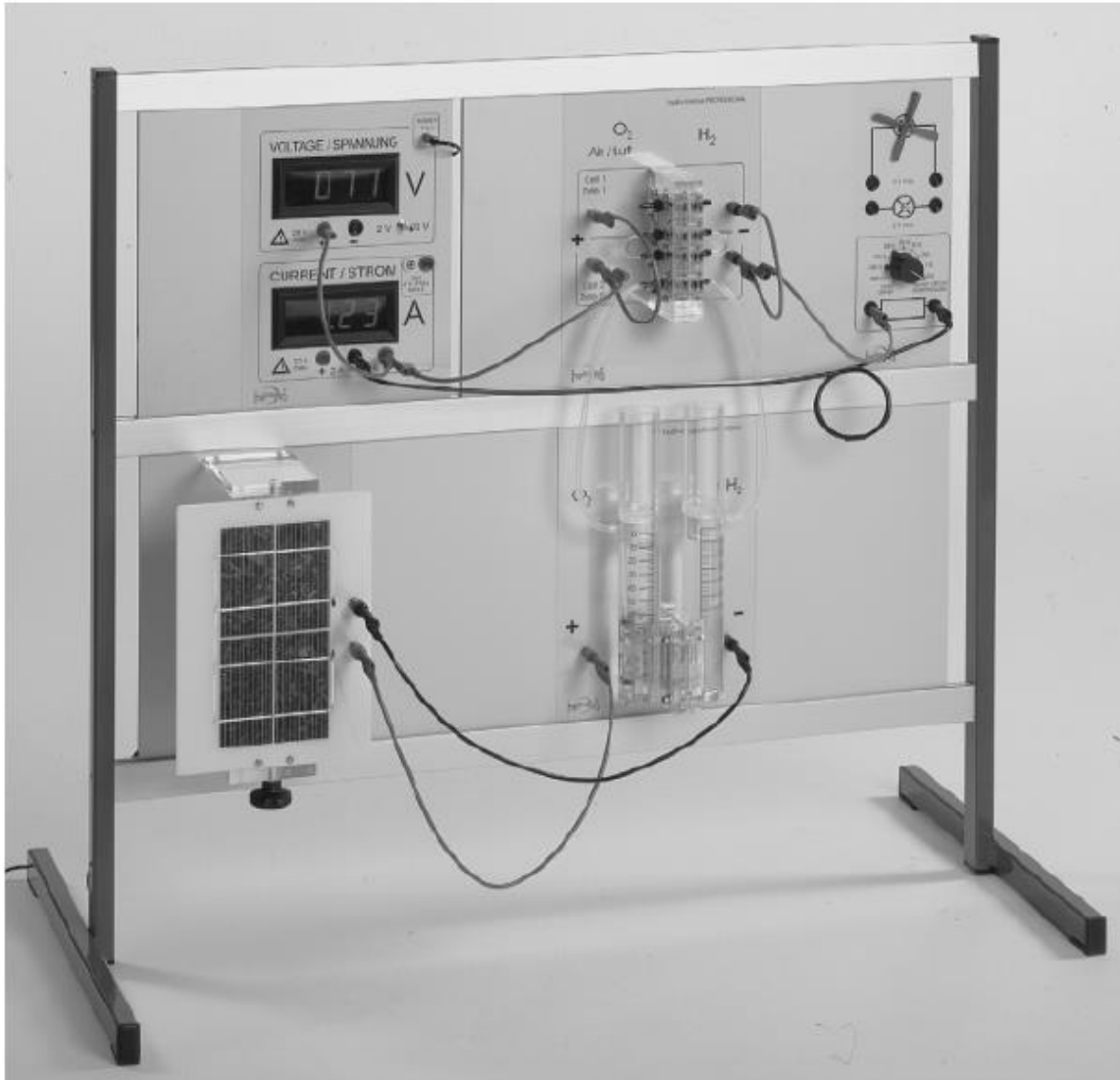


Instrukcja wykonywania eksperymentów (fragmenty)



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:

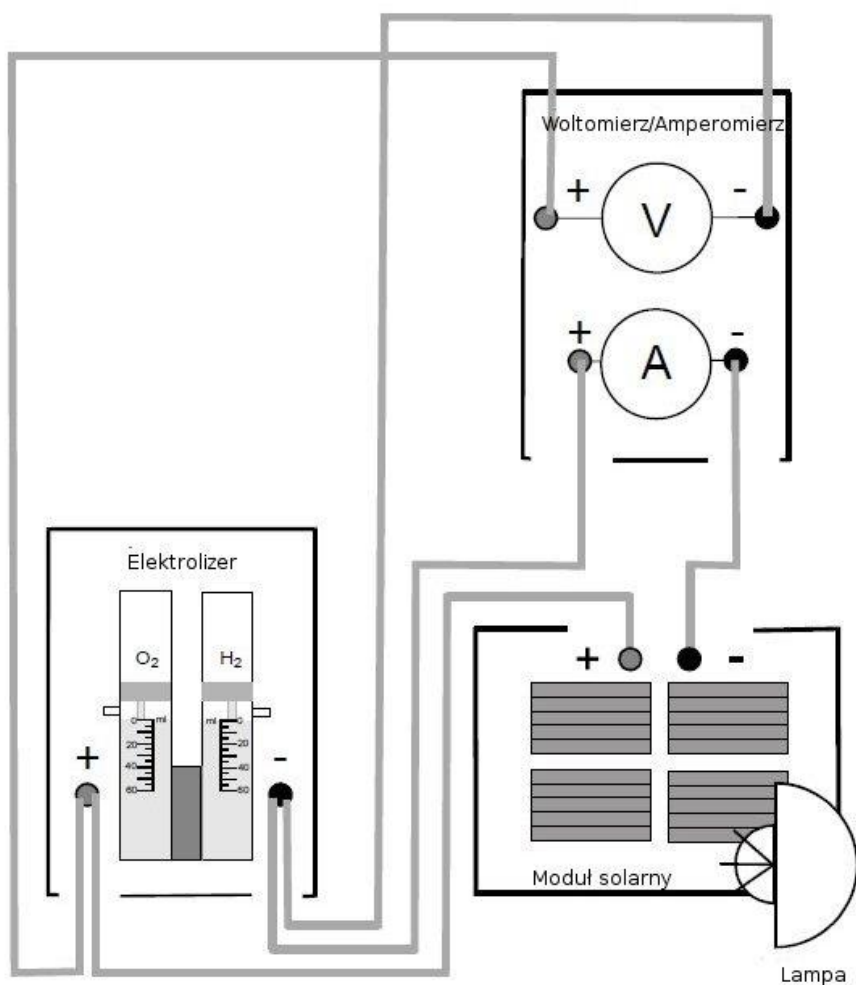
Woda destylowana

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:

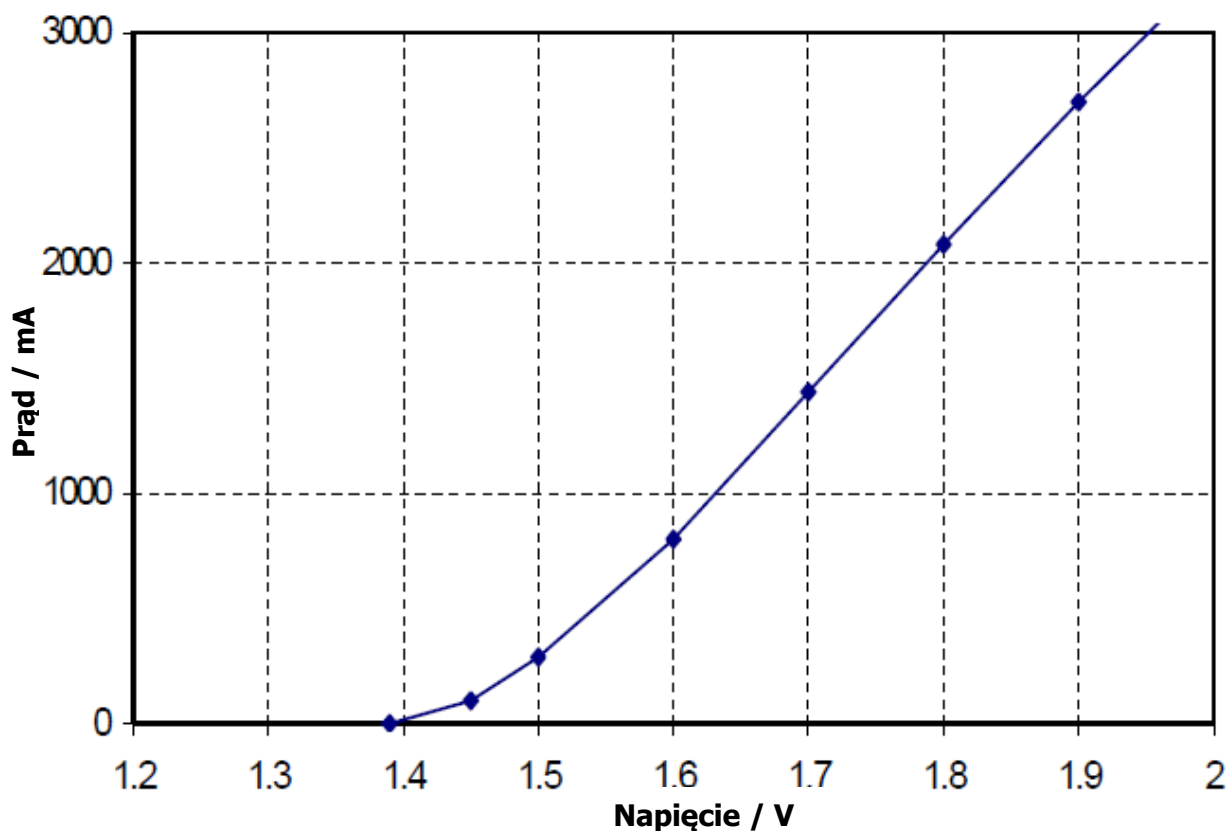
Napięcie / V	Prąd / mA

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:

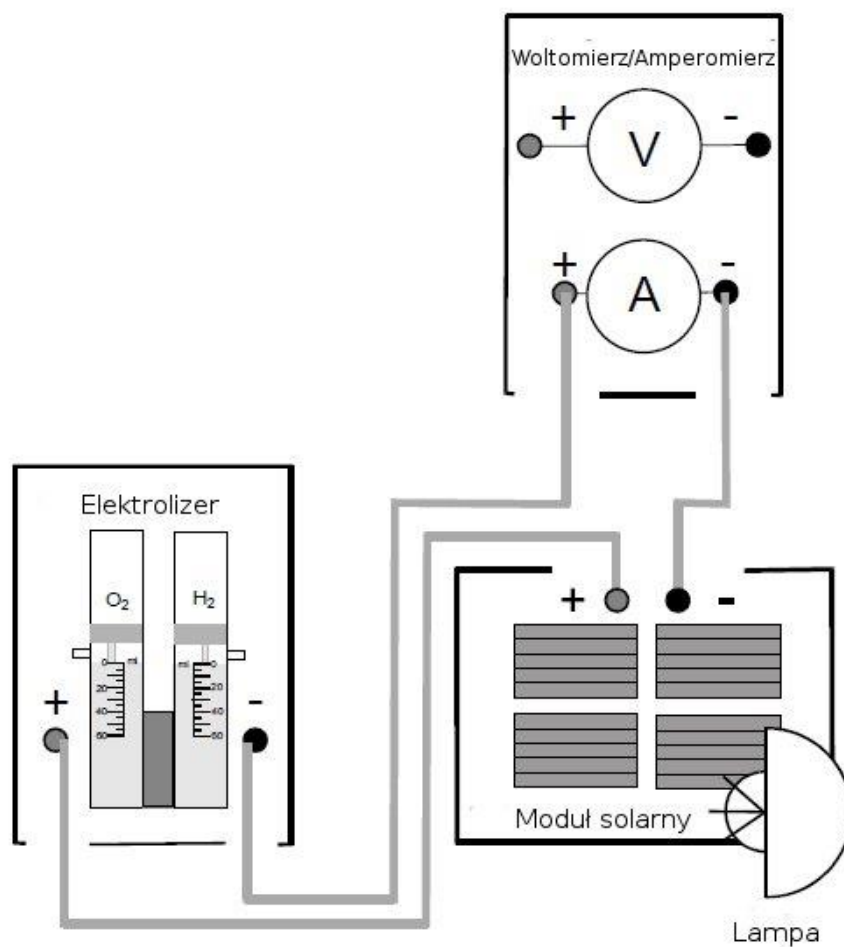
Woda destylowana

Zalecenia:

Należy przestrzegać instrukcji obsługi!

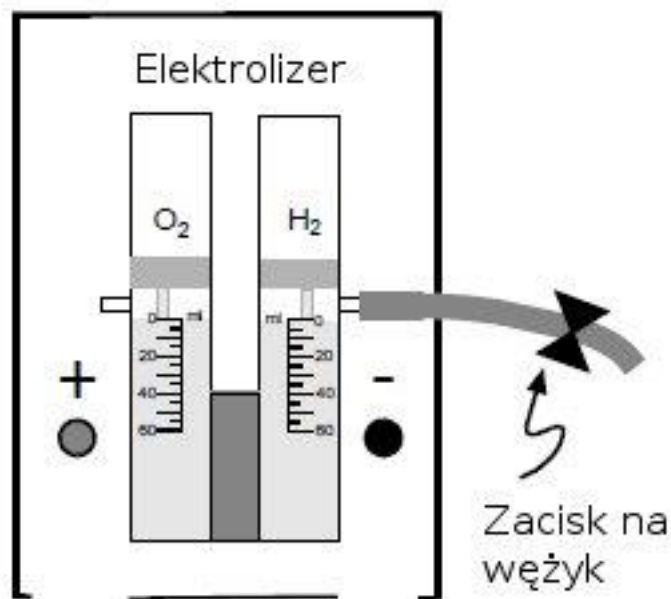
Należy używać okulary ochronne i trzymać źródła ognia z dala od miejsca wykonywania eksperymentu!!!

Rys. e2a



1. 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.
2. 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



3. 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].
4. 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

Czas / s	Ilość H₂ / ml

[2] Zależność od prądu

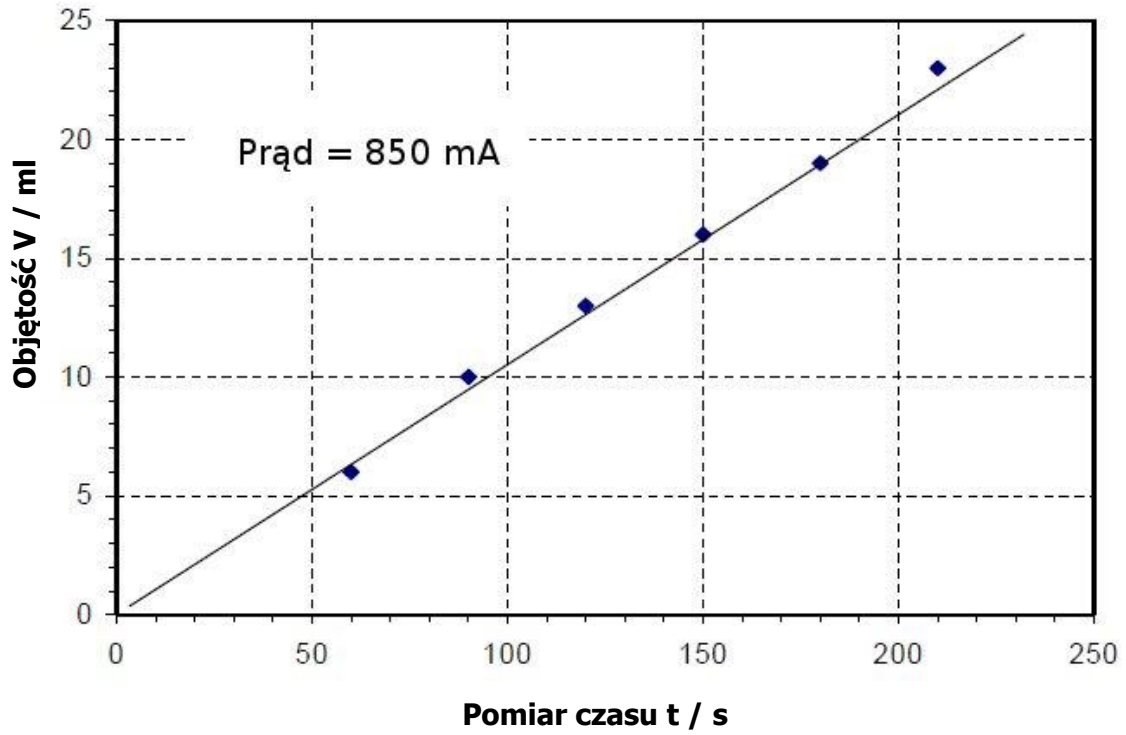
t = s = constant

Prąd / mA	Ilość H₂ / ml

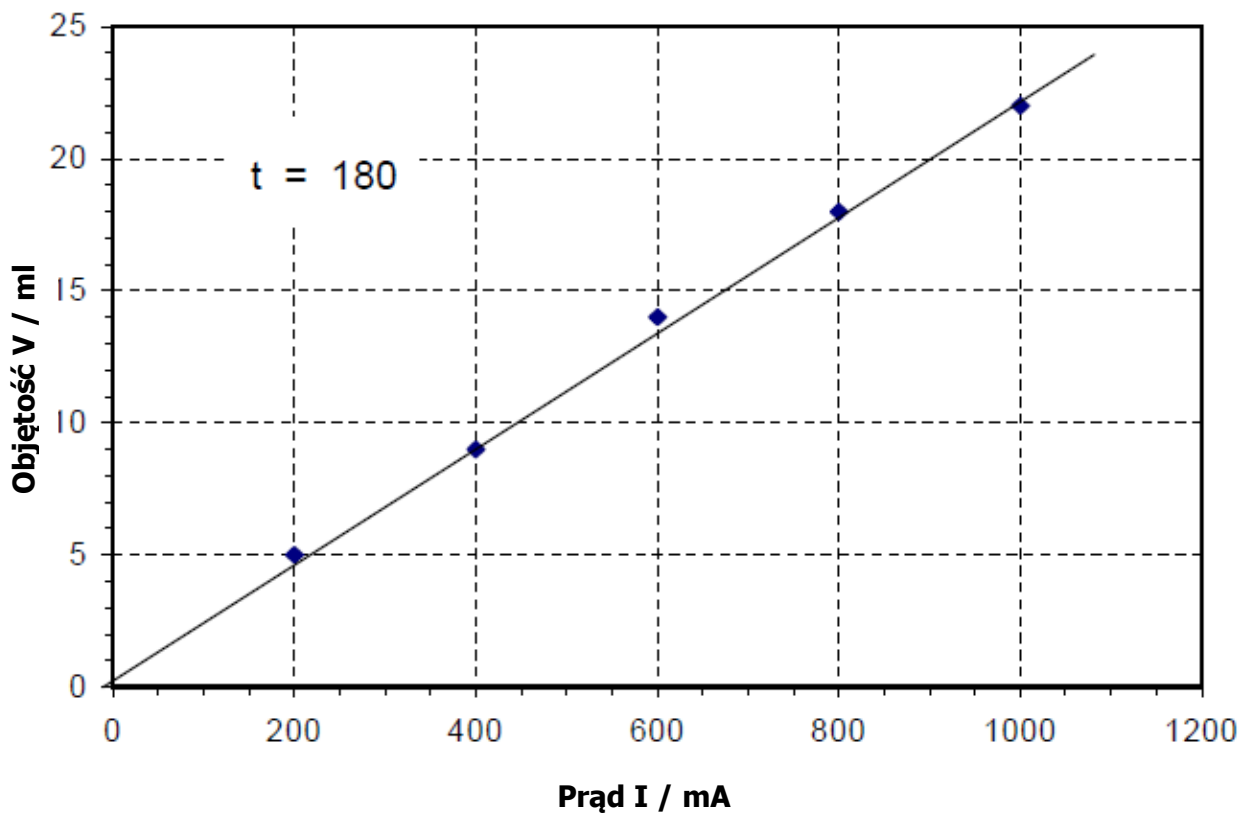
Analiza wyników:

1. Wykreśl 2 wykresy bazujące na danych z tabeli [1] i [2] (ilość H₂ w funkcji czasu oraz ilość H₂ 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:

$$Q_m(\text{H}_2) = 2 \times F = 192,968 \text{ C x mol}^{-1}.$$

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

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