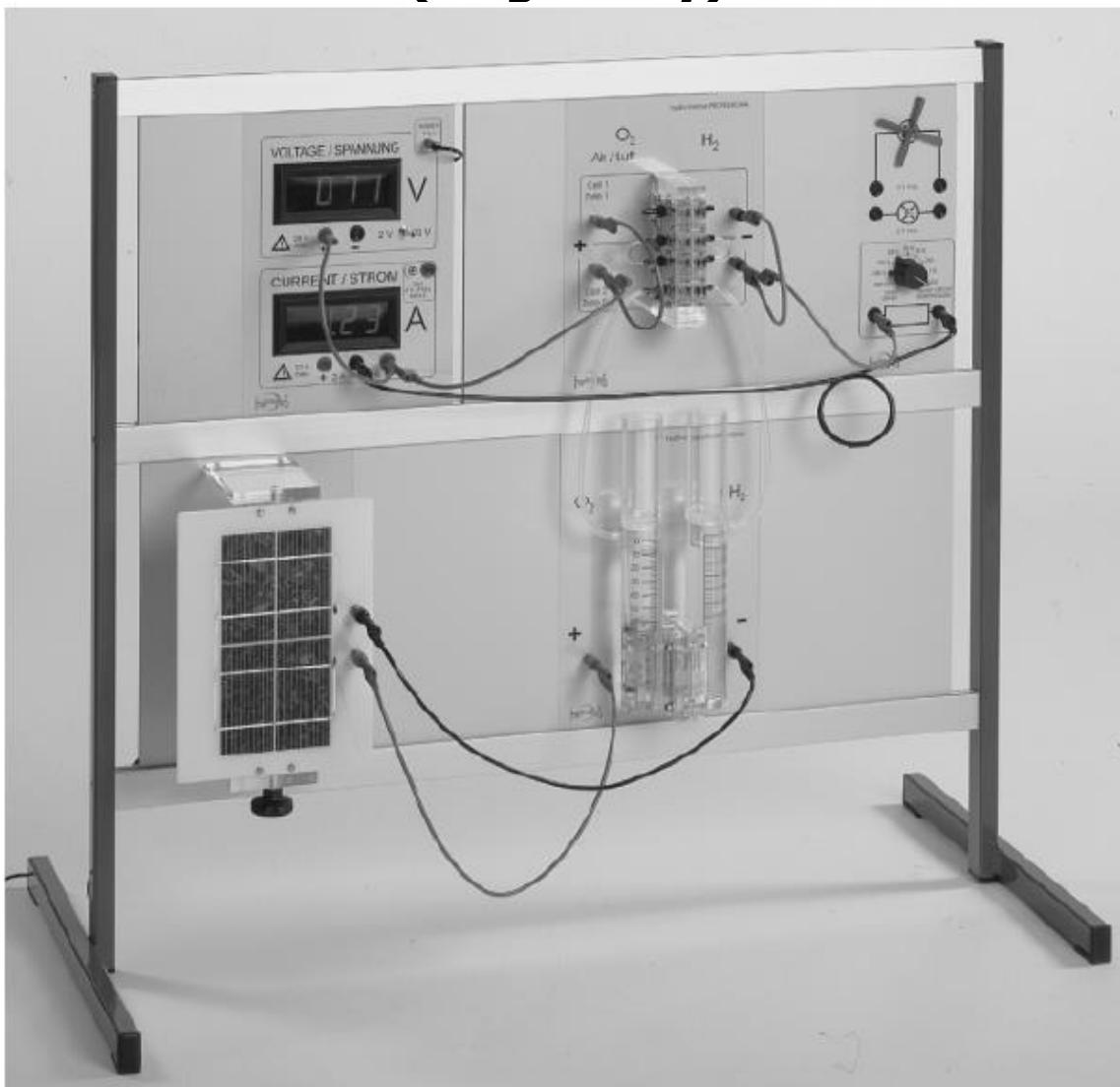


# Instrukcja wykonywania eksperymentów (fragmenty)



do Zestawu Profesjonalnego hydro-Genius™



heliocentris Energiesysteme GmbH  
Rudower Chaussee 29  
12489 Berlin  
Germany

**P e1**

**Charakterystyka elektrolizera**



**Materiały:**

Moduł solarny

Elektrolizer

Amperomierz/woltomierz demonstracyjny

Lampa 100 – 150 W

5 przewodów połączeniowych

Dodatkowe komponenty:

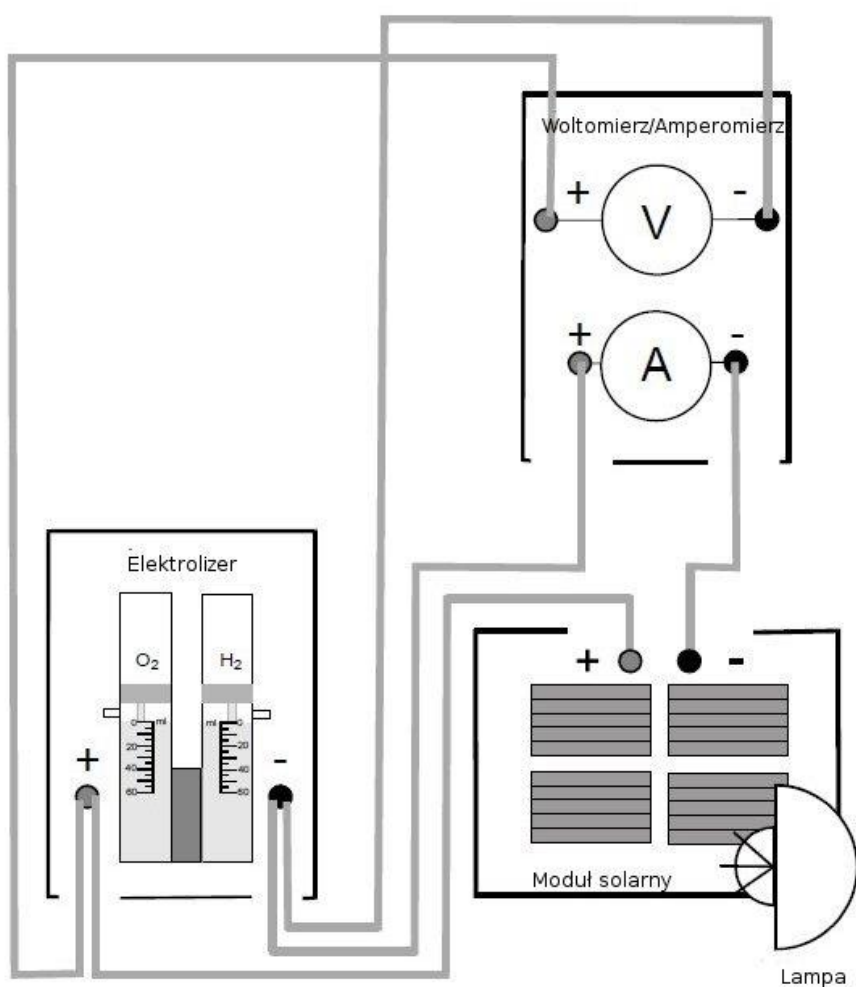
Woda destylowana

**Zalecenia:**

**Należy przestrzegać instrukcji obsługi!**

**Należy używać okulary ochronne i trzymać źródła ognia z dala od miejsca wykonywania eksperymentu!!!**

**Rys. e1**



1. Zbuduj układ wg rys. e1. Jako alternatywę dla modułu solarnego możesz użyć zasilacza DC, co umożliwi pomiar większych prądów.  
**Uwaga: napięcia powyżej 1,8 V należy ustawiać tylko na krótki czas. Nie należy ustawiać napięć powyżej 2 V. Należy sprawdzać polaryzację!**  
Dodatni biegun modułu solarnego (zasilacza DC) powinien być podłączony do dodatniego bieguna elektrolizera a ujemny biegun modułu solarnego (zasilacza DC) powinien być przyłączony do ujemnego bieguna elektrolizera.
2. Zmieniaj natężenie oświetlenia dla ustawienia prądu modułu solarnego, np. poprzez obracanie modułu solarnego pod różnymi kątami w stosunku do promieniowania świetlnego (zobacz Eksperyment s2). Ustawiaj różne wartości natężenia prądu, zaczynając od małych wartości, około 30 mA i zwiększając do około 800 mA (w zależności od rodzaju używanej lampy; przy użyciu zasilacza DC nawet do około 3 A). Dokonaj pomiarów napięcia elektrolizera. Należy wykonać przynajmniej 8 pomiarów natężenia prądu i napięcia elektrolizera i wyniki zapisać w tabeli.

**Tabela wyników pomiarów:**

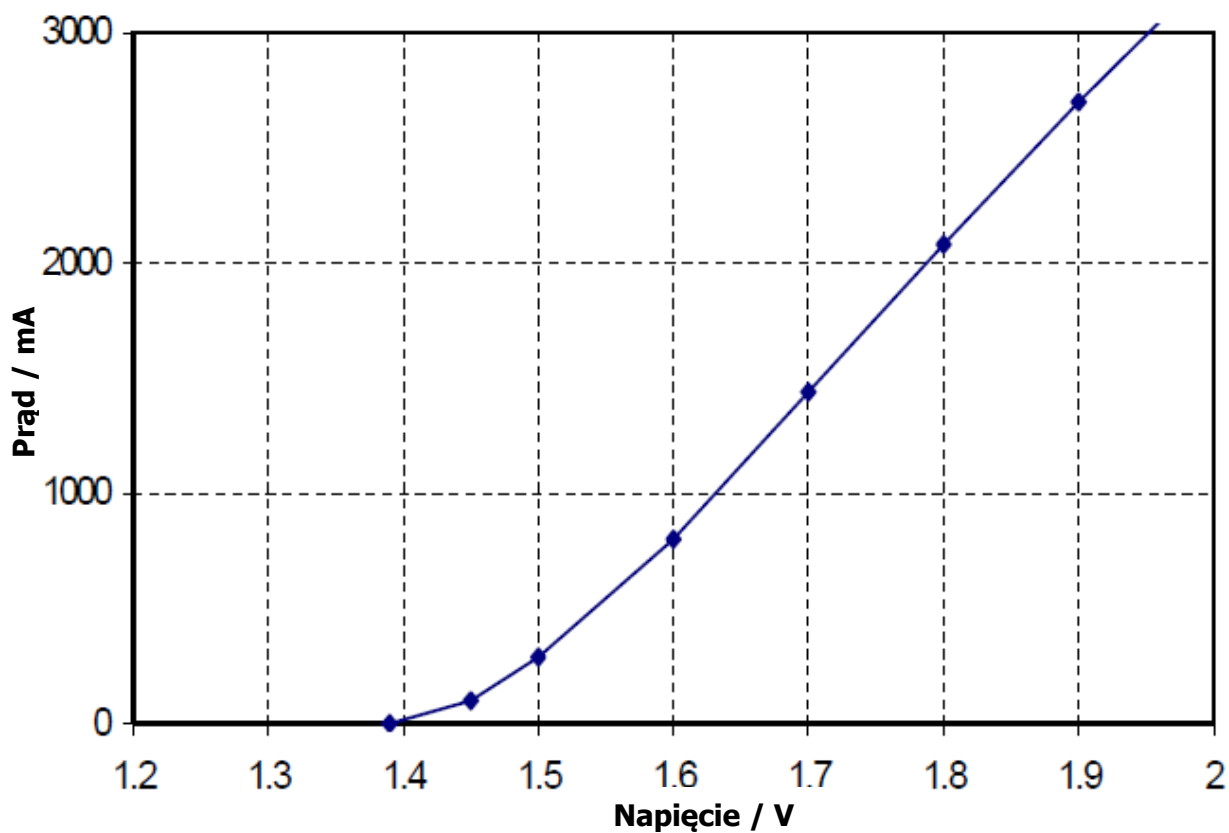
<b>Napięcie / V</b>	<b>Prąd / mA</b>

**Analiza wyników:**

1. Narysuj charakterystykę IU elektrolizera.
2. Zinterpretuj charakterystykę IU.

## Wyniki:

### Charakterystyka elektrolizera



Charakterystyka prądowo – napięciowa ukazuje, że zauważalny prąd zaczyna płynąć przy określonej wartości napięcia (napięcie rozkładu) a następnie stale wzrasta. Ile wynosi wartość tego napięcia?

Niskie napięcie (np. 1,2 V) nie wymusza przepływu prądu elektrolizy, który mógłby uwolnić wodór na katodzie i tlen na anodzie.

Zwiększenie zewnętrznego napięcia powyżej wartości napięcia rozkładu, prowadzi do stałego wzrostu produkcji gazu i gwałtownego wzrostu prądu elektrolizy.

**P e2**

**Prawa Faradaya**



**Materiały:**

Moduł solarny

Elektrolizer

Amperomierz/woltomierz demonstracyjny

Lampa 100 – 150 W

3 przewody połączeniowe

Krótki wężyk

Zacisk na wężyk

Stoper

Dodatkowe komponenty:

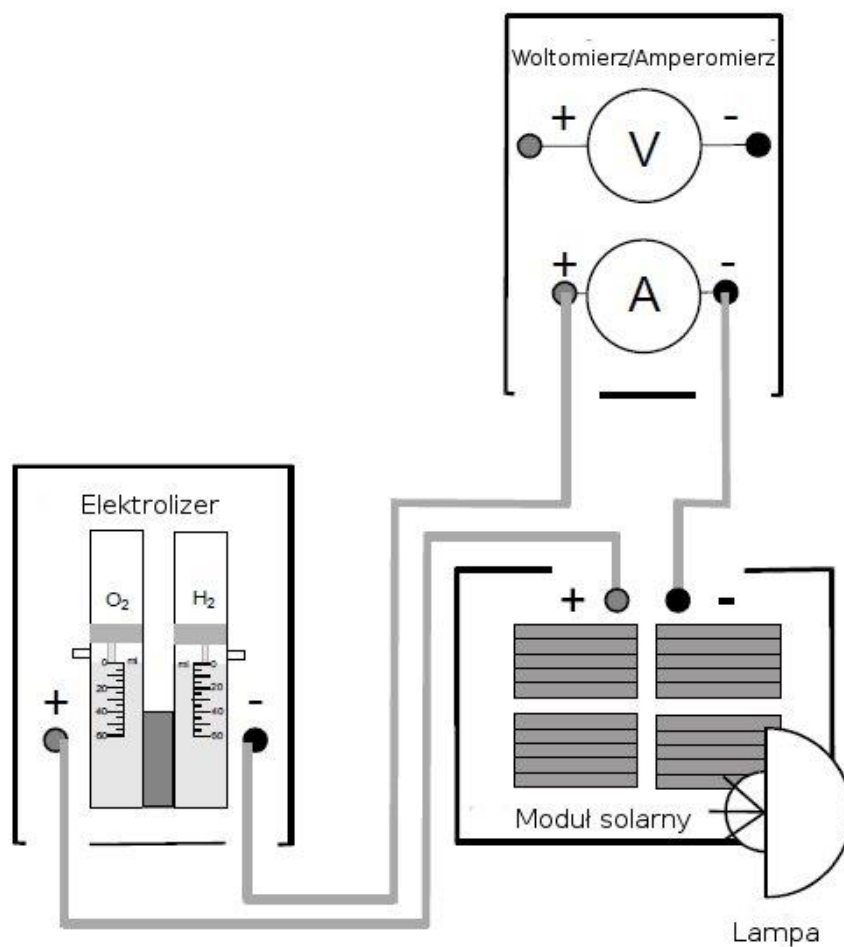
Woda destylowana

**Zalecenia:**

**Należy przestrzegać instrukcji obsługi!**

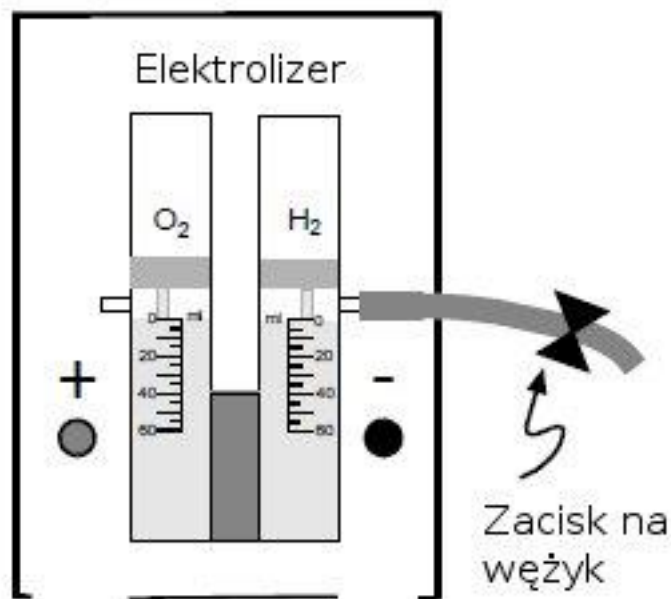
**Należy używać okulary ochronne i trzymać źródła ognia z dala od miejsca wykonywania eksperymentu!!!**

**Rys. e2a**



- Zbuduj układ wg rys. e2a.  
**Sprawdź polaryzację!** Dodatni biegun modułu solarnego powinien być przyłączony do dodatniego bieguna elektrolizera a ujemny biegun modułu solarnego do ujemnego bieguna elektrolizera.
- Upewnij się, że obydwie pojemniki na gaz, elektrolizera napełnione są wodą destylowaną do poziomu 0 ml. Przed wykonaniem pomiarów szczelnie zamknij zacisk na wężyku przyłączonym do zbiornika na wodór (zobacz rys. e2b). Generowany wodór będzie gromadzony w tym pojemniku.

Rys. e2b



- Ustaw moduł solarny tak aby produkował stałą wartość prądu (np. 850 mA) i dokonaj pomiaru ilości wodoru generowanej w różnych okresach czasu (od 60 s do 210 s, w 30 s krokach) [Tabela wyników pomiarów 1].
- Wykonaj pomiary w stałym czasie ( $t=180$  s). Nastawiaj różne wartości prądów przez ustawianie modułu solarnego pod różnymi kątami (w 200 mA krokach, pomiędzy 200 mA a 800 mA). Zmierz ilość wodoru generowanego przez te prądy. [Tabela wyników pomiarów 2].

**Pomiary dla prądu o natężeniu 800 mA wymagają zastosowania lampy o dużej mocy. Moduł solarny może być oświetlany tylko na tym poziomie natężenia oświetlenia podczas wykonywania pomiarów.**

**Tabela wyników pomiarów:**

**[1] Zależność od czasu**

**I =                    mA = constant**

<b>Czas / s</b>	<b>Ilość H<sub>2</sub> / ml</b>

**[2] Zależność od prądu**

**t =                    s = constant**

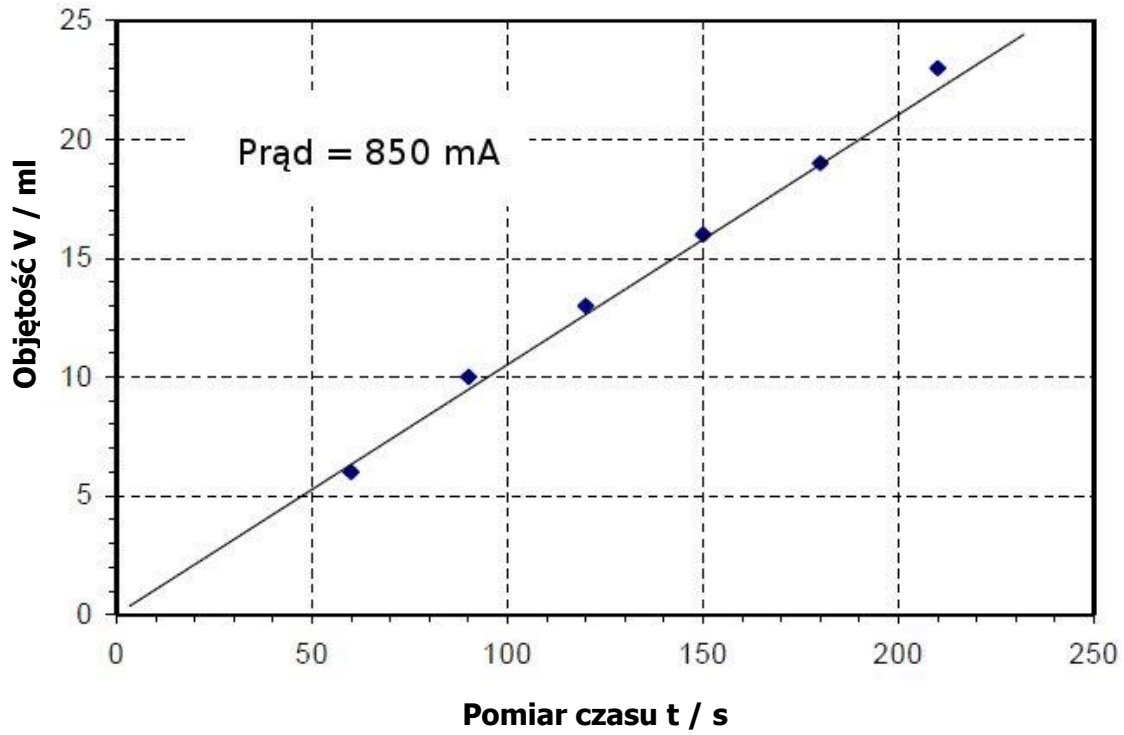
<b>Prąd / mA</b>	<b>Ilość H<sub>2</sub> / ml</b>

**Analiza wyników:**

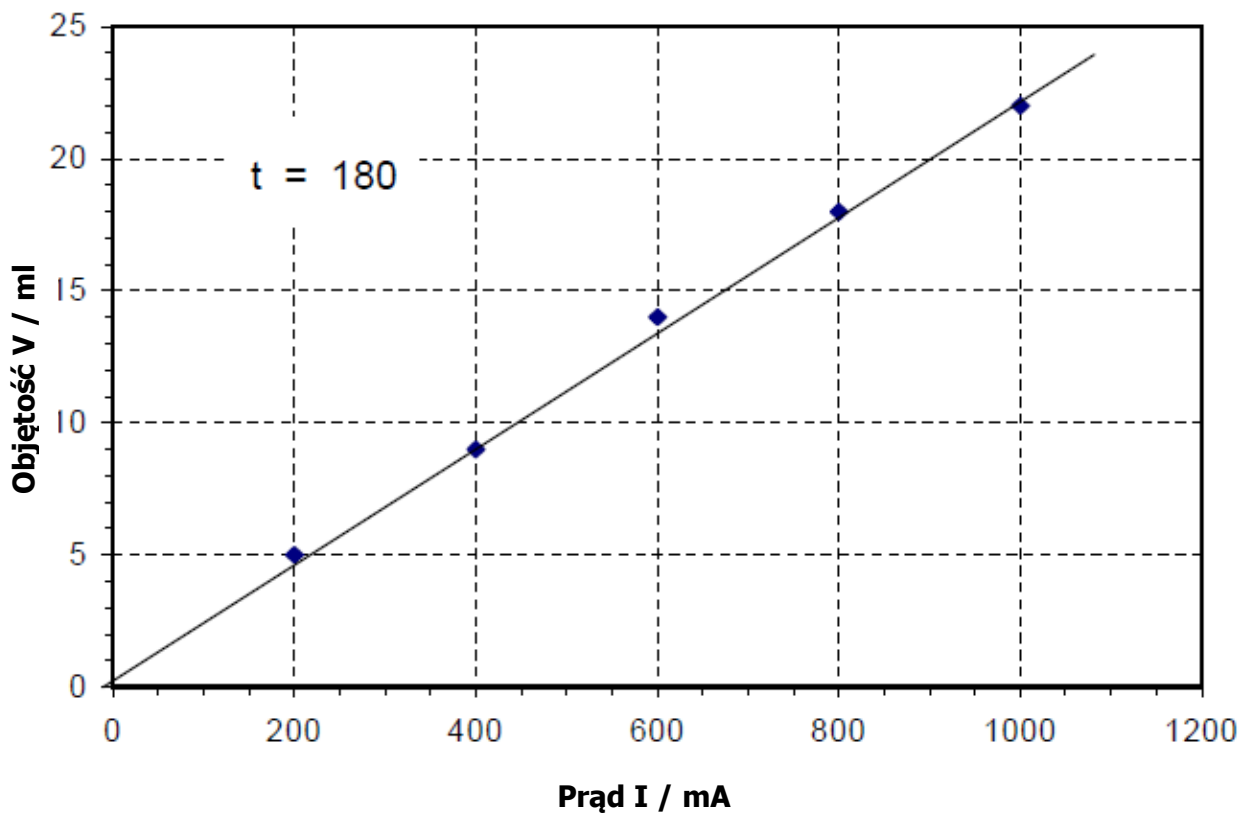
1. Wykreśl 2 wykresy bazujące na danych z tabeli [1] i [2] (ilość H<sub>2</sub> w funkcji czasu oraz ilość H<sub>2</sub> w funkcji prądu).
2. Zbadaj relację między ilością uwolnionego wodoru i przeniesionego ładunku (1-sze prawo Faradaya).
3. Przeanalizuj 2-gie prawo Faradaya.



**Zależność generacji wodoru od czasu**



**Zależność generacji wodoru od prądu**



## **1-sze prawo Faradaya**

Wykres 1 pokazuje, że ilość uwolnionego wodoru (przy stałym prądzie) jest proporcjonalna do czasu.

$$V \propto t$$

Wykres 2 pokazuje relację proporcjonalności pomiędzy ilością uwolnionego wodoru i prądem (w stałym czasie).

$$V \propto I$$

Jeśli  $V \propto t$  i  $V \propto I$ , to wtedy:

$$V \propto I \times t$$

Ponieważ  $I \times t = Q$  (ładunek elektryczny), więc

$$V \propto Q$$

Ostatecznie, relacja między  $V$  i ilością molową  $V_m$

$$V = n \times V_m$$

prowadzi do wyrażenia **1-szego prawa Faradaya:**

**Ilość elektrolitycznie uwolnionej substancji,  $n$ , jest proporcjonalna do czasu  $t$  i prądu  $I$ , tj. to przeniesionego ładunku elektrycznego  $Q$  ( $n \propto Q$ ).**

## **Analiza 2-giego prawa Faradaya**

Wykorzystując wyniki pomiarów z Eksperymentu e2

$$I = 850 \text{ mA} = 0,85 \text{ A} \quad \text{i} \quad t = 180 \text{ s}$$

oraz ilość uwolnionego wodoru

$$V = 19 \text{ ml},$$

można wyliczyć przepływający ładunek  $Q$  i odnieść go w relacji do uwolnionej substancji:

$$Q = I \times t$$

$$Q = 0,85 \text{ A} \times 180 \text{ s} = 153 \text{ As} = 153 \text{ C}$$

19 ml wodoru zostaje uwolnione przez ładunek elektryczny 153 C.

Do uwolnienia 1 mola wodoru potrzebny jest ładunek molowy  $Q_m$ :

$$Q_m = Q / n$$

$$n = V / V_m$$

$$Q_m = (Q \times V_m) / V$$

$$V_m = 24 \text{ l} \times \text{mol}^{-1} \text{ (20°C, normalne ciśnienie)}$$

$$Q_m = (153 \text{ C} \times 24 \text{ l} \times \text{mol}^{-1}) / 0,19 \text{ l} = 193,300 \text{ C} \times \text{mol}^{-1}$$

193,300 C jest eksperymentalnie wyznaczoną ilością ładunku elektrycznego, który przepłynie gdy uwolniony zostanie 1 mol wodoru.

Dokładniejsza analiza ukazuje, że 1 mol jednowartościowych jonów przenosi ładunek 96,484 C. Ładunek związany z materią o wartości  $Q_m = 96484 \text{ C mol}^{-1}$  nazwany został stałą Faradaya – F.

$$Q_m = z \times F,$$

gdzie  $z$  jest ilością elektronów, która wymieniana jest w celu uwolnienia jednej cząsteczki na elektrodzie. W przypadku wodoru  $z = 2$ . Teoretyczna wartość  $Q_m$  może być wyprowadzona z:

$$Q_m(H_2) = 2 \times F = 192,968 \text{ C x mol}^{-1}.$$

Porównanie wartości teoretycznej i z tą wyznaczoną eksperymentalnie pokazuje bardzo małą różnicę.

**2 prawo Faradaya opisuje relację pomiędzy ładunkiem i ilością materii:**

$$Q = n \times z \times F$$

lub

$$I \times t = n \times z \times F$$