

<i>Rodzaj dokumentu:</i>	Materiał dodatkowy
<i>Zagadnienie:</i>	Elektrochemia – część 2. Standardowe potencjały redukcji
<i>Egzamin:</i>	Egzamin maturalny
<i>Przedmiot:</i>	Chemia
<i>Poziom egzaminu:</i>	Rozszerzony
<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

Zagadnienia związane z elektrochemią wróciły po kilku latach nieobecności do podstawy programowej kształcenia ogólnego szkoły ponadpodstawowej, zarówno w zakresie podstawowym, jak i w rozszerzonym. Elementy tego działu (takie jak szereg aktywności metali i niemetalu, kwestie przewidywania możliwości przebiegu reakcji redoks) były, co prawda, obecne w podstawie programowej trzyletniego liceum na podbudowie gimnazjum, jednak w oderwaniu od pojęć półogniwa elektrochemicznego oraz potencjału standardowego redoks, te treści nie mogły być dobrze zrozumiane przez uczniów.

W materiale [Elektrochemia – część 1. Szereg elektrochemiczny metali](#) przedstawiono propozycje metodyczne i metodologiczne wprowadzania podstawowych zagadnień z zakresu elektrochemii, takich jak: półogniwo metaliczne, potencjał standardowy półogniwa oraz podstawy działania ogniwa elektrochemicznego. Niniejszy materiał jest kontynuacją tych rozważań – omówiono w nim bardzo szczegółowo pojęcie potencjału standardowego dla wszystkich par redoks: nie tylko dla półogniw metalicznych, lecz także dla innych półogniw redoks. Zwrócono uwagę na interpretację wartości potencjału standardowego dla danej pary redoks i sposób korzystania z tabeli standardowych potencjałów redukcji przy przewidywaniu przebiegu reakcji utleniania-redukcji oraz zaprezentowano treści, które mogą się pojawić w zadaniach egzaminacyjnych na egzaminie maturalnym – Formuła 2023.

Podobnie jak w części pierwszej rozważania teoretyczne dotyczące wymienionych pojęć z dziedziny elektrochemii wzbogacono przygotowanymi dla tych zagadnień doświadczeniami i ćwiczeniami.

2. Wymagania zawarte w podstawie programowej w zakresie elektrochemii

III etap edukacyjny – poziom rozszerzony

VII. Systematyka związków nieorganicznych. Uczeń:

- 9) opisuje typowe właściwości chemiczne kwasów, w tym zachowanie wobec metali [...], projektuje i przeprowadza odpowiednie doświadczenia; pisze odpowiednie równania reakcji;
- 10) klasyfikuje poznane kwasy ze względu na ich [...] właściwości utleniające.

VIII. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń:

- 1) stosuje pojęcia: stopień utlenienia, utleniacz, reduktor, utlenianie, redukcja;
- 2) wskazuje utleniacz, reduktor, proces utleniania i redukcji w podanej reakcji;
- 5) stosuje zasady bilansu elektronowo-jonowego – dobiera współczynniki stechiometryczne w schematach reakcji utleniania-redukcji (w formie cząsteczkowej i jonowej);
- 6) przewiduje kierunek przebiegu reakcji utleniania-redukcji na podstawie wartości potencjałów standardowych półogniw; pisze odpowiednie równania reakcji;
- 7) przewiduje przebieg reakcji utleniania-redukcji związków organicznych.

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. Interpretacja wartości potencjałów standardowych półogniw metalicznych.

W materiale [Elektrochemia – część 1. Szereg elektrochemiczny metali](#) szczegółowo omówiono, czym jest szereg aktywności metali oraz potencjał standardowy półogniwa metalicznego.

Szereg aktywności metali to uporządkowany zbiór metali, uszeregowanych od największej do najmniejszej aktywności rozumianej poprzez możliwość reakcji danego metalu z kationami innych metali znajdujących się w roztworze wodnym i wyparcia tych metali z roztworów ich związków. **Im bardziej aktywny metal, tym silniejszym jest reduktorem** i może przekazać swoje elektrony walencyjne kationom mniej aktywnych metali (może je zredukować). **Ilościową miarą aktywności chemicznej jest potencjał standardowy półogniwa. Im niższa wartość potencjału standardowego** (a więc im silniej ujemnie ładuje się blaszka metaliczna umieszczona w roztworze), **tym aktywniejszy metal.**

Jeśli wartość potencjału standardowego półogniwa metalicznego jest miarą aktywności chemicznej metalu, to czy można ją powiązać z właściwościami i budową atomów metali?



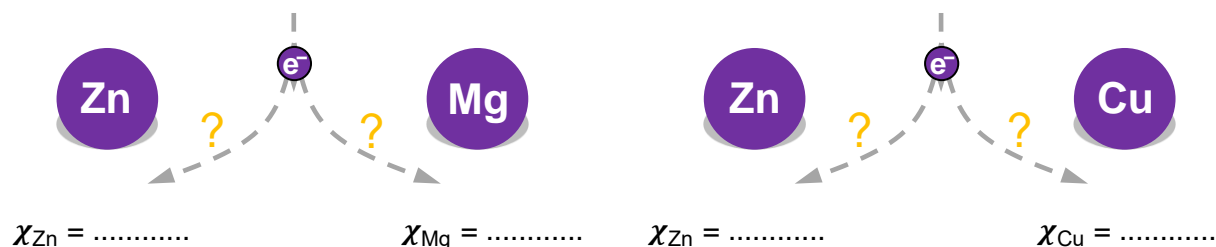
Ćwiczenie 1.

Zestaw dla ucznia

Elektroujemność jest wielkością charakteryzującą w sposób ilościowy siłę przyciągania elektronów przez izolowany (czyli znajdujący się w próżni) atom danego pierwiastka w procesie tworzenia związku chemicznego z atomem innego pierwiastka.

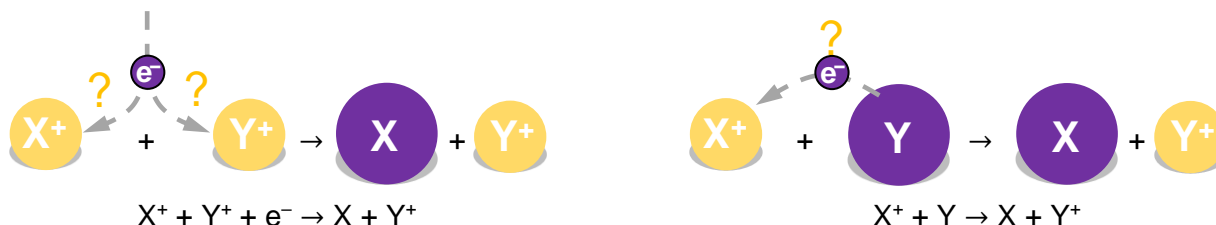
Odczytaj z układu okresowego pierwiastków chemicznych i zanotuj, wartość elektroujemności (χ) dla atomów: magnezu, cynku oraz miedzi. Porównaj wartości elektroujemności par atomów: cynk – magnez i cynk – miedź. Rozstrzygnij, przez który z atomów (w stanie gazowym) będzie silniej przyciągany swobodny elektron poruszający się w pobliżu wymienionych atomów.

Na podstawie zebranych informacji, uzupełnij poniższe zdania.



Wartość elektroujemności magnezu jest (większa / mniejsza) niż wartość elektroujemności cynku, co oznacza, że atom magnezu (silniej / słabiej) przyciąga elektron niż atom cynku. Z kolei miedź, w porównaniu do cynku, ma (większą / mniejszą) wartość elektroujemności, co oznacza, że atom miedzi (silniej / słabiej) przyciąga poruszający się elektron niż atom cynku.

Porównywanie wartości elektroujemności atomów pozwala na przybliżoną ocenę zachowania się elektronu w pobliżu kationów (o takiej samej wartości ładunku elektrycznego) tych metali. Jeśli atom X ma elektroujemność większą, niż atom Y (atom X przyciąga elektrony silniej niż atom Y), to kation X^+ także będzie przyciągał elektrony silniej niż kation Y^+ . Kation X^+ (dzięki większej wartości siły Coulomba) będzie silniej przyciągał swobodnie poruszający się elektron niż kation Y^+ oraz będzie w stanie oderwać elektron od atomu Y:



Opisane zachowania będą zachodziły samorzutnie, to znaczy bez wykonania pracy nad układem; nie jest potrzebny żaden zewnętrzny bodziec, aby przemiana ta nastąpiła.

Rozstrzygnij, która reakcja z poniższych par hipotetycznych reakcji (1. czy 2. oraz 3. czy 4.) mogłaby przebiegać samorzutnie (w fazie gazowej). W oparciu o załączoną powyżej informację, uzasadnij wybór.

Para I	Para II
1. $Zn(g) + Mg^+(g) \rightarrow Zn^+(g) + Mg(g)$ 2. $Mg(g) + Zn^+(g) \rightarrow Mg^+(g) + Zn(g)$	3. $Zn(g) + Cu^+(g) \rightarrow Zn^+(g) + Cu(g)$ 4. $Cu(g) + Zn^+(g) \rightarrow Cu^+(g) + Zn(g)$
Rozstrzygnięcie:	Rozstrzygnięcie:
Uzasadnienie:	Uzasadnienie:

**Ćwiczenie 1.**

Komentarz dla nauczyciela

Wymagania szczegółowe

III etap edukacyjny – poziom rozszerzony

II. Budowa atomu. Uczeń:

5) [...] wskazuje związek między budową elektronową atomu a położeniem pierwiastka w układzie okresowym i jego właściwościami [...] chemicznymi.

$$\chi_{\text{Mg}} = 1,3 \quad \chi_{\text{Zn}} = 1,7 \quad \chi_{\text{Cu}} = 1,9$$

Wartość elektroujemności magnezu jest (większa / **mniejsza**) niż wartość elektroujemności cynku, co oznacza, że atom magnezu (silniej / **słabiej**) przyciąga elektron niż atom cynku. Z kolei miedź, w porównaniu do cynku, ma (**większa** / mniejszą) wartość elektroujemności, co oznacza, że atom miedzi (**silniej** / słabiej) przyciąga poruszający się elektron niż atom cynku.

Para I	Para II
1. $\text{Zn (g)} + \text{Mg}^+(\text{g}) \rightarrow \text{Zn}^+(\text{g}) + \text{Mg (g)}$ 2. $\text{Mg (g)} + \text{Zn}^+(\text{g}) \rightarrow \text{Mg}^+(\text{g}) + \text{Zn (g)}$	3. $\text{Zn (g)} + \text{Cu}^+(\text{g}) \rightarrow \text{Zn}^+(\text{g}) + \text{Cu (g)}$ 4. $\text{Cu (g)} + \text{Zn}^+(\text{g}) \rightarrow \text{Cu}^+(\text{g}) + \text{Zn (g)}$
Rozstrzygnięcie: reakcja 2.	Rozstrzygnięcie: reakcja 3.
Uzasadnienie: Swobodny kation cynku Zn^+ silniej przyciąga elektrony niż swobodny kation magnezu Mg^+, dlatego wyrwie on elektron z atomu magnezu.	Uzasadnienie: Swobodny kation miedzi Cu^+ silniej przyciąga elektrony niż swobodny kation cynku Zn^+, dlatego wyrwie on elektron z atomu cynku.

W roztworach wodnych mogą istnieć, jako trwałe, jedynie dwudodatnie jony magnezu, cynku i miedzi: $\text{Mg}^{2+}(\text{aq})$, $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$ i $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$. Przez te jony mogą także być przyłączane elektrony, w wyniku czego następuje przekształcanie jonów w atomy metalu, które następnie łączą się wiązaniem metalicznym i wytrącają się z roztworu w postaci kryształów danego metalu. Do oceny zdolności przyłączania elektronów przez uwodnione jony metali nie możemy jednak wykorzystać wartości elektroujemności swobodnych atomów. Spróbujmy zatem odpowiedzieć na pytanie, czy w przypadku drobin znajdujących się w roztworze wodnym można zdolność przyłączania elektronów opisać ilościowo w inny sposób.

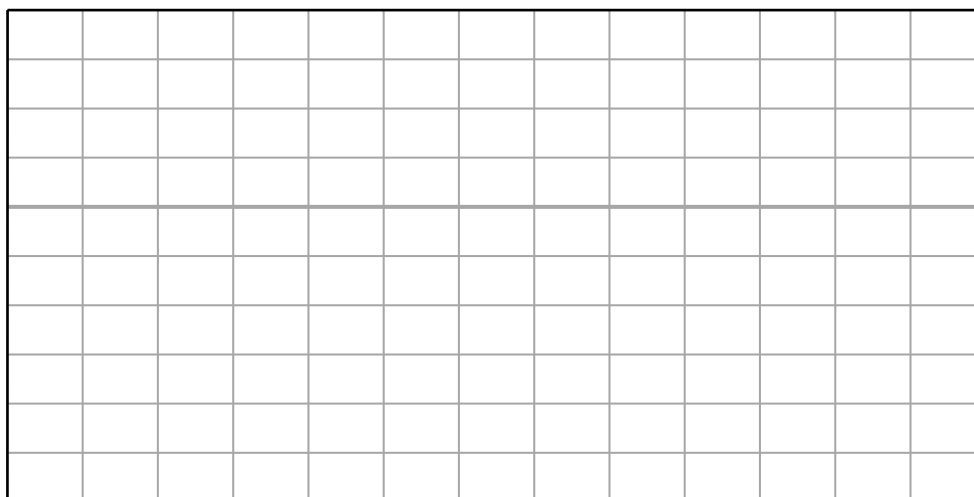


Ćwiczenie 2.
Zestaw dla ucznia

W poniższej tabeli przedstawiono wartości elektroujemności (χ) dla atomów wybranych metali Me oraz wartości potencjałów standardowych półogniw metalicznych (E^0) utworzonych z tych metali i zanurzonych w roztworze zawierającym kationy metali $Me|Me^{n+}(aq)$, których stężenie wynosi $1,00 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$.

	← Wzrost aktywności metali →								
Metal	Mg	Al	Mn	Zn	Fe	Ni	Cu	Pt	Au
χ_{Me} [brak jednostki]	1,3	1,6	1,6	1,7	1,8	1,9	1,9	2,2	2,4
$E^0_{Me Me^{n+}}$ [V]	-2,36	-1,68	-1,18	-0,76	-0,44	-0,26	0,34	1,18	1,50

Narysuj wykres zależności wartości potencjału standardowego dla – wymienionych w tabeli – półogniw metalicznych od wartości elektroujemności metali tworzących te półogniwa. Przyjmij odpowiednią skalę i opisz w sposób jednoznaczny osie. Na wykresie narysuj linię najlepszego dopasowania, czyli prostą ilustrującą ogólny trend (ta linia nie musi przebiegać przez żaden z punktów na wykresie, jednak te punkty powinny się znajdować możliwie blisko linii najlepszego dopasowania). Sformułuj wnioski, jakie można wyciągnąć z analizy narysowanego wykresu.



Wnioski:

.....

.....



Ćwiczenie 2.

Komentarz dla nauczyciela

Wymagania szczegółowe

III etap edukacyjny – poziom rozszerzony

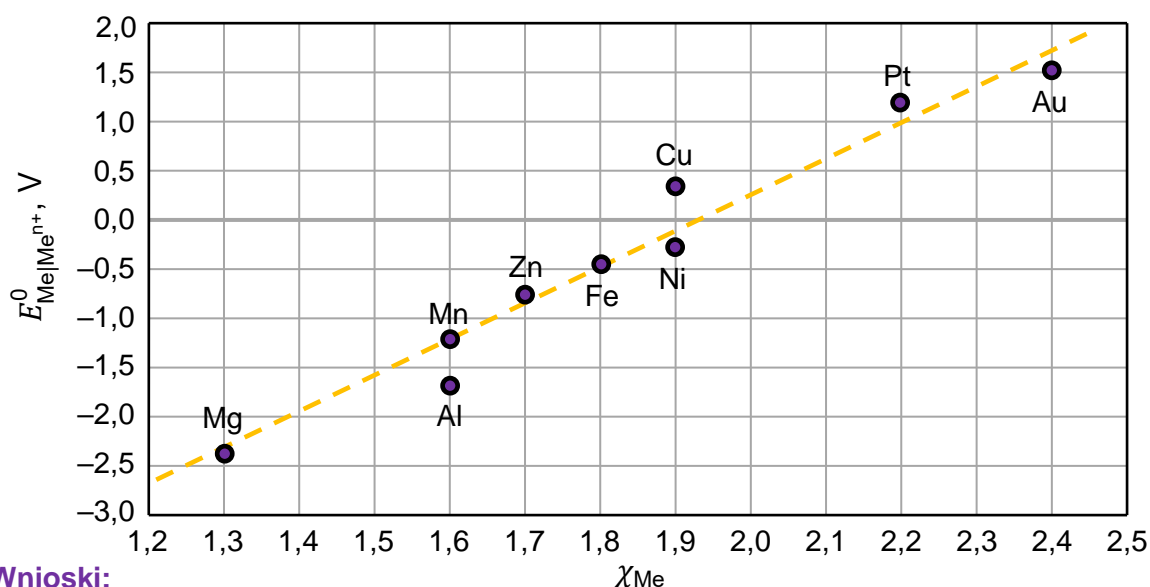
II. Budowa atomu. Uczeń:

5) [...] wskazuje związek między budową elektronową atomu a położeniem pierwiastka w układzie okresowym i jego właściwościami [...] chemicznymi.

VIII. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń:

1) stosuje pojęcia: [...] utleniacz, reduktor, utlenianie, redukcja;

6) przewiduje kierunek przebiegu reakcji utleniania-redukcji na podstawie wartości potencjałów standardowych półogniów [...].



Wnioski:

- Punkty odnoszące się do poszczególnych metali występują na wykresie w takiej samej kolejności, jak w szeregu aktywności metali.
- Im większa elektroujemność atomu, tym większa wartość potencjału standardowego półogniwa metalicznego utworzonego przez ten metal. Obie wielkości – elektroujemność i potencjał standardowy półogniwa – są związane z aktywnością metali.
- Elektroujemność nie jest odpowiednią wielkością do oceny aktywności metalu, gdyż zdarza się, że kilka pierwiastków charakteryzuje taka sama wartość elektroujemności.
- Dodatkowo – czego nie można stwierdzić na podstawie analizy powyższego wykresu zawierającego jedynie wybrane metale – kolejność metali ułożonych względem wzrastającej elektroujemności nie musi się okazać identyczna z kolejnością metali w szeregu aktywności.

Z wykonanego ćwiczenia wynika bardzo ważny wniosek: wartość potencjału standardowego półogniów (dla drobin znajdujących się w roztworze) może być uznawana za wielkość będącą odpowiednikiem elektroujemności (dla swobodnych atomów, w stanie gazowym), pod względem porównywania jakościowego oddziaływań fizycznych.

Wartości potencjałów standardowych można interpretować jako ilościową miarę siły elektrostatycznej, z jaką forma utleniona i forma zredukowana (danej sprzężonej pary redoks) – znajdujące się w roztworze wodnym – przyciągają elektrony.

Im wyższy potencjał standardowy, tym silniej forma utleniona (tworząca daną parę redoks) przyciąga elektrony, dlatego tym silniejszym utleniaczem jest ta drobina. Równocześnie – im wyższy potencjał standardowy, tym forma zredukowana silniej przyciąga własne elektrony i aby nie przekazywać ich innym drobinom, jest słabszym reduktorem. Analogicznie: drobinę tworzącą parę redoks o niskich wartościach potencjału standardowego są słabymi utleniaczami (forma utleniona), ale silnymi reduktorami (forma zredukowana).

Za punkt odniesienia w porównywaniu właściwości utleniająco-redukujących drobin przyjęto wodór, a dokładniej – parę redoks: cząsteczkę wodoru i kation wodoru. Jeśli potencjał standardowy danych par redoks okazuje się dodatni, to formy utlenione są silniejszymi utleniaczami niż kation wodoru (efektywniej wyrwywają elektrony z drobin, które mogą ulec utlenieniu). Jeżeli natomiast potencjał standardowy jest ujemny, to formy utlenione są słabszymi utleniaczami od kationu wodoru. Analogicznie rozważamy formy zredukowane – jeśli potencjał standardowy danych par redoks jest dodatni, to formy zredukowane są słabszymi reduktorami niż wodór cząsteczkowy, jeśli natomiast potencjał standardowy form zredukowanych jest ujemny, to są one lepszymi reduktorami od wodoru cząsteczkowego.

Omówione wnioski przedstawiono na poniższym diagramie:

	Forma utleniona		E^0, V		Forma zredukowana
	Słabe utleniacze				Silne reduktory
wzrost właściwości utleniających	Na ⁺	SÓD			Na
	Mg ²⁺	MAGNEZ	-2,710		Mg
	Zn ²⁺	CYNK	-0,762		Zn
	Fe ²⁺	ŻELAZO	-0,447		Fe
	Pb ²⁺	OŁÓW	-0,126		Pb
	H ⁺	WODÓR	0,000		H ₂
	Cu ²⁺	MIEDŹ	0,342		Cu
	Ag ⁺	SREBRO	0,800		Ag
	Au ³⁺	ZŁOTO	1,498		Au
	Silne utleniacze				Słabe reduktory

Metale aktywne

wzrost aktywności emetali

Metale szlachetne

wzrost wartości potencjału redoks

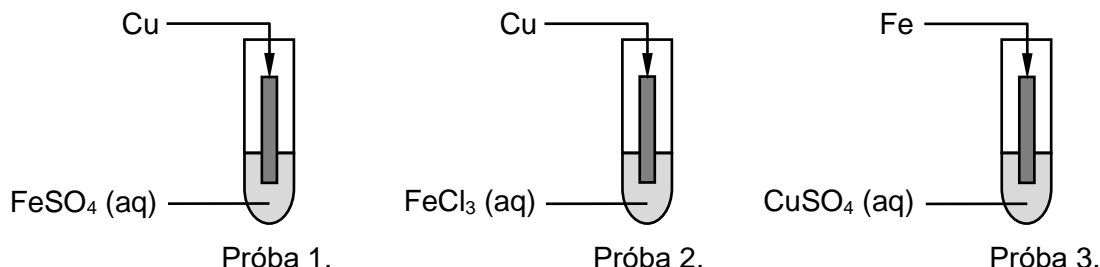
wzrost właściwości redukujących

Metale aktywne zaliczamy do silnych reduktorów, natomiast ich jony są słabymi utleniaczami – bardzo niechętnie biorą udział w jakichkolwiek reakcjach redoks. Przykładami takich jonów są jony K⁺, Na⁺.

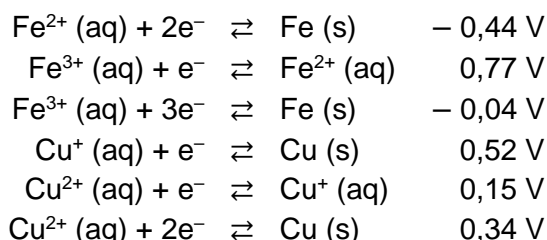
Jony metali szlachetnych zaliczamy do silnych utleniaczy. Metale szlachetne są słabymi reduktorami – bardzo rzadko uczestniczą w jakichkolwiek reakcjach redoks (np. Au, Pt).

**Doświadczenie 1.****Informacje dla ucznia**

Twoim zadaniem będzie zbadanie zachowania się jonów żelaza(II) i żelaza(III) wobec metalicznej miedzi oraz jonów miedzi(II) wobec metalicznego żelaza.



Poniżej przedstawiono wybrane równania procesów utleniania-redukcji, którym ulegać mogą badane jony i metale, oraz wartości potencjałów standardowych dla wymienionych par redoks.



Dla każdego przygotowanego układu sformułuj hipotezę (zaznacz TAK albo NIE) dotyczącą możliwości zajścia reakcji w próbach 1.–3. Następnie przeprowadź opisane próby, zapisz obserwacje, oceń prawdziwość hipotezy, sformułuj wnioski i napisz równanie reakcji (jeżeli reakcja zachodzi).

Próba 1.

Hipoteza		Obserwacje
Kation Fe^{2+} może utlenić metaliczną miedź.	(TAK / NIE)	

Ocena hipotezy i wnioski:

.....

Równanie reakcji:

Próba 2.

Hipoteza		Obserwacje
Kation Fe^{3+} może utlenić metaliczną miedź.	(TAK / NIE)	

Ocena hipotezy i wnioski:

.....

Równanie reakcji:

Próba 3.

Hipoteza		Obserwacje
Kation Cu^{2+} może utlenić metaliczne żelazo.	(TAK / NIE)	

Ocena hipotezy i wnioski:

.....

Równanie reakcji:

**Doświadczenie 1.**

Komentarz dla nauczyciela

Wymagania szczegółowe

III etap edukacyjny – poziom rozszerzony

VIII. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń:

- 1) stosuje pojęcia: stopień utlenienia, utleniacz, reduktor, utlenianie, redukcja;
- 2) wskazuje utleniacz, reduktor, proces utleniania i redukcji w podanej reakcji;
- 6) przewiduje kierunek przebiegu reakcji utleniania-redukcji na podstawie wartości potencjałów standardowych półogniw; pisze odpowiednie równania reakcji;

X. Metale, niemetale i ich związki. Uczeń:

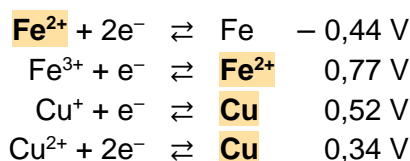
- 6) projektuje i przeprowadza doświadczenie, którego wynik pozwoli porównać aktywność chemiczną metali; pisze odpowiednie równania reakcji.

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

- trzy roztwory soli – w buteleczkach z zakraplaczem lub w podpisanych pipetach kapilarnych (przechowywanych później w pojemniku ssawką do dołu):
 - FeSO₄ – roztwór o stężeniu 0,1 mol·dm⁻³ (2,8 g FeSO₄·7H₂O rozpuścić w wodzie i dopełnić do objętości roztworu równej 100 cm³)
 - FeCl₃ – roztwór o stężeniu 0,1 mol·dm⁻³ (2,7 g FeCl₃·6H₂O rozpuścić w wodzie i dopełnić do objętości roztworu równej 100 cm³)
 - CuSO₄ – roztwór o stężeniu 0,1 mol·dm⁻³ (2,5 g CuSO₄·5H₂O rozpuścić w wodzie i dopełnić do objętości roztworu równej 100 cm³)
- trzy blaszki metaliczne, wyczyszczone papierem ściernym: dwie miedziane i jedną żelazną (stalową), zamiast blaszek można użyć drutu
- trzy próbówki

Uwaga! Roztwór zawierający jony Fe²⁺ jest nietrwały i należy go przygotowywać każdorazowo przed wykonaniem doświadczenia. Pozostałe roztwory są trwałe. Jony Fe³⁺ silnie hydrolizują w roztworze wodnym – dlatego w celu zahamowania tego procesu należy po przygotowaniu roztworu zakwasić go kilkoma mililitrami stężonego kwasu solnego. Tak przygotowany roztwór jest silnie drażniący – należy zachować ostrożność podczas pracy. W celu zaoszczędzenia czasu podczas doświadczenia można zawartości próbówek ogrzać w płomieniu palnika (zwłaszcza próbówka w próbie 2. może wymagać ogrzania). Aby przeanalizować przedstawione równania równowag reakcji wraz z przypisanymi im wartościami potencjałów standardowych, musimy na początku odnaleźć te, w których występują substraty wykorzystywane w doświadczeniu.

W przypadku próby 1. będą to:



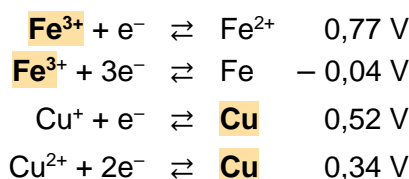
Rozważmy następujące przypadki:

1. Miedź może ulec utlenieniu (do kationów Cu⁺ lub Cu²⁺), a kationy Fe²⁺ mogą się utlenić do kationów Fe³⁺ albo zredukować do metalicznego żelaza.

2. W probówce musi przebiegać reakcja utleniania i redukcji, a skoro miedź może jedynie się utleniać, to kationy Fe^{2+} muszą ulec redukcji.
3. Para redoks Fe^{2+} i Fe charakteryzuje się niską wartością potencjału standardowego ($-0,44\text{ V}$). Wynika z tego, że kation Fe^{2+} słabiej przyciąga elektrony od innych drobin, czyli jest słabym utleniaczem. Przyciąganie elektronów przez atomy miedzi okazuje się dużo silniejsze niż przyciąganie elektronów przez jony Fe^{2+} (potencjały standardowe równe $0,52\text{ V}$ lub $0,34\text{ V}$, w zależności od ładunku sprzężonej formy utlenionej). Wynika z tego, że kationy Fe^{2+} nie mogą utlenić miedzi.

Wniosek: W próbie 1. reakcja nie zachodzi.

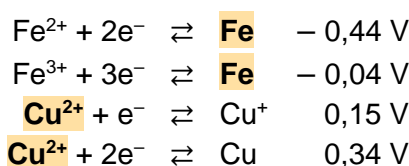
W przypadku próby 2. należy rozważyć następujące potencjalne reakcje:



1. Analogicznie jak w doświadczeniu 1. – miedź może ulec jedynie utlenieniu (do kationów Cu^+ lub Cu^{2+}).
2. Utleniaczem może być jedynie jon Fe^{3+} , który może ulec redukcji do dwóch różnych produktów (Fe^{2+} lub Fe).
3. Atomy miedzi silnie przyciągają swoje elektrony (o czym świadczą wysokie, dodatnie wartości potencjałów standardowych). Dlatego aby je utlenić, należy użyć silnego utleniacza, którego potencjał standardowy będzie wyższy od potencjału pary redoks z udziałem metalicznej miedzi.
4. Widzimy, że para Fe^{3+} i Fe^{2+} ma bardzo wysoki potencjał standardowy ($0,77\text{ V}$), stąd wnioskujemy, że to kation Fe^{3+} bardzo silnie przyciąga jeden elektron, a w efekcie redukuje się do kationu Fe^{2+} (kation Fe^{3+} dużo słabiej przyciąga trzy elektrony jednocześnie).
5. Pojawia się teraz pytanie, do jakiej formy – Cu^+ czy Cu^{2+} – miedź zostanie utleniona przez kation Fe^{3+} . Sprzężona para Cu i Cu^{2+} ma niższy potencjał standardowy, a więc łatwiej będzie utlenić miedź do jonu miedzi(II) (wyrwać jej dwa elektrony) niż poprzestać na kationie Cu^+ . Wynika to z faktu, że potencjały standardowe są podawane dla reakcji biegnących w roztworze wodnym, a kationy miedzi(II) są dużo silniej hydratowane, czyli otaczane cząsteczkami wody (a więc są stabilniejsze, powstają łatwiej), niż bardzo nietrwałe kationy miedzi(I).

Wniosek: W próbie 2. kationy żelaza(III) utleniają metaliczną miedź do kationów miedzi(II), a same ulegają redukcji do kationów żelaza(II).

Próba 3. objęła metaliczne żelazo i kationy miedzi(II). Dlatego jako potencjalne należy rozważyć następujące reakcje:



1. Kation Cu^{2+} , przechodzący w kation Cu^+ jest słabym utleniaczem (potencjał 0,15 V), ale gdy przechodzi w metaliczną miedź, wykazuje silniejsze powinowactwo do elektronów, a więc dużo silniejsze właściwości redukujące (potencjał 0,34 V).
2. Kation Cu^{2+} będzie się redukował do metalicznej miedzi, o ile będzie mógł utlenić jakąś drobinę. Warunkiem jest, aby potencjał danej sprzężonej pary redoks był niższy niż 0,34 V.
3. Obie sprzężone pary redoks z udziałem żelaza: Fe^{2+} i Fe oraz Fe^{3+} i Fe mają potencjały niższe niż 0,34 V, jednak potencjał pary Fe^{2+} i Fe ma spośród nich niższą wartość (– 0,44 V). Wynika z tego, że żelazo łatwiej utlenia się do jonu Fe^{2+} niż do jonu Fe^{3+} .

Wniosek: W próbie 3. kationy miedzi(II) utleniają metaliczne żelazo do kationów żelaza(II), a same redukują się do metalicznej miedzi.

Uwaga! Należy pamiętać, że każda hipoteza zaproponowana przez ucznia jest **poprawna**. Nie każda natomiast może okazać się **prawdziwa**.

Próba 1.:

Obserwacje: brak zmian

Wnioski: Kationy żelaza(II) Fe^{2+} (aq) nie są w stanie utlenić metalicznej miedzi.

Równanie reakcji: ———

Próba 2.:

Obserwacje: Blaszka miedziana roztwarza się częściowo, roztwór zmienia barwę z żółtej (żółtopomarańczowej/żółtobrazowej) na niebieskozieloną (turkusowozieloną).

Wnioski: Kationy żelaza(III) Fe^{3+} (aq) są w stanie utlenić metaliczną miedź do kationów miedzi(II), a same redukują się do kationów żelaza(II)

Równanie reakcji: $\text{Cu} + 2\text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{Fe}^{2+}$

Próba 3.:

Obserwacje: Blaszka wykonana z żelaza roztwarza się częściowo, roztwór zmienia barwę z niebieskiej na jasnozieloną. Na blaszce osadza się różowobrazowy osad.

Wnioski: Kationy miedzi(II) Cu^{2+} (aq) mogą utlenić metaliczne żelazo do kationów żelaza(II), a same redukują się do metalicznej miedzi.

Równanie reakcji: $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$

Przeanalizowany w doświadczeniu 1. materiał, może wystąpić w arkuszu na egzaminie maturalnym w postaci zadań, które przedstawiamy poniżej.

**Ćwiczenie 3.**

Zestaw zadań typu maturalnego

Zadanie 1. (0–1)

W poniższej tabeli przedstawiono równania reakcji redukcji jonów wybranych metali oraz wartości potencjałów standardowych dla wymienionych par redoks.

Równania reakcji redukcji	Potencjał standardowy E^0, V
$Ce^{3+} (aq) + 3e^- \rightleftharpoons Ce (s)$	- 2,34
$Ce^{4+} (aq) + e^- \rightleftharpoons Ce^{3+} (aq)$	1,72
$In^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons In (s)$	- 0,34
$Sn^{2+} (aq) + 2e^- \rightleftharpoons Sn (s)$	- 0,14
$Sn^{4+} (aq) + 2e^- \rightleftharpoons Sn^{2+} (aq)$	0,15

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

1.	Metaliczny cer jest silniejszym reduktorem niż metaliczny ind.	P	F
2.	Kation Ce^{4+} jest w stanie utlenić kation Sn^{2+} do kationu Sn^{4+} .	P	F
3.	Po wprowadzeniu blaszki wykonanej z cyny do roztworu chlorku indu(III) zajdzie reakcja opisana równaniem: $Sn (s) + In^{3+} (aq) \rightarrow Sn^{2+} (aq) + In (s)$	P	F

Wymagania szczegółowe

III etap edukacyjny – poziom rozszerzony

VIII. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń:

1) stosuje pojęcia: [...] utleniacz, reduktor, utlenianie, redukcja;

6) przewiduje kierunek przebiegu reakcji utleniania-redukcji na podstawie wartości potencjałów standardowych półogniw; pisze odpowiednie równania reakcji.

Zasady oceniania

1 pkt – poprawne wskazanie trzech odpowiedzi.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

1 – P, 2 – P, 3 – F.

Komentarz

- Para redoks Ce/Ce^{3+} ma niższy potencjał standardowy (- 2,34 V) niż para In/In^{3+} (- 0,34 V). Oznacza to, że metaliczny cer przyciąga własne elektrony słabiej od metalicznego indu, łatwiej przechodzi w stan jonowy (Ce^{3+}) a więc jest lepszym reduktorem niż metaliczny ind.
- Potencjał standardowy pary Ce^{3+}/Ce^{4+} jest wyższy (1,72 V) niż potencjał standardowy pary Sn^{2+}/Sn^{4+} (0,15 V). Oznacza to, że kation Ce^{4+} silniej przyciąga elektrony (a więc jest

silniejszym utleniaczem, chętniej ulega redukcji) niż kation Sn^{4+} . Z tego względu kation Ce^{4+} będzie w stanie utlenić kation Sn^{2+} do kationu Sn^{4+} .

3. Aby kation In^{3+} mógł utlenić metaliczną cynę do kationu Sn^{2+} , standardowy potencjał pary In/In^{3+} musiałby być wyższy od standardowego potencjału pary Sn/Sn^{2+} , czyli kation In^{3+} musiałby mieć silniejsze właściwości utleniające niż kation Sn^{2+} . Standardowy potencjał półogniwa indowego jest jednak wyraźnie niższy niż standardowy potencjał półogniwa cynowego. Opisana reakcja nie może więc zajść - po zanurzeniu metalicznej cyny w roztworze chlorku indu(III) nie będziemy obserwowali żadnych zmian. Mogłaby natomiast zajść reakcja między metalicznym indem a roztworem chlorku cyny(II):
 $\text{In (s)} + \text{Sn}^{2+} (\text{aq}) \rightarrow \text{In}^{3+} (\text{aq}) + \text{Sn (s)}$.

Zadanie 2. (0–2)¹

Ze zbioru:



wybierz drobinę spełniające warunki opisane w poniższej tabeli. Symbole i wzory wybranych drobin wpisz w wyznaczone miejsca.

Metale, które wypierają miedź z roztworu azotanu(V) miedzi(II):	
Kationy, które mogą być zredukowane za pomocą niklu:	
Drobina, która najłatwiej oddaje elektrony:	
Drobina, która najchętniej przyjmuje elektrony:	

Wymagania szczegółowe
III etap edukacyjny – poziom rozszerzony VIII. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń: 1) stosuje pojęcia: [...] utleniacz, reduktor, utlenianie, redukcja; 6) przewiduje kierunek przebiegu reakcji utleniania-redukcji na podstawie wartości potencjałów standardowych półogniw [...]. X. Metale, niemetale i ich związki. Uczeń: 6) projektuje i przeprowadza doświadczenie, którego wynik pozwoli porównać aktywność chemiczną metali [...].

Zasady oceniania

2 pkt – poprawne uzupełnienie czterech wierszy tabeli.

1 pkt – poprawne uzupełnienie trzech lub dwóch wierszy tabeli.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższych kryteriów albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

Metale, które wypierają miedź z roztworu azotanu(V) miedzi(II):	Fe, Ni, Co
Kationy, które mogą być zredukowane za pomocą niklu:	Cu^{2+}, Ag^+
Drobina, która najłatwiej oddaje elektrony:	Fe
Drobina, która najchętniej przyjmuje elektrony:	Ag^+

¹Źródło: Maj 2019, zadanie 10.

Komentarz

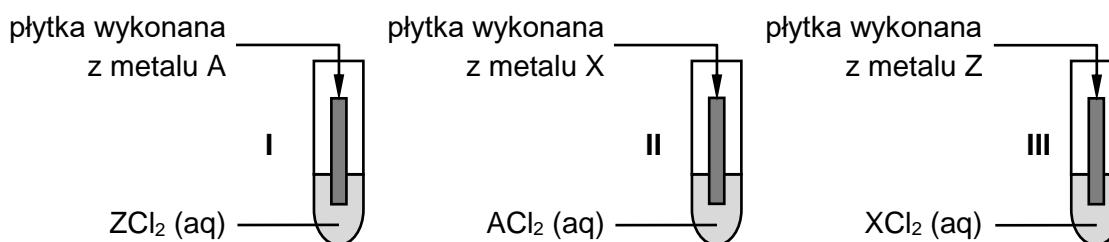
Przed rozpoczęciem rozwiązywania zadania należy sprawdzić w zestawie *Wybranych wzorów i stałych fizykochemicznych na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki* wartości potencjałów standardowych dla półogniw metalicznych zawierających wymienione drobiny:

Fe/Fe²⁺	Ni/Ni²⁺	Co/Co²⁺	Hg/Hg²⁺	Mn/Mn²⁺	Cd/Cd²⁺	Cu/Cu²⁺	Ag/Ag⁺
– 0,447 V	– 0,257 V	– 0,280 V	0,851 V	– 1,185 V	– 0,403 V	0,342 V	0,800 V

1. Aby metal mógł wyprzeć miedź z roztworu jej soli, musi być silniejszym reduktorem od miedzi. Oznacza to, że jego potencjał standardowy musi być niższy od standardowego potencjału półogniwa miedziowego. Spośród wymienionych czterech metali tylko trzy pierwsze spełniają ten warunek. Półogniw Mn/Mn²⁺, Cd/Cd²⁺, Cu/Cu²⁺ i Ag/Ag⁺ nie rozważamy, gdyż z informacji do zadania wynika, że dysponujemy tylko kationami tworzącymi wymienione półogniwa, a nie – metalami.
2. Analogicznie: nikiel jest w stanie zredukować tylko te kationy, których wartości potencjałów standardowych redukcji są wyższe niż standardowy potencjał redoks półogniwa niklowego (tylko te kationy będą w stanie utlenić metaliczny nikiel).
3. Drobina najłatwiej oddającą elektrony będzie ta, która – jako forma zredukowana – tworzy parę redoks o najniższym potencjale standardowym (a więc najslabiej przyciąga własne elektrony). Spośród czterech wymienionych atomów metali to żelazo charakteryzuje się najniższą wartością potencjału standardowego. Jeszcze silniejszym reduktorem byłby mangan, ale nie dysponujemy nim w zadaniu (w informacji do zadania wymieniono jedynie kation Mn²⁺, czyli formę utlenioną pary redoks).
4. Analogicznie: drobiną najchętniej przyjmującą elektrony będzie forma utleniona tej pary redoks, która charakteryzuje się najwyższą wartością standardowego potencjału redukcji, czyli kation srebra.

Zadanie 3. (0–1)²

Przeprowadzono doświadczenie, którego celem było porównanie aktywności trzech metali oznaczonych umownie literami A, X i Z. Przebieg doświadczenia zilustrowano na poniższym schemacie.



Zmiany zaobserwowane podczas doświadczenia pozwoliły stwierdzić, że aktywność użytych metali rośnie w szeregu A, Z, X.

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

1.	Spośród metali A, X, Z najsilniejszym reduktorem jest metal X.	P	F
2.	Spośród jonów A^{2+} , X^{2+} , Z^{2+} najsilniejszym utleniaczem jest jon A^{2+} .	P	F
3.	Podczas przeprowadzonego doświadczenia tylko w probówce III nie zaobserwowano objawów reakcji.	P	F

Wymagania szczegółowe

III etap edukacyjny – poziom rozszerzony

VIII. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń:

1) stosuje pojęcia: [...] utleniacz, reduktor, utlenianie, redukcja;

6) przewiduje kierunek przebiegu reakcji utleniania-redukcji na podstawie wartości potencjałów standardowych półogniw [...].

X. Metale, niemetale i ich związki. Uczeń:

6) projektuje i przeprowadza doświadczenie, którego wynik pozwoli porównać aktywność chemiczną metali [...].

Zasady oceniania

1 pkt – poprawne wskazanie trzech odpowiedzi.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

1 – P, 2 – P, 3 – F.

²Źródło: Maj 2017, zadanie 16.

Komentarz

Atomy metali mają naturalną tendencję do utraty swoich elektronów walencyjnych i przechodzenia (w trakcie reakcji chemicznych) w formę jonową. Im aktywniejszy metal, tym chętniej tworzy kationy. Proces oddawania elektronów prowadzi do redukcji innej drobin, tak więc im aktywniejszy metal, tym lepszym jest reduktorem. Ilościową miarą właściwości redukujących metali jest wartość potencjału standardowego (potencjału standardowego redukcji). Im niższa ta wartość, tym lepszym reduktorem jest metal. W opisanym doświadczeniu wartości potencjałów standardowych maleją w szeregu: A, Z, X.

1. Skoro metal X jest najaktywniejszym spośród badanych metali, to jednocześnie musi być najlepszym reduktorem.
2. Metal A jest najmniej aktywnym spośród badanych metali, więc najtrudniej przechodzi w formę jonową. Z kolei kationy A^{2+} będą najłatwiej ulegały redukcji.
3. Jeśli metal Z jest mniej aktywny od metalu X, to metal Z nie będzie mógł zredukować kationów X^{2+} do wolnego metalu.

4. Problematyka aktywności niemetali i interpretacja wartości potencjałów standardowych półogniw niemetalicznych.

Czy niemetale – podobnie jak metale – możemy uporządkować w szereg aktywności?



Doświadczenie 2.

Informacje dla ucznia

Przeprowadź doświadczenie, w którym porównasz aktywność chemiczną wybranych niemetali: chloru, bromu i jodu.

Krok 1. Przygotuj trzy próby kontrolne, które wykorzystasz do interpretacji wyników kolejnych doświadczeń.

Do trzech probówek wprowadź kolejno po kilka mililitrów roztworów:

- chloru (woda chlorowa czyli woda nasycona chlorem)
- bromu (woda bromowa, czyli wodny roztwór bromu)
- jodu.

Do każdej probówki dodaj 1–2 mililitry nafty i wstrząśnij zawartość probówek. Zanotuj barwy warstw wodnych oraz barwy warstw organicznych (nafty) (tabela 1.)

Tabela 1.

Próba kontrolna: zabarwienie chloru, bromu i jodu w wodzie i warstwie organicznej

	Cl ₂	Br ₂	I ₂
Górna warstwa organiczna (nafta)			
Dolna warstwa wodna			

Krok 2. Do sześciu probówek wlej kilka mililitrów roztworów odpowiednich soli:

1. Do probówek 1. i 2. wprowadź wodny roztwór chlorku potasu.
2. Do probówek 3. i 4. wprowadź wodny roztwór bromku potasu.
3. Do probówek 5. i 6. wprowadź wodny roztwór jodku potasu.

Następnie wprowadź do probówek wodne roztwory odpowiednich niemetali, tak aby przeprowadzić reakcje przebiegające pomiędzy roztworami soli badanego niemetalu, a pozostałymi niemetalami:

1. Do probówek 3. i 5. wprowadź ostrożnie kilka mililitrów roztworu chloru.
2. Do probówek 1. i 6. wprowadź ostrożnie kilka mililitrów roztworu bromu.
3. Do probówek 2. i 4. wprowadź kilka mililitrów roztworu jodu.

Następnie do każdej probówki wprowadź 1–2 mililitrów nafty i wstrząśnij zawartościami probówek.

Zanotuj obserwacje dla poszczególnych probówek (tabela 2.). Określ, w których probówkach zaszły reakcje chemiczne – w przypadku tych probówek wstaw znak „+” w odpowiednim miejscu (tabela 3.). Napisz, w formie jonowej skróconej, równania przebiegających reakcji chemicznych.

Tabela 2.
Obserwacje

		Roztwory zawierające jony niemetalu				
		Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻		
Roztwory niemetalu	Cl ₂	3.	warstwa organiczna	5.	warstwa organiczna	
			warstwa wodna		warstwa wodna	
	Br ₂	1.	warstwa organiczna		6.	warstwa organiczna
			warstwa wodna			warstwa wodna
	I ₂	2.	warstwa organiczna	4.	warstwa organiczna	
			warstwa wodna		warstwa wodna	

Tabela 3.
Wnioski

		Roztwory zawierające jony niemetalu		
		Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻
Roztwory niemetalu	Cl ₂		3.	5.
	Br ₂	1.		6.
	I ₂	2.	4.	

Krok 3. Na podstawie przeprowadzonych doświadczeń i porównania liczby zachodzących reakcji dla każdego niemetalu, uszereguj je według wzrastającej aktywności elektrochemicznej.

**Doświadczenie 2.**

Komentarz dla nauczyciela

Wymagania szczegółowe

III etap edukacyjny – poziom rozszerzony

V. Roztwory. Uczeń:

4) opisuje sposoby rozdzielania roztworów właściwych [...] na składniki (m.in. ekstrakcja, [...]);

X. Metale, niemetale i ich związki. Uczeń:

11) analizuje i porównuje właściwości fizyczne i chemiczne fluorowców;

12) projektuje i przeprowadza doświadczenie, którego przebieg wykaże, że np. brom jest pierwiastkiem bardziej aktywnym niż jod, a mniej aktywnym niż chlor; pisze odpowiednie równania reakcji.

Uwaga! Opary chloru i bromu mają nieprzyjemny, duszący zapach, a w większych stężeniach są toksyczne. Doświadczenie najlepiej wykonywać pod sprawnie działającym wyciągiem (pod wyciągiem należy umieścić wodne roztwory chloru i bromu i poinstruować uczniów, żeby pobierali roztwory bezpośrednio pod wyciągiem).

Uczniowie mogą też przeprowadzić opisane doświadczenie w mniejszej skali przy swoich stanowiskach. Wtedy roztwory chloru, bromu i jodu należy uczniom przekazać w niewielkich ilościach, w kapilarnych pipetkach pasterowskich, przechowywanych pionowo (ssawką ku dołowi) w zlewce.

W przypadku pracy z wodnym roztworem chloru i wodą bromową konieczne staje się stosowanie nie tylko okularów ochronnych lecz także rękawiczek ochronnych.

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

- trzy roztwory soli – w buteleczkach z zakraplaczem lub w podpisanych pipetach kapilarnych (przechowywanych później w pojemniku ssawką do dołu):

KCl – roztwór o stężeniu $1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ (7,4 g KCl rozpuścić w wodzie i dopełnić do objętości roztworu równej 100 cm^3)

KBr – roztwór o stężeniu $1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ (11,9 g KBr rozpuścić w wodzie i dopełnić do objętości roztworu równej 100 cm^3)

KI – roztwór o stężeniu $1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ (16,6 g KI rozpuścić w wodzie i dopełnić do objętości roztworu równej 100 cm^3)

- trzy wodne roztwory halogenów:

woda chlorowa – można wykorzystać rozcieńczony roztwór chloranu(I) sodu, tzw. bielinkę

woda bromowa – do zakwaszonego roztworu KBr dodać KBrO_3 lub kilka mililitrów roztworu chloranu(I) sodu (11,9 g KBr rozpuścić w 100 cm^3 wody, dodać kilka kropeł kwasu siarkowego(VI) i 3,3 g KBrO_3 lub kilka mililitrów bielinki)

roztwór jodu – rozpuścić jod w roztworze jodku potasu (5 g KI rozpuścić w 100 cm^3 wody, dodać kryształek jodu i wymieszać)

- naftę (może być kosmetyczna)
- 6 probówek
- pipetki.

Należy przygotować tyle zestawów, by uczniowie mogli pracować w grupach liczących od dwóch do czterech osób.

Tabela 1.

Próba kontrolna: zabarwienie chloru, bromu i jodu w wodzie i warstwie organicznej

	Cl ₂	Br ₂	I ₂
Górna warstwa organiczna (nafta)	bezbarwna/ bladożółta	brązowa/ pomarańczowa	fioletowa/ fioletowoczerwona
Dolna warstwa wodna	bezbarwna	jasnożółta	jasnobrązowa

Tabela 2.

Obserwacje

		Roztwory zawierające jony niemetalu		
		Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻
Roztwory niemetalu	Cl ₂		3. warstwa organiczna brązowa	5. warstwa organiczna fioletowa
			jasnożółta warstwa wodna	jasnobrązowa warstwa wodna
	Br ₂	1. warstwa organiczna brązowa		6. warstwa organiczna fioletowa
		jasnożółta warstwa wodna		jasnobrązowa warstwa wodna
	I ₂	2. warstwa organiczna fioletowa	4. warstwa organiczna fioletowa	
		jasnobrązowa warstwa wodna	jasnobrązowa warstwa wodna	

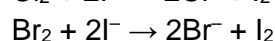
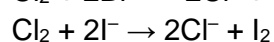
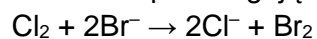
Tabela 3.

Wnioski

		Roztwory zawierające jony niemetalu		
		Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻
Roztwory niemetalu	Cl ₂		3. +	5. +
	Br ₂	1.		6. +
	I ₂	2.	4.	

I₂, Br₂, Cl₂

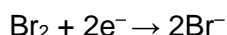
Równania przebiegających reakcji:



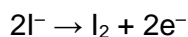
Podobnie jak w przypadku metali, także niemetal możemy uporządkować według wzrastającej aktywności chemicznej. Zwróćmy jednak uwagę, że aktywny metal, wypierający inny metal z roztworu jego związku, redukował kation metalu mniej aktywnego. Jeżeli chodzi o niemetal to niemetal aktywniejszy, wypierający inny niemetal z roztworu jego związku, utlenia anion niemetalu mniej aktywnego. Im aktywniejszy niemetal, tym ma silniejsze właściwości utleniające.

Należy teraz zadać pytanie: czy reakcję bromu z anionami jodkowymi (będącą reakcją utleniania-redukcji) można zrealizować w ogniwie elektrochemicznym, podobnie jak reakcję metali z kationami innych metali?

Spróbujmy skonstruować takie ogniwo. Do zlewki, w której ma przebiegać reakcja redukcji:



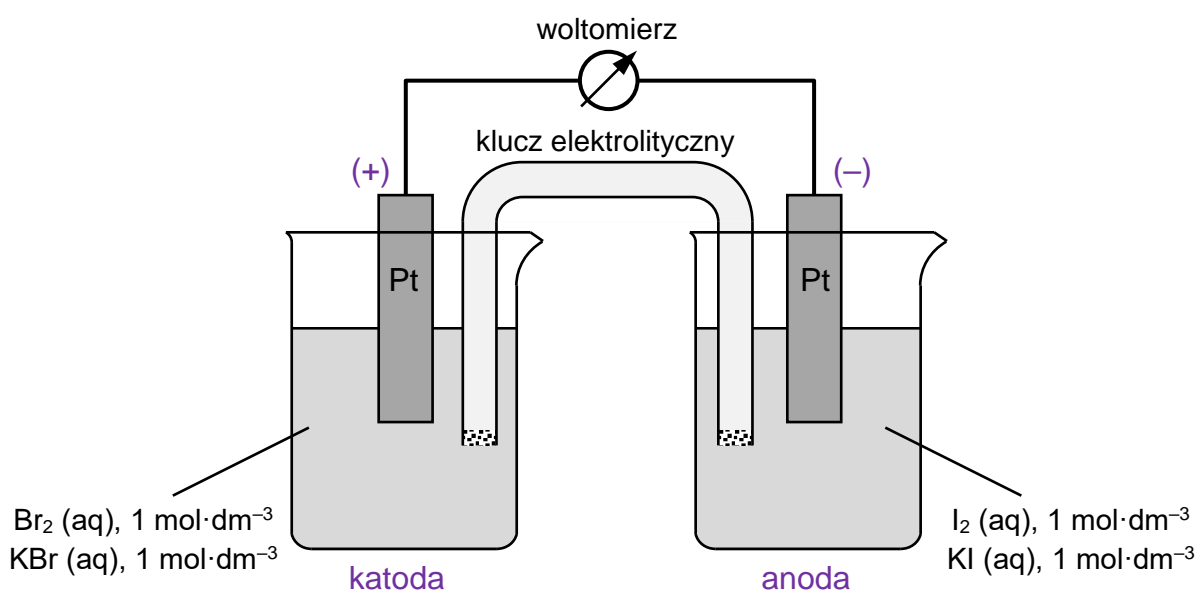
należy wprowadzić pierwiastkowy brom oraz jony bromkowe (np. w formie bromku potasu), najlepiej w takiej ilości, żeby ich stężenia były równe $1,0 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Tak skonstruowane półogniwo, pełniące funkcję katody, będzie standardowym półogniwem bromowym. Do zlewki, w której przebiegać ma reakcja utleniania:



należy wprowadzić pierwiastkowy jod oraz jony jodkowe (np. w formie jodku potasu), najlepiej w takiej ilości, by ich stężenia były równe $1,0 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Tak skonstruowane półogniwo, pełniące rolę anody, będzie standardowym półogniwem jodowym.

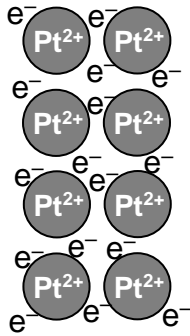
Jednakże nawet jeżeli połączymy obie zlewki kluczem elektrolitycznym, to nie zaobserwujemy przebiegu żadnej reakcji – elektrony nie mają możliwości przepływu z półogniwa bromowego do półogniwa jodowego.

Aby zamknąć obwód elektryczny i umożliwić zajście reakcji między bromem a jonami jodkowymi, należy oba roztwory połączyć przewodnikiem, koniecznie takim, który nie będzie reagował ze składnikami roztworów. W praktyce, wykorzystuje się przewody elektryczne zakończone elektrodami platynowymi albo grafitowymi, zanurzonymi w roztworach.

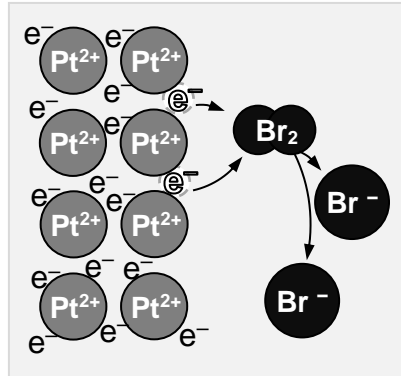


Po połączeniu półogniów przewodnikiem zauważymy, że roztwór bromu powoli się odbarwia, a roztwór jodu ciemnieje. Woltomierz, podłączony do skonstruowanych półogniów, wskaże napięcie równe 0,53 V.

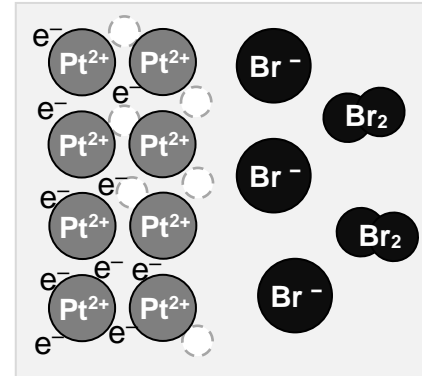
blaszka platynowa
(jony platyny w kryształach otoczone chmurą zdelokalizowanych elektronów)



blaszka platynowa umieszczona w wodnym roztworze bromu i bromku potasu



półogniwo bromowe w stanie równowagi dynamicznej



niedobór ładunku ujemnego (nadmiar ładunku dodatniego) generujący

nadmiar ładunku ujemnego

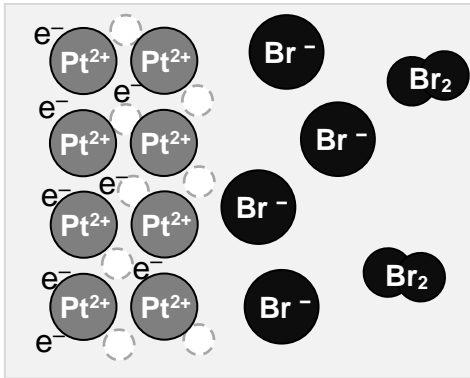
potencjał elektryczny płytki

podwójna warstwa elektryczna

Jeżeli różne niemetalne różnią się aktywnością chemiczną, oznacza to, że ich cząsteczki wykazują różną zdolność do przyłączenia elektronów i przechodzenia jako aniony do roztworu. W konsekwencji potencjały elektrod platynowych zanurzonych w roztworach zawierających dany niemetal i jego aniony będą różne.

Półogniwo z niemetalem aktywnym

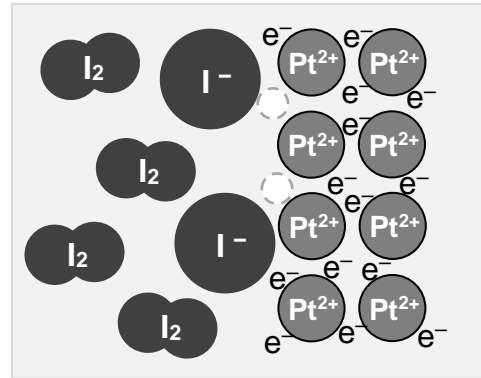
blaszka platynowa w roztworze zawierającym brom i jony bromkowe w stanie równowagi dynamicznej



duży deficyt ładunku ujemnego generujący **silnie dodatni potencjał elektryczny** płytki

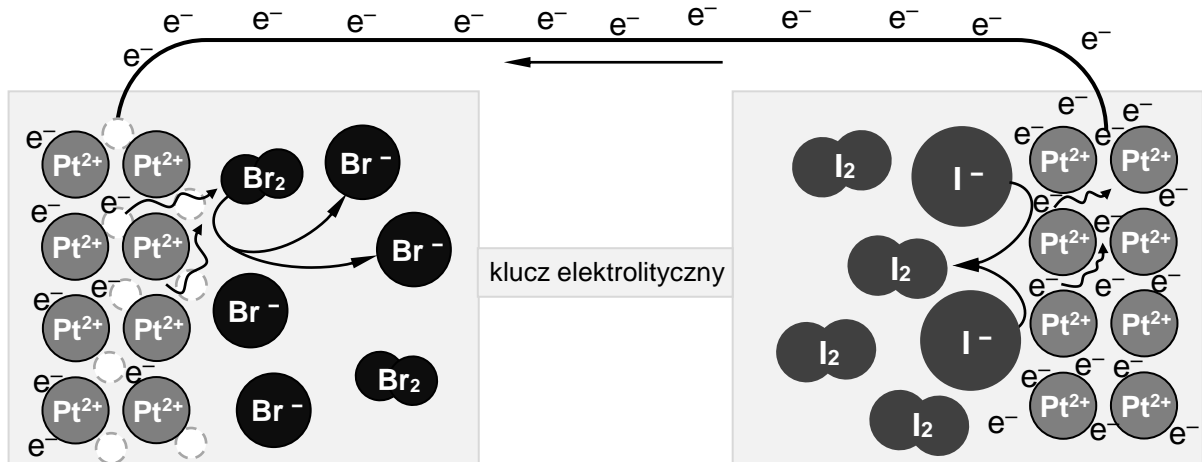
Półogniwo z niemetalem mniej aktywnym

blaszka platynowa w roztworze zawierającym jod i jony jodkowe w stanie równowagi dynamicznej



mały nadmiar ładunku ujemnego generujący **słabo dodatni potencjał elektryczny** płytki

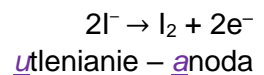
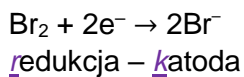
Półogniwa niemetaliczne połączone zewnętrznym przewodem oraz kluczem elektrolitycznym



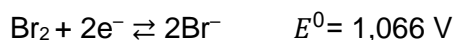
blaszka platynowa, mająca bardziej dodatni potencjał, stanowi **biegun dodatni** ogniwa

(na schematach nie przedstawiono anionów będącymi przeciwjonami anionów Br^- i I^-)

blaszka platynowa, mająca mniej dodatni potencjał, stanowi **biegun ujemny** ogniwa



Jeżeli każde z omawianych półogniw niemetalicznych (chlorowe, bromowe i jodowe) połączymy osobno z półogniwem wodorowym, to zmierzone różnice potencjałów, będące jednocześnie wartościami standardowego potencjału półogniw, będą równe:



Wysoka wartość potencjału standardowego półogniwa chlorowego potwierdza dużą siłę, z jaką przez cząsteczki chloru i jony chlorkowe są przyciągane elektrony – cząsteczki chloru okazują się bardzo dobrymi utleniaczami: mogą utlenić zarówno jony bromkowe, jak i jodkowe, przez wrywanie im elektronu i przekształcanie ich w wolne pierwiastki. Równocześnie przyciąganie własnych elektronów przez jony chlorkowe jest tak silne, że ani cząsteczki bromu, ani cząsteczki jodu nie są w stanie oderwać elektronów z jonów chlorkowych – jony chlorkowe okazują się bardzo słabymi reduktorami.

	Forma utleniona		$E^0, \text{ V}$		Forma zredukowana
	Silne utleniacze	Niemetale aktywne			Stabe reduktory
wzrost właściwości utleniających ↑	F ₂	FLUOR	2,87		F ⁻
	Cl ₂	CHLOR	1,358		Cl ⁻
	Br ₂	BROM	1,066		Br ⁻
	I ₂	JOD	0,536		I ⁻
	H ₂ O, O ₂	TLEN	0,342		OH ⁻
	S ₂	SIARKA	-0,476		S ²⁻
	Se	SELEN	-0,67		Se ²⁻
	Te	TELLUR	-0,84		Te ²⁻
	H ₂	WODÓR	-2,3		H ⁻
	Słabe utleniacze	Niemetale mało aktywne			Silne reduktory
		wzrost aktywności niemetali ↑			wzrost właściwości redukujących ↓
		wzrost wartości potencjału redoks ↑			

5. Półogniwa z udziałem innych cząsteczek i jonów

Zadajmy teraz pytanie: czy każdą reakcję redoks można przeprowadzić w ogniwie elektrochemicznym? Czy każdą reakcję utleniania-redukcji można faktycznie rozdzielić na dwa odrębne procesy: utleniania i redukcji, biegnące w różnych półogniwach połączonych ze sobą przewodnikiem i kluczem elektrolitycznym?



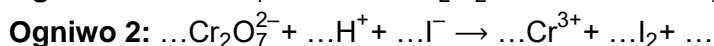
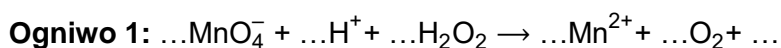
Doświadczenie 3.

Informacje dla ucznia

Wiemy z doświadczenia, że:

1. Aniony manganianowe(VII) w środowisku kwasowym utleniają nadtlenek wodoru do tlenu, a same redukują się do kationów manganu(II).
2. Aniony dichromianowe(VI) w środowisku kwasowym utleniają aniony jodkowe do wolnego jodu, a same redukują się do kationów chromu(III).

Twoim zadaniem jest zaprojektowanie i skonstruowanie dwóch ogniw, w których będą przebiegały powyższe reakcje, przedstawione na poniższych schematach:



Krok 1. Odczytaj z tabeli potencjałów standardowych redukcji (patrz strona 12. w zestawie *Wybranych wzorów i stałych fizykochemicznych na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki*) równania równowag reakcji półkowych mających przebiegać w półogniwach pracujących ogniw. Określ kierunek przebiegu reakcji półkowych w pracującym ogniwie oraz miejsce ich zachodzenia (anoda czy katoda) oraz polaryzację (znaki) elektrod. Zapisz zbilansowane równania reakcji przebiegających w pracujących ogniwach. Na podstawie wartości potencjałów standardowych oblicz SEM^0 każdego z ogniw. Zapisz schemat ogniwa. Uzupełnij poniższe tabele.

Ogniwo 1.

	Anoda	Katoda
Równanie reakcji		
E^0, V		
Polaryzacja		

Pracujące ogniwo

Równanie reakcji	
SEM^0, V	
Schemat ogniwa	

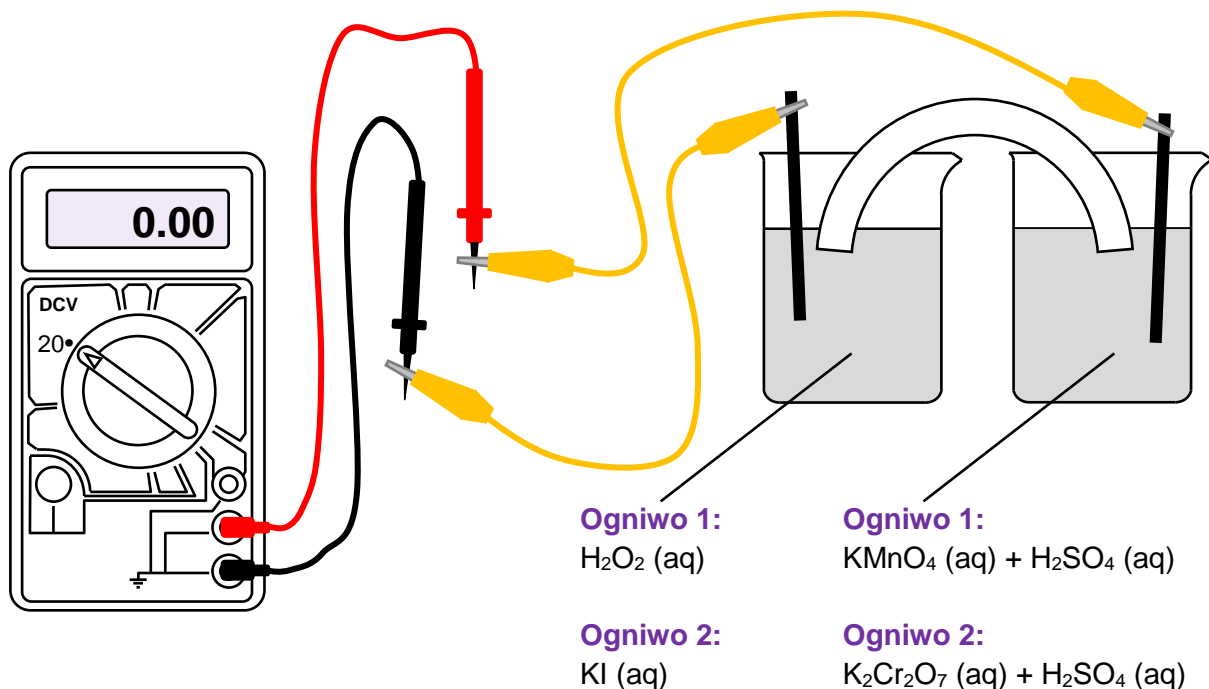
Ogniwo 2.

	Anoda	Katoda
Równanie reakcji		
E^0, V		
Polaryzacja		

	Pracujące ogniwo	
Równanie reakcji		
SEM^0, V		
Schemat ogniwa		

Krok 2. Skonstruuj omawiane ogniwa 1. i 2. i zmierz ich siłę elektromotoryczną.

W tym celu wlej do dwóch małych zlewek po kilka mililitrów roztworów substratów reakcji zachodzących w poszczególnych półogniwach. Odpowiednie pary półogniw połącz kluczem elektrolitycznym, czyli paskiem bibuły nasączonym roztworem siarczanu(VI) sodu. Do każdej ze zlewek włóż elektrodę grafitową i połącz ogniwa przewodami elektrycznymi z woltomierzem. Odczytaj wskazanie woltomierza dla każdego z ogniw.



**Doświadczenie 3.**

Komentarz dla nauczyciela

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; 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.

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

- sześć roztworów w buteleczkach:

KMnO_4 – rozcieńczony roztwór (kilka kryształków (kilka miligramów) rozpuścić w wodzie i dopełnić do objętości roztworu równej 100 cm^3)

$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – roztwór o stężeniu $0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ (2,9 g $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ rozpuścić w wodzie i dopełnić do objętości roztworu równej 100 cm^3)

H_2O_2 – roztwór o stężeniu 3% (woda utleniona)

KI – roztwór o stężeniu $0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ (1,7 g KI rozpuścić w wodzie i dopełnić do objętości roztworu równej 100 cm^3)

H_2SO_4 – roztwór o stężeniu 5% (3 cm^3 stężonego roztworu H_2SO_4 rozpuścić ostrożnie w wodzie i dopełnić do objętości roztworu równej 100 cm^3)

Na_2SO_4 – roztwór o stężeniu około $1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ (32 g $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ rozpuścić w wodzie destylowanej i dopełnić do objętości roztworu równej 100 cm^3)

- dwa paski bibuły filtracyjnej
- cztery elektrody grafitowe (wkłady do ołówków automatycznych)
- dwa przewody krokodyłkowe
- cztery małe zlewki
- miernik uniwersalny (woltomierz).

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

Ze względu na to, że skonstruowane półogniwa nie są półogniwami standardowymi,

zmierzony potencjał ogniwa może odbiegać od wartości SEM^0 obliczonej teoretycznie.

Niemniej, wyniki doświadczenia (0,6 – 0,7 V) są z reguły zadowolająco zbliżone do oczekiwanych (0,8 V). Niestety, reakcje w tak przygotowanych ogniwach przebiegają stosunkowo powoli – w przypadku ogniwa 1. trudno jest zaobserwować zmiany w otoczeniu elektrod, jedynie mierzone napięcie jest dowodem zachodzenia reakcji utleniania-redukcji.

W przypadku ogniwa 2. bardzo widoczna jest zmiana barwy roztworu wokół anody z bezbarwnej na brązową. Zmianę barwy roztworu wokół katody trudno zaobserwować.

Ogniwo 1.

	Anoda	Katoda
Równanie reakcji	$\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$
E^0	0,695 V	1,507 V
Polaryzacja	(-)	(+)

Pracujące ogniwo	
Równanie reakcji	$2\text{MnO}_4^- + 6\text{H}^+ + 5\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O} + 5\text{O}_2$
SEM^0	$E_{\text{półogniwa o wyższym potencjale}}^0 - E_{\text{półogniwa o niższym potencjale}}^0 = 1,507 \text{ V} - 0,695 \text{ V} = 0,812 \text{ V}$
Schemat ogniwa	$(-) \text{C}_{\text{grafit}} \text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq}), \text{H}^+ (\text{aq}), \text{O}_2 (\text{g}) \text{MnO}_4^- (\text{aq}), \text{H}^+ (\text{aq}), \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) \text{C}_{\text{grafit}} (+)$

Ogniwo 2.

	Anoda	Katoda
Równanie reakcji	$2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{e}^-$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$
E^0	0,536 V	1,360 V
Polaryzacja	(-)	(+)

Pracujące ogniwo	
Równanie reakcji	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{I}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O} + 3\text{I}_2$
SEM^0	$E_{\text{półogniwa o wyższym potencjale}}^0 - E_{\text{półogniwa o niższym potencjale}}^0 = 1,360 \text{ V} - 0,536 \text{ V} = 0,824 \text{ V}$
Schemat ogniwa	$(-) \text{C}_{\text{grafit}} \text{I}^- (\text{aq}), \text{I}_2 (\text{aq}) \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} (\text{aq}), \text{H}^+ (\text{aq}), \text{Cr}^{3+} (\text{aq}) \text{C}_{\text{grafit}} (+)$

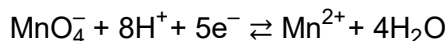
Teoretycznie każdą reakcję redoks można przeprowadzić w ogniwie elektrochemicznym. W praktyce budowa odpowiednich półogniw redoks może się okazać skomplikowana, może wymagać zastosowania odpowiednich elektrod, odpowiedniego ciśnienia i temperatury oraz zastosowania specyficznych katalizatorów. Pamiętajmy, możliwość zajścia reakcji (gdy potencjały standardowe wskazują na możliwość samorzutnego przebiegu reakcji) nie oznacza, że przebiegnie ona z zauważalną szybkością.

**Ćwiczenie 4.**

Zestaw zadań typu maturalnego

Zadanie 1. (0–1)³

W standardowym półogniwiu A ustala się równowaga opisana równaniem:



Po połączeniu tego półogniwa ze standardowym półogniwem B otrzymano ogniwo, którego siła elektromotoryczna (SEM) jest równa 0,971 V.

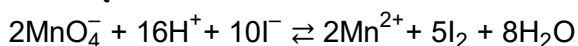
Napisz sumaryczne równanie reakcji, która zachodzi w pracującym ogniwie zbudowanym z półogniw A i B.

Wymagania szczegółowe
III etap edukacyjny – poziom rozszerzony VIII. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń: 6) przewiduje kierunek przebiegu reakcji utleniania-redukcji na podstawie wartości potencjałów standardowych półogniw; pisze odpowiednie równania reakcji. IX. Elektrochemia. Ogniwa i elektroliza. Uczeń: 1) stosuje pojęcia: półogniwo, [...], ogniwo galwaniczne, [...] potencjał standardowy półogniwa, szereg elektrochemiczny, SEM; 3) [...] projektuje ogniwo, w którym zachodzi dana reakcja chemiczna; [...]; 4) oblicza SEM ogniwa galwanicznego na podstawie standardowych potencjałów półogniw, z których jest ono zbudowane;

Zasady oceniania

1 pkt – poprawne napisanie równania reakcji.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

³Źródło: Marzec 2022, zadanie 20.

Komentarz

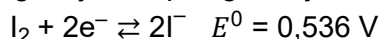
Skoro siła elektromotoryczna otrzymanego ogniwa wynosi 0,971 V, to znaczy, że różnica między potencjałami standardowymi półogniw A i B musi wynosić właśnie 0,971 V.

Półogniwo B musi charakteryzować się potencjałem standardowym albo większym o 0,971 V od standardowego potencjału półogniwa A, albo mniejszym o 0,971 V potencjałem standardowym:

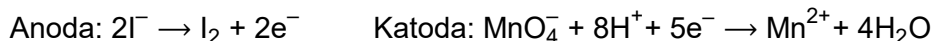
$$E_B^0 = E_A^0 \pm SEM$$

$$E_B^0 = 1,507 \text{ V} + 0,971 \text{ V} = 2,478 \text{ V} \quad \text{lub} \quad E_B^0 = 1,507 \text{ V} - 0,971 \text{ V} = \mathbf{0,536 \text{ V}}$$

Tylko druga wartość ma interpretację fizyczną, gdyż istnieje półogniwo o takiej właśnie wartości potencjału standardowego – jest to półogniwo jodowe:



Wartość potencjału standardowego półogniwa A jest wyższa od wartości potencjału standardowego półogniwa B, dlatego to przez aniony manganianowe będą w opisanym ogniwie utleniane aniony jodkowe:



Aby otrzymać sumaryczne równanie reakcji przebiegającej w ogniwie, należy równanie pierwsze pomnożyć obustronnie przez 5, równanie drugie pomnożyć obustronnie przez 2, po czym oba równania zsumować.

Zadanie 2. (0–2)⁴

W poniższej tabeli przedstawiono równania reakcji elektrodowych oraz odpowiadające im wartości potencjałów standardowych dwóch półogniw redoks tworzących tzw. ogniwo niklowo-kadmowe.

Równanie reakcji elektrodowej	Potencjał standardowy, V
$Cd(OH)_2 + 2e^- \rightleftharpoons Cd + 2OH^-$	$E^0 = -0,81$
$NiO(OH) + H_2O + e^- \rightleftharpoons Ni(OH)_2 + OH^-$	$E^0 = +0,52$

Na podstawie: W. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Warszawa 2003.

a) Na podstawie podanych informacji, napisz sumaryczne równanie reakcji, która zachodzi w pracującym ogniwie niklowo-kadmowym.

.....

b) Oblicz siłę elektromotoryczną (SEM) tego ogniwa w warunkach standardowych.

SEM:

Wymagania szczegółowe
III etap edukacyjny – poziom rozszerzony VIII. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń: 6) przewiduje kierunek przebiegu reakcji utleniania-redukcji na podstawie wartości potencjałów standardowych półogniw; pisze odpowiednie równania reakcji. IX. Elektrochemia. Ogniwa i elektroliza. Uczeń: 1) stosuje pojęcia: półogniwo, [...], ogniwo galwaniczne, [...]; potencjał standardowy półogniwa, szereg elektrochemiczny, SEM; 4) oblicza SEM ogniwa galwanicznego na podstawie standardowych potencjałów półogniw, z których jest ono zbudowane.

Zasady oceniania

2 pkt – poprawne napisanie równania reakcji oraz poprawne obliczenie SEM ogniwa.

1 pkt – poprawne wykonanie tylko jednego polecenia:

– napisanie równania reakcji

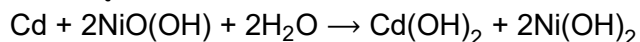
ALBO

– obliczenie SEM ogniwa

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższych kryteriów albo brak odpowiedzi.

Uwaga: Zapis równania reakcji z symbolem „ \rightleftharpoons ” uznaje się za błędny.

Rozwiązanie

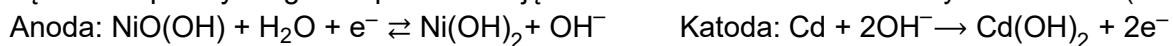


$$SEM = 0,52 \text{ V} - (-0,81 \text{ V}) = 1,33 \text{ V}$$

⁴Źródło: Maj 2010, zadanie 18.

Komentarz

Po porównaniu wartości potencjałów standardowych obu półogniw, widzimy, że NiO(OH) ma silniejsze właściwości utleniające ($E^0 = +0,52 \text{ V}$) niż Cd(OH)₂ ($E^0 = -0,81 \text{ V}$). Zatem NiO(OH) będzie w opisanym ogniwie pełnił funkcję utleniacza – utleniał metaliczny kadm do Cd(OH)₂.



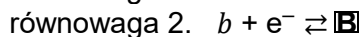
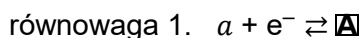
Aby otrzymać sumaryczne równanie reakcji biegnącej w ogniwie niklowo-kadmowym, należy jedynie równanie reakcji biegnącej na anodzie pomnożyć obustronnie przez 2 i dodać do równania reakcji zachodzącej na katodzie.

SEM ogniwa możemy obliczyć jako różnicę potencjału standardowego katody i anody:

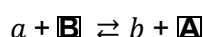
$$SEM^0 = E_{\text{anody}}^0 - E_{\text{katody}}^0 = 0,52 \text{ V} - (-0,81 \text{ V}) = 1,33 \text{ V}$$

6. Ogólne zasady przewidywania kierunku lub możliwości przebiegu reakcji utleniania-redukcji

Rozważmy dwa półogniwa 1. i 2., w których ustalają się następujące równowagi:



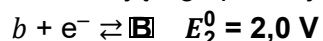
W którą stronę przesunie się równowaga w poszczególnych półogniwach po połączeniu ich ze sobą przewodnikiem metalicznym i kluczem elektrolitycznym, to znaczy: w którym kierunku będzie przebiegała poniższa reakcja?



Aby rozstrzygnąć przedstawiony problem niezbędna jest znajomość wartości standardowych potencjałów redoks równowagi 1. i 2. :



Następnie porządkujemy je względem malejącego potencjału: od wyższego do niższego.



Obie równowagi są zapisane jako reakcje półkowe redukcji (dlatego tablice potencjałów standardowych nazywa się często tablicami standardowych potencjałów redukcji). Po lewej stronie równania znajduje się forma utleniona tworząca daną parę redoks (a i b) a po prawej stronie równania widzimy formy zredukowane \mathbf{A} i \mathbf{B} .

Wiemy, że wartości liczbowe potencjałów standardowych redoks są miarą siły, z jaką przez drobiny są przyciągane elektrony, a więc w przypadku drobin a i b wskazują na właściwości utleniające tych drobin (utlenianie to proces przyłączania elektronów). Im wyższa wartość potencjału standardowego redoks, tym silniejszym utleniaczem jest dana drobina.

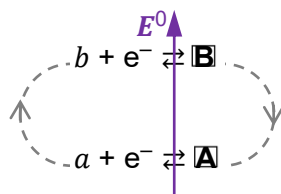
Problem określania kierunku przebiegu reakcji sprowadza się więc do oceny, czy drobina a może utlenić drobinę \mathbf{B} (a wtedy sama ulegnie redukcji zgodnie z kierunkiem zapisu drobin w równaniu 1.), czy też drobina b może utlenić drobinę \mathbf{A} , i to właśnie reakcja 2. będzie przebiegała w kierunku zgodnym z tym, w jakim zapisano kolejność drobin w równaniu 2.

Skoro potencjał standardowy reakcji 2. jest wyższy od potencjału standardowego reakcji 1., czyli drobina b jest lepszym utleniaczem od drobin a , to właśnie drobina b ulegnie redukcji w półogniwie 2. będzie przebiegał proces: $b + e^- \rightarrow \mathbf{B}$ (równowaga przesunie się na prawo), więc drugi proces musi przebiegać w takim kierunku, aby była to reakcja utleniania (równowaga 1. będzie przesunięta w lewo, w kierunku odwrotnym niż przedstawiony w tablicach standardowych potencjałów redukcji).

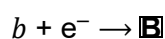
Powyższe rozumowanie możemy ująć w prostą mnemotechniczną metodę nazywaną regułą zegara.

Po zapisaniu półkowych reakcji redukcji zgodnie z malejącymi wartościami standardowych potencjałów redukcji (od góry do dołu) **kierunek zachodzenia poszczególnych reakcji jest zgodny z kierunkiem ruchu wskazówek zegara.**

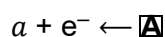
W naszym przypadku regułę zegara zastosujemy w następujący sposób:



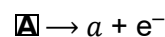
Z powyższego diagramu odczytujemy kierunek przebiegu reakcji 1. i 2.:



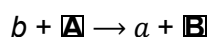
oraz



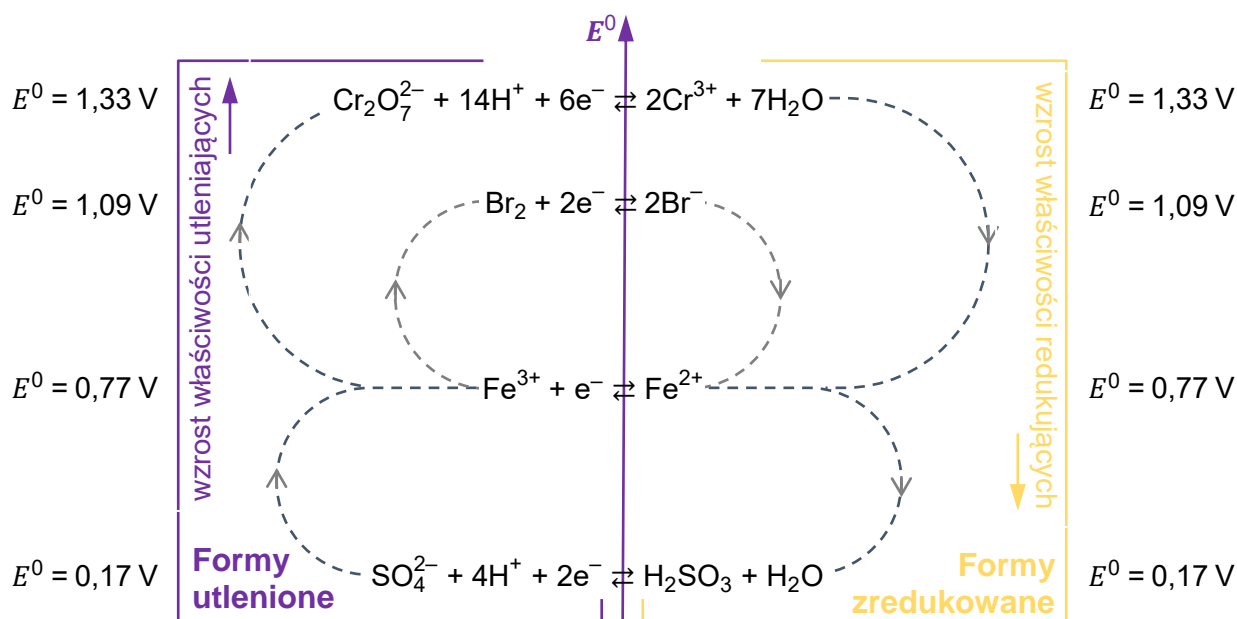
czyli (po zamianie reagentów stronami):

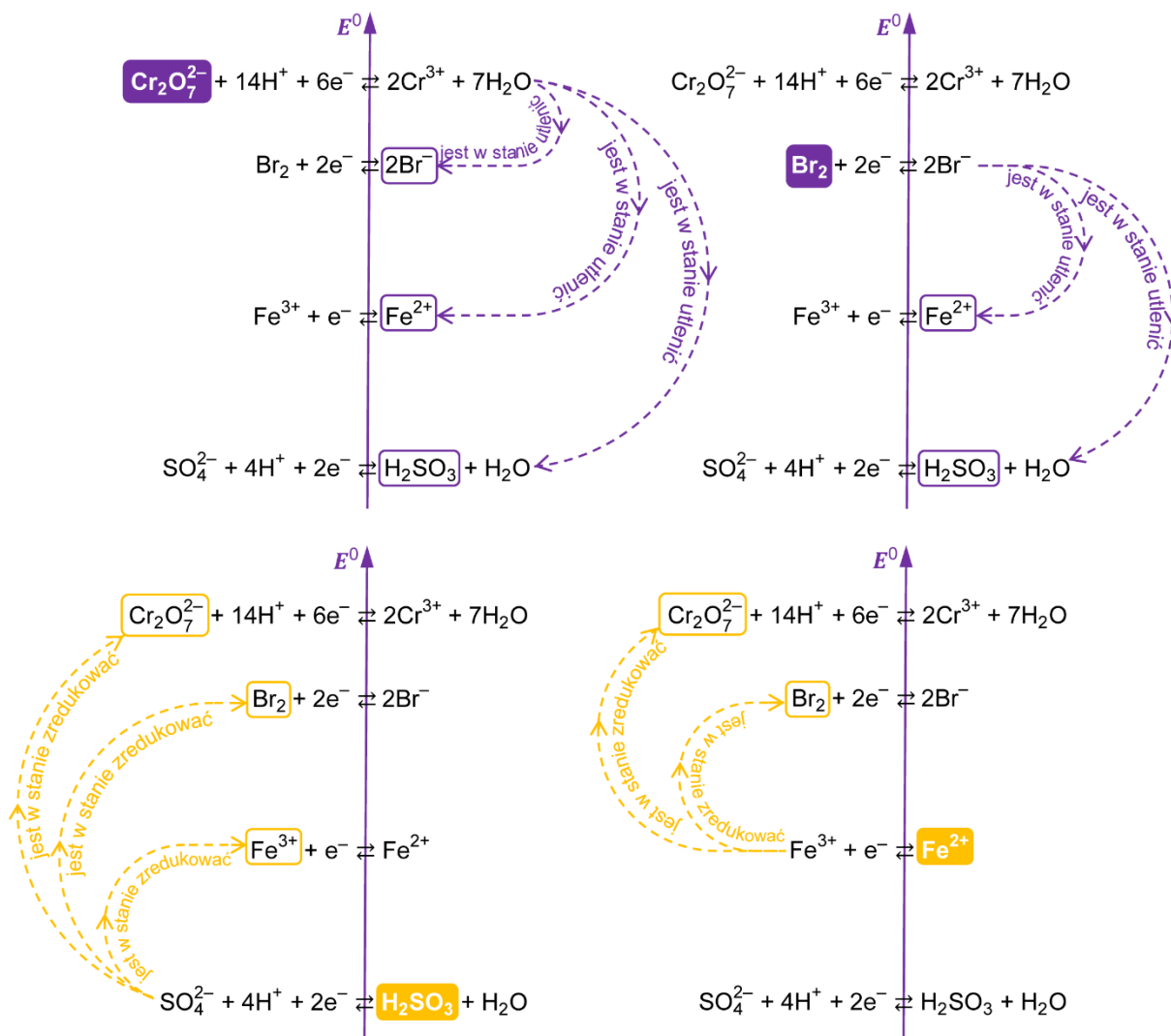


Na koniec sumujemy oba równania reakcji półkowych:



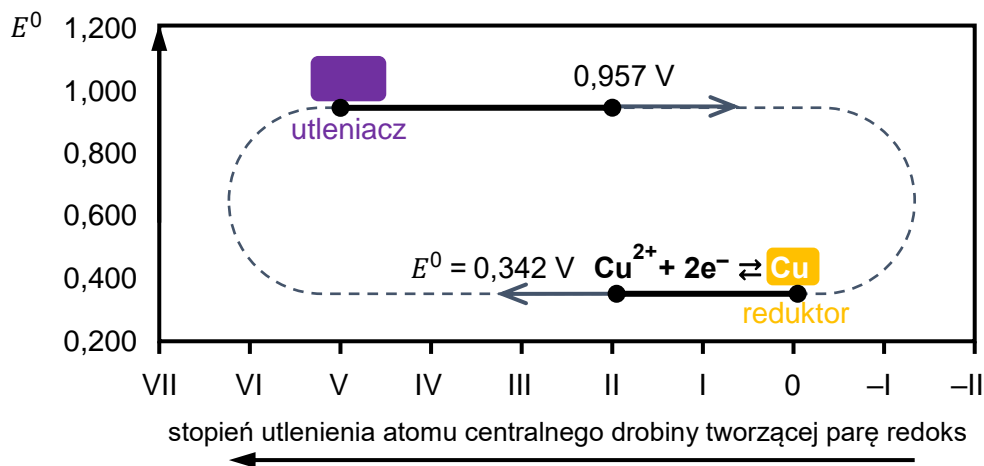
Reguła zegara jest pomocna przy rozważaniu możliwości zajścia reakcji utleniania-redukcji między kilkoma różnymi parami redoks:



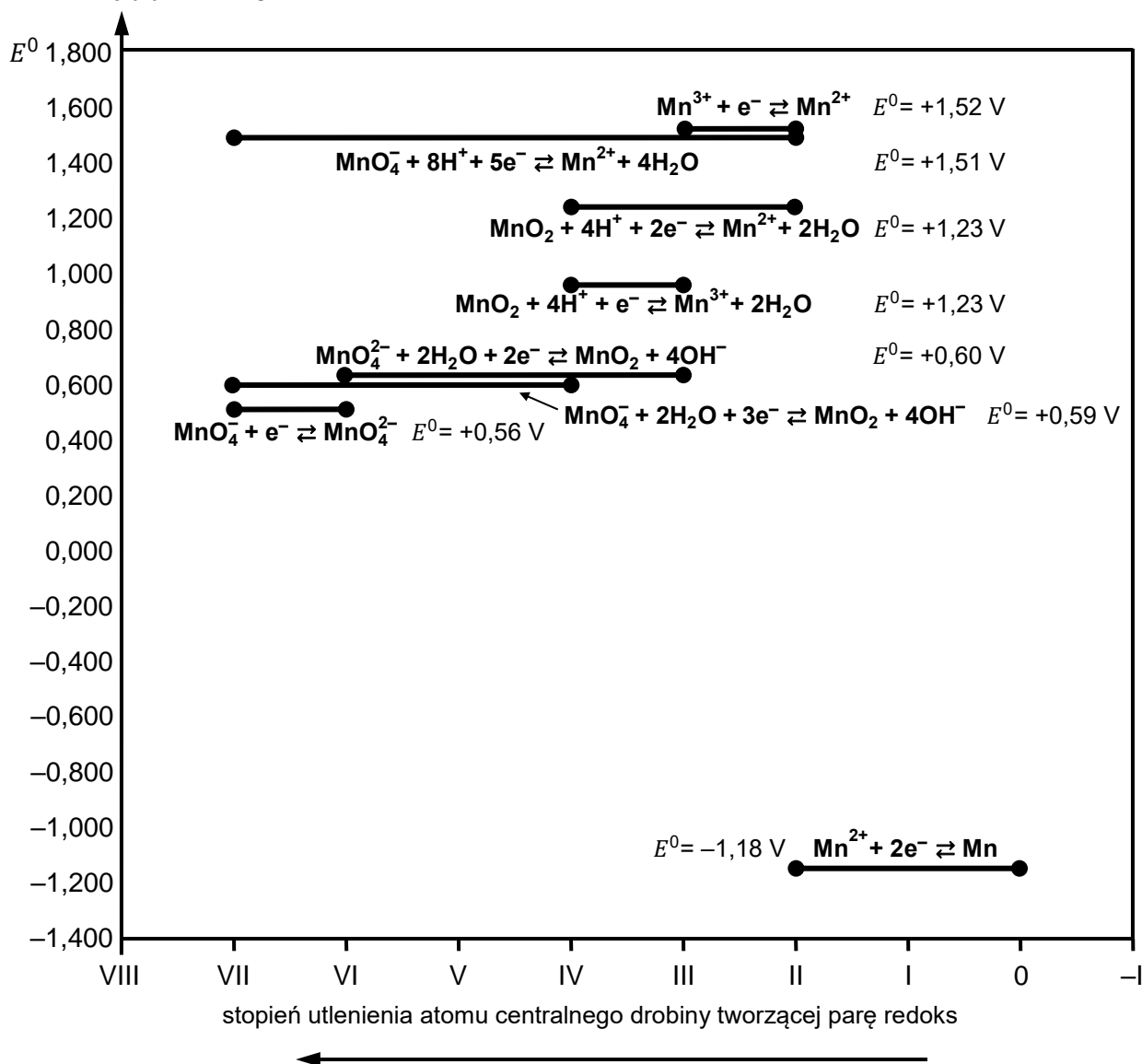


Równowagi utleniania-redukcji, wraz z wartościami potencjałów standardowych, można także przedstawiać na wykresach innego typu. Są one bardzo czytelne i ułatwiają porównywanie właściwości utleniająco-redukujących wielu drobin jednocześnie, a z wykorzystaniem reguły zegara łatwo z nich odczytywać, które reakcje mogą potencjalnie zachodzić.

Na tych wykresach poszczególne półkowe równowagi redoks są reprezentowane przez poziome odcinki o długości proporcjonalnej do liczby elektronów wymienianych w procesie. Przykładowo: dla równowagi: $\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$ odcinek będzie zaczynał się dla wartości stopnia utlenienia atomu centralnego drobin biorącej udział w równowadze równej +V (atomowi azotu w jonie NO_3^- możemy przypisać stopień utlenienia równy +V), a kończyć na wartości +II (taki stopień utlenienia należy przypisać atomowi azotu w tlenku NO). Z kolei wysokość położenia odcinka na wykresie odpowiada wartości potencjału standardowego danej równowagi redoks, w tym przypadku wynoszącej 0,957 V. Dla równowagi $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$ odcinek jej odpowiadający będzie zaczynał się od wartości stopnia utlenienia równej +II, do wartości 0, na wysokości 0,342 V.

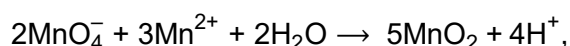


Na poniższym wykresie przedstawiono właściwości utleniająco-redukujące drobin zawierających mangan:

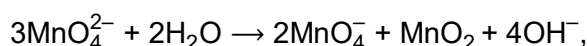


Z analizy tego wykresu wynika między innymi, że:

- jodem manganu o najsilniejszych właściwościach utleniających jest kation Mn^{3+} ($E^0 = 1,52 \text{ V}$), kolejnym silnym utleniaczem jest anion MnO_4^- w środowisku kwasowym ($E^0 = 1,51 \text{ V}$),
- anion MnO_4^- wykazuje najsilniejsze właściwości utleniające w środowisku kwasowym ($E^0 = 1,52 \text{ V}$), wyraźnie słabsze właściwości utleniające w środowisku obojętnym ($E^0 = 0,59 \text{ V}$) oraz jeszcze słabsze w środowisku zasadowym ($E^0 = 0,56 \text{ V}$),
- najsilniejszym reduktorem jest metaliczny mangan ($E^0 = -1,18 \text{ V}$),
- aniony MnO_4^- ($E^0 = 1,51 \text{ V}$) są w stanie utlenić kationy Mn^{2+} ($E^0 = 1,23 \text{ V}$), co oznacza, że możliwa jest reakcja synproporcjonowania



- aniony MnO_4^{2-} ($E^0 = 0,60 \text{ V}$), są w stanie utlenić w środowisku zasadowym aniony MnO_4^{2-} ($E^0 = 0,56 \text{ V}$), co oznacza, że te aniony są nietrwałe i możliwa jest reakcja dysproporcjonowania



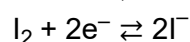
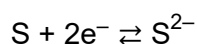
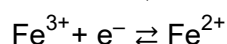
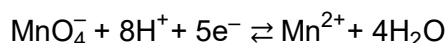
- kationy Mn^{3+} ($E^0 = 1,52 \text{ V}$), są w stanie utlenić kationy Mn^{3+} ($E^0 = 1,23 \text{ V}$), co oznacza, że te kationy są nietrwałe i możliwa jest reakcja dysproporcjonowania



Doświadczenie 4.

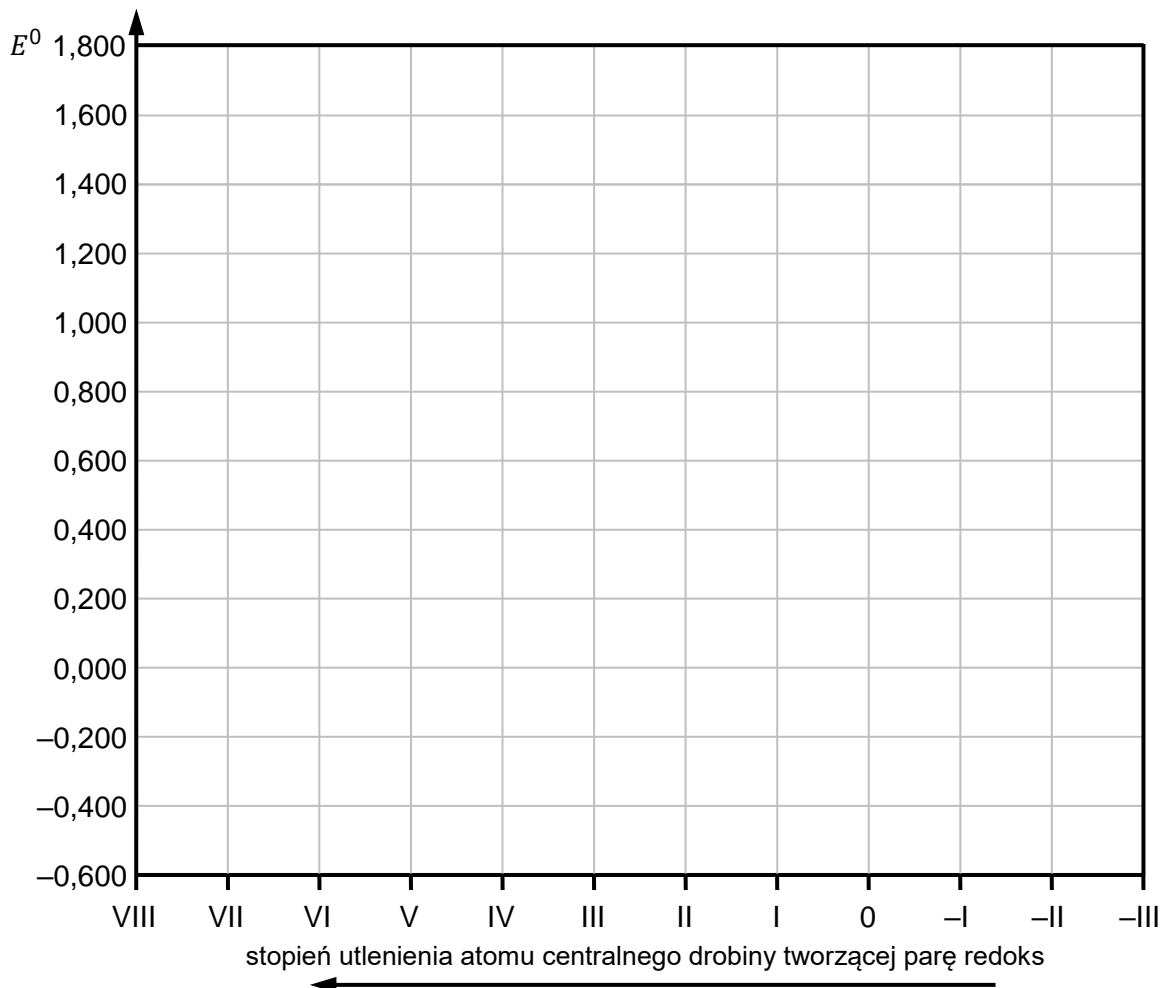
Informacje dla ucznia

Twoim zadaniem będzie zbadanie przebiegu wybranych reakcji utleniania-redukcji z udziałem drobin występujących w wymienionych poniżej półokowych równaniach równowag redoks.



Krok 1. Odszukaj podane równania redukcji w tabeli standardowych potencjałów redukcji w zestawie *Wybranych wzorów i stałych fizykochemicznych na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki* i odczytaj wartości standardowych potencjałów dla tych równowag.

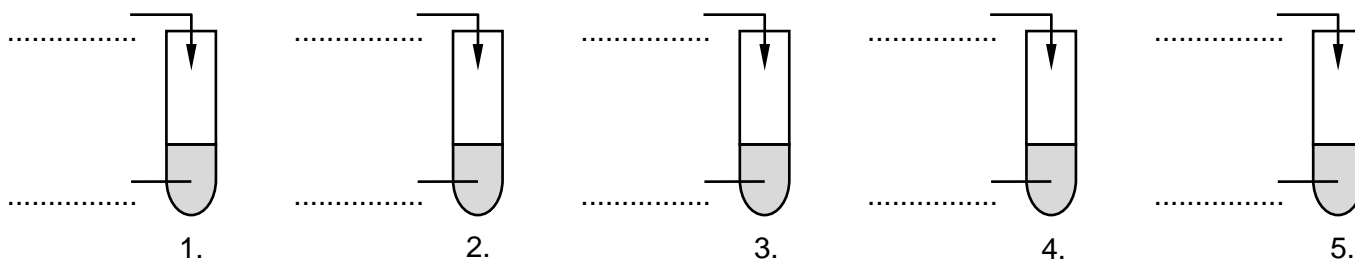
Krok 2. Narysuj wykres przedstawiający analizowane równowagi z zastosowaniem zasady konstruowania wykresów redoks przedstawionych we wcześniejszej części materiału. Wykorzystaj poniższy diagram.



Krok 3. Z wykorzystaniem powyższego wykresu oraz reguły zegara określ, w którym kierunku będą przebiegały reakcje 1.–5. przedstawione w poniższej tabeli. Narysuj strzałkę o odpowiednim zwrocie grotu.

1.	$I_2 + 2Fe^{2+} \rightleftharpoons 2I^- + 2Fe^{3+}$
2.	$I_2 + S^{2-} \rightleftharpoons 2I^- + S$
3.	$2MnO_4^- + 5S^{2-} + 16H^+ \rightleftharpoons 2Mn^{2+} + 5S + 8H_2O$
4.	$5Fe^{3+} + Mn^{2+} + 4H_2O \rightleftharpoons 5Fe^{2+} + MnO_4^- + 8H^+$
5.	$2MnO_4^- + 10I^- + 16H^+ \rightleftharpoons 2Mn^{2+} + 5I_2 + 8H_2O$

Krok 4. Zaprojektuj doświadczenia, w których potwierdzisz faktyczny przebieg analizowanych reakcji. Uzupełnij poniższy schemat, odczynniki wybierz z poniższej listy:



Napisz, co zaobserwowano w poszczególnych probówkach.

Obserwacje	
1.	
2.	
3.	
4.	
5.	

**Doświadczenie 4.**

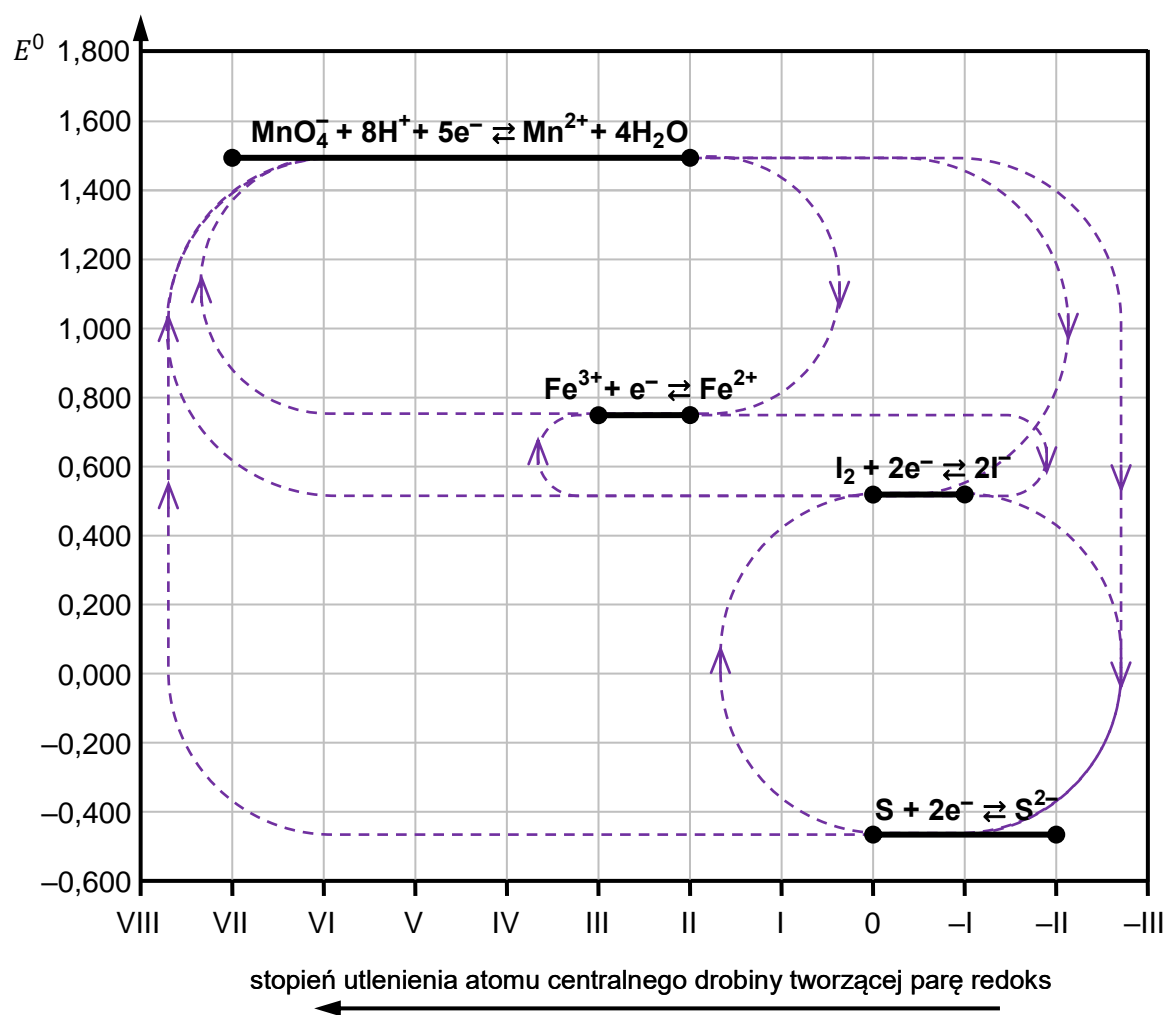
Komentarz dla nauczyciela

Wymagania szczegółowe

III etap edukacyjny – poziom rozszerzony

VIII. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń:

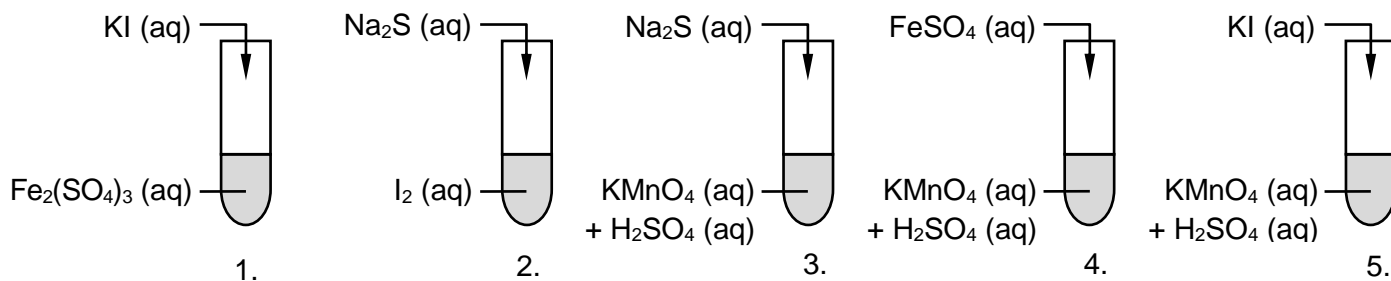
- 1) stosuje pojęcia: stopień utlenienia, utleniacz, reduktor, utlenianie, redukcja;
- 2) wskazuje utleniacz, reduktor, proces utleniania i redukcji w podanej reakcji;
- 6) przewiduje kierunek przebiegu reakcji utleniania-redukcji na podstawie wartości potencjałów standardowych półogniw [...].



Po przeanalizowaniu powyższego diagramu oraz dzięki wykorzystaniu reguły zegara możemy określić kierunki, w jakich będą przebiegały badane reakcje.

1.	$I_2 + 2Fe^{2+} \longleftarrow 2I^- + 2Fe^{3+}$
2.	$I_2 + S^{2-} \longrightarrow 2I^- + S$
3.	$2MnO_4^- + 5S^{2-} + 16H^+ \longrightarrow 2Mn^{2+} + 5S + 8H_2O$
4.	$5Fe^{3+} + Mn^{2+} + 4H_2O \longleftarrow 5Fe^{2+} + MnO_4^- + 8H^+$
5.	$2MnO_4^- + 10I^- + 16H^+ \longrightarrow 2Mn^{2+} + 5I_2 + 8H_2O$

Aby potwierdzić faktyczny przebieg tych reakcji, należy mieszać substraty, występujące w powyższych równaniach reakcji. Obserwowanie zmian w probówkach będzie świadczyło o tym, że reakcje zachodzą zgodnie z przewidywaniami.



Obserwacje	
1.	Jasnożółty roztwór zmienia barwę na brązową.
2.	Brązowy roztwór się odbarwia, wytrąca się bladożółty osad.
3.	Fioletowy roztwór się odbarwia, wytrąca się bladożółty osad.
4.	Fioletowy roztwór zmienia barwę na jasnożółtą.
5.	Fioletowy roztwór zmienia barwę na brązową.

Uwaga! Barwy obserwowane przez uczniów mogą się różnić od tych przedstawionych w tabeli. Uwodnione jony żelaza(III) w roztworze mają barwę jasnożółtą, jednak w obecności anionów chlorkowych tworzą jony kompleksowe o barwie ciemnożółtej. Na barwę roztworów po reakcji w doświadczeniach 1. i 5. wpływa ilość powstałego jodu, zależna od stężenia oraz od objętości użytych odczynników.

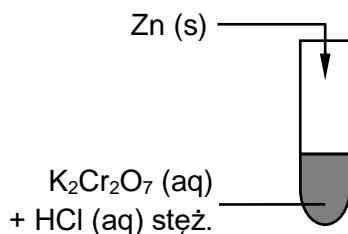


Doświadczenie 5.

Informacje dla ucznia

Przeprowadź poniższe doświadczenie, a następnie na podstawie zapisanych obserwacji oraz z wykorzystaniem danych zawartych w tabeli potencjałów standardowych wyjaśnij, jakie reakcje chemiczne (i dlaczego) zaszły w kolejnych etapach doświadczenia. Zapisz równania tych reakcji.

Schemat doświadczenia:



Opis doświadczenia:

Do probówki wprowadź około 10 mililitrów roztworu dichromianu(VI) potasu. Zakwasz roztwór przez dodanie kilku lub kilkunastu kropli stężonego kwasu solnego. Następnie wprowadzaj do probówki, powoli, w niewielkich porcjach (np. za pomocą mikroszpatułki) proszek cynkowy. Obserwuj zmiany barwy roztworu. Kontynuuj powolne wprowadzanie cynku aż do zaobserwowania kolejnej, trwałej barwy roztworu.

Obserwacje:

.....

.....

.....

Wnioski i wyjaśnienie zaobserwowanych zmian:

.....

.....

Równania reakcji:

.....

.....

**Doświadczenie 5.**

Komentarz dla nauczyciela

Wymagania szczegółowe

III etap edukacyjny – poziom rozszerzony

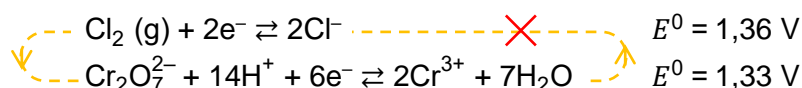
VIII. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń:

- 1) stosuje pojęcia: stopień utlenienia, utleniacz, reduktor, utlenianie, redukcja;
- 2) wskazuje utleniacz, reduktor, proces utleniania i redukcji w podanej reakcji;
- 5) stosuje zasady bilansu elektronowo-jonowego – dobiera współczynniki stechiometryczne w schematach reakcji utleniania-redukcji (w formie cząsteczkowej i jonowej);
- 6) przewiduje kierunek przebiegu reakcji utleniania-redukcji na podstawie wartości potencjałów standardowych półogniw; pisze odpowiednie równania reakcji.

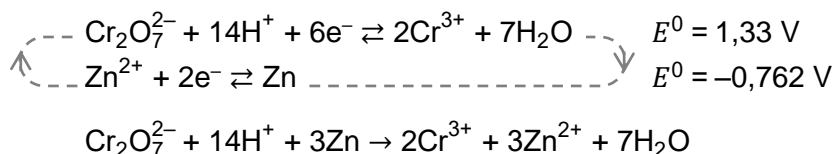
X. Metale, niemetale i ich związki. Uczeń:

- 7) przewiduje produkty redukcji [...] jonów dichromianowych(VI) w środowisku kwasowym; pisze odpowiednie równania reakcji.

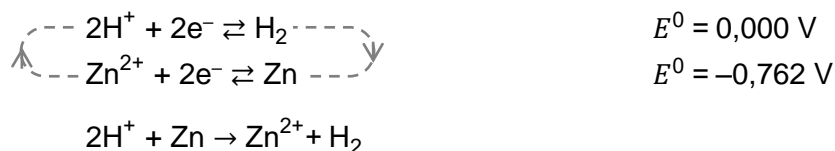
Na początku warto zwrócić uwagę na fakt, że po dodaniu kwasu solnego do roztworu dichromianu(VI) potasu nie obserwujemy żadnych zmian. Wiemy jednak, że jony chlorkowe mogą zostać utlenione do cząsteczkowego chloru, a jony dichromianowe(VI) w środowisku kwasowym wykazują silne właściwości utleniające. Taka reakcja jednak nie zachodzi, gdyż potencjał standardowy półogniwa $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, $\text{H}^+/\text{Cr}^{3+}$, H_2O jest niższy od potencjału standardowego półogniwa Cl_2/Cl^- , a więc jony dichromianowe(VI) nie mogą utlenić anionów chlorkowych (jony dichromianowe(VI) są słabszymi utleniaczami od cząsteczkowego chloru).



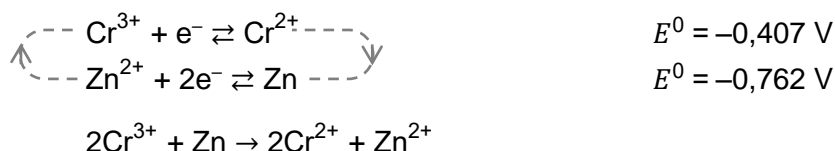
Po wprowadzeniu metalicznego cynku do roztworu obserwujemy zmianę zabarwienia zawartości probówki z pomarańczowej na zieloną. Dzieje się tak, gdyż jony dichromianowe(VI) utleniają metaliczny cynk do kationów cynku, w wyniku czego same redukują się do kationów chromu(III).



Równocześnie obserwujemy intensywne wydzielanie się gazowego wodoru, ponieważ metaliczny cynk nie redukuje wyłącznie jonów dichromianowych(VI), ale redukuje także kationy wodoru. Standardowe półogniwo wodorowe ma wyższy potencjał standardowy od standardowego półogniwa cynkowego: kation wodoru ma silniejsze właściwości utleniające od kationu cynku, a więc może utlenić metaliczny cynk do kationów cynku.



Dodanie do roztworu kolejnych porcji cynku powoduje dalszą zmianę barwy – z zielonej na niebieską. Wynika to z redukcji kationów chromu(III) przez metaliczny cynk do kationów chromu(II) (półogniwo $\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{2+}$ ma wyższy potencjał standardowy od półogniwa cynkowego, więc jony chromu(III), podobnie jak jony dichromianowe(VI), mogą utleniać metaliczny cynk.

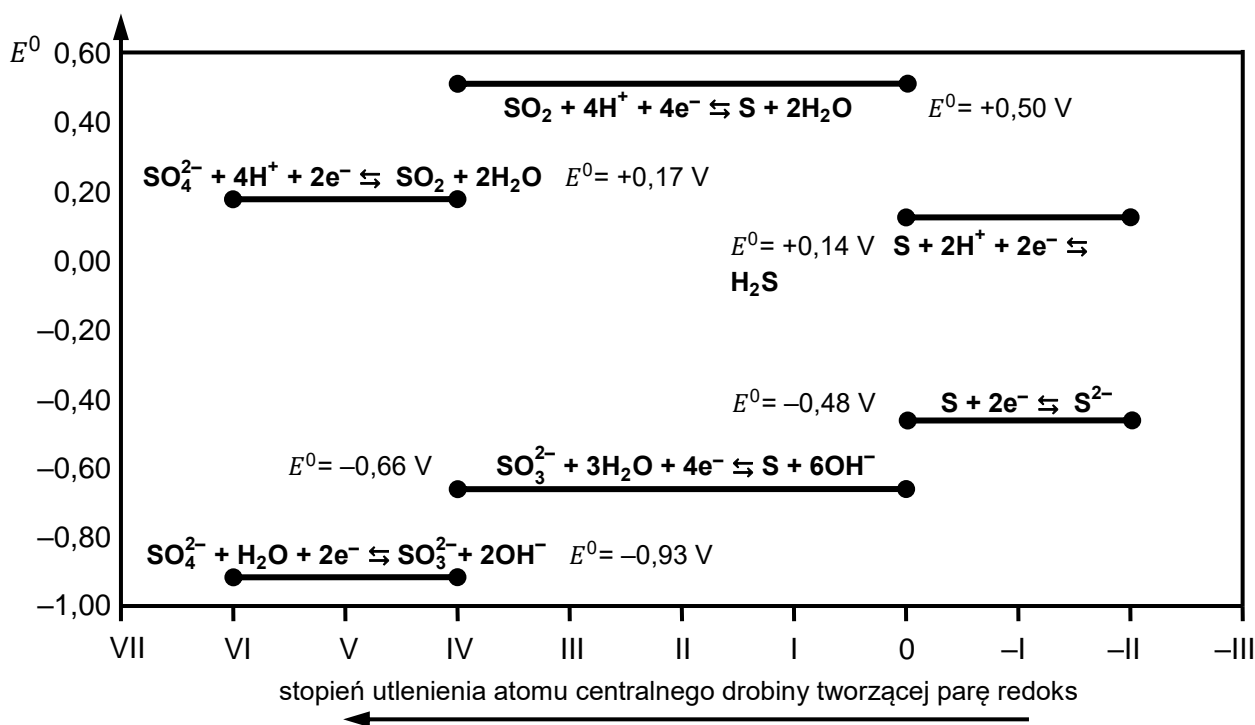


Zwróćmy uwagę, że na tym reakcja się kończy – nie obserwujemy wyparcia jonów chromu(II) z roztworu przez metaliczny cynk. Półogniwo Cr^{2+}/Cr ma niższy potencjał standardowy niż półogniwo cynkowe, a więc jony chromu(II) nie są w stanie utlenić cynku i zredukować się do metalicznego chromu.



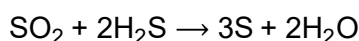
**Ćwiczenie 5.****Zestaw zadań typu maturalnego****Informacja do zadań**

Atomy siarki wchodzą w skład wielu drobin (cząsteczek, jonów), w których atomowi siarki można przypisać różne stopnie utlenienia. Z tego względu możliwe jest zachodzenie wielu różnych reakcji utleniania-redukcji zarówno między tymi drobinami, jak i z cząsteczkami oraz jonami utworzonymi z atomów innych pierwiastków. Poniższy diagram obejmuje równania równowagi reakcji utleniania-redukcji z udziałem wybranych drobin zawierających atomy siarki. Przy każdym równaniu podano wartość potencjału standardowego dla danej równowagi.

**Zadanie 1. (0–2)**

Ze względu na bogactwo drobin tworzonych przez siarkę mogą one reagować między sobą w reakcjach utleniania-redukcji, w wyniku czego ulegają procesom synproporcjonowania (tworzą wspólny produkt). Pojedyncza drobina może także ulec reakcji dysproporcjonowania, w rezultacie której powstają dwa produkty, będące efektem utlenienia oraz redukcji substratu.

1. Rozstrzygnij, czy możliwy jest samorzutny przebieg reakcji synproporcjonowania tlenku siarki(IV) i siarkowodoru do siarki pierwiastkowej:

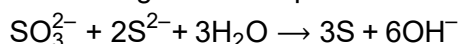


Odpowiedź uzasadnij na podstawie wartości potencjałów standardowych.

Rozstrzygnięcie:

Uzasadnienie:

2. Rozstrzygnij, czy możliwy jest samorzutny przebieg reakcji synproporcjonowania anionu siarczanowego(IV) i anionu siarczowego do siarki pierwiastkowej:



Odpowiedź uzasadnij na podstawie wartości potencjałów standardowych.

Rozstrzygnięcie:

Uzasadnienie:

Wymagania szczegółowe
III etap edukacyjny – poziom rozszerzony VIII. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń: 1) stosuje pojęcia: [...], utleniacz, reduktor, utlenianie, redukcja; 6) przewiduje kierunek przebiegu reakcji utleniania-redukcji na podstawie wartości potencjałów standardowych półogniw [...]. IX. Elektrochemia. Ogniw i elektroliza. Uczeń: stosuje pojęcia: [...]; potencjał standardowy półogniwa, szereg elektrochemiczny, [...]; X. Metale, niemetale i ich związki. Uczeń: 5) pisze równania reakcji ilustrujące typowe właściwości chemiczne niemetali, w tym [...] siarki [...].

Zasady oceniania

2 pkt – poprawne rozstrzygnięcie i uzasadnienie dwóch punktów.

1 pkt – poprawne rozstrzygnięcie i uzasadnienie jednego z punktów.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższych kryteriów albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

1. Rozstrzygnięcie: **TAK** (jest możliwy)

Uzasadnienie:

Potencjał standardowy równowagi $\text{SO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightleftharpoons \text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ (0,50 V) jest wyższy od potencjału standardowego równowagi $\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}$ (0,14), a więc tlenek siarki(IV) może utlenić siarkowodór do siarki, przy czym sam ulegnie redukcji także do siarki.

ALBO

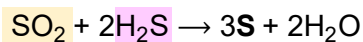
Potencjał standardowy SO_2 jest wyższy od potencjału standardowego H_2S , więc SO_2 jest w stanie utlenić H_2S .

ALBO

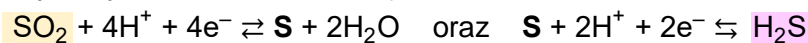
Potencjał standardowy redukcji SO_2 jest wyższy od potencjału standardowego redukcji siarki. Oznacza to, że SO_2 jest silniejszym utleniaczem niż siarka, a więc to SO_2 będzie pełnił funkcję utleniacza, a siarkowodór – reduktora.

Komentarz

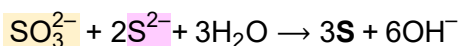
Analizę diagramu przedstawionego w informacji do zadania musimy zacząć od odnalezienia równań równowagi redoks, które po odpowiednim zsumowaniu dadzą równanie analizowanej reakcji. Równanie reakcji:



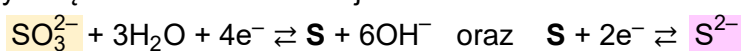
jest sumą arytmetyczną dwóch równań reakcji:



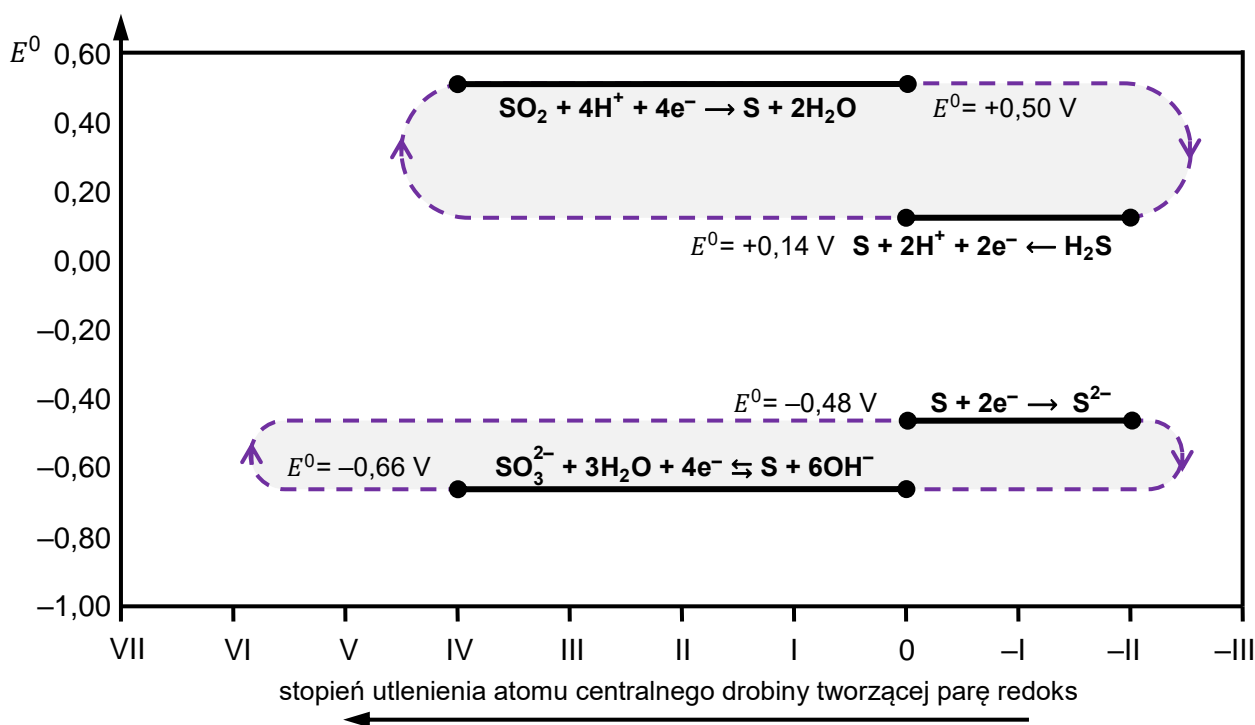
Z kolei reakcja:



jest sumą arytmetyczną dwóch równań reakcji:



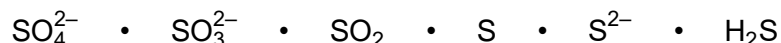
Następnie, z zastosowaniem reguły zegara, określamy kierunki, w jakich zachodzą poszczególne reakcje półokowe. Widzimy, że pierwsza reakcja synproporcjonowania między tlenkiem siarki(IV) a siarkowodorem może zachodzić samorzutnie. Druga reakcja samorzutnie zachodzić nie może, natomiast możliwa jest reakcja odwrotna – reakcja dysproporcjonowania siarki w środowisku zasadowym do anionu siarczkowego i siarczanowego(IV).



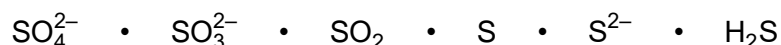
Zadanie 2. (0–1)

Drobiny zawierające atomy siarki różnią się właściwościami utleniająco-redukującymi.

1. Wskaż, spośród wymienionych poniżej, drobinę wykazującą się najsilniejszymi właściwościami utleniającymi (będącą najlepszym utleniaczem):



2. Wskaż, spośród wymienionych poniżej, drobinę wykazującą się najsilniejszymi właściwościami redukującymi (będącą najlepszym reduktorem):



Wymaganie szczegółowe
III etap edukacyjny – poziom rozszerzony VIII. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń: 1) stosuje pojęcia: [...], utleniacz, reduktor [...].

Zasady oceniania

1 pkt – poprawne wskazanie drobin w obu punktach.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

1 – SO_2 (w środowisku kwasowym), 2 – SO_3^{2-} (w środowisku zasadowym)

Komentarz

Najsilniejszym utleniaczem jest forma utleniona pary redoks charakteryzującej się najwyższym standardowym potencjałem redoks.

Najsilniejszym reduktorem jest forma zredukowana pary redoks charakteryzującej się najniższym standardowym potencjałem redoks.

Zwróćmy uwagę, że właściwości redoks nie zawsze korelują ze stopniem utlenienia atomu centralnego w drobinie – wysoki stopień utlenienia siarki w anionie siarczanowym(VI) nie gwarantuje, że ten anion będzie wykazywał najsilniejsze właściwości utleniające.

Informacja do zadań 3–4.

W tabeli przedstawiono równania reakcji elektrodowych i wartości standardowego potencjału redukcji (w temperaturze 25 °C) dla wybranych układów redoks.

Równanie reakcji elektrodowej	E^0 , V
$\text{Cl}_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	+1,358
$\text{Br}_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2\text{Br}^-$	+1,066
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,507
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e^- \rightleftharpoons 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,232

Na podstawie: J. Sawicka i inni, *Tablice chemiczne*, Gdańsk 2004.

Zadanie 3. (0–1)⁵

Na podstawie danych zawartych w powyższej tabeli ustal, czy istnieje możliwość zajścia reakcji zilustrowanych poniższymi schematami. Zaznacz odpowiednie miejsca w tabeli i wyjaśnij swój wybór.

	Schemat reakcji redoks	TAK	NIE
1.	$\text{MnO}_4^- + \text{Cl}^- + \text{H}^+ \rightarrow ?$		
2.	$\text{MnO}_4^- + \text{Br}^- + \text{H}^+ \rightarrow ?$		
3.	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{Cl}^- + \text{H}^+ \rightarrow ?$		
4.	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{Br}^- + \text{H}^+ \rightarrow ?$		

Wyjaśnienie:

.....

Wymaganie szczegółowe
III etap edukacyjny – poziom rozszerzony VIII. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń: 6) przewiduje kierunek przebiegu reakcji utleniania-redukcji na podstawie wartości potencjałów standardowych półogniw [...].

Zasady oceniania

2 pkt – poprawne uzupełnienie tabeli i poprawne wyjaśnienie.

1 pkt – poprawne uzupełnienie tabeli i błędne wyjaśnienie albo brak wyjaśnienia.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższych kryteriów albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

1 – TAK, 2 – TAK, 3 – NIE, 4 – TAK

⁵Źródło: Czerwiec 2007, zadanie 25.

Wyjaśnienie: Potencjał standardowy jonów manganianowych(VII) przewyższa potencjały Cl_2/Cl^- i Br_2/Br^- , natomiast potencjał jonów dichromianowych(VI) jest wyższy tylko od potencjałów układu $\text{Br}_2/2\text{Br}^-$.

ALBO

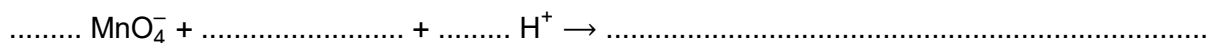
Im wyższy potencjał standardowy, tym silniejsze właściwości utleniające.

Komentarz

Aby rozwiązać przedstawione zadanie, musimy zwrócić uwagę na wartości potencjałów standardowych dla poszczególnych półogniw, w których ustalają się równowagi poszczególnych reakcji. Im wyższy potencjał standardowy, tym silniejsze właściwości utleniające formy utlenionej.

Zadanie 4. (0–1)⁶

Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji zachodzącej z udziałem jonów manganianowych(VII) podczas jednej przemiany wybranej z tabeli. Uzupełnij poniższy schemat. Podkreśl wzór jonów, które w opisanej przemianie pełnią funkcję reduktora.



Wymagania szczegółowe
III etap edukacyjny – poziom rozszerzony VIII. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń: 2) wskazuje [...] reduktor [...] w podanej reakcji; 5) stosuje zasady bilansu elektronowo-jonowego – dobiera współczynniki stechiometryczne w schematach reakcji utleniania-redukcji (w formie [...] jonowej).

Zasady oceniania

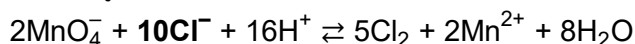
2 pkt – poprawne uzupełnienie schematu reakcji i poprawne podkreślenie wzorów jonów, które pełnią funkcję reduktora.

1 pkt – błędne uzupełnienie schematu reakcji (błędne wzory reagentów, błędne współczynniki stechiometryczne, niewłaściwa forma zapisu) i poprawne wskazanie jonów, które pełnią funkcję reduktora.

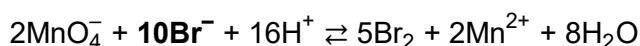
ALBO

– poprawne uzupełnienie schematu reakcji i błędne wskazanie wzorów jonów, które pełnią funkcję reduktora lub brak wskazania.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższych kryteriów albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

LUB



⁶Źródło: Czerwiec 2007, zadanie 26.

Komentarz

Przez jony manganianowe(VII) mogą zostać utlenione aniony chlorkowe oraz aniony bromkowe. Te aniony będą więc pełniły funkcję reduktora. Jeden mol jonów manganianowych(VII) przyłącza, w trakcie redukcji, 5 moli elektronów, a 2 mole anionów chlorkowych lub bromkowych oddają 2 mole elektronów. Oba równania półkowe (redukcji jonów manganianowych(VII) oraz utleniania anionów chlorkowych lub bromkowych) musimy więc najpierw pomnożyć – obustronnie – odpowiednio przez 2 oraz przez 5, a potem zsumować.

Zadanie 5.

W trzech ponumerowanych probówkach znajdowały się (w przypadkowej kolejności): kwas HCl oraz stężone roztwory kwasów HNO₃ i H₂SO₄. Probówki umieszczono pod wyciągiem i do każdej z nich wrzucono kawałek drutu miedzianego. W probówce 1. zaczął się wydzielać brunatny gaz i roztwór przybrał niebieskozieloną barwę. W pozostałych probówkach nie zaobserwowano objawów reakcji, więc wstawiono je do gorącej łaźni wodnej. Po ogrzaniu zawartość probówki 2. pozostała niezmieniona, a w probówce 3. zaczął się wydzielać bezbarwny gaz i pojawiło się niebieskawe zabarwienie roztworu.

Zadanie 5.1. (0–1)⁷

Przyporządkuj wzory kwasów do probówek – uzupełnij tabelę.

Probówka 1.	Probówka 2.	Probówka 3.

Wymagania szczegółowe

III etap edukacyjny – poziom rozszerzony

VII. Systematyka związków nieorganicznych. Uczeń:

9) opisuje typowe właściwości chemiczne kwasów, w tym zachowanie wobec metali, [...];

10) klasyfikuje poznane kwasy ze względu na ich [...] właściwości utleniające.

X. Metale, niemetale i ich związki. Uczeń:

5) pisze równania reakcji ilustrujące typowe właściwości chemiczne metali wobec: [...] kwasów nieutleniających [...], rozcieńczonego i stężonego roztworu kwasu azotowego(V) oraz stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI) (dla [...] Cu).

Zasady oceniania

1 pkt – poprawne przyporządkowanie wzorów kwasów – uzupełnienie tabeli.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

Probówka 1.	Probówka 2.	Probówka 3.
HNO₃	HCl	H₂SO₄

⁷Źródło: Czerwiec 2022, zadanie 14.1.

Uwaga: Napisanie nazw kwasów zamiast ich wzorów należy uznać za odpowiedź poprawną.

Komentarz

W probówce 1. wydziela się brunatny gaz, czyli tlenek azotu(IV) – możemy więc wnioskować, że w tej probówce był kwas azotowy(V).

W probówce 2. nie zaobserwowano żadnych zmian – możemy więc jednoznacznie stwierdzić, że był tam kwas solny.

W probówce 3. wydziela się bezbarwny gaz, czyli tlenek siarki(IV) – w probówce znajdował się kwas siarkowy(VI).

Zielononiebieska barwa roztworu – świadczy o obecności soli miedzi(II) rozpuszczonej w wodzie. Po dodaniu wody do roztworu pojawia się niebieska barwa – w roztworze są obecne akwajony miedzi(II).

Zadanie 5.2. (0–1)⁸

Napisz, jakie właściwości metalicznej miedzi potwierdził przebieg doświadczenia w probówce 2. Odwołaj się do wartości potencjałów standardowych redukcji zamieszczonych w karcie wzorów.

.....
.....

Wymagania szczegółowe
III etap edukacyjny – poziom rozszerzony 8. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń: 6) przewiduje kierunek przebiegu reakcji utleniania-redukcji na podstawie wartości potencjałów standardowych półogniw. 9. Elektrochemia. Ogniwa i elektroliza. Uczeń: 1) stosuje pojęcia: [...] potencjał standardowy.

Zasady oceniania

1 pkt – poprawne określenie właściwości miedzi metalicznej – odwołanie się do szeregu elektrochemicznego metali.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

Miedź nie wypiera wodoru z kwasów.

ALBO Miedź nie redukuje jonów H^+ .

ALBO Miedź jest słabszym reduktorem niż wodór.

ALBO W szeregu elektrochemicznym metali miedź znajduje się za wodorem.

ALBO Standardowy potencjał redukcji układu Cu^{2+}/Cu jest wyższy niż układu H^+/H_2 .

⁸Źródło: Czerwiec 2022, zadanie 14.2.

Komentarz

W probówce 2. znajdował się kwas solny, z którym miedź w opisanych warunkach nie zareagowała. W odpowiedzi należy się odwołać do szeregu potencjałów standardowych redukcji (patrz strona 12. w zestawie *Wybranych wzorów i stałych fizykochemicznych na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki*).

Jony H^+ nie utleniły miedzi do jonów Cu^{2+} ; gdyż kation H^+ jest zbyt słabym utleniaczem, by utlenić miedź do jonów miedzi(II): $0,00\text{ V} < 0,34\text{ V}$.

Miedź, podobnie jak inne metale o dodatnich wartościach potencjałów standardowych, reaguje tylko z kwasami silnie utleniającymi. Kwas solny – spośród kwasów analizowanych w zadaniu – jest kwasem słabo utleniającym. Właściwości silnie utleniające kwasu azotowego(V) oraz kwasu siarkowego(VI) wynikają z obecności w ich roztworach wodnych anionów azotanowych(V) i siarczanowych(VI) będących silniejszymi utleniaczami od kationów wodoru. W kwasie solnym drobinami o najsilniejszych właściwościach utleniających są kationy wodoru. Aniony reszty kwasowej, czyli aniony chlorkowe, nie mają w ogóle właściwości utleniających, ponieważ atom chloru w tym jonie występuje na – I stopniu utlenienia i nie może się bardziej zredukować – może się tylko utlenić, ponieważ stopień utlenienia równy – I jest jego najniższym stopniem utlenienia.

Zadanie 5.3. (0–1)⁹

Uszereguj według wzrastających właściwości utleniających (w środowisku kwasowym) jony: H^+ , NO_3^- , SO_4^{2-} . Napisz wzory tych jonów w odpowiedniej kolejności.

.....
najsłabszy utleniacz

.....
najsilniejszy utleniacz

Wymagania szczegółowe
III etap edukacyjny – poziom rozszerzony VII. Systematyka związków nieorganicznych. Uczeń: 10) klasyfikuje poznane kwasy ze względu na ich [...] właściwości utleniające. VIII. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń: 1) stosuje pojęcia: utleniacz [...].

Zasady oceniania

1 pkt – poprawne uszeregowanie jonów według wzrastających właściwości utleniających.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

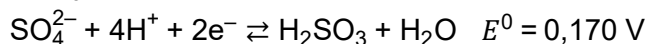
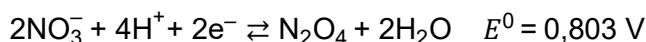
Rozwiązanie

H^+	SO_4^{2-}	NO_3^-
najsłabszy utleniacz		najsilniejszy utleniacz

⁹Źródło: Czerwiec 2022, zadanie 14.4.

Komentarz

Wartości standardowych potencjałów redukcji dla rozpatrywanych układów wynoszą:



Im wyższa wartość potencjału redukcji, tym silniejszym utleniaczem jest forma utleniona – tym silniejsze właściwości utleniające ma forma utleniona.

Wniosek na temat właściwości utleniających powyższych jonów można także wyciągnąć z opisu przebiegu doświadczenia. W przypadku kwasu azotowego(V) reakcja zaszła natychmiast po wrzuceniu drutu miedzianego do próbówki. W przypadku kwasu siarkowego(VI) potrzebne było podgrzanie zawartości próbówki. Kwas solny z miedzią nie reagował.

7. Podsumowanie

Właściwości utleniająco-redukujące, razem z właściwościami kwasowo-zasadowymi, to najważniejsze elementy charakteryzujące właściwości chemiczne pierwiastków i ich związków. Ilościową miarą właściwości utleniająco-redukujących drobin tworzących parę redoks jest wartość potencjału standardowego półogniwa.

Niewątpliwie, umiejętnością, do której wykształcenia u uczniów dążymy, okazuje się sprawne posługiwanie się wartościami potencjałów standardowych w ocenie właściwości utleniająco-redukujących drobin oraz w określaniu kierunku, w którym przesuwają się położenie stanu równowagi redoks złożonej z dwóch półogniw (lub możliwości zajścia danej reakcji redoks). Zwróćmy jednak uwagę na to, żeby te umiejętności nie były mechaniczne i nie stały się efektem jedynie wytrenowania pewnych algorytmów.

Pojęciem wyjściowym do wprowadzenia pojęcia standardowego potencjału półogniwa może być elektroujemność. Następnie, zestawianie koncepcji elektroujemności atomu z potencjałem standardowym pary redoks może się przełożyć na łatwiejsze zapamiętanie i dobre zrozumienie tego drugiego pojęcia przez uczniów.

Elektroujemność	Potencjał standardowy
Dotyczy swobodnych atomów, pośrednio – także swobodnych jonów.	Dotyczy sprzężonej pary redoks – formy utlenionej i zredukowanej, znajdujących się w roztworze wodnym.
Jest miarą siły, z jaką atom (lub jon) przyciąga swoje elektrony walencyjne oraz swobodne elektrony.	Jest miarą siły, z jaką przez drobinę tworzące sprzężoną parę redoks są przyciągane elektrony: forma zredukowana – swoje elektrony, forma utleniona – elektrony należące do innych drobin.
Im niższa elektroujemność, tym atom <u>metal</u> łatwiej pozbywa się elektronów walencyjnych, gdy przechodzi w kation, metal jest bardziej aktywny, a więc tym wyraźniejszym charakterem metalicznym się odznacza.	Im niższy potencjał standardowy, tym forma zredukowana łatwiej pozbywa się części swoich elektronów, gdy przechodzi w formę utlenioną, a więc jest lepszym reduktorem.
Im wyższa elektroujemność, tym atom <u>niemetal</u> łatwiej przyciąga elektrony od innych drobin, niemetal jest bardziej aktywny, a więc tym wyraźniejszym charakterem niemetalicznym się odznacza.	Im wyższy potencjał standardowy, tym forma utleniona silniej przyciąga elektrony gdy przechodzi w formę zredukowaną, a więc jest lepszym utleniaczem.

Wysoką korelację elektroujemności atomów z wartościami standardowych potencjałów półogniw metalicznych i niemetalicznych bardzo dobrze widać na poniższych diagramach.

Wartości elektroujemności wybranych pierwiastków

H 2,2						He	
Li 1,0	Be 1,6	B	C	N	O 3,4	F 4,0	Ne
Na 0,9	Mg 1,3	Al 1,6	Si	P	S 2,6	Cl 3,2	Ar
K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,8	Ge 2,0	As	Se 2,6	B 3,0	Kr
Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,8	Sn 2,0	Sb	Te 2,1	I 1,7	Xe
Cs 0,8	Ba 0,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po	At	Ra

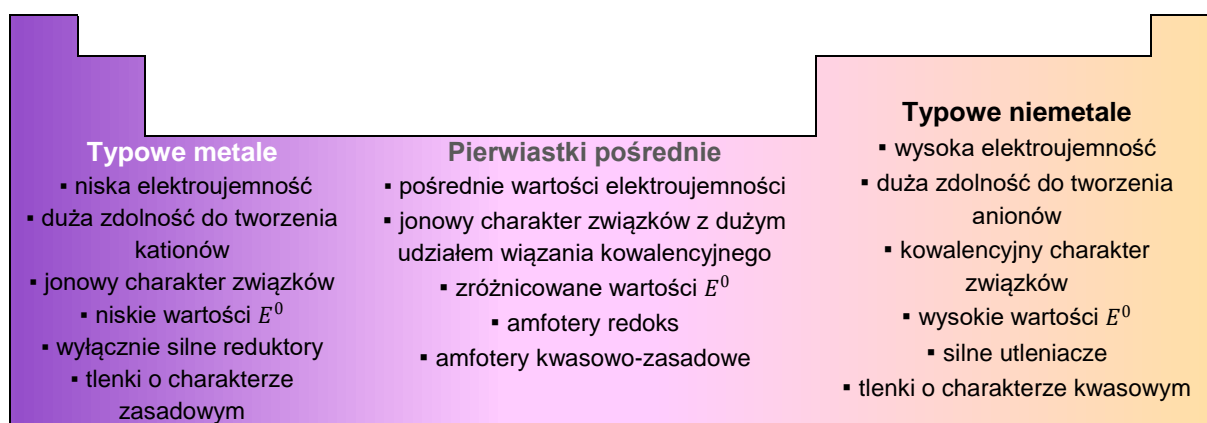
od 0,8 do 1,0	od 1,0 do 1,5	od 1,5 do 1,7	od 1,7 do 2,2	od 2,2 do 3,0	od 3,0 do 3,5	od 3,5 do 4,0
---------------	---------------	---------------	---------------	---------------	---------------	---------------

Wartości potencjałów standardowych wybranych półogniw

H₂/H⁺ 0,000							He
Li/Li⁺ -3,040	Be/Be²⁺ -1,847	B	C	N	O₂, H₂O/OH⁻ +0,40	F₂/F⁻ +2,866	Ne
Na/Na⁺ -2,710	Mg/Mg²⁺ -2,372	Al/Al³⁺ -1,676	Si	P	S/S²⁻ -0,48	Cl₂/Cl⁻ +1,358	Ar
K/K⁺ -2,931	Ca/Ca²⁺ -2,800	Ga/Ga³⁺ -0,56	Ge/Ge²⁺ +0,10	As	Se/Se²⁻ -0,67	Br₂/Br⁻ +1,066	Kr
Rb/Rb⁺ -2,980	Sr/Sr²⁺ -2,899	In/In³⁺ -0,34	Sn/Sn²⁺ -0,138	Sb	Te/Te²⁻ -0,84	I₂/I⁻ +0,536	Xe
Cs/Cs⁺ -3,026	Ba/Ba²⁺ -2,912	Tl/Tl⁺ -0,336	Pb/Pb²⁺ -0,126	Bi/Bi³⁺ +0,317	Po	At	Ra

od -3,1 do -2,9	od -2,9 do -2	od -2 do -1	od -1 do 0	od 0 do +1	od +1 do +2	od +2 do +3
-----------------	---------------	-------------	------------	------------	-------------	-------------

Na poniższym diagramie przedstawiono zmianę właściwości redoks pierwiastków i ich związków na tle zmian innych właściwości w układzie okresowym pierwiastków chemicznych.



8. Dodatek – tablice potencjałów standardowych

a) W porządku alfabetycznym symboli pierwiastków tworzących parę redoks

POTENCJAŁ STANDARDOWY REDUKCJI	
Równanie reakcji	E°, V
$Ag^+ + e^- \rightleftharpoons Ag$	0,800
$Al^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Al$	- 1,676
$Al(OH)_4^- + 3e^- \rightleftharpoons Al + 4OH^-$	- 2,310
$Au^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Au$	1,498
$Ba^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ba$	- 2,912
$Be^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Be$	- 1,847
$Bi^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Bi$	0,308
$Br_2(c) + 2e^- \rightleftharpoons 2 Br^-$	1,066
$BrO_3^- + 6H^+ + 6e^- \rightleftharpoons Br^- + 3H_2O$	1,423
$BrO_3^- + 3H_2O + 6e^- \rightleftharpoons Br^- + 6OH^-$	0,61
$CO_2 + 2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons HCOOH$	- 0,199
$Ca^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ca$	- 2,868
$Cd^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cd$	- 0,403
$Cd(OH)_4^{2-} + 2e^- \rightleftharpoons Cd + 4OH^-$	- 0,658
$Cl_2(g) + 2e^- \rightleftharpoons 2Cl^-$	1,358
$ClO_3^- + 6H^+ + 6e^- \rightleftharpoons Cl^- + 3H_2O$	1,451
$ClO_3^- + 3H_2O + 6e^- \rightleftharpoons Cl^- + 6OH^-$	0,62
$Co^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Co$	- 0,28
$Co^{3+} + e^- \rightleftharpoons Co^{2+}$	1,92
$Cr^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cr$	- 0,913
$Cr^{3+} + e^- \rightleftharpoons Cr^{2+}$	- 0,407
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightleftharpoons 2Cr^{3+} + 7H_2O$	1,36
$CrO_4^{2-} + 4H_2O + 3e^- \rightleftharpoons Cr(OH)_3 + 5OH^-$	- 0,13
$Cs^+ + e^- \rightleftharpoons Cs$	- 3,026
$Cu^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cu$	0,342
$Cu_2O + H_2O + 2e^- \rightleftharpoons 2Cu + 2OH^-$	- 0,360
$2Cu(OH)_2 + 2e^- \rightleftharpoons Cu_2O + 2OH^- + H_2O$	- 0,080
$F_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2F^-$	2,866
$Fe^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Fe$	- 0,447
$Fe^{3+} + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}$	0,771
$2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2$	0,000
$2H_2O + 2e^- \rightleftharpoons H_2 + 2OH^-$	- 0,828
$H_2O_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2OH^-$	0,88
$H_2O_2 + 2e^- + 2H^+ \rightleftharpoons 2H_2O$	1,78
$Hg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Hg$	0,851

POTENCJAŁ STANDARDOWY REDUKCJI – C.D.	
Równanie reakcji	E°, V
$I_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-$	0,536
$IO_3^- + 6H^+ + 6e^- \rightleftharpoons I^- + 3H_2O$	1,085
$K^+ + e^- \rightleftharpoons K$	- 2,931
$Li^+ + e^- \rightleftharpoons Li$	- 3,040
$Mg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Mg$	- 2,372
$Mn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Mn$	- 1,185
$MnO_2 + 4H^+ + 2e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 2H_2O$	1,224
$MnO_4^- + e^- \rightleftharpoons MnO_4^{2-}$	0,558
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$	1,507
$MnO_4^- + 2H_2O + 3e^- \rightleftharpoons MnO_2 + 4OH^-$	0,595
$MnO_4^{2-} + 2H_2O + 2e^- \rightleftharpoons MnO_2 + 4OH^-$	0,60
$NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \rightleftharpoons NO + 2H_2O$	0,957
$NO_3^- + 2H^+ + e^- \rightleftharpoons NO_2 + H_2O$	0,803
$NO_3^- + H_2O^+ + 2e^- \rightleftharpoons NO_2^- + 2OH^-$	0,010
$Na^+ + e^- \rightleftharpoons Na$	- 2,71
$Ni^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ni$	- 0,257
$O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2O_2$	0,695
$O_2 + 4H^+ + 4e^- \rightleftharpoons 2H_2O$	1,229
$O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightleftharpoons 4OH^-$	0,401
$Pb^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Pb$	- 0,126
$PbO_2 + 4H^+ + 2e^- \rightleftharpoons Pb^{2+} + 2H_2O$	1,455
$Pt^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Pt$	1,18
$Rb^+ + e^- \rightleftharpoons Rb$	- 2,98
$S + 2e^- \rightleftharpoons S^{2-}$	- 0,476
$S + 2e^- + 2H^+ \rightleftharpoons H_2S$	0,14
$SO_2 + 4H^+ + 2e^- \rightleftharpoons S + 2H_2O$	0,50
$SO_4^{2-} + H_2O + 2e^- \rightleftharpoons SO_3^{2-} + 2OH^-$	- 0,93
$SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^- \rightleftharpoons SO_2 + 2H_2O$	0,170
$S_2O_8^{2-} + 2e^- \rightleftharpoons 2SO_4^{2-}$	2,05
$Sn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Sn$	- 0,138
$Sn^{4+} + 2e^- \rightleftharpoons Sn^{2+}$	0,151
$Sr^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Sr$	- 2,899
$Zn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Zn$	- 0,762
$Zn(OH)_4^{2-} + 2e^- \rightleftharpoons Zn + 4OH^-$	- 1,199

b) Względem malejącej wartości potencjału standardowego redukcji

POTENCJAŁ STANDARDOWY REDUKCJI	
Równanie reakcji	E°, V
$F_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2F^-$	2,866
$S_2O_8^{2-} + 2e^- \rightleftharpoons 2SO_4^{2-}$	2,05
$Co^{3+} + e^- \rightleftharpoons Co^{2+}$	1,92
$H_2O_2 + 2e^- + 2H^+ \rightleftharpoons 2H_2O$	1,78
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$	1,507
$Au^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Au$	1,498
$PbO_2 + 4H^+ + 2e^- \rightleftharpoons Pb^{2+} + 2H_2O$	1,455
$ClO_3^- + 6H^+ + 6e^- \rightleftharpoons Cl^- + 3H_2O$	1,451
$BrO_3^- + 6H^+ + 6e^- \rightleftharpoons Br^- + 3H_2O$	1,423
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightleftharpoons 2Cr^{3+} + 7H_2O$	1,36
$Cl_2(g) + 2e^- \rightleftharpoons 2Cl^-$	1,358
$O_2 + 4H^+ + 4e^- \rightleftharpoons 2H_2O$	1,229
$MnO_2 + 4H^+ + 2e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 2H_2O$	1,224
$Pt^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Pt$	1,18
$IO_3^- + 6H^+ + 6e^- \rightleftharpoons I^- + 3H_2O$	1,085
$Br_2(l) + 2e^- \rightleftharpoons 2Br^-$	1,066
$NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \rightleftharpoons NO + 2H_2O$	0,957
$H_2O_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2OH^-$	0,88
$Hg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Hg$	0,851
$NO_3^- + 2H^+ + e^- \rightleftharpoons NO_2 + H_2O$	0,803
$Ag^+ + e^- \rightleftharpoons Ag$	0,800
$Fe^{3+} + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}$	0,771
$O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2O_2$	0,695
$ClO_3^- + 3H_2O + 6e^- \rightleftharpoons Cl^- + 6OH^-$	0,62
$BrO_3^- + 3H_2O + 6e^- \rightleftharpoons Br^- + 6OH^-$	0,61
$MnO_4^{2-} + 2H_2O + 2e^- \rightleftharpoons MnO_2 + 4OH^-$	0,60
$MnO_4^- + 2H_2O + 3e^- \rightleftharpoons MnO_2 + 4OH^-$	0,595
$MnO_4^- + e^- \rightleftharpoons MnO_4^{2-}$	0,558
$I_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-$	0,536
$SO_2 + 4H^+ + 2e^- \rightleftharpoons S + 2H_2O$	0,50
$O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightleftharpoons 4OH^-$	0,401
$Cu^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cu$	0,342
$Bi^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Bi$	0,308
$SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^- \rightleftharpoons SO_2 + 2H_2O$	0,170
$Sn^{4+} + 2e^- \rightleftharpoons Sn^{2+}$	0,151

POTENCJAŁ STANDARDOWY REDUKCJI – C.D.	
Równanie reakcji	E°, V
$S + 2e^- + 2H^+ \rightleftharpoons H_2S$	0,14
$NO_3^- + H_2O + 2e^- \rightleftharpoons NO_2^- + 2OH^-$	0,010
$2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2$	0,000
$2Cu(OH)_2 + 2e^- \rightleftharpoons Cu_2O + 2OH^- + H_2O$	-0,080
$Pb^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Pb$	-0,126
$CrO_4^{2-} + 4H_2O + 3e^- \rightleftharpoons Cr(OH)_3 + 5OH^-$	-0,13
$Sn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Sn$	-0,138
$CO_2 + 2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons HCOOH$	-0,199
$Ni^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ni$	-0,257
$Co^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Co$	-0,28
$Cu_2O + H_2O + 2e^- \rightleftharpoons 2Cu + 2OH^-$	-0,360
$Cd^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cd$	-0,403
$Cr^{3+} + e^- \rightleftharpoons Cr^{2+}$	-0,407
$Fe^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Fe$	-0,447
$S + 2e^- \rightleftharpoons S^{2-}$	-0,476
$Cd(OH)_4^{2-} + 2e^- \rightleftharpoons Cd + 4OH^-$	-0,658
$Zn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Zn$	-0,762
$2H_2O + 2e^- \rightleftharpoons H_2 + 2OH^-$	-0,828
$Cr^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cr$	-0,913
$SO_4^{2-} + H_2O + 2e^- \rightleftharpoons SO_3^{2-} + 2OH^-$	-0,93
$Mn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Mn$	-1,185
$Zn(OH)_4^{2-} + 2e^- \rightleftharpoons Zn + 4OH^-$	-1,199
$Al^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Al$	-1,676
$Be^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Be$	-1,847
$Al(OH)_4^- + 3e^- \rightleftharpoons Al + 4OH^-$	-2,310
$Mg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Mg$	-2,372
$Na^+ + e^- \rightleftharpoons Na$	-2,71
$Ca^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ca$	-2,868
$Sr^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Sr$	-2,899
$Ba^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ba$	-2,912
$K^+ + e^- \rightleftharpoons K$	-2,931
$Rb^+ + e^- \rightleftharpoons Rb$	-2,98
$Cs^+ + e^- \rightleftharpoons Cs$	-3,026
$Li^+ + e^- \rightleftharpoons Li$	-3,040