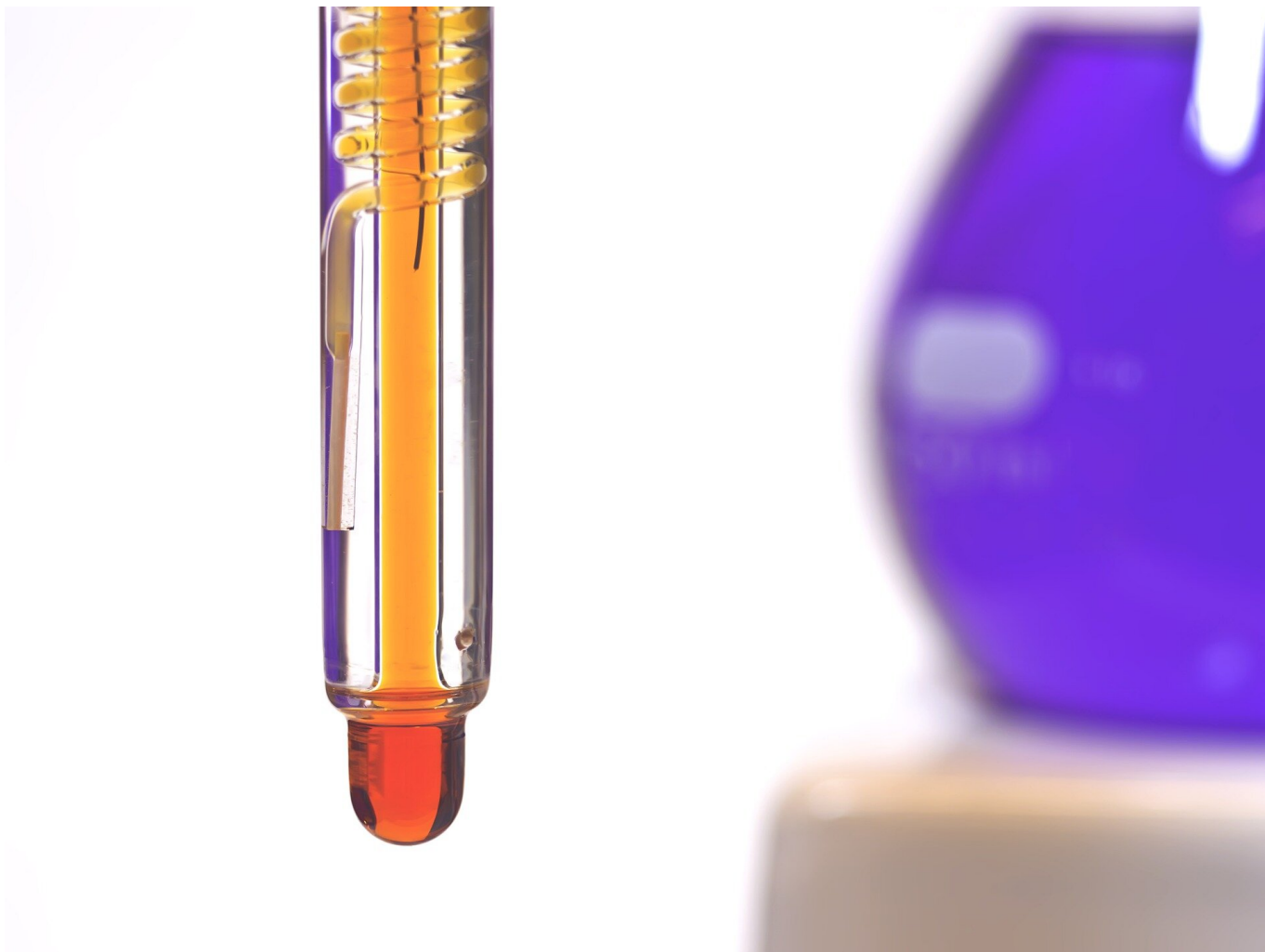




W jaki sposób obliczyć potencjał elektrody  
w warunkach innych niż standardowe - równanie  
Nernsta

- [Wprowadzenie](#)
- [Przeczytaj](#)
- [Film samouczek](#)
- [Sprawdź się](#)
- [Dla nauczyciela](#)



## W jaki sposób obliczyć potencjał elektrody w warunkach innych niż standardowe - równanie Nernsta

Równanie Nernsta umożliwia obliczenie potencjału półogniwa w warunkach innych niż standardowe.

Źródło: dostępny w internecie: [www.pixabay.com](http://www.pixabay.com), domena publiczna.

Walther Nernst to wybitny niemiecki chemik i fizyk. Urodził się 25 czerwca 1864 roku w Briesen. Obecna nazwa tego miasta położonego w województwie kujawsko-pomorskim to Wąbrzeźno (wtedy miasto znajdowało się pod zaborem pruskim). W 1920 roku został laureatem Nagrody Nobla w dziedzinie chemii. Jednym z jego większych osiągnięć było stworzenie zależności zwanej równaniem Nernsta. Jak wygląda to równanie? Jaki ma związek z potencjałem elektrody? Po zapoznaniu się z poniższym materiałem będziesz w stanie odpowiedzieć na te pytania.

### Twoje cele

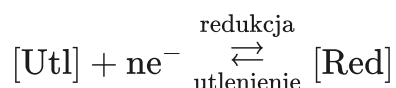
- Wyjaśnisz, co oznaczają warunki standardowe.
- Przedstawisz równanie Nernsta.
- Obliczysz potencjał półogniwa w warunkach innych niż standardowe.

# Przeczytaj

W warunkach standardowych, to znaczy gdy stężenie jonów potencjałotwórczych w **elektrolicie** jest jednostkowe ( $1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ ), a gazy są pod ciśnieniem 1013hPa w temperaturze 298K (25 °C), wyznaczany jest potencjał standardowy półogniwa. W warunkach innych niż standardowe, potencjał półogniwa obliczany jest z równania Nernsta.

## Co to jest równanie Nernsta?

Równanie Nernsta umożliwia obliczenie potencjału półogniwa w warunkach innych niż standardowe. Opisuje ono zależność między potencjałem standardowym półogniwa oraz stężeniami molowymi substancji (formy **utlenionej** i **zredukowanej**), które biorą udział w reakcjach elektrodowych. Dla reakcji elektrodowej:



równanie Nernsta przybiera ogólną postać:

$$E = E^\circ + \frac{RT}{nF} \ln \left( \frac{[\text{Utl}]}{[\text{Red}]} \right)$$

gdzie:

- $E$  – równowagowy potencjał półogniwa [V];
- $E^\circ$  – potencjał standardowy półogniwa [V];
- $R$  – uniwersalna stała gazowa  $[8,314 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}]$ ;
- $T$  – temperatura [K];
- $n$  – liczba elektronów biorących udział w reakcji zachodzącej na elektrodzie;
- $F$  – stała Faradaya  $[96500 \frac{\text{C}}{\text{mol}}]$ ;
- $[\text{Utl}]$  – stężenie molowe formy utlenionej;
- $[\text{Red}]$  – stężenie molowe formy zredukowanej.

Po zamianie logarytmu naturalnego  $\ln$  na logarytm dziesiętny  $\log$ , równanie Nernsta przyjmuje postać:

$$E = E^\circ + \frac{2,303RT}{nF} \log \left( \frac{[\text{Utl}]}{[\text{Red}]} \right)$$

Dla roztworów rozcieńczonych w temperaturze 298K (25 °C) po podstawieniu wartości stałej gazowej, stałej Faradaya oraz temperatury, równanie Nernsta ma postać:

$$E = E^{\circ} + \frac{0,059}{n} \log \left( \frac{[\text{Utl}]}{[\text{Red}]} \right)$$

### Ważne!

Dokładnie równanie Nernsta wygląda w następujący sposób:

$$E = E^{\circ} + \frac{RT}{nF} \ln \left( \frac{a_{\text{Utl}}}{a_{\text{Red}}} \right)$$

gdzie  $a$  oznacza aktywność chemiczną formy utlenionej lub zredukowanej. Aktywność z kolei wyliczyć można ze wzoru:

$$a = \gamma c$$

gdzie  $c$  oznacza stężenie danej formy, a  $\gamma$  to współczynnik aktywności. W warunkach zbliżonych do standardowych  $\gamma$  jest zbliżone do 1, dlatego też w równaniu Nernsta można zamiast aktywności chemicznej stosować stężenie. Co więcej, dla gazów aktywność chemiczną w warunkach zbliżonych do standardowych można zastąpić tzw. ciśnieniem cząsteczkowym wyznaczanym przy pomocy wzoru:  $\frac{p_{\text{gazu}}}{p^{\circ}}$ , gdzie  $p^{\circ}$  oznacza ciśnienie normalne (1013hPa).

## Obliczanie potencjału półogniwa w warunkach innych niż standardowe

### Obliczanie potencjału półogniwa metalicznego $Me|Me^{n+}$

Reakcję zachodzącą w półogniwie metalicznym przedstawia równanie:



Półogniwo to jest odwracalne względem kationu.

Potencjał półogniwa metalicznego oblicza się z równania Nernsta mającego postać:

$$E_{Me^{n+}/Me} = E^{\circ}_{Me^{n+}/Me} + \frac{2,303RT}{nF} \log \frac{[Me^{n+}]}{[Me]}$$

Przyjmuje się, że stężenie metalu w fazie stałej jest równe jedności  $[Me] = 1$ . Ostatecznie równanie Nernsta pozwalające obliczyć potencjał półogniwa metalicznego ma postać:

$$E_{Me^{n+}/Me} = E^{\circ}_{Me^{n+}/Me} + \frac{2,303RT}{nF} \log[Me^{n+}]$$

### Polecenie 1

Oblicz potencjał półogniwa cynkowego w temperaturze 303K, jeżeli stężenie jonów cynku wynosi  $0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ . Zapisz równanie reakcji elektrodowej.

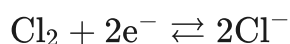
Rozwiązanie oraz odpowiedź zapisz w zeszytcie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

## Obliczanie potencjału półogniwa gazowego

**Przykładem półogniwa gazowego jest elektroda chlorowa  $\text{Pt}|\text{Cl}_2|\text{Cl}^-$**

Reakcję zachodzącą na elektrodzie przedstawia równanie:



Potencjał tego półogniwa będzie zależeć od stężenia jonów  $\text{Cl}^-$ .

Potencjał półogniwa chlorowego oblicza się z równania Nernsta:

$$E = E^{\circ} + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{Utl}]}{[\text{Red}]}$$

$$E_{\text{Cl}_2/\text{Cl}^-} = E^{\circ}_{\text{Cl}_2/\text{Cl}^-} + \frac{RT}{2F} \ln \frac{\frac{p_{\text{Cl}_2}}{p^{\circ}}}{[\text{Cl}^-]^2}$$

Zauważ, że w przypadku gazów, zamiast stężenia molowego, zapisuje się ciśnienie cząsteczkowe zapisane wzorem:  $\frac{p_{\text{gazu}}}{p^{\circ}}$ . Następnie korzystamy z zależności logarytmów:

$$\ln \frac{a}{b} = \ln a - \ln b$$

$$E_{\text{Cl}_2/\text{Cl}^-} = E^{\circ}_{\text{Cl}_2/\text{Cl}^-} + \frac{RT}{2F} \ln \frac{p_{\text{Cl}_2}}{p^{\circ}} - \frac{RT}{2F} \ln [\text{Cl}^-]^2$$

Przyjmuje się, że  $\frac{p_{\text{Cl}_2}}{p^\circ} = 1$  (to znaczy, gdy ciśnienie chloru równa się ciśnieniu normalnemu – 1013hPa)

Zatem:

$$E_{\text{Cl}_2/\text{Cl}^-} = E^\circ_{\text{Cl}_2/\text{Cl}^-} + \underbrace{\frac{RT}{2F} \ln \frac{p_{\text{Cl}_2}}{p^\circ}}_{\ln 1 = 0} - \frac{RT}{2F} \ln [\text{Cl}^-]^2$$

Oznacza to, że równanie przyjmuje postać:

$$E_{\text{Cl}_2/\text{Cl}^-} = E^\circ_{\text{Cl}_2/\text{Cl}^-} - \frac{RT}{2F} \ln [\text{Cl}^-]^2$$

W celu uproszczenia równania korzystamy z zależności logarytmów:

$$\ln x^r = r \cdot \ln x$$

$$E_{\text{Cl}_2/\text{Cl}^-} = E^\circ_{\text{Cl}_2/\text{Cl}^-} - \frac{RT}{2F} \cdot 2 \cdot \ln [\text{Cl}^-]$$

Ostatecznie równanie przyjmuje postać:

$$E_{\text{Cl}_2/\text{Cl}^-} = E^\circ_{\text{Cl}_2/\text{Cl}^-} - \frac{RT}{F} \ln [\text{Cl}^-]$$

## Polecenie 2

Oblicz potencjał półogniwa chlorowego jeżeli:

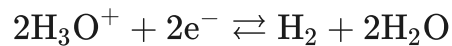
- a) stężenie jonów  $\text{Cl}^-$  wynosi  $0,001 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ , temperatura 300K;
- b) stężenie jonów  $\text{Cl}^-$  wynosi  $0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ , temperatura 300K;
- c) stężenie jonów  $\text{Cl}^-$  wynosi  $0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ , temperatura 298K.

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

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

**Przykładem półogniwa gazowego jest elektroda wodorowa  $\text{Pt}|\text{H}_2|\text{H}_3\text{O}^+$**

Reakcję zachodzącą na elektrodzie przedstawia równanie:



Potencjał tego półogniwa będzie zależeć od stężenia jonów  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

Potencjał półogniwa wodorowego oblicza się z równania Nernsta mającego postać:

$$E_{\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2} = E^\circ_{\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2} + \frac{RT}{F} \ln[\text{H}_3\text{O}^+]$$

Jeżeli logarytm naturalny  $\ln$  zastąpimy logarytmem dziesiętnym  $\log$  oraz podstawimy:

$$E^\circ_{\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2} = 0$$

Równanie Nernsta ma postać:

$$E_{\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2} = \frac{2,303 RT}{F} \log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

W temperaturze 298K równanie Nernsta po podstawieniu wartości stałej gazowej  $R$ , temperaturze  $T$  oraz stałej Faradaya  $F$  ma postać:

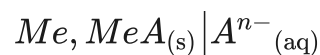
$$E_{\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2} = 0,059 \log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$E_{\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2} = -0,059\text{pH}$$

## Obliczanie potencjału półogniwa II rodzaju

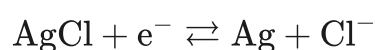
Półogniwo II rodzaju zbudowane jest z metalu pokrytego trudno rozpuszczalną solą tego metalu i zanurzonego w roztworze elektrolitu, o wspólnym anionie z anionem soli trudno rozpuszczalnej.

Schematyczny zapis półogniwa II rodzaju:



**Przykładem półogniwa II rodzaju jest elektroda chlorosrebrowa:**  $\text{Ag}, \text{AgCl}_{(s)} | \text{Cl}^-$

Reakcję zachodzącą na elektrodzie chlorosrebrowej przedstawia równanie:



Równanie Nernsta ma postać:

$$E_{\text{AgCl}/\text{Ag}} = E^\circ_{\text{AgCl}/\text{Ag}} + \frac{RT}{F} \ln \frac{[\text{AgCl}]}{[\text{Ag}] \cdot [\text{Cl}^-]}$$

Korzystamy z zależności logarytmów:

$$\ln \frac{a}{b} = \ln a - \ln b$$

$$E_{\text{AgCl/Ag}} = E^\circ_{\text{AgCl/Ag}} + \frac{RT}{F} \ln[\text{AgCl}] - \frac{RT}{F} \ln[\text{Ag}] - \frac{RT}{F} \ln[\text{Cl}^-]$$

Przyjmuje się, że stężenie AgCl i Ag w formie stałej jest równe jedności. Zatem:

$$E_{\text{AgCl/Ag}} = E^\circ_{\text{AgCl/Ag}} + \underbrace{\frac{RT}{F} \ln[\text{AgCl}]}_{\ln 1=0} - \underbrace{\frac{RT}{F} \ln[\text{Ag}]}_{\ln 1=0} - \frac{RT}{F} \ln[\text{Cl}^-]$$

Potencjał tego półogniwa będzie zależeć od stężenia jonów  $\text{Cl}^-$ .

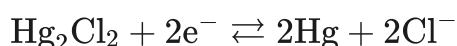
$$E_{\text{AgCl/Ag}} = E^\circ_{\text{AgCl/Ag}} - \frac{RT}{F} \ln[\text{Cl}^-]$$

$$E_{\text{AgCl/Ag}} = E^\circ_{\text{AgCl/Ag}} - \frac{2,303RT}{F} \log[\text{Cl}^-]$$

$$E^\circ_{\text{AgCl/Ag}} = 0,22\text{V}$$

**Przykładem półogniwa II rodzaju jest elektroda kalomelowa:**  $\text{Hg}, \text{Hg}_2\text{Cl}_{2(s)} | \text{Cl}^-$

Reakcję zachodzącą na elektrodzie kalomelowej przedstawia równanie:



Równanie Nernsta ma postać:

$$E_{\text{Hg}_2\text{Cl}_2/\text{Hg}} = E^\circ_{\text{Hg}_2\text{Cl}_2/\text{Hg}} + \frac{RT}{2F} \ln \frac{[\text{Hg}_2\text{Cl}_2]}{[\text{Hg}]^2 \cdot [\text{Cl}^-]^2}$$

Korzystamy z zależności logarytmów:

$$\ln \frac{a}{b} = \ln a - \ln b$$

$$E_{\text{Hg}_2\text{Cl}_2/\text{Hg}} = E^\circ_{\text{Hg}_2\text{Cl}_2/\text{Hg}} + \frac{RT}{2F} \ln[\text{Hg}_2\text{Cl}_2] - \frac{RT}{2F} \ln[\text{Hg}]^2 - \frac{RT}{2F} \ln[\text{Cl}^-]^2$$

Przyjmuje się, że stężenie  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  i Hg jest równe jedności. Zatem:

$$E_{\text{Hg}_2\text{Cl}_2/\text{Hg}} = E^\circ_{\text{Hg}_2\text{Cl}_2/\text{Hg}} + \underbrace{\frac{RT}{2F} \ln[\text{Hg}_2\text{Cl}_2]}_{\ln 1=0} - \underbrace{\frac{RT}{2F} \ln[\text{Hg}]^2}_{\ln 1=0} - \frac{RT}{2F} \ln[\text{Cl}^-]^2$$

Potencjał tego półogniwa będzie zależeć od stężenia jonów  $\text{Cl}^-$ .

$$E_{\text{Hg}_2\text{Cl}_2/\text{Hg}} = E^\circ_{\text{Hg}_2\text{Cl}_2/\text{Hg}} + \frac{RT}{2F} \ln[\text{Cl}^-]^2$$

W celu uproszczenia równania korzystamy z zależności logarytmów:

$$\ln x^r = r \cdot \ln x$$

$$E_{\text{Hg}_2\text{Cl}_2/\text{Hg}} = E^\circ_{\text{Hg}_2\text{Cl}_2/\text{Hg}} - \frac{RT}{2F} \cdot 2 \cdot \ln[\text{Cl}^-]$$

Ostatecznie równanie przyjmuje postać:

$$E_{\text{Hg}_2\text{Cl}_2/\text{Hg}} = E^\circ_{\text{Hg}_2\text{Cl}_2/\text{Hg}} - \frac{RT}{F} \ln[\text{Cl}^-]$$

$$E_{\text{Hg}_2\text{Cl}_2/\text{Hg}} = E^\circ_{\text{Hg}_2\text{Cl}_2/\text{Hg}} - \frac{2,303RT}{F} \log[\text{Cl}^-]$$

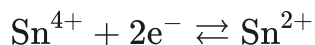
$$E^\circ_{\text{Hg}_2\text{Cl}_2/\text{Hg}} = 0,24 \text{ V}$$

## Obliczanie potencjału półogniwa redoks

Półogniwo redoks zbudowane jest z obojętnego chemicznie metalu (platyny, złota), który zanurzony jest w roztworze zawierającym dwa rodzaje jonów danego pierwiastka, występujących na różnych [stopniach utlenienia](#).

**Przykładem półogniwa redoks jest półogniwo**  $\text{Pt}|\text{Sn}^{2+}, \text{Sn}^{4+}$

Równanie reakcji zachodzącej na tej elektrodzie:



Potencjał tego półogniwa będzie zależeć od stężenia formy utlenionej i zredukowanej.

$$E_{\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}} = E^\circ_{\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}} + \frac{2,303RT}{2F} \log \frac{[\text{Sn}^{4+}]}{[\text{Sn}^{2+}]}$$

$$E_{\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}} = E^\circ_{\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}} + \frac{RT}{2F} \ln \frac{[\text{Sn}^{4+}]}{[\text{Sn}^{2+}]}$$

$$E^\circ_{\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}} = 0,15 \text{ V}$$

### Polecenie 3

Oblicz potencjał półogniwa  $\text{Pt}|\text{Sn}^{2+}, \text{Sn}^{4+}$  w temperaturze 315 K, jeżeli:

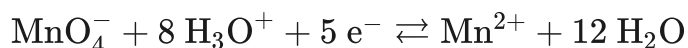
- $[\text{Sn}^{4+}] = 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ ,
- $[\text{Sn}^{2+}] = 0,005 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ .

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

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

**Przykładem półogniwa redoks jest półogniwo  $\text{Pt}|\text{Mn}^{2+}, \text{MnO}_4^-, \text{H}_3\text{O}^+$**

Równanie reakcji zachodzącej na tej elektrodzie:



Potencjał tego półogniwa będzie zależeć od stężenia jonów  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{MnO}_4^-$  i  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

$$E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} = E^\circ_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} + \frac{RT}{5F} \ln \frac{[\text{MnO}_4^-][\text{H}_3\text{O}^+]^8}{[\text{Mn}^{2+}]}$$

$$E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} = E^\circ_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} + \frac{2,303 RT}{5F} \log \frac{[\text{MnO}_4^-][\text{H}_3\text{O}^+]^8}{[\text{Mn}^{2+}]}$$

$$E^\circ_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} = 1,51 \text{ V}$$

### Ciekawostka

Walther Nernst to niemiecki chemik urodzony w Wąbrzeźnie. Jest on twórcą równania Nernsta wykorzystywanego w elektrochemii.



Portret Walthera Hermanna Nernsta.

Źródło: dostępny w internecie: [www.commons.wikimedia.org](http://www.commons.wikimedia.org), domena publiczna.

## Potencjały standardowe półogniw są zebrane w tablicach fizykochemicznych

| Półogniwo                                                | Reakcja przebiegająca na półogniwie                                              | $E^\circ$ [V] |
|----------------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------------------------|---------------|
| $\text{Li}^+ \text{Li}$                                  | $\text{Li}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Li}$                          | -3,04         |
| $\text{K}^+ \text{K}$                                    | $\text{K}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{K}$                            | -2,93         |
| $\text{Ba}^{2+} \text{Ba}$                               | $\text{Ba}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ba}$                      | -2,91         |
| $\text{Ca}^{2+} \text{Ca}$                               | $\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ca}$                      | -2,84         |
| $\text{Na}^+ \text{Na}$                                  | $\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Na}$                          | -2,71         |
| $\text{Mg}^{2+} \text{Mg}$                               | $\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mg}$                      | -2,36         |
| $\text{Be}^{2+} \text{Be}$                               | $\text{Be}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Be}$                      | -1,97         |
| $\text{Al}^{3+} \text{Al}$                               | $\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}$                      | -1,66         |
| $\text{Mn}^{2+} \text{Mn}$                               | $\text{Mn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}$                      | -1,18         |
| $\text{H}_2\text{O} \text{H}_2, \text{OH}^- (\text{Pt})$ | $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ | -0,83         |
| $\text{Zn}^{2+} \text{Zn}$                               | $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}$                      | -0,76         |

| Półogniwo                                                                    | Reakcja przebiegająca na półogniwie                                                                                           | $E^\circ$ [V] |
|------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|---------------|
| $\text{Cr}^{3+} \text{Cr}$                                                   | $\text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}$                                                                   | -0,74         |
| $\text{Fe}^{2+} \text{Fe}$                                                   | $\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}$                                                                   | -0,44         |
| $\text{Cr}^{3+} \text{Cr}^{2+}(\text{Pt})$                                   | $\text{Cr}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}^{2+}$                                                               | -0,40         |
| $\text{Co}^{2+} \text{Co}$                                                   | $\text{Co}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Co}$                                                                   | -0,28         |
| $\text{Ni}^{2+} \text{Ni}$                                                   | $\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ni}$                                                                   | -0,23         |
| $\text{AgI} \text{Ag}, \text{I}^-$                                           | $\text{AgI} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag} + \text{I}^-$                                                           | -0,15         |
| $\text{Sn}^{2+} \text{Sn}$                                                   | $\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}$                                                                   | -0,14         |
| $\text{Pb}^{2+} \text{Pb}$                                                   | $\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}$                                                                   | -0,13         |
| $\text{Fe}^{3+} \text{Fe}$                                                   | $\text{Fe}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}$                                                                   | -0,04         |
| $\text{H}_3\text{O}^+ \text{H}_2$                                            | $2\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$                                     | 0,00          |
| $\text{AgBr} \text{Ag}, \text{Br}^-$                                         | $\text{AgBr} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag} + \text{Br}^-$                                                         | +0,07         |
| $\text{Sn}^{4+} \text{Sn}^{2+}(\text{Pt})$                                   | $\text{Sn}^{4+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}$                                                              | +0,15         |
| $\text{Cu}^{2+} \text{Cu}^+(\text{Pt})$                                      | $\text{Cu}^{2+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}^+$                                                                  | +0,15         |
| $\text{AgCl} \text{Ag}, \text{Cl}^-$                                         | $\text{AgCl} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag} + \text{Cl}^-$                                                         | +0,22         |
| $\text{Hg}_2\text{Cl}_2 \text{Hg}, \text{Cl}^-$                              | $\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Hg} + 2\text{Cl}^-$                                           | +0,27         |
| $\text{Cu}^{2+} \text{Cu}$                                                   | $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$                                                                   | +0,34         |
| $\text{O}_2 \text{OH}^-(\text{Pt})$                                          | $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- \rightleftharpoons 4\text{OH}^-$                                              | +0,40         |
| $\text{Cu}^+ \text{Cu}$                                                      | $\text{Cu}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$                                                                       | +0,52         |
| $\text{I}_2 \text{I}^-(\text{Pt})$                                           | $\text{I}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-$                                                                     | +0,54         |
| $\text{Fe}^{3+} \text{Fe}^{2+}(\text{Pt})$                                   | $\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$                                                               | +0,77         |
| $\text{Ag}^+ \text{Ag}$                                                      | $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}$                                                                       | +0,80         |
| $\text{Hg}^{2+} \text{Hg}$                                                   | $\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Hg}$                                                                   | +0,85         |
| $\text{Br}_2 \text{Br}^-(\text{Pt})$                                         | $\text{Br}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Br}^-$                                                                   | +1,09         |
| $\text{MnO}_2, \text{H}_3\text{O}^+ \text{Mn}^{2+}(\text{Pt})$               | $\text{MnO}_2 + 4\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 6\text{H}_2\text{O}$                  | +1,22         |
| $\text{O}_2, \text{H}_3\text{O}^+ \text{H}_2\text{O}(\text{Pt})$             | $\text{O}_2 + 4\text{H}_3\text{O}^+ + 4\text{e}^- \rightleftharpoons 6\text{H}_2\text{O}$                                     | +1,23         |
| $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}, \text{H}_3\text{O}^+ \text{Cr}^{3+}(\text{Pt})$ | $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}_3\text{O}^+ + 6\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cr}^{3+} + 21\text{H}_2\text{O}$ | +1,33         |
| $\text{Cl}_2 \text{Cl}^-(\text{Pt})$                                         | $\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$                                                                   | +1,36         |
| $\text{Au}^{3+} \text{Au}$                                                   | $\text{Au}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Au}$                                                                   | +1,50         |

| Półogniwo                                                                     | Reakcja przebiegająca na półogniwie                                                                             | $E^\circ$ [V] |
|-------------------------------------------------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------|---------------|
| $\text{MnO}_4^- , \text{H}_3\text{O}^+   \text{Mn}^{2+} (\text{Pt})$          | $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}_3\text{O}^+ + 5\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 12\text{H}_2\text{O}$ | +1,51         |
| $\text{Mn}^{3+}   \text{Mn}^{2+} (\text{Pt})$                                 | $\text{Mn}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+}$                                                 | +1,51         |
| $\text{Ce}^{4+}   \text{Ce}^{3+} (\text{Pt})$                                 | $\text{Ce}^{4+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ce}^{3+}$                                                 | +1,72         |
| $\text{H}_2\text{O}_2, \text{H}_3\text{O}^+   \text{H}_2\text{O} (\text{Pt})$ | $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 4\text{H}_2\text{O}$             | +1,78         |
| $\text{Co}^{3+}   \text{Co}^{2+} (\text{Pt})$                                 | $\text{Co}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Co}^{2+}$                                                 | +1,92         |
| $\text{F}_2   \text{F}^-$                                                     | $\text{F}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{F}^-$                                                       | +2,87         |

Tabela potencjałów standardowych półogniw w temperaturze 25 °C.

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

## Słownik

### anoda

(gr. *ana* „w górę”, *hodós* „ścieżka”) półogniwo, na którym zachodzi reakcja utleniania; w ogniwie ma znak ujemny

### elektrolit

(gr. *ēlektron* „bursztyn”, *lytós* „rozpuszczalny”) to substancja, która za pośrednictwem jonów przewodzi prąd elektryczny

### katoda

(gr. *káthodos* „schodzenie”) półogniwo, na którym zachodzi reakcja redukcji; w ogniwie ma znak dodatni

### redukcja

proces przyjmowania elektronów, związany z obniżaniem stopnia utlenienia utleniacza

### stopień utlenienia

pojęcie umowne, określające liczbę dodatnich lub ujemnych ładunków elementarnych, które można by przypisać atomowi pierwiastka chem., wchodzącego w skład określonego związku, gdyby cząsteczki tego związku miały budowę jonową

### reduktor

atom, jon lub cząsteczka, które w reakcji redoks są donorem elektronu (elektronów)

#### **utleniacz**

atom, jon lub cząsteczka, które w reakcji redoks są akceptorem elektronu (elektronów)

#### **utlenianie**

oddawanie elektronów przez jony lub atomy pierwiastków w wyniku czego dochodzi do podwyższenia stopnia utlenienia

## **Bibliografia**

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

Cygański A., *Podstawy metod elektroanalitycznych*, Wydawnictwo Naukowo-Techniczne, Warszawa 1999.

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

# Film samouczek

---

## Polecenie 1

Czy potrafisz obliczać potencjał elektrody w warunkach innych niż standardowe? Po zapoznaniu się z poniższym filmem samouczkiem rozwiąż ćwiczenia, aby zweryfikować zdobytą wiedzę.

Film dostępny pod adresem <https://zpe.gov.pl/a/D12gEZq0z>

Film samouczek pt. „*W jaki sposób obliczyć potencjał elektrody w warunkach innych niż standardowe - równanie Nernsta*”

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

Film nawiązujący do treści materiału - dotyczy obliczania potencjału elektrody.

---

## Ćwiczenie 1

Zaznacz, ile wynosi potencjał elektrody miedziowej w temperaturze 298 K przy stężeniu jonów  $\text{Cu}^{2+}$  równym  $0,04 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ .

☐ 0,34 V

☐ 0,43 V

☐ 0,40 V

☐ 0,30 V

## Ćwiczenie 2

Oblicz potencjał elektrody miedziowej w temperaturze 330 K, przy stężeniu jonów  $\text{Cu}^{2+}$  równym  $0,002 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ .

Rozwiązanie oraz 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



Uzupełnij poniższe zdania.

Równanie  umożliwia obliczenie  półogniwa w warunkach innych niż . Opisuje ono  potencjał elektrody względem jej potencjału standardowego oraz stężeń  substancji biorących udział w procesie elektrodowym (formy ).

potencjału

molowych

równowagowy

nierównowagowy

utlenionej

Nernsta

standardowe

procentowych

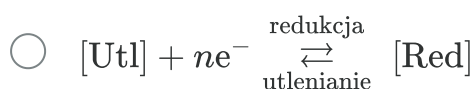
utlenionej i zredukowanej

## Ćwiczenie 2



Wskaż ogólną postać równania Nernsta.

☐  $E^\circ = \frac{2,303 RT}{nF} \ln \left( \frac{[\text{Utl}]}{[\text{Red}]}\right)$



☐  $E = E^\circ + \frac{RT}{nF} \ln \left( \frac{[\text{Utl}]}{[\text{Red}]}\right)$

☐  $E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln \left( \frac{[\text{Utl}]}{[\text{Red}]}\right)$

### Ćwiczenie 3



Uzupełnij poniższe równania Nernsta dla temperatury 298 K.

$$E = E^\circ + \boxed{\phantom{0,059}} \log \boxed{\phantom{0,059}}$$

$$E = E^\circ - \boxed{\phantom{0,059}} \log \boxed{\phantom{0,059}}$$

$$\frac{0,059}{n}$$

$$\frac{[\text{Red}]}{[\text{Utl}]}$$

$$\frac{[\text{Utl}]}{[\text{Red}]}$$

$$\frac{0,059}{n}$$

### Ćwiczenie 4



Oblicz potencjał półogniwa srebrowego  $\text{Ag}|\text{Ag}^+$  w temperaturze 350 K, jeżeli stężenie jonów  $\text{Ag}^+$  w roztworze wynosi  $0,006 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ . Zapisz równanie reakcji elektrodowej.

$$E^\circ_{\text{Ag}^+|\text{Ag}} = 0,80 \text{ V}$$

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

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

### Ćwiczenie 5



Półogniwo wodorowe zostało zanurzone w pewnym roztworze, a następnie zmierzono potencjał półogniwa. Potencjał półogniwa wodorowego w tych warunkach wyniósł  $-0,22\text{V}$ . Oblicz pH tego roztworu. Wynik podaj z dokładnością do części dziesiętnych.

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



Oblicz potencjał półogniwa kalomelowego w temperaturze 300 K, jeżeli stężenie jonów chlorkowych  $\text{Cl}^-$  wynosi  $0,03 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ . Zapisz równanie reakcji elektrodowej.

$$E^\circ_{\text{Hg}_2\text{Cl}_2/\text{Hg}} = 0,24 \text{ V}$$

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

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

## Ćwiczenie 7



Półogniwo antymonowe składa się z drucika z antymonu Sb pokrytego tlenkiem antymonu  $\text{Sb}_2\text{O}_3$ , zanurzonego w roztworze zawierającym jony  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Potencjał tego półogniwa zależy od stężenia jonów oksoniowych. Oblicz potencjał półogniwa antymonowego w temperaturze 298 K, jeżeli stężenie jonów  $\text{H}_3\text{O}^+$  wynosi  $0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ . Zapisz równanie reakcji elektrodowej.

$$E^\circ_{\text{Sb}_2\text{O}_3/\text{Sb}} = 0,15 \text{ V}$$

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

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

## Ćwiczenie 8



Oblicz potencjał półogniwa składającego się z blaszki platynowej zanurzonej w roztworze elektrolitu zawierającym jony  $\text{Mn}^{2+}$  o stężeniu  $0,005 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ , jony  $\text{MnO}_4^-$  o stężeniu  $0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$  oraz jony  $\text{H}_3\text{O}^+$  o stężeniu  $0,001 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ . Temperatura wynosi 298K. Zapisz równanie reakcji elektrodowej.

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:** W jaki sposób obliczyć potencjał elektrody w warunkach innych niż standardowe – równanie Nernsta.

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

### Podstawa programowa:

Zakres podstawowy

IX. Elektrochemia. Uczeń:

1) stosuje pojęcia: półogniwo, anoda, katoda, ogniwo galwaniczne, klucz elektrolityczny, potencjał standardowy półogniwa, szereg elektrochemiczny, SEM.

Zakres rozszerzony

IX. Elektrochemia. Uczeń:

1) stosuje pojęcia: półogniwo, anoda, katoda, ogniwo galwaniczne, klucz elektrolityczny, potencjał standardowy półogniwa, szereg elektrochemiczny, SEM.

### 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:**

- wyjaśnia, co oznaczają warunki standardowe;
- przedstawia równanie Nernsta;

- oblicza potencjał elektrody w warunkach innych niż standardowe.

### **Strategie nauczania:**

- asocjacyjna.

### **Metody i techniki nauczania:**

- dyskusja dydaktyczna;
- analiza materiału źródłowego;
- ćwiczenia uczniowskie;
- film samouczek;
- technika zdań podsumowujących;
- technika „światel drogowych”.

### **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;
- rzutnik multimedialny;
- tablica multimedialna/tablica, kreda/pisak.

### **Przebieg zajęć**

#### **Faza wstępna:**

1. Zaciekawienie i dyskusja. Nauczyciel zadaje uczniom pytania: Jak można obliczyć potencjał elektrody w warunkach innych niż standardowe?
2. Rozpoznanie wiedzy wstępnej uczniów. Uczniowie przypominają sobie czym jest półogniwo, potencjał elektrody, warunki standardowe
3. Ustalenie celów lekcji. Nauczyciel podaje temat zajęć i wspólnie z uczniami ustala cele lekcji, które uczniowie zapisują w portfolio.

#### **Faza realizacyjna:**

1. Multimedia bazowe. Nauczyciel wyświetla na tablicy multimedialnej film samouczek przedstawiający informację na temat potencjału standardowego półogniwa. Uczniowie zapisują po 2 pytania do filmu („Czemu...?”, „Dlaczego....?”). Po wyświetleniu filmu kilku wybranych uczniów podaje na forum klasy sformułowane pytania. Pozostali uczniowie

wspólnie (ze wsparciem nauczyciela) odpowiadają na pytania postawione po obejrzeniu filmu.

2. Praca w grupie. Nauczyciel dzieli losowo uczniów na grupy. Teraz uczniowie wykorzystają wiedzę zdobytą podczas oglądania filmu samouczka oraz mogą się wesprzeć informacjami zawartymi w e-materiale. Każda grupa otrzymuje kartkę z treścią zadania do rozwiązania oraz tablice z potencjałami standardowymi półogniw. Gdy grupa rozwiąże zadanie z kartki, otrzymuje następną z zadaniem trudniejszym. Grupa, która wykona najpoprawniej i najszybciej wszystkie zadania, zostaje przez nauczyciela nagrodzona (mogą to być oceny albo przechodni puchar klasy).
3. Przedstawienie wyników. Reprezentanci poszczególnych grup przedstawiają efekty swojej pracy na forum klasy i wspólnie zapisują rozwiązania tych zadań. Nauczyciel uzupełnia oraz wyjaśnia zaistniałe niezrozumiałe 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. Nauczyciel sprawdza wiedzę uczniów z zastosowaniem techniki świateł drogowych. Za pomocą kartek czerwonych, żółtych i zielonych uczniowie sygnalizują czy wiedzą:
  - Co to równanie Nernsta?
  - Jakie elementy zawiera równanie Nernsta?
  - W jaki sposób oblicza się potencjał różnych rodzajów elektrod w warunkach innych niż standardowe?
2. Jeżeli uczniowie pokazują czerwoną kartkę, nauczyciel wyjaśnia to zagadnienie. Uczniowie z zielonymi kartkami wyjaśniają zagadnienie uczniom z żółtą kartką.
3. 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/łam 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:**

Film samouczek może zostać wykorzystany przy przygotowywaniu się ucznia do sprawdzianu lub do zdobycia wiedzy w razie nieobecności ucznia na lekcji.

**Materiały pomocnicze:**

1. Karty pracy (zadania do rozwiązania):

Plik o rozmiarze 167.40 KB w języku polskim

2. Tablica z potencjałami standardowymi półogniw:

Plik o rozmiarze 116.57 KB w języku polskim

3. Kartki w kolorach: czerwonym, żółtym i zielonym.