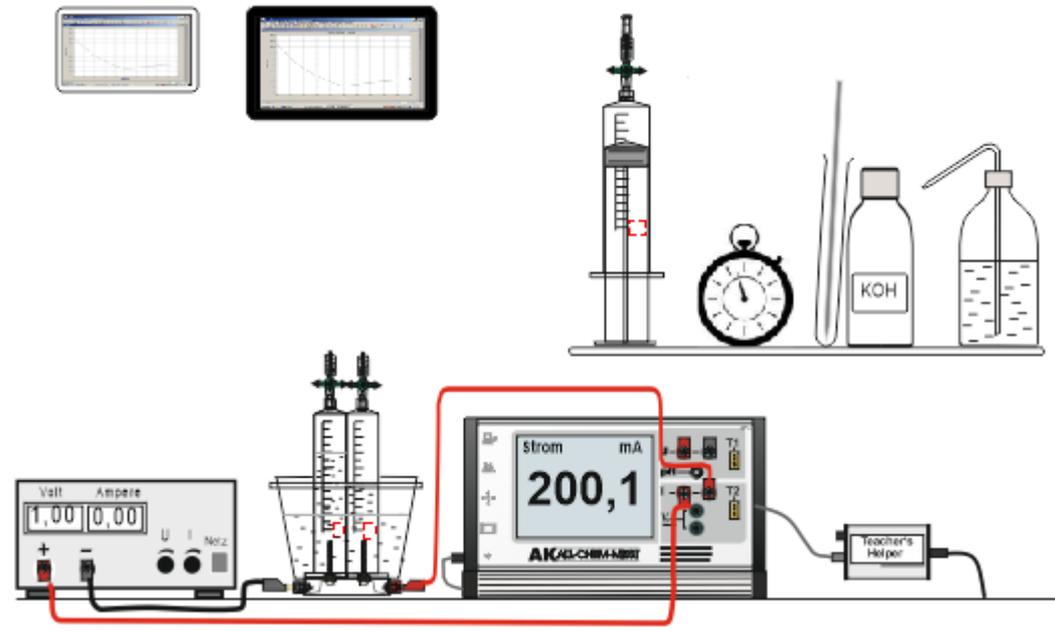


Prinzip

Variante der Hoffman-Elektrolyse: Kalilauge wird an zwei Eisenelektroden in getrennten Gefäßen mit konstanter Stromstärke elektrolysiert. Die entstehenden Gase Wasserstoff und Sauerstoff können nachgewiesen werden. Will man die Faraday-Konstante bestimmen, misst man die Volumina und setzt sie mit der geflossenen Ladung (Stromstärke x Zeit) in Relation.

Aufbau und Durchführung



Benötigte Geräte

- AK-SÜS Elektrolysebecher
- MT-Spritzen ohne Stempel, 30 mL
- 2 Einweghähne
- Gleichstromversorgung
- ALL-CHEM-MISST II / Junior
- USB-Kabel / Netzteil
- Teacher's Helper /Netzteil
- Tablet, Laptop o. Smartphone

- 2 Experimentierkabel, rot
- Experimentierkabel, blau
- MT-Spritze mit Stempel, 30 mL
- MT- Adapter w/w
- Glimmspan
- Reagenzglas
- Brenner / Feuerzeug
- Stoppuhr

Verwendete Chemikalien

- KOH-Lösung (c = 1 mol/L)

Vorbereitung des Versuchs

- ▶ Die AK-SÜS-Apparatur und die beiden Gasspritzen mit Kalilauge befüllen. Dabei schraubt man auf die dritte Gasspritze einen MT-Adapter w/w und zieht die noch in den Spritzen enthaltene Luft ab.
- ▶ Bei ca. 400 mA etwa 1 Min. lang elektrolysieren (Vorelektrolyse).
- ▶ Anschließend die Gasspritzen wieder mit Kalilauge bis zur Nullmarke füllen.

Vorbereitung an den Tablets / Laptops (Clients)

- ▶ Am Tablet/ Laptop/ Smartphone Einstellungen oder mit **WLAN** eine Verbindung herstellen: **ak.net** anwählen und warten bis die Verbindung eingebucht ist.
 - ▶ Browser z.B. **Firefox/Safari** aufrufen, in die Adresszeile (URL-Zeile) - nicht in der (Google-Suchzeile!!) **http://labor.ak** eingeben. - Es erscheinen 4 Bildschirme ...
 - ▶ **AK MiniAnalytik** wählen. Im erscheinenden Bild können die Menüicons neben- oder (bei kleinen Bildschirmen) untereinander angeordnet sein.
 - ▶ Icon 'Messen' (2. Von links) und **Mit Messgerät verbinden** auswählen
 - ▶ **Messgrößen-Auswahl:** **Stromstärke I**
 - ▶ **Konfiguration-Methode y-Achse I**
Nachkomma und
- Der Messbildschirm wird aufgebaut und Werte angezeigt.



Durchführung

- ▶ Nach dem Einschalten der Stromquelle und der Stoppuhr die entsprechende Stromstärke ($I = 400 \text{ mA}$) (nur zur Bestimmung der Faradaykonstanten) möglichst konstant halten.
- ▶ Sind z. B. 20 mL Wasserstoff an der Kathode entstanden, die Messung stoppen.
- ▶ Die Elektrolysezeit t und die die Stromstärke I können notiert werden.

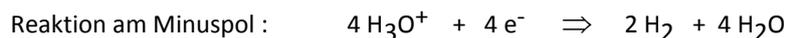
Nachweise der entstandenen Gase:

- ▶ Mit einer Gasspritze über den Einweghahn das größere Gasvolumen aus dem einen Auffanggefäß abziehen und in ein Reagenzglas überführen.
- ▶ Mit der Knallgasprobe dieses Gas als Wasserstoff identifizieren.
- ▶ Das Gas im zweiten Auffanggefäß in einem zweiten Reagenzglas mit der Glimmspanprobe als Sauerstoff identifizieren.

Auswertung

Für die folgende Auswertung werden folgende Beispielwerte verwendet: $I = 0,4 \text{ A}$ und $t = 397 \text{ s}$.

Die folgenden Reaktionen sind an den einzelnen Elektroden abgelaufen:



Nach der Reaktionsgleichung setzen 4 mol Elektronen 2 mol Wasserstoff und 1 mol Sauerstoff frei.

Im Beispiel wurden $V = 20 \text{ mL}$ Wasserstoff $\hat{=} 20 \text{ mL}/(24200 \text{ mL/mol}) \hat{=} 0,000826 \text{ mol}$ Wasserstoff
und $V = 10 \text{ mL}$ Sauerstoff $\hat{=} 10 \text{ mL}/(24200 \text{ mL/mol}) \hat{=} 0,000413 \text{ mol}$ Sauerstoff abgeschieden
(Molvolumen bei angenommenen Normbedingungen: $V_m = 24200 \text{ mL/mol}$)

Die Ladungsmenge berechnet sich nach $Q = I \cdot t$ Beispiel: $= 0,4 \text{ A} \cdot 397 \text{ s} = 156,8 \text{ As}$

Die Ladungsmenge, die nötig ist, um $V(\text{H}_2) = 1 \text{ mol}$ abzuscheiden, berechnet sich nach:

$n = 0,000826 \text{ mol H}_2$ wurden durch $Q = 156,8 \text{ As}$ abgeschieden und
 $V(\text{H}_2) = 1 \text{ mol}$ durch $Q = 158 \text{ As} \cdot 1 \text{ mol}/0,000826 \text{ mol} = 191283 \text{ As}$.

Die Ladungsmenge, die nötig ist, um 1 mol H_3O^+ - Ionen zu entladen (entspricht also 1 mol Elektronen):
(Achtung: Aus 1 mol H_3O^+ werden 0,5 mol H_2)

Bei unserer Messung: $1 \text{ mol H}_3\text{O}^+ \hat{=} 191283 \text{ As} / 2 \text{ mol} = 95641,5 \text{ As/mol}$.

Genauere Messungen haben für die Ladungsmenge, die einem Mol Elektronen entspricht, den Wert 96478 C ($= 96478 \text{ As}$) ergeben. Es ist die **Faradaykonstante $F = 96478 \text{ C/mol}$** .

Die Ladung eines Elektrons berechnet sich dann folgendermaßen:

Die Avogadrokonstante beträgt $N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ (Teilchen pro mol).

Ein mol Elektronen tragen die Ladung 96478 As .

Entsprechend ist die Ladung eines Elektrons: $e^- = 96478 \text{ As} \cdot \text{mol}^{-1} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ As}$.
Diese Ladung bezeichnet man als Elementarladung.

Beachten:



Entsorgung

Ausguss (nach evtl. Neutralisation)

Literatur

W. Jansen, M. , B. Flintjer u. R. Peper Elektrochemie S.31, Aulis Kolleg Chemie, Köln 1982
G. von Borstel, A. Böhm Ein preiswerter Hofmannscher Zersetzungsapparat für Schülerübungen,
MNU, 59/6 362-364 nach einer Idee von R. Full. Chemie in der Tat bd.1 Aulis Verlag 1996 S