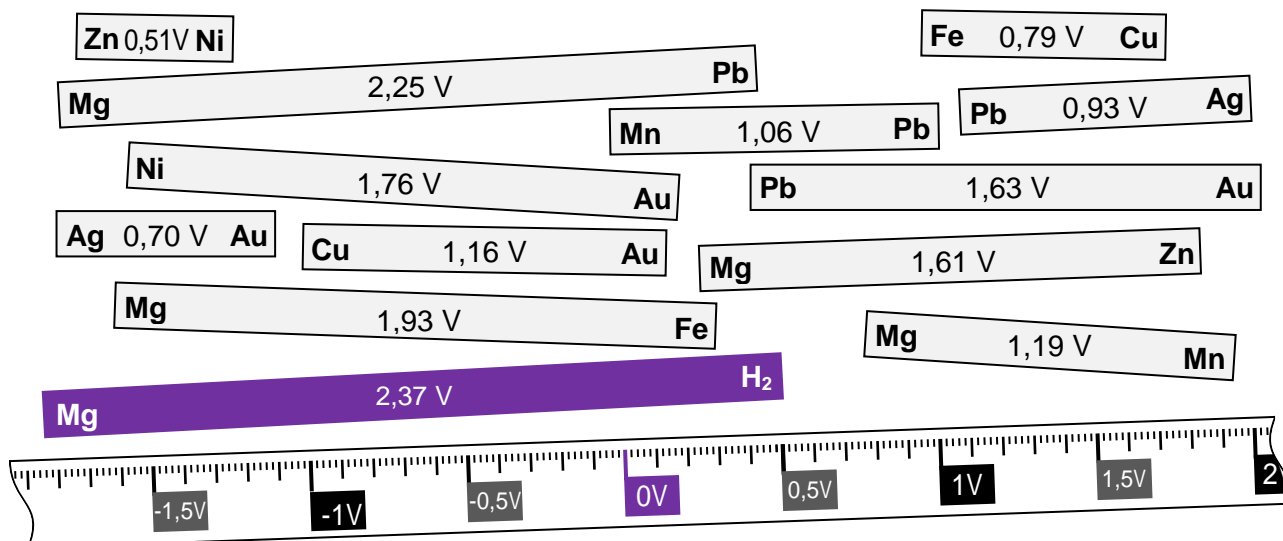
Przygotowano kilka półogniw standardowych:

- **magnezowe**, czyli blaszkę magnezową  $\text{Mg(s)}$  zanurzoną w wodnym roztworze jonów magnezu  $\text{Mg}^{2+}(\text{aq})$
- **żelazowe**, czyli blaszkę żelazową  $\text{Fe(s)}$ , zanurzoną w wodnym roztworze jonów żelaza(II)  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$
- **ołowiowe**, czyli blaszkę ołowiową  $\text{Pb(s)}$ , zanurzoną w wodnym roztworze jonów ołowiu(II)  $\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$
- **złotowe**, czyli blaszkę ze złota  $\text{Au(s)}$ , zanurzoną w wodnym roztworze jonów złota(III)  $\text{Au}^{3+}(\text{aq})$
- **cynkowe**, czyli blaszkę cynkową  $\text{Zn(s)}$ , zanurzoną w wodnym roztworze jonów cynku  $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$
- **manganowe**, czyli blaszkę manganową  $\text{Mn(s)}$  zanurzoną w wodnym roztworze jonów manganu(II)  $\text{Mn}^{2+}(\text{aq})$
- **niklowe**, czyli blaszkę niklową  $\text{Ni(s)}$ , zanurzoną w wodnym roztworze jonów niklu  $\text{Ni}^{2+}(\text{aq})$
- **srebrne**, czyli blaszkę ze srebra  $\text{Ag(s)}$  zanurzoną w wodnym roztworze jonów srebra  $\text{Ag}^{+}(\text{aq})$
- **miedziowe**, czyli blaszkę miedzianą  $\text{Cu(s)}$ , zanurzoną w wodnym roztworze jonów miedzi(II)  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ .

Dowolnie wybrane półogniwa połączono kluczem elektrolitycznym, czyli U-rurką szklaną, wypełnioną nasyconym roztworem np.  $\text{KCl}$  lub  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , zamkniętą na końcach spiekami szklanym lub żelazem, i zmierzono za pomocą woltomierza różnicę potencjałów między tymi półogniwami. Następnie przygotowano paski, których długości mierzone w centymetrach odpowiadają liczbowo co do wartości bezwzględnej różnicy potencjałów (wyrażonej w woltach) między półogniwami metalicznymi, których symbole umieszczono na początkach i końcach poszczególnych pasków.

W ćwiczeniu pojawi się bardzo ważne pojęcie – siła elektrochemiczna ogniwa oznaczana symbolem SEM. Z definicji SEM to napięcie na zaciskach niepracującego (nieobciążonego) ogniwa. Skoro napięcie to różnica potencjałów między dwoma punktami obwodu elektrycznego, tzn. że gdy mierzymy woltomierzem różnicę potencjałów między tymi półogniwami, mierzymy siłę elektromotoryczną – SEM – otrzymanych ogniw.

**Krok 1.** Przygotuj nożyczki oraz klej. Wytnij wszystkie elementy według wzoru z załącznika znajdującego się na końcu tego opracowania. Paski z naniesioną skalą sklej odpowiednio w jedną, długą miarkę.



**Krok 2.** Połącz razem wszystkie wycięte **szare paski** tak, jak układa się domino. Jeśli jeden pasek ma symbol Pb po prawej stronie **Pb**, a drugi pasek ma symbol Pb po lewej stronie **Pb**, to złącz oba paski symbolami **Pb Pb**. Jeżeli kolejny pasek będzie oznaczony symbolem Pb po prawej stronie, to ułóż go pod pierwszym paskiem **Pb Pb**.

Jako efekt końcowy powinien powstać układ czterowierszowy złożony ze wszystkich pasków.

Zmierzyć możemy jedynie różnicę potencjałów między dwoma półogniwami metalicznymi, nie możemy natomiast określić bezwzględnego potencjału dla pojedynczego ogniwa. Podawanie różnic potencjałów dla wszystkich możliwych par półogniw jest bardzo niepraktyczne, dlatego możemy się zdecydować, że będziemy podawać potencjały wszystkich półogniw wyłącznie względem jednego, wybranego półogniwa. Takim półogniwem mogłoby się okazać standardowe półogniwo magnezowe.

1. Przedstaw zalety zaproponowanego powyżej rozwiązania.
2. Przedstaw wady zaproponowanego powyżej rozwiązania.
3. Z wykorzystaniem przygotowanej skali odczytaj wartości potencjału standardowego półogniwa manganowego względem standardowego półogniwa magnezowego oraz potencjału standardowego półogniwa srebrowego względem potencjału standardowego półogniwa magnezowego. Na podstawie odczytanych wartości oblicz standardową różnicę potencjałów między standardowym półogniwem srebrowym a standardowym półogniwem manganowym ( $SEM^0$ ).

$E^0$ (względem $Mg Mg^{2+}$ ) $Mn Mn^{2+}$	$E^0$ (względem $Mg Mg^{2+}$ ) $Ag Ag^+$	$SEM^0$ $Mn Mn^{2+}  Ag^+ Ag$

Półogniwem wybranym jako to, względem którego będzie się określało potencjały wszystkich innych półogniw, mogłoby być standardowe półogniwo złotowe.

1. Przedstaw zalety zaproponowanego powyżej rozwiązania.
2. Przedstaw wady zaproponowanego powyżej rozwiązania.
3. Z wykorzystaniem przygotowanej skali odczytaj wartości potencjału standardowego półogniwa manganowego względem standardowego półogniwa złotowego oraz potencjału standardowego półogniwa srebrowego względem potencjału standardowego półogniwa złotowego. Na podstawie odczytanych wartości oblicz standardową różnicę potencjałów między standardowym półogniwem srebrowym a standardowym półogniwem manganowym ( $SEM^0$ ).

$E^0$ (względem $Au Au^{3+}$ ) $Mn Mn^{2+}$	$E^0$ (względem $Au Au^{3+}$ ) $Ag Ag^+$	$SEM^0$ $Mn Mn^{2+}  Ag^+ Ag$

Jakie wnioski wyciągasz z analizy odczytanych potencjałów standardowych wybranych półogniw metalicznych względem półogniwa magnezowego oraz półogniwa złotowego? Co możemy powiedzieć o wartościach  $SEM^0$  obliczonych na podstawie danych (potencjałów) określonych w różnych skalach – magnezowej i złotowej?

**Krok 3.** Istotną cechą wyraźnie różnicującą metale jest ich zdolność (lub jej brak) do wypierania nie tylko innych metali z roztworów ich soli, lecz także wodoru z jego związków, zwłaszcza z kwasów. Wodór tworzy dwuatomowe cząsteczki tak jak niemetale, może jednak w roztworach wodnych występować w formie uwodnionego kationu hydroniowego ( $H^+(aq) + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+(aq)$ ), tak jak metale. Gazowy wodór także może reagować z roztworami soli niektórych metali, w wyniku czego wyprze metal z roztworu związku. Możemy zbudować półogniwo, nazywane standardowym półogniwem wodorowym, w którym ustala się następująca równowaga:  $2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2(g)$ . Wystarczy do roztworu o  $pH = 0$ , np. kwasu solnego o stężeniu  $[H^+] = 1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ , wprowadzać rurką gazowy wodór pod ciśnieniem 1000 hPa. Do takiego układu należy jeszcze wprowadzić przewodnik, np. drut platynowy, który będzie pośredniczył w wymianie elektronów między reagentami. Do ułożonego „domina” dołóż pasek, reprezentujący różnicę potencjałów między standardowym półogniwem wodorowym a standardowym półogniwem magnezowym. Następnie, z wykorzystaniem przygotowanej skali, odczytaj wartości potencjału standardowego półogniwa manganowego względem standardowego półogniwa wodorowego oraz potencjału standardowego półogniwa srebrowego względem potencjału standardowego półogniwa wodorowego. Na podstawie odczytanych wartości oblicz standardową różnicę potencjałów między standardowym półogniwem srebrowym a standardowym półogniwem manganowym ( $SEM^0$ ).

$E^0$ (względem $H_2 H^+$ ) $Mn Mn^{2+}$	$E^0$ (względem $H_2 H^+$ ) $Ag Ag^+$	$SEM^0$ $Mn Mn^{2+}  Ag^+ Ag$

**Ćwiczenie 3.**

Komentarz dla nauczyciela

**Wymagania szczegółowe**

III etap edukacyjny – poziom rozszerzony

9. Elektrochemia. Ogniwa i elektroliza. Uczeń:

1) stosuje pojęcia: półogniwo, [...] potencjał standardowy półogniwa, szereg elektrochemiczny, SEM;

4) oblicza SEM ogniwa galwanicznego na podstawie standardowych potencjałów półogniw, z których jest ono zbudowane.

Paski po ułożeniu powinny wyglądać następująco:

<b>Mg</b>	2,25 V			<b>Pb</b>	<b>Pb</b>	1,62 V		<b>Au</b>		
<b>Mg</b>	1,93 V		<b>Fe</b>	<b>Fe</b>	0,79 V	<b>Cu</b>	<b>Cu</b>	1,16 V <b>Au</b>		
<b>Mg</b>	1,61 V		<b>Zn</b>	<b>Zn</b>	0,51 V	<b>Ni</b>	<b>Ni</b>	1,76 V <b>Au</b>		
<b>Mg</b>	1,19 V	<b>Mn</b>	<b>Mn</b>	1,06 V	<b>Pb</b>	<b>Pb</b>	0,93 V	<b>Ag</b>	<b>Ag</b>	0,70 V <b>Au</b>

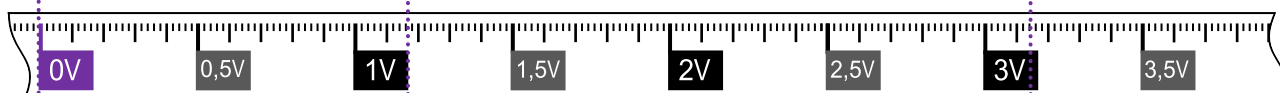
Poziome rzędy mogą być zamienione miejscami. Ważne, żeby paski się stykały, bo tylko wtedy możliwe będzie prawidłowe odczytanie wartości potencjałów w kolejnych punktach zadania.

Na tym etapie ćwiczenia warto zwrócić uczniom uwagę, że otrzymanie takiej spójnej i logicznej układanki wcale nie było oczywiste. Nie jest tak oczywiste, że różnica potencjałów między standardowymi półogniwami: ołowiowym a złotowym (1,63 V), jest sumą różnic potencjałów między standardowymi półogniwami: ołowiowym i srebrowym (0,93 V) oraz srebrowym i złotowym (0,70 V). Zaobserwowanie tej zależności z pewnością można potraktować jako odkrycie pewnego prawa naukowego. Trzeba jednak powiedzieć uczniom, że paski odpowiadają fizycznym wielkościom (wartościom różnicy potencjałów/napięciu utworzonego ogniwa) – tak, aby ćwiczenie nie pozostało jedynie układaniem pasków papieru o różnych długościach.

W kolejnym kroku uczniowie przykładają skalę w taki sposób, aby 0 na skali znajdowało się na wysokości początków pasków z symbolem Mg, a następnie tak, aby 0 na skali znajdowało się na wysokości końców pasków z symbolem Au.

**Półogniwo magnezowe jako półogniwo porównawcze**

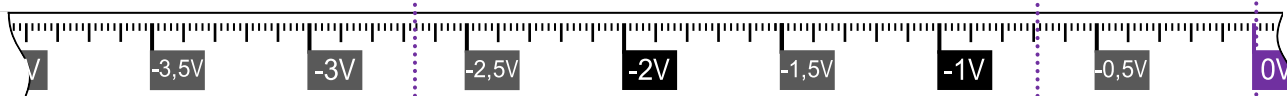
<b>Mg</b>	2,25 V			<b>Pb</b>	<b>Pb</b>	1,62 V		<b>Au</b>		
<b>Mg</b>	1,93 V		<b>Fe</b>	<b>Fe</b>	0,79 V	<b>Cu</b>	<b>Cu</b>	1,16 V <b>Au</b>		
<b>Mg</b>	1,61 V		<b>Zn</b>	<b>Zn</b>	0,51 V	<b>Ni</b>	<b>Ni</b>	1,76 V <b>Au</b>		
<b>Mg</b>	1,19 V	<b>Mn</b>	<b>Mn</b>	1,06 V	<b>Pb</b>	<b>Pb</b>	0,93 V	<b>Ag</b>	<b>Ag</b>	0,70 V <b>Au</b>



$E^0$ (względem Mg Mg <sup>2+</sup> ) Mn Mn <sup>2+</sup>	$E^0$ (względem Mg Mg <sup>2+</sup> ) Ag Ag <sup>+</sup>	$SEM^0$ Mn Mn <sup>2+</sup>   Ag <sup>+</sup>  Ag
1,19 V	3,18 V	3,18 – 1,19 = 1,99 V

Półogniwo złotowe jako półogniwo porównawcze

Mg	2,25 V	Pb	Pb	1,62 V	Au						
Mg	1,93 V	Fe	Fe	0,79 V	Cu	Cu	1,16 V	Au			
Mg	1,61 V	Zn	Zn	0,51 V	Ni	Ni	1,76 V	Au			
Mg	1,19 V	Mn	Mn	1,06 V	Pb	Pb	0,93 V	Ag	Ag	0,70 V	Au



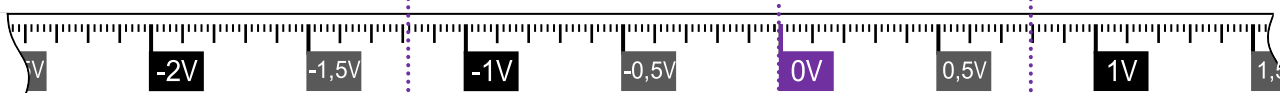
$E^0$ (względem Au Au <sup>3+</sup> ) Mn Mn <sup>2+</sup>	$E^0$ (względem Au Au <sup>3+</sup> ) Ag Ag <sup>+</sup>	$SEM^0$ Mn Mn <sup>2+</sup>   Ag <sup>+</sup>  Ag
– 2,69 V	– 0,70 V	– 0,70 V – (– 2,69 V) = 1,99 V

	Wyrażanie wartości potencjałów względem półogniwa Mg Mg <sup>2+</sup>	Wyrażanie wartości potencjałów względem półogniwa Au Au <sup>3+</sup>
Zalety	<ul style="list-style-type: none"> <li>Wszystkie (zmierzone) wartości są dodatnie.</li> <li>Magnez jest metalem najbardziej aktywnym, wszystkie pozostałe metale (w badanej grupie) są mniej aktywne.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Wszystkie (zmierzone) wartości są ujemne.</li> <li>Złoto jest metalem najmniej aktywnym, wszystkie pozostałe metale (w badanej grupie) są bardziej aktywne, ich blaszki ładują się bardziej ujemnie – tym bardziej ujemnie, im niższa wartość potencjału standardowego.</li> </ul>
Wady	<ul style="list-style-type: none"> <li>Nie wiemy, czy nie odkryjemy metalu, który byłby aktywniejszy od magnezu (wartość potencjału standardowego jego półogniwa byłaby ujemna – magnez straciłby „wyjątkowość”, trzeba byłoby zmieniać wartości potencjałów? Oczywiście dzisiaj znamy metale aktywniejsze, choćby sód czy potas).</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Odejmowanie od siebie wartości ujemnych jest niewygodne</li> <li>Nie wiemy, czy nie odkryjemy metalu, który byłby szlachetniejszy od złota? (wartość potencjału standardowego jego półogniwa byłaby dodatnia – złoto straciłoby „wyjątkowość”, trzeba byłoby zmieniać wartości potencjałów).</li> </ul>

Niezależnie od tego, w jakiej „skali” będziemy porównywać wartości potencjałów standardowych półogniw, to wartość różnicy potencjałów między dwoma półogniwami standardowymi ( $SEM^0$ ) obliczona na podstawie „różnych skal”, zawsze będzie taka sama.

### Półogniwo wodorowe jako półogniwo porównawcze

Mg	2,25 V	Pb	Pb	1,62 V	Au						
Mg	1,93 V	Fe	Fe	0,79 V	Cu	Cu	1,16 V	Au			
Mg	1,61 V	Zn	Zn	0,51 V	Ni	Ni	1,76 V	Au			
Mg	1,19 V	Mn	Mn	1,06 V	Pb	Pb	0,93 V	Ag	Ag	0,70 V	Au
Mg	2,36 V				H <sub>2</sub>						



$E^0$ (względem H <sub>2</sub>  H <sup>+</sup> ) Mn Mn <sup>2+</sup>	$E^0$ (względem H <sub>2</sub>  H <sup>+</sup> ) Ag Ag <sup>+</sup>	$SEM^0$ Mn Mn <sup>2+</sup>   Ag <sup>+</sup>  Ag
- 1,19 V	0,80 V	0,80 - (- 1,19) = 1,99 V

Standardowe półogniwo wodorowe (**SHE**, z ang. **Standard Hydrogen Electrode**) stało się ogólnie przyjętym półogniwem porównawczym, względem którego zmierzone zostaną potencjały pozostałych półogniw standardowych. Przyjęto także, że te wartości nie będą nazywane „potencjałami standardowymi względem standardowego półogniwa wodorowego”, lecz – skrótowo – potencjałami standardowymi,  $E^0$ .

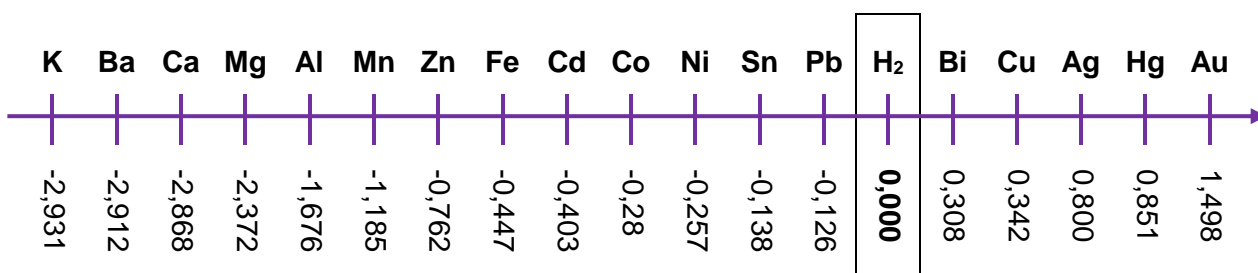
**Potencjał standardowy półogniwa  $E^0$**  to różnica potencjałów (napięcie) między tym ogniwoem a standardowym półogniwem wodorowym.

Różnica potencjałów (napięcie) między standardowym półogniwem wodorowym a tym samym standardowym półogniwem wodorowym wynosi 0,00 V, dlatego **potencjał standardowy półogniwa wodorowego  $E^0_{H_2/H^+} = 0,00$  V**.

**Uwaga:** Za potencjał standardowy półogniwa wodorowego nie przyjęto 0,00 V (jest to często powtarzany błąd). Przyjęto, aby potencjały wszystkich półogniw porównywać z potencjałem standardowym półogniwa wodorowego.

Wartości potencjałów standardowych półogniw metalicznych uszeregowano względem rosnącej wartości  $E^0$  w tzw. szereg aktywności metali oraz alfabetycznie w tzw. tablice wartości potencjałów standardowych.

Szereg elektrochemiczny metali:



Tablica wartości potencjałów standardowych:

Równanie reakcji	$E^0$ , V
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}$	0,800
$\text{Au}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Au}$	1,498
$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}$	-1,676
$\text{Ba}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ba}$	-2,912
$\text{Bi}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Bi}$	0,308
$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ca}$	-2,868
$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cd}$	-0,403
$\text{Co}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Co}$	-0,28
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$	0,342
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,447
$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2$	0,000
$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Hg}$	0,851
$\text{K}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{K}$	-2,931
$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mg}$	-2,372
$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}$	-1,185
$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ni}$	-0,257
$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0,126
$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}$	-0,138
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0,762





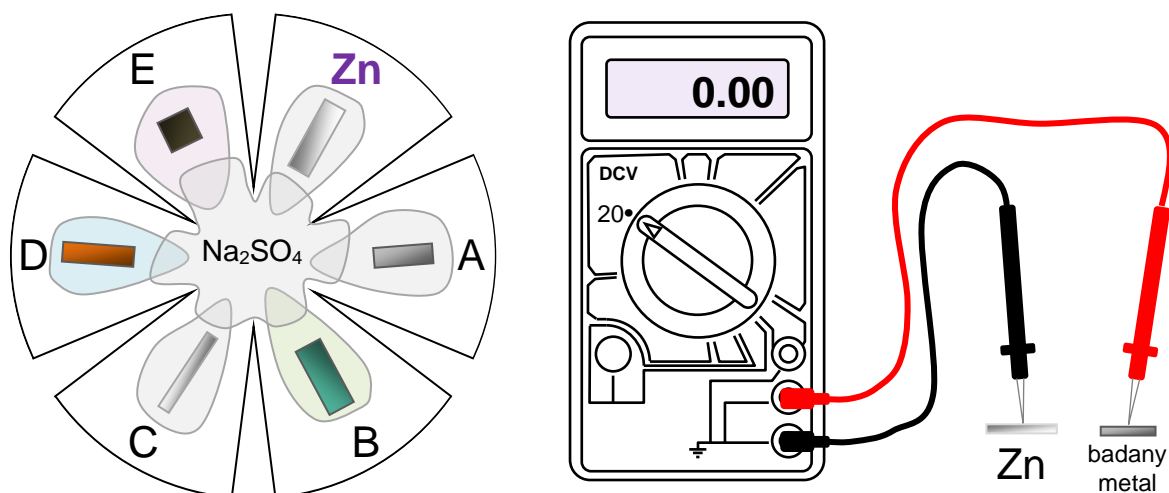
### Doświadczenie 3.

Informacje dla ucznia

Twoim zadaniem będzie zbadanie potencjałów standardowych półogniw metalicznych A–E ( $\text{Me}|\text{Me}^{n+}$ ,  $1,0 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ ) względem standardowego półogniwa cynkowego ( $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}$ ,  $1,0 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ ), uszeregowanie półogniw A–E i półogniwa cynkowego w tzw. szereg elektrochemiczny oraz identyfikacja metali A–E.

#### Krok 1.

1. Przygotuj krążek z bibuły filtracyjnej – natnij go w odpowiedni sposób w sześciu miejscach tak, aby uzyskać kształt przedstawiony poniżej.
2. Przygotowany krążek połóż na szalce Petriego lub na foliowej podkładce.
3. Każdy z pięciu wyciętych listków podpisz ołówkiem jedną literą wybraną spośród A–E, szósty oznacz jako Zn, następnie każdy z tych pięciu nasącz kilkoma kroplami roztworu soli odpowiedniego metalu A–E o stężeniu  $1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  i na utworzonych plamach ułóż blaszki odpowiednich metali, łącznie z blaszką cynkową na szóstym płatku.
4. Na środek bibułowego krążka nakrop taką ilość roztworu  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , aby wszystkie plamy się połączyły.



#### Krok 2.

1. Aby zbadać różnicę potencjałów między poszczególnymi półogniwami metalicznymi, przygotuj miernik uniwersalny (woltomierz): pokrętko woltomierza ustaw na wartość 20 w polu DCV. Kabelek czarny wepnij do dolnego gniazda, a kabelek czerwony – do gniazda środkowego.
2. Następnie dotknij czarną sondą blaszki cynkowej, a sondą czerwoną – powierzchni metalu A. Jeżeli poprawnie połączyłeś przewody z zaciskami woltomierza, to wartość różnicy potencjałów między półogniwem cynkowym a półogniwem metalicznym A powinna być dodatnia. Zanotuj zmierzoną wartość napięcia.
3. Następnie, nie odrywając czarnej sondy od blaszki cynkowej, dotykaj sondą czerwoną kolejnych blaszek A–E, i notuj każdorazowo zmierzoną różnicę potencjałów między półogniwami metalicznymi wraz z uwzględnieniem jej znaku. Jeżeli woltomierz wskazuje wartość dodatnią, to znaczy, że dane półogniwo ma potencjał dodatni względem półogniwa A. Ujemne wskazanie woltomierza oznacza, że dane półogniwo ma potencjał ujemny względem półogniwa A.

Uzupełnij poniższą tabelę.

Półogniwo metaliczne	A	B	C	D	E
Różnica potencjałów (napięcie) względem półogniwa cynkowego, V					

Nanieś wartości potencjałów standardowych półogniw metalicznych A–E mierzonych względem standardowego półogniwa cynkowego na poniższą oś potencjałów.

Potencjały standardowe półogniw metalicznych A–E względem standardowego półogniwa cynkowego, V



Oszacuj, na podstawie uzyskanych danych, napięcie (*SEM*) ogniwa złożonego z półogniw metalicznych: A i B oraz napięcie ogniwa złożonego z półogniw metalicznych C i D. Zweryfikuj eksperymentalnie uzyskane wyniki. Uzupełnij poniższą tabelę.

	Napięcie ( <i>SEM</i> ) oszacowane	Napięcie ( <i>SEM</i> ) zmierzone
Ogniwo A A <sup>n+</sup>   B <sup>n+</sup>  B		
Ogniwo C C <sup>n+</sup>   D <sup>n+</sup>  D		

**Krok 3.** Skoro wiemy, że metalami A–E mogą być: mangan, żelazo, beryl, ołów, miedź, nikiel, srebro lub magnez, nanieś wartości potencjałów standardowych tych półogniw metalicznych mierzonych względem standardowego półogniwa wodorowego na kolejną oś potencjałów. Skorzystaj z tablic potencjałów standardowych redukcji (względem standardowego półogniwa wodorowego) zawartych w broszurze [Wybranych wzorów i stałych fizykochemicznych na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki](#) (s. 12).

Potencjały standardowe wybranych półogniw metalicznych względem standardowego półogniwa wodorowego, V



Zidentyfikuj metale A–E.

Półogniwo metaliczne	A	B	C	D	E
Zidentyfikowany metal					

**Doświadczenie 3.**

Komentarz dla nauczyciela

**Wymagania szczegółowe**

III etap edukacyjny – poziom rozszerzony

IX. Elektrochemia. Ogniwa i elektroliza. Uczeń:

- 1) stosuje pojęcia: półogniwo, [...] ogniwo galwaniczne, klucz elektrolityczny; potencjał standardowy półogniwa, szereg elektrochemiczny, SEM;
- 4) oblicza SEM ogniwa galwanicznego na podstawie standardowych potencjałów półogniw, z których jest ono zbudowane.

W celu przeprowadzenia doświadczenia, należy wcześniej przygotować (dla jednej grupy):

- sześć roztworów soli – w buteleczkach z zakraplaczem lub w podpisanych pipetach kapilarnych (przechowywanych później w pojemniku ssawką do dołu):
  - Zn** – roztwór  $\text{ZnSO}_4$  o stężeniu  $1,0 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  (28,8 g  $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  rozpuścić w wodzie i dopełnić wodą do  $100 \text{ cm}^3$ )
  - A** – roztwór  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  o stężeniu  $1,0 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  (33,1 g  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  rozpuścić w wodzie i dopełnić wodą do  $100 \text{ cm}^3$ )
  - B** – roztwór  $\text{NiSO}_4$  o stężeniu  $1,0 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  (26,3 g  $\text{NiSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  rozpuścić w wodzie i dopełnić wodą do  $100 \text{ cm}^3$ )
  - C** – roztwór  $\text{MgSO}_4$  o stężeniu  $1,0 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  (24,6 g  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  rozpuścić w wodzie i dopełnić wodą do  $100 \text{ cm}^3$ )
  - D** – roztwór  $\text{CuSO}_4$  o stężeniu  $1,0 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  (25,0 g  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  rozpuścić w wodzie i dopełnić wodą do  $100 \text{ cm}^3$ )
  - E** – roztwór  $\text{MnSO}_4$  o stężeniu  $1,0 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  (27,7 g  $\text{MnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  rozpuścić w wodzie i dopełnić wodą do  $100 \text{ cm}^3$ )
- sześć blaszek metalicznych, z wybitymi lub napisanymi pisakiem olejowym symbolami albo zapakowanych do oznaczonych woreczków strunowych:
  - Zn** – blaszka cynkowa
  - A** – blaszka ołowiana
  - B** – blaszka niklowa
  - C** – blaszka magnezowa
  - D** – blaszka miedziana
  - E** – blaszka manganowa
- roztwór  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  o stężeniu około  $1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$  (32,2 g  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  rozpuścić w wodzie i dopełnić wodą do  $100 \text{ cm}^3$ )
- sączonek z bibuły filtracyjnej
- szalkę Petriego wielkości sączonek lub foliową koszulkę do dokumentów
- multimetr uniwersalny
- pipetkę.

Dodatkowo uczniowie będą potrzebowali nożyczek i ołówka.

Błazkę cynkową można pozyskać z baterii 9 V lub wykorzystać ocynkowane stalowe podkładki, gwoździe albo drut. Błazkę ołowianą możemy pozyskać z ciężarków dla wędkarzy. Błazkę niklową możemy kupić jako taśmę niklową wykorzystywaną do lutowania akumulatorów Li-Ion. Za błazkę magnezową może posłużyć wstążka magnezowa. Błazkę miedzianą możemy kupić w sklepach z metalami kolorowymi lub wykorzystać miedziany drut.

Jako błazka manganowa może posłużyć łamana blacha manganowa sprzedawana jako odczynnik w sklepach chemicznych.

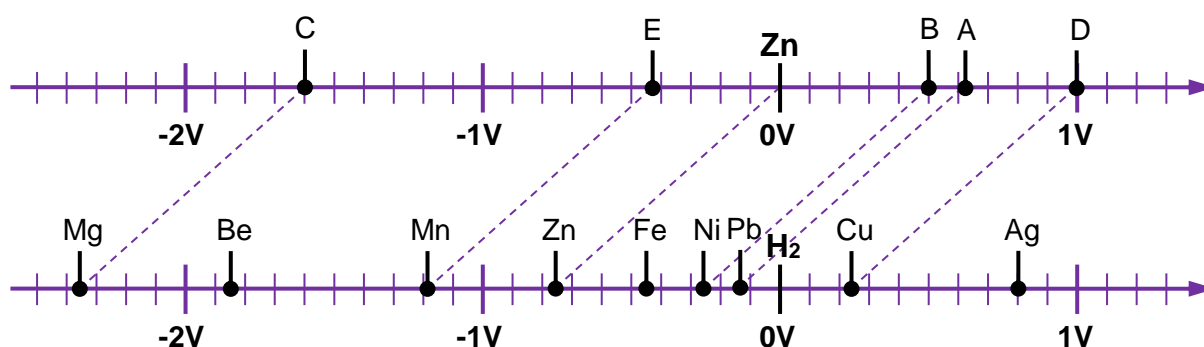
Należy przygotować tyle zestawów, aby uczniowie mogli pracować w grupach liczących od 2 do 4 osób.

Różnice potencjałów, jakie uczniowie powinni zmierzyć, są następujące:

Półogniwo metaliczne	A (Pb)	B (Ni)	C (Mg)	D (Cu)	E (Mn)
Różnica potencjałów (napięcie) względem półogniwa cynkowego	0,6 V	0,5 V	- 1,6 V	1,1 V	- 0,4 V

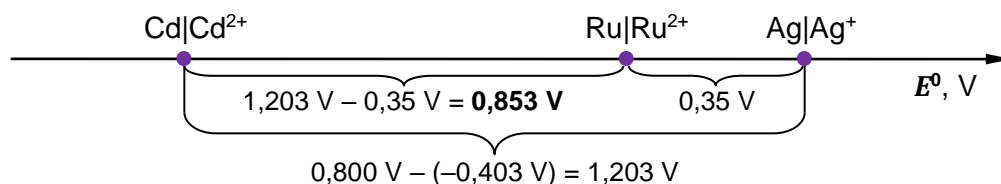
Z reguły uczniowie otrzymują wyniki zaniżone – należy ich uczulić, aby mocno dociskali sondą błazek metali (najlepiej poziomo, a nie – kłując błazkę pionowo) oraz notowali wartości możliwie największe (co do wartości bezwzględnej).

Gdy uczniowie sporządzą wykresy przedstawiające potencjały standardowe półogniw metalicznych A–E względem standardowej elektrody cynkowej oraz potencjały standardowe metali wymienionych w treści zadania względem standardowego półogniwa wodorowego, powinni zauważyć, że oba wykresy są względem siebie przesunięte, a niektóre z proponowanych metali nie mają odpowiedników na osi z metalami A–E. Na tej podstawie możliwa będzie identyfikacja metali A–E.



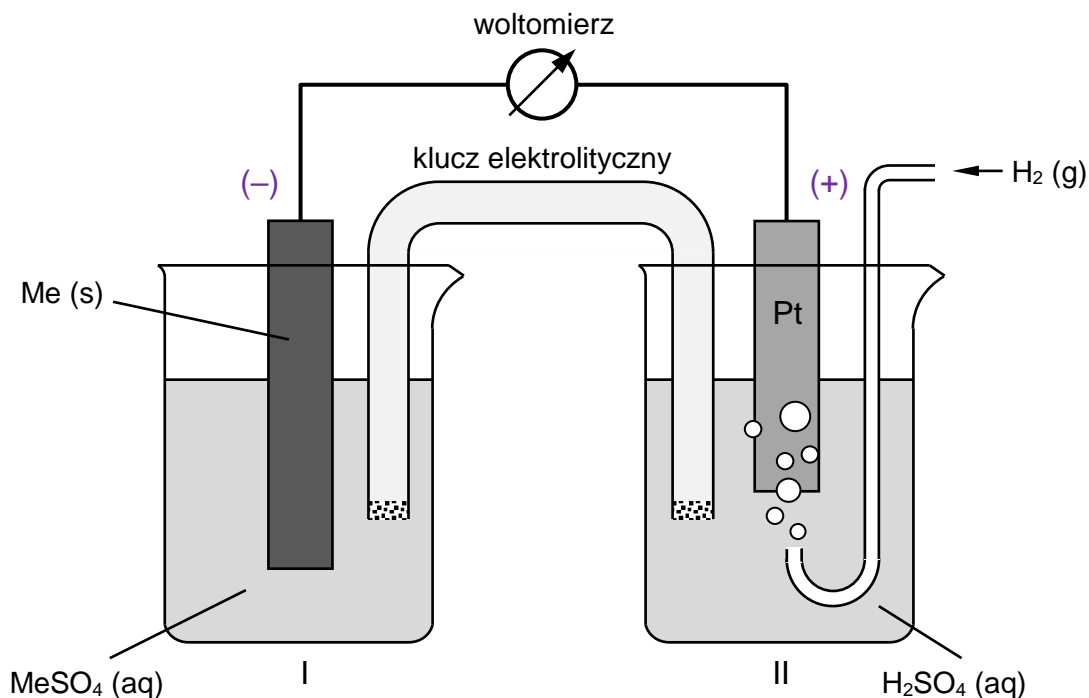


Możemy także obliczyć wartość różnicy potencjałów między półogniwami  $\text{Ag}|\text{Ag}^+$  i  $\text{Cd}|\text{Cd}^{2+}$ . Skoro więc różnica potencjałów między półogniwem  $\text{Ru}|\text{Ru}^{2+}$  a półogniwem  $\text{Ag}|\text{Ag}^+$  wynosiła 0,35 V, to różnica potencjałów między półogniwem  $\text{Ru}|\text{Ru}^{2+}$  a półogniwem  $\text{Cd}|\text{Cd}^{2+}$  będzie wynosiła 0,853 V:



**Zadanie 2. (0–1)<sup>5</sup>**

Zbudowano zestaw doświadczalny zgodnie z poniższym rysunkiem.



Stwierdzono, że siła elektromotoryczna (SEM) tego ogniwa w warunkach standardowych jest równa 0,28 V.

Zidentyfikuj metal Me i napisz, z wykorzystaniem jego symbolu chemicznego, równanie reakcji elektrodowej, która zachodzi w półogniwie I.

.....

<b>Wymagania szczegółowe</b>
------------------------------

IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony IX. Elektrochemia. Ogniw i elektroliza. Uczeń:
---

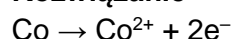
1) stosuje pojęcia: półogniwo, [...] potencjał standardowy półogniwa, szereg elektrochemiczny, SEM;
---

4) oblicza SEM ogniwa galwanicznego na podstawie standardowych potencjałów półogniw, z których jest ono zbudowane.
--

**Zasady oceniania**

1 pkt – poprawne zapisanie równania reakcji elektrodowej.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

**Rozwiązanie**

Źródło: czerwiec 2013, zadanie 18.

**Komentarz**

Analiza rysunku wskazuje, że identyfikowany metal stanowi anodę (-), czyli reakcja elektrodowa jest reakcją utlenienia. Z ogólnego wzoru soli jednoznacznie wynika, że jest to dwuwartościowy metal, zatem w półogniwie I przebiega reakcja, którą można zapisać w sposób ogólny:



Jeżeli znamy *SEM* ogniwa, wiemy, że półogniwo I jest biegunem ujemnym ogniwa (a więc jego potencjał standardowy musi być mniejszy od potencjału katody) oraz znamy potencjał standardowy półogniwa wodorowego (0,00 V), to z łatwością określimy, że potencjał standardowy półogniwa I musi wynosić  $-0,28 \text{ V} + 0,00 \text{ V} = -0,28 \text{ V}$ .

Uzyskana wartość pozwala na jednoznaczną identyfikację metalu.

**Ćwiczenie 5.**

## Zestaw zadań podsumowujących typu maturalnego

**Informacja do zadań**

Przygotowano dwa półogniwa standardowe: niklowe oraz srebrne. Do pierwszej zlewki wprowadzono 100 cm<sup>3</sup> roztworu NiSO<sub>4</sub> o stężeniu 1,00 mol·dm<sup>-3</sup> i włożono blaszkę niklową o masie 20,0 g. Do drugiej zlewki wprowadzono roztwór AgNO<sub>3</sub> o stężeniu 1,00 mol·dm<sup>-3</sup> i włożono blaszkę srebrną o masie 20,0 g. Roztwory wodne znajdujące się w zlewkach połączono kluczem elektrolitycznym (rurką szklaną zawierającą wodny roztwór azotanu(V) potasu KNO<sub>3</sub>), którego zadaniem jest umożliwienie przepływu odpowiednich jonów pomiędzy roztworami elektrolitów tak, aby reguła elektroobojętności każdego z roztworów w zlewkach została spełniona. Blaszki wykonane z niklu i srebra (elektrody) połączono odpowiednimi przewodami zewnętrznymi poprzez woltometr.

**Zadanie 1. (0–2)**

Zapisz schemat przedstawionego ogniwa zgodnie z konwencją sztokholmską. Zapisz równania reakcji przebiegających na katodzie oraz sumaryczne równanie (w formie jonowej skróconej) zachodzącej w ogniwie.

Schemat ogniwa: (–) ..... (+)

Równanie reakcji przebiegającej na anodzie: .....

Równanie reakcji przebiegającej na katodzie: .....

Sumaryczne równanie reakcji zachodzącej w ogniwie: .....

**Wymagania szczegółowe**

III etap edukacyjny – poziom rozszerzony

IX. Elektrochemia. Ogniwa i elektroliza. Uczeń:

- 1) stosuje pojęcia: półogniwo, anoda, katoda, ogniwo galwaniczne, klucz elektrolityczny; potencjał standardowy półogniwa, szereg elektrochemiczny, SEM;
- 2) pisze oraz rysuje schemat ogniwa odwracalnego [...];
- 3) pisze równania reakcji zachodzące na elektrodach (na katodzie i anodzie) ogniwa galwanicznego o danym schemacie [...].

**Zasady oceniania**

2 pkt – poprawne zapisanie schematu ogniwa oraz równań reakcji przebiegających na anodzie, katodzie i sumarycznie w ogniwie.

1 pkt – poprawne zapisanie schematu ogniwa ale niepoprawne zapisanie równań reakcji  
*ALBO*

– poprawne zapisanie równań reakcji przebiegających na anodzie, katodzie i sumarycznie w ogniwie ale niepoprawne zapisanie schematu ogniwa.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższych kryteriów albo brak odpowiedzi.



**Rozwiązanie**

Schemat ogniwa:  $(-) \text{Ni} | \text{Ni}^{2+} (\text{aq}) || \text{Ag}^+ (\text{aq}) | \text{Ag} (+)$

Równanie reakcji przebiegającej na anodzie:  $\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^-$

Równanie reakcji przebiegającej na katodzie:  $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$

Sumaryczne równanie reakcji zachodzącej w ogniwie:  $\text{Ni} + 2\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2\text{Ag}$

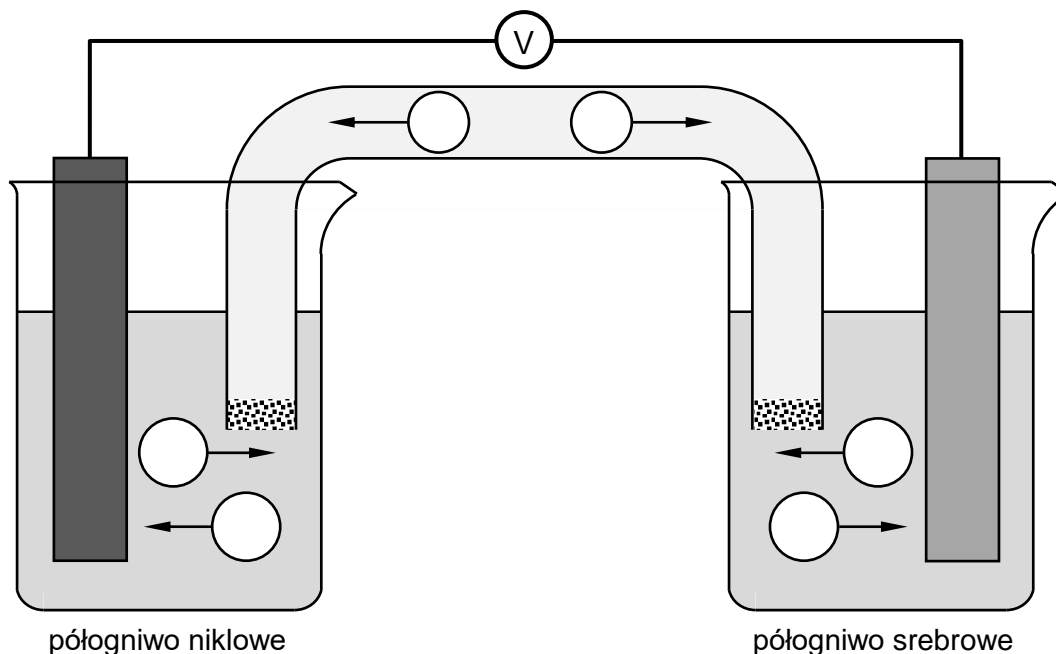
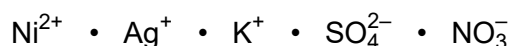
**Komentarz**

Potencjał standardowy półogniwa niklowego jest niższy niż potencjał standardowy półogniwa srebrowego. Wynika z tego, że nikiel jest metalem aktywniejszym od srebra i w opisanym ogniwie będzie ulegał utlenieniu (w trakcie przechodzenia do roztworu w formie kationów), a równocześnie wyprze srebro z roztworu jego związku (czyli redukuje kationy srebra do metalicznego srebra). Anoda jest w ogniwach półogniwem ujemnym, a katoda – dodatnim. Należy to uwzględnić w schemacie ogniwa. Pamiętajmy też, że kolejność półogniw w zapisie schematu ogniwa jest zgodna z kierunkiem przepływu elektronów w pracującym ogniwie: w tym przypadku elektrony przepływają od ujemnej anody niklowej w kierunku dodatniej katody srebrowej.

**Zadanie 2. (0–1)**

Uzupełnij poniższy rysunek, przedstawiający opisanie ogniwo niklowo-srebrowe.

W wyznaczone miejsca wpisz wzory jonów w taki sposób, żeby strzałki wskazywały kierunek, w jakim poszczególne jony, znajdujące się w roztworach w zlewkach oraz w kluczu elektrolitycznym, poruszają się w trakcie pracy ogniwa. Wzory jonów wybierz z poniższych:



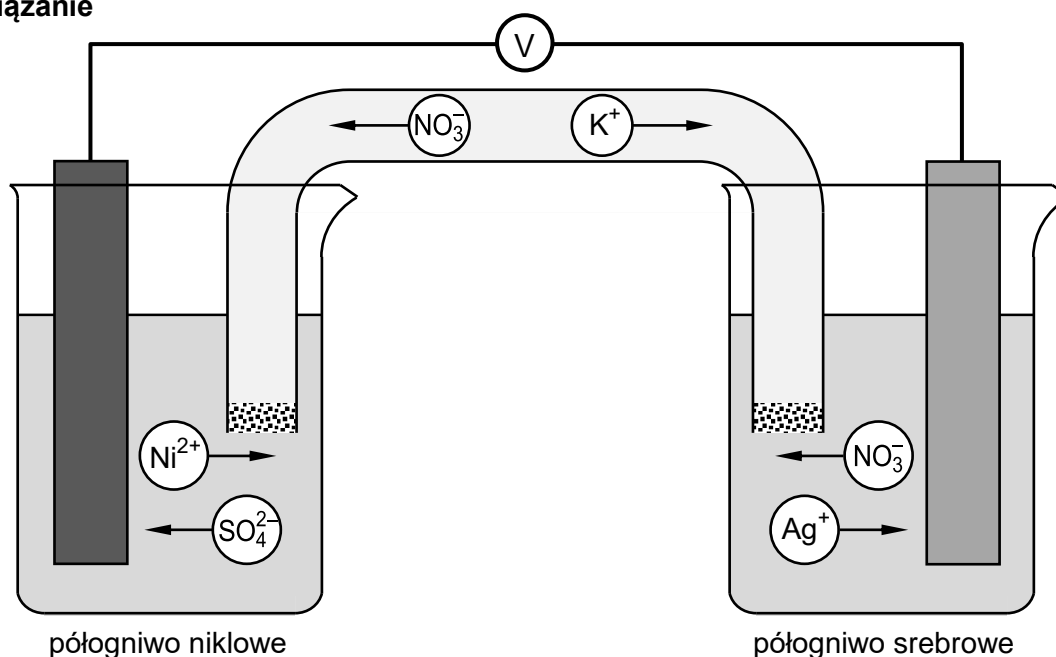
Wymagania szczegółowe
IV etap edukacyjny – poziom rozszerzony IX. Elektrochemia. Ogniwa i elektroliza. Uczeń: 1) stosuje pojęcia: półogniwo, anoda, katoda, ogniwo galwaniczne, klucz elektrolityczny [...]; 10) opisuje [...] działanie [...] źródeł prądu [...].

### Zasady oceniania

1 pkt – poprawne uzupełnienie schematu.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

### Rozwiązanie



### Komentarz

W pracującym ogniwie blaszka niklowa ulega roztwarzaniu, a na blaszce srebrnej osadza się metaliczne srebro. Wiąże się to ze zwiększeniem stężenia kationów niklu w roztworze wokół blaszki niklowej oraz zmniejszeniem stężenia kationów srebra wokół blaszki srebrnej. Kationy niklu oraz kationy srebra będą więc dyfundowały zgodnie z gradientem stężeń: kationy niklu – w głąb roztworu, a kationy srebra – w kierunku blaszki srebrnej. Kationy potasu z klucza elektrolitycznego także będą dyfundowały w kierunku blaszki srebrnej, gdyż wokół niej tworzy się deficyt jonów o ładunku dodatnim. Równocześnie, aby zachować obojętność elektryczną obu roztworów, aniony (siarczany(VI) oraz azotany(V)) będą dyfundowały w kierunku elektrody niklowej, gdzie tworzy się nadmiar jonów o ładunku dodatnim (kationów niklu z roztwarzającej się blaszki). Zauważmy, że w trakcie pracy ogniwa elektrochemicznego aniony dyfundują w kierunku anody, a kationy w kierunku katody.

**Zadanie 3. (0–1)**

Oceń, czy podane poniżej informacje są prawdziwe. Zaznacz P, jeśli informacja jest prawdziwa, albo F – jeśli jest fałszywa.

1.	W trakcie pracy opisanego ogniwa niklowo-srebrowego zielony roztwór siarczanu(VI) niklu(II) ulega powolnemu odbarwieniu.	P	F
2.	W trakcie pracy opisanego ogniwa niklowo-srebrowego prąd elektryczny przepływa w kierunku od blaszki srebrnej do blaszki niklowej.	P	F
3.	Przedstawione ogniwo niklowo-srebrowe generuje w trakcie pracy wyższe napięcie, niż ogniwo cynkowo-ołowiowe (w warunkach standardowych).	P	F

**Wymagania szczegółowe**

III etap edukacyjny – poziom rozszerzony

IX. Elektrochemia. Ogniwa i elektroliza. Uczeń:

1) stosuje pojęcia: [...] ogniwo galwaniczne, [...] SEM;

4) oblicza SEM ogniwa galwanicznego na podstawie standardowych potencjałów półogniw, z których jest ono zbudowane;

10) opisuje [...] działanie [...] źródeł prądu [...].

**Zasady oceniania**

1 pkt – poprawne wskazanie trzech odpowiedzi.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

**Rozwiązanie**

1. – F, 2. – P, 3. – F

**Komentarz**

1. W trakcie pracy ogniwa blaszka niklowa ulega rozтворzeniu, a kolejne kationy niklu przechodzą do roztworu. Skutkuje to pogłębieniem zielonej barwy roztworu.

2. W opisanym ogniwie elektrony przepływają od ujemnego półogniwa niklowego (anody) do dodatniego półogniwa srebrnego (katody). Prąd elektryczny przepływa w odwrotnym kierunku (umownie przyjęto, że prąd elektryczny przepływa od bieguna dodatniego do bieguna ujemnego).

3. SEM półogniwa niklowo-srebrowego wynosi

$$E_{\text{Ag}|\text{Ag}^+}^0 - E_{\text{Ni}|\text{Ni}^{2+}}^0 = 0,800 \text{ V} - (-0,257 \text{ V}) = 1,057 \text{ V}$$

SEM półogniwa cynkowo-ołowiowego wynosi

$$E_{\text{Pb}|\text{Pb}^{2+}}^0 - E_{\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}}^0 = -0,126 \text{ V} - (-0,762 \text{ V}) = 0,636 \text{ V}.$$



Nikiel jest w nadmiarze. Kationy srebra są w niedomiarze (są reagentem limitującym), a więc ulegną całkowitej reakcji.

$$0,100 - 2x = 0, \quad \text{stąd } x = 0,050 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Ni}}^{\text{k}} = 0,341 - 0,050 = 0,291 \text{ mol}$$

$$m_{\text{Ni}}^{\text{k}} = 0,291 \text{ mol} \cdot 58,69 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = \mathbf{17,1 \text{ g}}$$

$$n_{\text{Ag}}^{\text{k}} = 0,185 + 2 \cdot 0,050 = 0,285 \text{ mol}$$

$$m_{\text{Ag}}^{\text{k}} = 0,285 \text{ mol} \cdot 107,87 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = \mathbf{30,7 \text{ g}}$$

1 mol atomów niklu się utlenia, w wyniku czego oddaje 2 mole elektronów. Dlatego ładunek, jaki przepływie w pracującym ogniwie, to:

$$Q = n_{e^-} \cdot F = 2 \cdot 0,050 \text{ mol} \cdot 9,6485 \cdot 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1} = \mathbf{1,93 \cdot 10^4 \text{ C}}$$

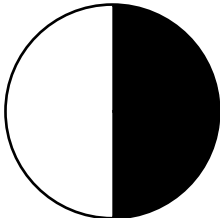
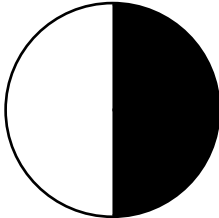
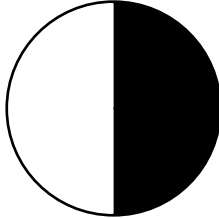
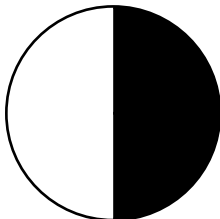
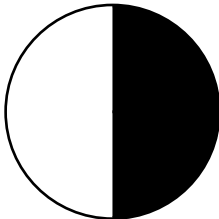
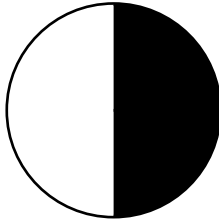
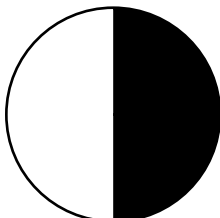
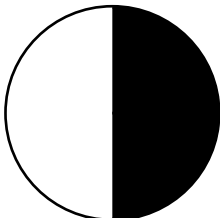
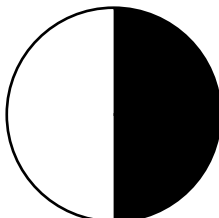
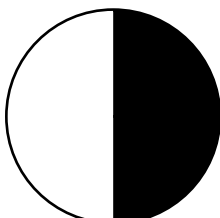
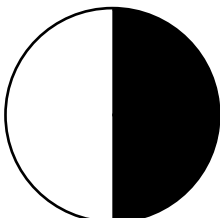
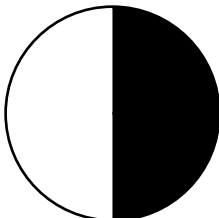
### **Komentarz**

Przedstawione zadanie, choć opisuje ogniwo elektrochemiczne, tak naprawdę jest problemem z zakresu stechiometrii reakcji chemicznych. Aby rozwiązać powyższe zadanie, należy zwrócić uwagę na to, który reagent jest reagentem limitującym – to jego ilość zadecyduje, jaka ilość pozostałych reagentów wejdzie w reakcję oraz jaki ładunek elektryczny przepływie w ogniwie. Opisany problem najlepiej rozwiązać poprzez ułożenie tabeli bilansu materiałowego.



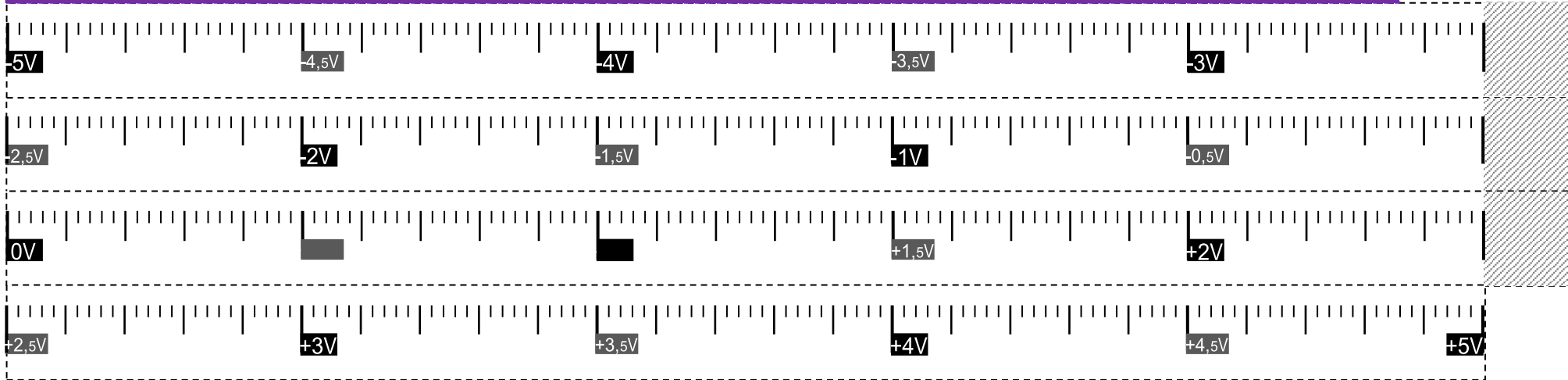
## Karta pracy

Badanie aktywności chemicznej wybranych metali: miedzi, magnezu, ołowiu i cynku.

		Roztwory soli metali			
		CuSO <sub>4</sub>	MgSO <sub>4</sub>	Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	ZnSO <sub>4</sub>
Metale	Cu		4. 	7. 	10. 
	Mg	1. 		8. 	11. 
	Pb	2. 	5. 		12. 
	Zn	3. 	6. 	9. 	

Mg	1,61 V	Zn	Cu	1,16 V	Au
Ni	1,76 V	Au	Fe	0,79 V	Cu
Mn	1,06 V	Pb	Mg	1,19 V	Mn
Pb	1,63 V	Au	Pb	0,93 V	Ag
Mg	1,93 V	Fe	Ag	0,70 V	Au
Mg	2,25 V	Pb	Zn	0,51 V	Ni

**Mg** 2,37 V H<sub>2</sub>



✂ ----- sklej