Jak przewidzieć przebieg reakcji redoks na podstawie potencjałów standardowych półogniw?

- Wprowadzenie
- Przeczytaj
- Wirtualne laboratorium – I
- Sprawdź się
- Dla nauczyciela

Jak przewidzieć przebieg reakcji redoks na podstawie potencjałów standardowych półogniw?

Reguła zegara pozwala określić przebieg reakcji redoks.
Źródło: dostępny w internecie: www.pixabay.com, domena publiczna.

Podczas podejmowania ważnych decyzji chcielibyśmy posiadać jakiś parametr, który pozwoli nam odgadnąć, co się wydarzy. W wielu dziedzinach życia zostały opracowane takie czynniki, które pozwalają przewidzieć pewne zachowania, reakcje. Na przykład, jeżeli widzimy migający lewy kierunkowskaz w samochodzie, to domyślamy się, że samochód skręci w lewo. W przypadku chemii, a dokładniej w reakcjach redoks, takim czynnikiem jest potencjał standardowy półogniw. Jak przewidzieć przebieg reakcji redoks na podstawie potencjałów standardowych półogniw?

Twoje cele

- Zapiszesz i uzgodnisz równania reakcji utleniania i redukcji.
- Przewidzisz przebieg reakcji redoks na podstawie potencjałów standardowych półogniw.
- Skorzystasz z reguły zegara, aby przewidzieć przebieg reakcji redoks.

Przeczytaj

Reakcja redoks to reakcja chemiczna, w trakcie której dochodzi do przeniesienia elektronów pomiędzy odpowiednimi atomami, czemu towarzyszą zmiany stopni utlenienia atomów.

Równanie reakcji redoks:

$$\mathrm{Red}_1 + \mathrm{Utl}_2 \leftrightarrows \mathrm{Red}_2 + \mathrm{Utl}_1$$

Reakcja redoks składa się z dwóch reakcji połówkowych: reakcji utleniania i redukcji. Reakcja utleniania polega na oddawaniu elektronów przez atomy, w wyniku czego dochodzi do podwyższenia stopnia utlenienia. Atom podnoszący swój stopień utlenienia pełni rolę reduktora – Red_1.

Równanie reakcji utleniania:

$$\mathrm{Red}_1 \leftrightarrows \mathrm{Utl}_1 + ne^-$$

Reakcja redukcji polega na przyjmowaniu elektronów przez atom, dzięki czemu dochodzi do obniżenia stopnia utlenienia. Taki z kolei atom nazywany jest utleniaczem – Utl_2.

Równanie reakcji redukcji:

$$\mathrm{Utl}_2 + ne^- \leftrightarrows \mathrm{Red}_2$$

gdzie:

- Red – forma zredukowana;
- Utl – forma utleniona;
- ne^- – liczba elektronów biorąca udział w reakcji.

Jak przewidzieć przebieg reakcji redoks?

Znając wartości potencjałów standardowych półogniw, można przewidzieć przebieg (kierunek) reakcji redoks. Potencjały standardowe półogniw są zebrane w tablicach

fizykochemicznych.

> Im bardziej ujemny potencjał standardowy półogniwa, tym postać zredukowana jest silniejszym reduktorem, a więc chętniej się utlenia (układ chętniej oddaje elektrony).
>
> Im bardziej dodatni potencjał standardowy półogniwa, tym postać utleniona jest silniejszym utleniaczem – łatwiej dochodzi do reakcji redukcji (układ chętniej przyjmuje elektrony).
>
> Oznacza to, że w każdej reakcji chemicznej musi zostać spełniony warunek:
>
> $$E_{reduktor} < E_{utleniacz}$$

Innymi słowy: znajomość wartości potencjałów standardowych półogniw różnego rodzaju pozwala na przewidywanie:

- czy dana reakcja utlenienia-redukcji zajdzie w rzeczywistości (w warunkach standardowych);
- jaki będzie kierunek reakcji chemicznej (w warunkach standardowych).

Poza tym im większa jest różnica potencjałów standardowych półogniw, tym bardziej prawdopodobna jest dana reakcja chemiczna.

> **Przykład 1**
>
> Jak będzie przebiegała reakcja redoks, w której biorą udział atomy żelaza i srebra? Zapisz równanie reakcji utleniania i redukcji. Podaj reduktor i utleniacz.
>
> Podane są następujące potencjały standardowe półogniw:
>
> $$E^{\circ}{}_{\mathrm{Fe^{2+}|Fe}} = -0,44\ \mathrm{V}$$
>
> $$E^{\circ}{}_{\mathrm{Ag^{+}|Ag}} = 0,80\ \mathrm{V}$$
>
> Korzystając z podanych potencjałów standardowych półogniw, przewidujemy przebieg reakcji redoks. Wiemy, że potencjał utleniacza jest większy od potencjału reduktora, a więc:
>
> - postać utleniona srebra ($\mathrm{Ag^{+}}$) będzie przyjmowała elektrony, czyli się redukowała – utleniaczem będzie $\mathrm{Ag^{+}}$;
> - postać zredukowana żelaza (Fe) będzie oddawała elektrony, czyli się utleniała – reduktorem będzie Fe.
>
> Reakcja utleniania:

$$\mathrm{Fe} \rightarrow \mathrm{Fe}^{2+} + 2\,e^-$$

Reakcja redukcji:

$$\mathrm{Ag}^+ + e^- \rightarrow \mathrm{Ag}$$

Liczba elektronów oddanych przez reduktor i przyjętych przez utleniacz musi być jednakowa, dlatego należy dokonać bilansu elektronowo-jonowego. W tym przypadku wszystkie elementy równania reakcji redukcji należy pomnożyć przez 2.

Bilans elektronowo-jonowy:

$$\mathrm{Fe} \rightarrow \mathrm{Fe}^{2+} + 2\,e^-$$

$$\mathrm{Ag}^+ + e^- \rightarrow \mathrm{Ag} \quad \Big| \cdot 2$$

$$\mathrm{Fe} \rightarrow \mathrm{Fe}^{2+} + 2\,e^-$$

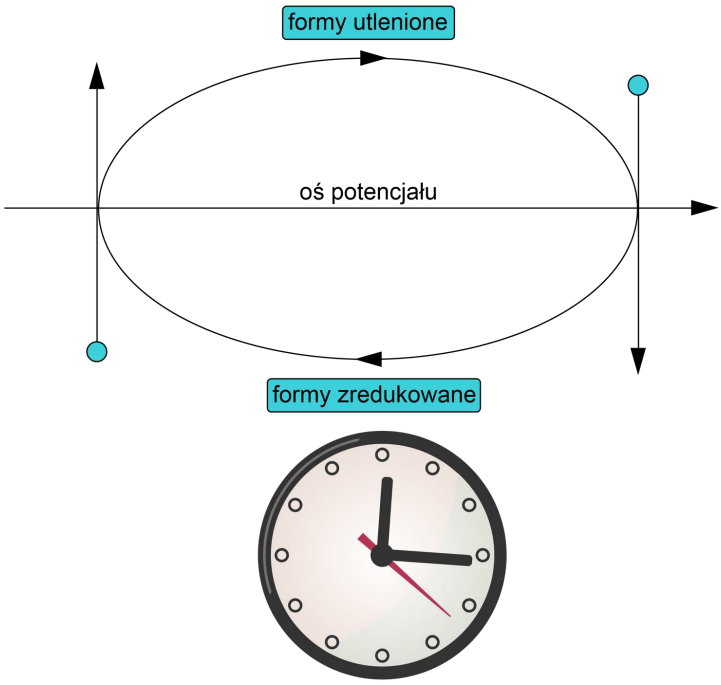
$$2\ \mathrm{Ag}^+ + 2\,e^- \rightarrow 2\ \mathrm{Ag}$$

Następnie dodajemy do siebie stronami równanie utleniania i redukcji. Przebieg reakcji redoks jest następujący:

$$\mathrm{Fe} + 2\ \mathrm{Ag}^+ \rightarrow \mathrm{Fe}^{2+} + 2\ \mathrm{Ag}$$

Na czym polega reguła zegara?

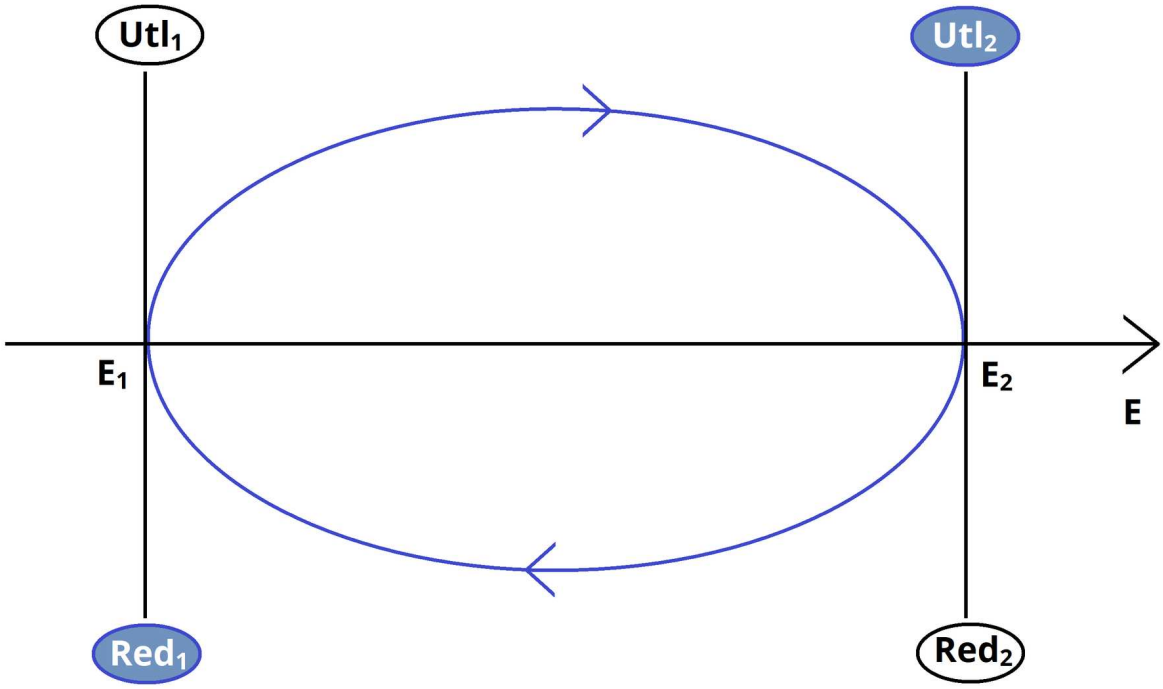
Przebieg reakcji redoks można także przewidzieć, korzystając z reguły zegara na podstawie z poniższego schematu.



Metoda zegara

Źródło: GroMar Sp.z o.o. opracowano na podstawie: M. Krzeczkowska, J. Loch, A. Mizera, *Repetytorium chemia. Liceum – poziom podstawowy i rozszerzony*, Warszawa – Bielsko-Biała 2010, licencja: CC BY-SA 3.0.

Układanie schematu należy rozpocząć od narysowania osi liczbowej, na której zaznacza się wartości potencjałów standardowych półogniw. Do miejsc zaznaczenia wartości potencjałów rysuje się proste prostopadłe. Nad osią należy zapisać formy utlenione, a pod osią formy zredukowane. Strzałki oznaczające kierunek przebiegu reakcji, zgodnie z ruchami wskazówek zegara, wskazują, że forma Utl_2 musi w trakcie reakcji przekształcić się w formę Red_2, a forma Red_1 w formę Utl_1.



Przebieg reakcji redoks – reguła zegara

Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

Przebieg reakcji redoks jest następujący:

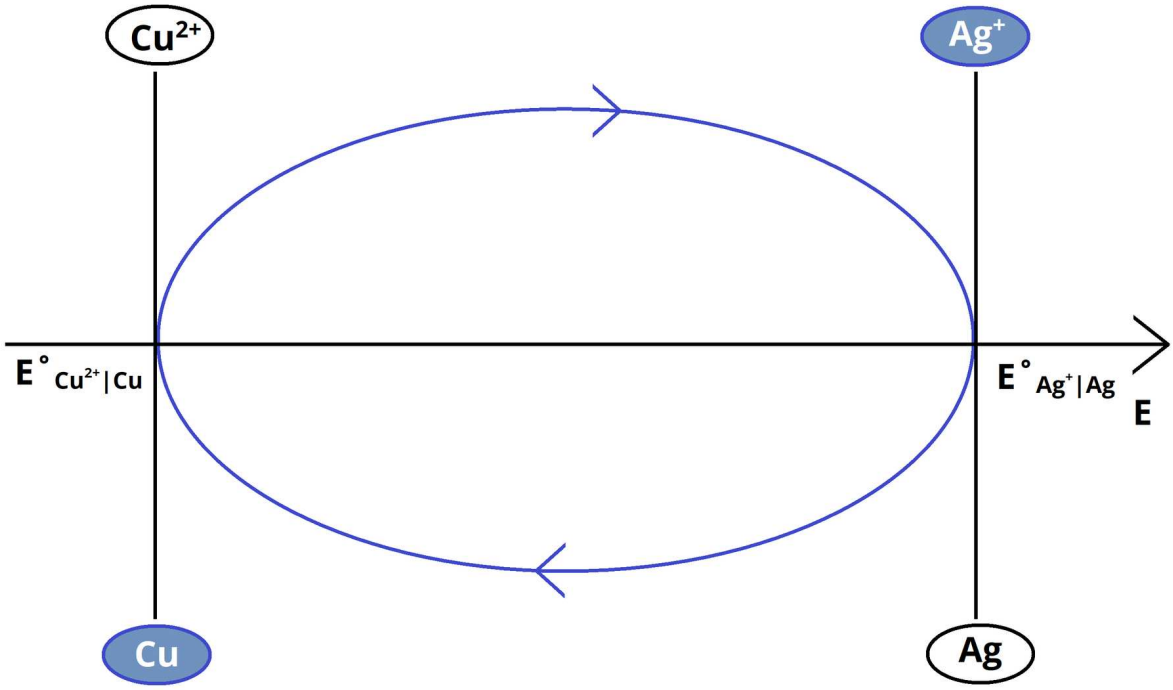
$$\mathrm{Red_1 + Utl_2 \rightarrow Red_2 + Utl_1}$$

Przykład 2

Jak będzie przebiegała reakcja redoks, w której biorą udział atomy miedzi i srebra? Rozwiązując zadanie, skorzystaj z reguły zegara.

$$E^{\circ}{}_{\mathrm{Ag^+|Ag}} = 0,80\mathrm{V}$$

$$E^{\circ}{}_{\mathrm{Cu^{2+}|Cu}} = 0,34\mathrm{V}$$



Przebieg reakcji redoks, w której biorą udział atomy miedzi i srebra – reguła zegara.
Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

Przebieg reakcji redoks (po uwzględnieniu bilansu elektronowo-jonowego):

$$\mathrm{2\ Ag^+ + Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\ Ag}$$

Reguła zegara pozwala przewidzieć przebieg reakcji redoks, jednak nie uwzględnia współczynników stechiometrycznych. Należy więc samemu zbilansować równanie reakcji tak, aby po prawej i lewej stronie równania reakcji liczba moli danej substancji oraz ładunki były równe.

Potencjały standardowe półogniw są zebrane w tablicach fizykochemicznych.

półogniwo	równanie reakcji przebiegającej na półogniwie	E° [V]
$Li^+ \mid Li$	$Li^+ + e^- \rightleftarrows Li$	-3,0
$K^+ \mid K$	$K^+ + e^- \rightleftarrows K$	-2,9
$Ba^{2+} \mid Ba$	$Ba^{2+} + 2\,e^- \rightleftarrows Ba$	-2,9
$Ca^{2+} \mid Ca$	$Ca^{2+} + 2\,e^- \rightleftarrows Ca$	-2,8
$Na^+ \mid Na$	$Na^+ + e^- \rightleftarrows Na$	-2,7
$Mg^{2+} \mid Mg$	$Mg^{2+} + 2\,e^- \rightleftarrows Mg$	-2,3
$Be^{2+} \mid Be$	$Be^{2+} + 2\,e^- \rightleftarrows Be$	-1,9
$Al^{3+} \mid Al$	$Al^{3+} + 3\,e^- \rightleftarrows Al$	-1,6
$Mn^{2+} \mid Mn$	$Mn^{2+} + 2\,e^- \rightleftarrows Mn$	-1,1
$H_2O \mid H_2, OH^- (Pt)$	$2\,H_2O + 2\,e^- \rightleftarrows H_2 + 2\,OH^-$	-0,8
$Zn^{2+} \mid Zn$	$Zn^{2+} + 2\,e^- \rightleftarrows Zn$	-0,7
$Cr^{3+} \mid Cr$	$Cr^{3+} + 3\,e^- \rightleftarrows Cr$	-0,7
$Fe^{2+} \mid Fe$	$Fe^{2+} + 2\,e^- \rightleftarrows Fe$	-0,4
$Cr^{3+} \mid Cr^{2+} (Pt)$	$Cr^{3+} + e^- \rightleftarrows Cr^{2+}$	-0,4
$Co^{2+} \mid Co$	$Co^{2+} + 2\,e^- \rightleftarrows Co$	-0,2
$Ni^{2+} \mid Ni$	$Ni^{2+} + 2\,e^- \rightleftarrows Ni$	-0,2
$AgI \mid Ag, I^-$	$AgI + e^- \rightleftarrows Ag + I^-$	-0,1
$Sn^{2+} \mid Sn$	$Sn^{2+} + 2\,e^- \rightleftarrows Sn$	-0,1
$Pb^{2+} \mid Pb$	$Pb^{2+} + 2\,e^- \rightleftarrows Pb$	-0,1
$Fe^{3+} \mid Fe$	$Fe^{3+} + 3\,e^- \rightleftarrows Fe$	-0,0
$\mathbf{H_3O^+ \mid H_2}$	$\mathbf{2\,H_3O^+ + 2\,e^- \rightleftarrows H_2 + 2\,H_2O}$	**0,0**
$AgBr \mid Ag, Br^-$	$AgBr + e^- \rightleftarrows Ag + Br^-$	+0,0
$Sn^{4+} \mid Sn^{2+} (Pt)$	$Sn^{4+} + 2\,e^- \rightleftarrows Sn^{2+}$	+0,1
$Cu^{2+} \mid Cu^+ (Pt)$	$Cu^{2+} + e^- \rightleftarrows Cu^+$	+0,1
$AgCl \mid Ag, Cl^-$	$AgCl + e^- \rightleftarrows Ag + Cl^-$	+0,2
$Hg_2Cl_2 \mid Hg, Cl^-$	$Hg_2Cl_2 + 2\,e^- \rightleftarrows 2\,Hg + 2\,Cl^-$	+0,2
$Cu^{2+} \mid Cu$	$Cu^{2+} + 2\,e^- \rightleftarrows Cu$	+0,3

półogniwo	równanie reakcji przebiegającej na półogniwie	E° [V]
$O_2 \mid OH^- (Pt)$	$O_2 + 2\,H_2O + 4\,e^- \rightleftarrows 4\,OH^-$	+0,4
$Cu^+ \mid Cu$	$Cu^+ + e^- \rightleftarrows Cu$	+0,5
$I_2 \mid I^- (Pt)$	$I_2 + 2\,e^- \rightleftarrows 2\,I^-$	+0,5
$Fe^{3+} \mid Fe^{2+} (Pt)$	$Fe^{3+} + e^- \rightleftarrows Fe^{2+}$	+0,7
$Ag^+ \mid Ag$	$Ag^+ + e^- \rightleftarrows Ag$	+0,8
$Hg^{2+} \mid Hg$	$Hg^{2+} + 2\,e^- \rightleftarrows Hg$	+0,8
$Br_2 \mid Br^- (Pt)$	$Br_2 + 2\,e^- \rightleftarrows 2\,Br^-$	+1,0
$MnO_2, H_3O^+ \mid Mn^{2+} (Pt)$	$MnO_2 + 4\,H_3O^+ + 2\,e^- \rightleftarrows Mn^{2+} + 6\,H_2O$	+1,2
$O_2, H_3O^+ \mid H_2O (Pt)$	$O_2 + 4\,H_3O^+ + 4\,e^- \rightleftarrows 6\,H_2O$	+1,2
${Cr_2O_7}^{2-}, H_3O^+ \mid Cr^{3+} (Pt)$	$Cr_2O_7^{2-} + 14\,H_3O^+ + 6\,e^- \rightleftarrows 2\,Cr^{3+} + 21\,H_2O$	+1,3
$Cl_2 \mid Cl^- (Pt)$	$Cl_2 + 2\,e^- \rightleftarrows 2\,Cl^-$	+1,3
$Au^{3+} \mid Au$	$Au^{3+} + 3\,e^- \rightleftarrows Au$	+1,5
${MnO_4}^-, H_3O^+ \mid Mn^{2+} (Pt)$	$MnO_4^- + 8\,H_3O^+ + 5\,e^- \rightleftarrows Mn^{2+} + 12\,H_2O$	+1,5
$Mn^{3+} \mid Mn^{2+} (Pt)$	$Mn^{3+} + e^- \rightleftarrows Mn^{2+}$	+1,5
$Ce^{4+} \mid Ce^{3+} (Pt)$	$Ce^{4+} + e^- \rightleftarrows Ce^{3+}$	+1,7
$H_2O_2, H_3O^+ \mid H_2O (Pt)$	$H_2O_2 + 2\,H_3O^+ + 2\,e^- \rightleftarrows 4\,H_2O$	+1,7
$Co^{3+} \mid Co^{2+} (Pt)$	$Co^{3+} + e^- \rightleftarrows Co^{2+}$	+1,9
$F_2 \mid F^-$	$F_2 + 2\,e^- \rightleftarrows 2\,F^-$	+2,8

Tabela potencjałów standardowych półogniw w temperaturze 25°C.

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2010 oraz L. Jones, P. Atkins, *Chemia ogólna: cząsteczki, materia, reakcje*, tłum. J. Kuryłowicz, Warszawa 2012.

Słownik

potencjał standardowy półogniwa E°

potencjał półogniwa, w którym metal zanurzony jest w roztworze zawierającym jony potencjałotwórcze o stężeniu 1 $\frac{mol}{dm^3}$, a gazy są pod ciśnieniem 1013 hPa w temperaturze 298 K (25°C), mierzony względem standardowego półogniwa wodorowego

półogniwo

zbudowane z przewodnika elektronowego, który jest zanurzony w przewodniku jonowym (najczęściej to roztwór odpowiedniego elektrolitu)
reakcja redoks

reakcja chemiczna, w której dochodzi do zmiany stopni utlenienia atomów pierwiastków chemicznych
redukcja

przyjmowanie elektronów przez jony lub atomy pierwiastków, w wyniku czego dochodzi do obniżenia stopnia utlenienia
reduktor

atom pierwiastka podwyższający swój stopień utlenienia (utleniający się)
stopień utlenienia

ładunek, jaki zgromadziłby się na atomie danego pierwiastka wchodzącego w skład związku chemicznego, przy założeniu, że wszystkie wiązania chemiczne w związku mają charakter wiązań jonowych
utleniacz

atom pierwiastka obniżający swój stopień utlenienia (redukujący się)
utlenianie

oddawanie elektronów przez jony lub atomy pierwiastków, w wyniku czego dochodzi do podwyższenia stopnia utlenienia
standardowe półogniwo wodorowe (SEW)

złożone z blaszki platynowej Pt, pokrytej czernią platynową, zanurzonej w roztworze zawierającym jony H_3O^+ o stężeniu 1 $\frac{mol}{dm^3}$ oraz omywanej gazowym wodorem pod ciśnieniem 1013 hPa w temperaturze 298 K

Bibliografia

Atkins P., Jones L., *Chemia ogólna. Cząsteczki, materia, reakcje*, tłum. Jan Kuryłowicz, Warszawa 2012.

Bielański A., *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2010.

Krzeczkowska M., Loch J., Mizera A., *Repetytorium chemia. Liceum – poziom podstawowy i rozszerzony*, Warszawa – Bielsko-Biała 2010.

Wirtualne laboratorium – I

Laboratorium 1

Wykonaj zgodnie z instrukcją doświadczenia dotyczące przewidywania przebiegu reakcji redoks, na podstawie potencjałów standardowych półogniw, a następnie zapisz obserwacje, wyniki i wnioski. Dodatkowo, w zeszycie do lekcji chemii zapisz odpowiednie równania reakcji redoks. Wskaż w nich utleniacz i reduktor.

Zasób interaktywny dostępny pod adresem https://zpe.gov.pl/a/D1EbyzPax

Wirtualne laboratorium pt. „Przewidywanie przebiegu reakcji redoks na podstawie potencjałów standardowych półogniw”
Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

Szafa laboratoryjna

1

probówka

2

zlewka

3

kolba kulista płaskodenna

4

kolba stożkowa

5

szalki Petriego

6

cylinder miarowy

7

lejek szklany

8

bagietka szklana

9

łyżka metalowa

10

łyżka do spalań

11

szczypce laboratoryjne

12

pipety Pasteura

13

łapa drewniana

14

trójnóg z siatką

15

palnik laboratoryjny

Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

Analiza doświadczenia: Przewidywanie przebiegu reakcji redoks na podstawie potencjałów standardowych półogniw.

Problem badawczy: Czy można przewidzieć przebieg reakcji redoks na podstawie potencjałów standardowych półogniw?

Hipoteza: Na podstawie potencjałów standardowych półogniw można przewidzieć przebieg reakcji redoks.

Obserwacje:

Wyniki:

Wnioski:

Równania reakcji chemicznych:

Odpowiedź zapisz w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Sprawdź się

Pokaż ćwiczenia:

Ćwiczenie 1

Reakcja redoks to reakcja chemiczna, w trakcie której dochodzi do przeniesienia [ ] pomiędzy odpowiednimi atomami, czemu towarzyszy zmiana stopni [ ] atomów.

Ćwiczenie 2

Przebieg reakcji redoks można przewidzieć, korzystając z:

- reguły zegara.
- reguł lewej dłoni.
- reguł prawej dłoni.

Ćwiczenie 3

Połącz równania reakcji z ich nazwami.

$\mathrm{Utl}_2 + ne^- \rightarrow \mathrm{Red}_2$	reakcja utleniania
$\mathrm{Red}_1 \rightarrow \mathrm{Utl}_1 + ne^-$	reakcja redoks
$\mathrm{Red}_1 + \mathrm{Utl}_2 \leftrightarrows \mathrm{Red}_2 + \mathrm{Utl}_1$	reakcja redukcji

Ćwiczenie 4

Zaznacz, które ze zdań jest prawdziwe, a które fałszywe.

Zdanie	Prawda	Fałsz
Reakcja utleniania polega na oddawaniu elektronów przez atomy, w wyniku czego dochodzi do podwyższenia stopnia utlenienia.	○	○
Atom pierwiastka podwyższającego swój stopień utlenienia to utleniacz.	○	○
Reakcja redukcji polega na przyjmowaniu elektronów przez atom, w wyniku czego dochodzi do obniżenia stopnia utlenienia.	○	○
Im bardziej dodatni potencjał standardowy półogniwa, tym postać utleniona jest silniejszym utleniaczem – łatwiej dochodzi do reakcji redukcji (układ chętniej przyjmuje elektrony).	○	○
Potencjał standardowy utleniacza jest mniejszy od potencjału standardowego reduktora.	○	○

Ćwiczenie 5

Odpowiedz na pytanie: jak powinny wyglądać prawidłowo uzupełnione równania reakcji redoks, które są zamieszczone poniżej.

$$\mathrm{Mg} + \mathrm{H_3O^+} \rightarrow$$

$$\mathrm{Ba} + \mathrm{H_3O^+} \rightarrow$$

$$\mathrm{Zn} + \mathrm{H_3O^+} \rightarrow$$

$$\mathrm{Zn} + \mathrm{Mg^{2+}} \rightarrow$$

Rozwiązanie oraz odpowiedź zapisz w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

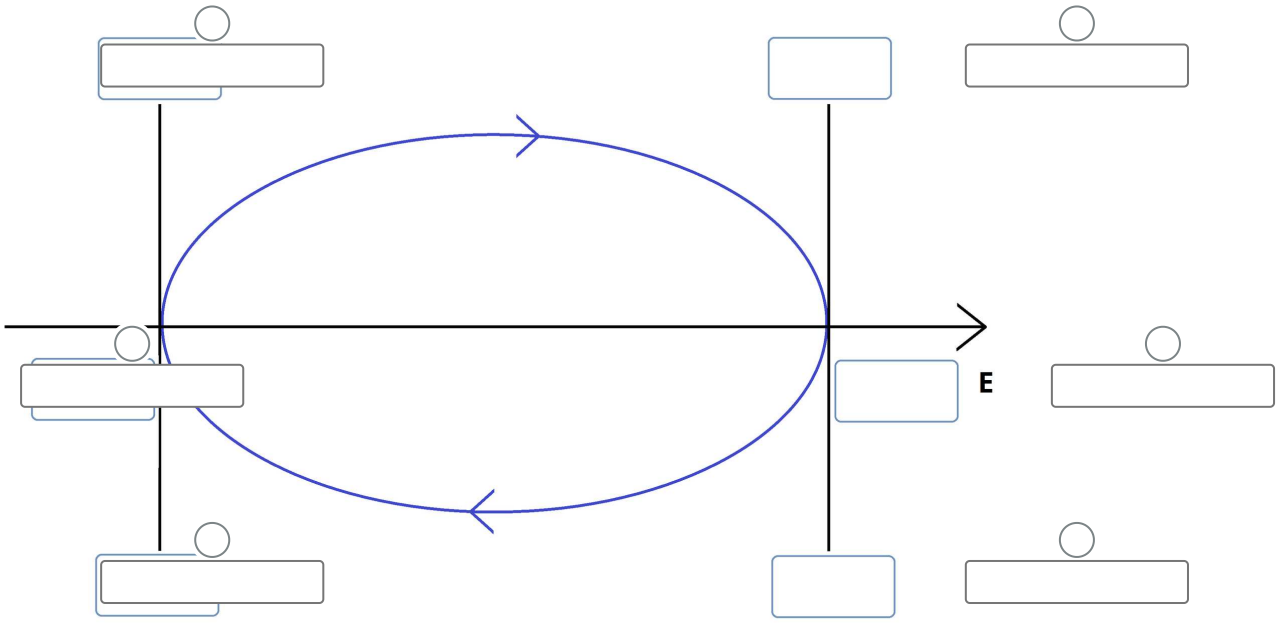
Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 6

Czy potrafisz przewidzieć przebieg poniższych reakcji redoks? Skorzystaj z reguły zegara.

$E^{\circ}{}_{Zn^{2+}|Zn} = -0{,}76\ V$

$E^{\circ}{}_{Cu^{2+}|Cu} = 0{,}34\ V$



Cu | $E^{\circ}{}_{Cu^{2+}|Cu}$ | Zn^{2+} | Cu^{2+} | Zn | $E^{\circ}{}_{Zn^{2+}|Zn}$

Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

Zapisz równanie reakcji redoks.

Rozwiązanie oraz odpowiedź zapisz w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 7

Jak będzie przebiegała reakcja redoks, w której biorą udział cząsteczki:

1. chloru i jodu;
2. bromu i jodu?

Zapisz równanie reakcji utleniania i redukcji. Podaj reduktor i utleniacz.

$E^{\circ}{}_{Cl_2|Cl^-} = 1{,}36\ V$

$E^{\circ}{}_{Br_2|Br^-} = 1{,}09\ V$

$E^{\circ}{}_{I_2|I^-} = 0{,}54\ V$

Rozwiązanie oraz odpowiedź zapisz w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 8

Jak będzie przebiegała reakcja redoks, w której biorą udział Br_2, Br^-, $MnO_4{}^-$, Mn^{2+}, H_3O^+? Zapisz równanie reakcji utleniania i redukcji. Podaj reduktor i utleniacz.

$$E^{\circ}{}_{MnO_4{}^-|Mn^{2+}} = 1{,}51V$$

$$E^{\circ}{}_{Br_2|Br^-} = 1{,}09V$$

Rozwiązanie oraz odpowiedź zapisz w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Dla nauczyciela

Scenariusz zajęć

Autor: Agata Krzak, Krzysztof Błaszczak

Przedmiot: chemia

Temat: Jak przewidzieć przebieg reakcji redoks na podstawie potencjałów standardowych półogniw?

Grupa docelowa: uczniowie III etapu edukacyjnego, liceum, technikum, zakres rozszerzony; uczniowie III etapu edukacyjnego – kształcenie w zakresie rozszerzonym

Podstawa programowa:

Zakres rozszerzony

VIII. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń:

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

Kształtowane kompetencje kluczowe:

- kompetencje w zakresie rozumienia i tworzenia informacji;
- kompetencje matematyczne oraz kompetencje w zakresie nauk przyrodniczych, technologii i inżynierii;
- kompetencje cyfrowe;
- kompetencje osobiste, społeczne i w zakresie umiejętności uczenia się.

Cele operacyjne

Uczeń:

- pisze reakcje utleniania i redukcji;
- przewiduje przebieg reakcji redoks na podstawie potencjałów standardowych półogniw;
- projektuje doświadczenie, w którym dochodzi do reakcji redoks.

Strategie nauczania:

- asocjacyjna;
- problemowa.

Metody i techniki nauczania:

- dyskusja dydaktyczna;
- analiza materiału źródłowego;
- ćwiczenia uczniowskie;
- kula śniegowa;
- eksperyment chemiczny;
- wirtualne laboratorium;
- FAQ;
- technika zdań podsumowujących.

Formy pracy:

- praca indywidualna;
- praca w parach;
- praca w grupach;
- praca całego zespołu klasowego.

Środki dydaktyczne:

- komputery z głośnikami, słuchawkami i dostępem do Internetu;
- zasoby multimedialne zawarte w e-materiale;
- tablica interaktywna/tablica, kreda, marker;
- rzutnik multimedialny.

Przebieg zajęć

Faza wstępna:

1. Zaciekawienie i dyskusja. Nauczyciel zadaje uczniom przykładowe pytania: Czy można przewidzieć przebieg reakcji redoks bez wykonywania doświadczenia? Jeżeli tak, to na jakiej podstawie?
2. Rozpoznanie wiedzy wstępnej. Uczniowie przypominają sobie pojęcia: reakcje redoks, utlenianie, redukcja, utleniacz, reduktor.
3. Ustalenie celów lekcji. Nauczyciel podaje temat zajęć i wspólnie z uczniami ustala cele lekcji, które uczniowie zapisują i zbierają w portfolio.
4. Zasady BHP. Nauczyciel zapoznaje uczniów z kartami charakterystyk substancji, które będą używane na lekcjach.

Faza realizacyjna:

1. Kula śniegowa. Nauczyciel wyjaśnia uczniom, że będą teraz pracowali metodą kuli śniegowej. Uczniowie zapoznają się z medium bazowym – wirtualne laboratorium. Najpierw indywidualnie opracowują odpowiedź na polecenia do multimedium. Następnie łączą się w pary i porównują swoje odpowiedzi. Zapisują wspólne

rozwiązania. Potem łączą się w większe grupy i konfrontują swoje odpowiedzi, a rozwiązania zapisują na oddzielnej kartce. Następnie wypowiada się cała klasa, a ustalona odpowiedź razem z argumentami zostaje zapisana na tablicy.

2. Praca w parach. Uczniowie samodzielnie analizują tekst w e-materiale w sekcji „przeczytaj". Następnie w parach sprawdzają, czy przebieg reakcji redoks przewidziany na podstawie potencjałów standardowych półogniw, jest taki sam jak w eksperymencie chemicznym.
3. Eksperyment chemiczny. Nauczyciel poprzez losowanie dzieli uczniów na grupy. Zadaniem uczniów jest zbadanie przebiegu reakcji pomiędzy żelazem i srebrem, oraz miedzią i srebrem. Uczniowie wybierają odpowiednie szkło i odczynniki chemiczne znajdujące się na stole laboratoryjnym, układają procedurę wykonania eksperymentu, którą ostatecznie zatwierdza nauczyciel (przykładowa instrukcja zamieszczona w materiałach pomocniczych). Nauczyciel rozdaje karty pracy ucznia. Uczniowie samodzielnie stawiają pytanie badawcze i hipotezę, obserwują zachodzące zmiany podczas eksperymentu, wyciągają wnioski (wszystko zapisują w kartach pracy). Następnie na forum całej klasy następuje weryfikacja pod względem merytorycznym oraz wyciągają wspólny wniosek w odniesieniu do tematu eksperymentu. Nauczyciel wyjaśnia ewentualnie zaistniałe kwestie.
4. Uczniowie pracują w parach z częścią „Sprawdź się". Uczniowie wykonują zadania. Nauczyciel może wyświetlić treść poleceń na tablicy multimedialnej. Po każdym przeczytanym poleceniu nauczyciel daje uczniom określony czas na zastanowienie się, a następnie chętny uczeń z danej pary udziela odpowiedzi/prezentuje rozwiązanie na tablicy. Pozostali uczniowie ustosunkowują się do niej, proponując ewentualnie swoje pomysły. Nauczyciel w razie potrzeby koryguje odpowiedzi, dopowiada istotne informacje, udziela uczniom informacji zwrotnej. Ćwiczenia, których uczniowie nie zdążą wykonać podczas lekcji mogą być zlecone do wykonania w ramach pracy domowej.

Faza podsumowująca:

1. Uczniowie opracowują FAQ (zbiór często zadawanych pytań i odpowiedzi na nie) do tematu lekcji. Każdy uczeń musi ułożyć przynajmniej trzy pytania i podać na nie odpowiedź. Następnie wylosowani uczniowie przedstawiają swoje FAQ.
2. Jako podsumowanie lekcji nauczyciel może wykorzystać zdania do uzupełnienia, które uczniowie zamieszczają w swoim portfolio:

- Przypomniałem/łam sobie, że...
- Co było dla mnie łatwe...
- Dziś nauczyłem się...
- Co sprawiało mi trudność...

Praca domowa:

Uczniowie wykonują pozostałe ćwiczenia w e-materiale – „Sprawdź się”, których nie zdążyli wykonać na lekcji.

Wskazówki metodyczne opisujące różne zastosowania multimedium:

Wirtualne laboratorium może zostać wykorzystane podczas przygotowywania się ucznia do sprawdzianu lub do zdobycia wiedzy w razie nieobecności ucznia na lekcji.

Materiały pomocnicze:

1. Doświadczenie: „Badanie przebiegu reakcji redoks”.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewki, pipety lub cylindry miarowe.

Odczynniki chemiczne: druciki srebrne, druciki miedziane, druciki żelazne (np. gwóźdź), azotan(V) srebra(I), chlorek żelaza(II), siarczan(VI) miedzi(II).

Instrukcja wykonania:

- W czterech zlewkach umieść po 20 ml odpowiedniego roztworu: zlewka 1 i 2 – azotan(V) srebra; zlewka 3 – chlorek żelaza(II); zlewka 4 – siarczan(VI) miedzi(II).
- Umieść w: zlewce 1 – drucik żelazny; zlewce 2 – drucik miedziany, zlewce 3 i 4 – drucik srebrny.
- Obserwuj zachodzące zmiany.

2. Karty charakterystyk substancji.
3. Karty pracy ucznia:

Plik o rozmiarze 61.83 KB w języku polskim