



Prinzip

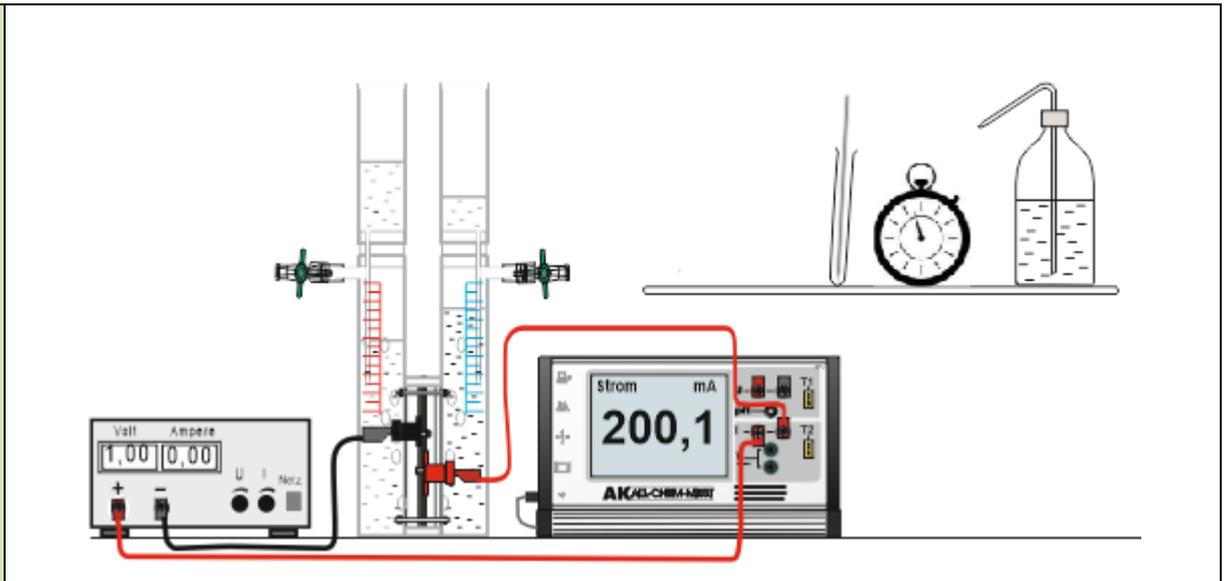
Moderne käufliche Elektrolyseure oder reversible Brennstoffzellen machen's möglich: Hier wird nicht wie bei der Elektrolyse im Hoffmannschen Apparat "gepfuscht", indem man Hilfsstoffe wie Schwefelsäure oder KOH zugibt, sondern es wird allein destilliertes (deionisiertes) Wasser elektrolysiert.
Will man die Faraday-Konstante bestimmen, misst man die Volumina und setzt sie mit der geflossenen Ladung (Stromstärke x Zeit) in Relation.

Die Aufnahme einer Strom- Spannungskurve erfolgt bei Arbeitsblatt N01B

Achtung

!!!! Für diesen Versuch darf nur chemisch reines Wasser verwendet werden.

**Aufbau
und
Vorbe-
reitung**



Benötigte Geräte

- Elektrolyseur
- Spezialnetzteil dazu
- Schlauchstückchen
- Kleines Reagenzglas
- Glimmspan
- Brenner/ Feuerzeug

Für die Variante

- ALL-CHEM-MISST II
- 2 Experimentierkabel, rot
- 1 Experimentierkabel, schwarz
- R Stoppuhr

Verwendete Chemikalien

- dest.Wasser

Vorbereitung des Versuchs

- ▶ Das Spezialnetzteil mit dem Elektrolyseur verbinden (rot an rot).
- ▶ Den unteren Teil der Apparatur (beide Schenkel) durch den jeweils oberen Teil mit dest. Wasser füllen.
- Hähne dann verschließen.
- ▶ Die Kabel vom Netzteil an den Elektroden befestigen.

**Durch-
führung**

- ▶ Eine Gleichspannung anlegen und die entstehenden Gasvolumina in gewissen Zeitabständen messen.
- ▶ Die Werte in eine Tabelle eintragen. Man kann erkennen, dass an beiden Polen Gase entstehen; aber in gleichen Zeitabständen entsteht am Minuspol (schwarz) das doppelte Gasvolumen.
- ▶ Zum Nachweis der entstehenden Gase kleine Reagenzgläser verwenden!
- ▶ Knallgas- und Glimmspanprobe durchführen.



Quantitative Bestimmung der Faraday-Konstanten

	<ul style="list-style-type: none"> ▶ Versuch nach der Skizze (umseitig) aufbauen ▶ Die Stromquelle einschalten, auf 200 mA einregeln und eine Vorelektrolyse vornehmen. ▶ Die Stromquelle ausschalten und den Wasserpegel in beiden Schenkeln auf „0 mL“ setzen.
--	---

Durchführung	<ul style="list-style-type: none"> ▶ Die Elektrolyse und die Stoppuhr starten und die Stromstärke (I = 200 mA) möglichst konstant halten. - Sind 10 mL Wasserstoff entstanden, die Zeit und die Elektrolyse stoppen - Die Elektrolysezeit t und die die Stromstärke I notieren.
---------------------	--

Auswertung	<p>Beispiel: I = 200 mA und t = 397 s für 10 mL Wasserstoff.</p> <p>Die folgenden Reaktionen sind an den einzelnen Elektroden abgelaufen:</p> <p>Reaktion am Minuspol : $4 \text{H}_3\text{O}^+ + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$</p> <p>Reaktion am Pluspol : $4 \text{OH}^- - 4 \text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$</p> <p>Nach der Reaktionsgleichung setzen 4 mol Elektronen 2 mol Wasserstoff und 1 mol Sauerstoff frei.</p> <p>Stoffmenge: Wasserstoff</p> <p>Es wurden 10 mL Wasserstoff abgeschieden - (molares Volumen V_M bei Raumbedingungen: 24200 mL/mol)</p> $n(\text{H}_2) = V(\text{H}_2) / V_M = 10 \text{ mL} / (24200 \text{ mL/mol}) = 0,000413 \text{ mol}$ <p>Die Ladungsmenge: $Q = I \cdot t$ Beispiel: $Q = 0,2 \text{ A} \cdot 397 \text{ s} = 79,4 \text{ As}$</p> <p>Die Ladungsmenge, die $V(\text{H}_2) = 1 \text{ mol}$ abscheidet:</p> $Q = 79,4 \text{ As} / 0,000413 \text{ mol} = 1192251 \text{ As/mol.}$ <p>Die Ladungsmenge, die 1 mol H_3O^+- Ionen entlädt, entspricht der Hälfte derer für H_2, also 1 mol Elektronen:</p> $Q = 192251 \text{ As} / 2 = 96126 \text{ As.}$ <p>Der Literaturwert der Ladungsmenge: F = 96478 As bzw. C. (Faradaykonstante)</p> <p>Die Ladung eines Elektrons (Elementarladung):</p> <p>1 mol enthält $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$ Teilchen</p> $\text{e}^- = 96478 \text{ As} \cdot \text{mol}^{-1} / (6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}) = \mathbf{1,602 \cdot 10^{-19} \text{ As.}}$
-------------------	---

Beachten:		Entsorgung	Ausguss
------------------	--	-------------------	---------

Literatur	W. Jansen, M. , B.Flintjer u. R. Peper Elektrochemie S.31, Aulis Kolleg Chemie, Köln 1982
------------------	---