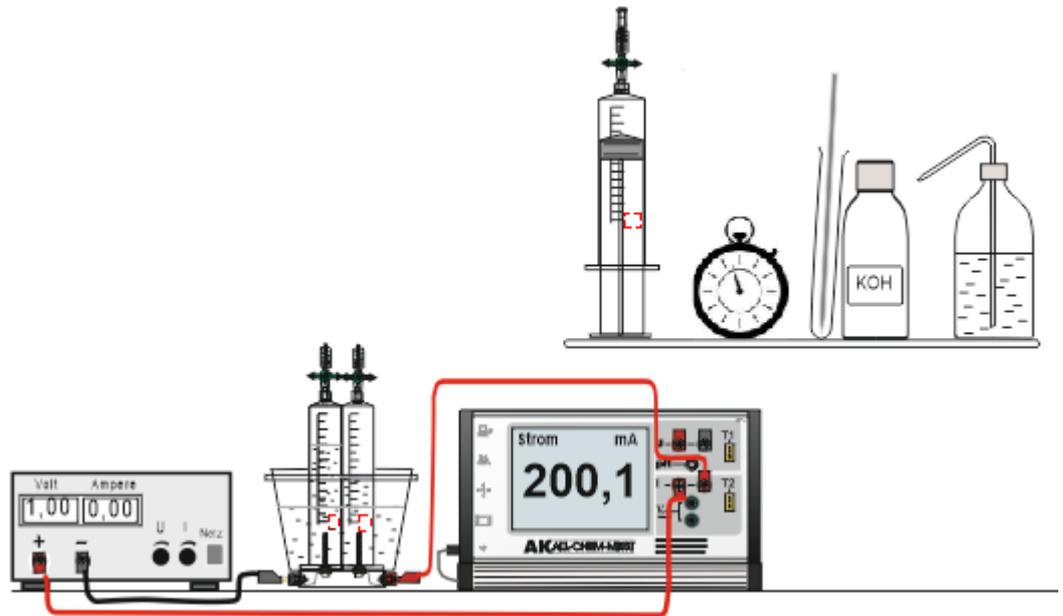


Prinzip

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.



Benötigte Geräte

Verwendete Chemikalien

- | | | |
|--|--|---|
| <input type="checkbox"/> AK-SÜS Elektrolysebecher | <input type="checkbox"/> MT-Spritze mit Stempel, 30 mL | <input type="checkbox"/> KOH-Lösung (c = 1 mol/L) |
| <input type="checkbox"/> MT-Spritzen ohne Stempel, 30 mL | <input type="checkbox"/> MT- Adapter w/w | |
| <input type="checkbox"/> 2 Einweghähne | <input type="checkbox"/> Glimmspan | |
| <input type="checkbox"/> Gleichstromversorgung | <input type="checkbox"/> Reagenzglas | |
| <input type="checkbox"/> All-Chem-Misst II | <input type="checkbox"/> Brenner / Feuerzeug | |
| <input type="checkbox"/> 2 Experimentierkabel, rot | Evtl. Stoppuhr (Armbanduhr) | |
| <input type="checkbox"/> Experimentierkabel, blau | | |

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.

Durchführung

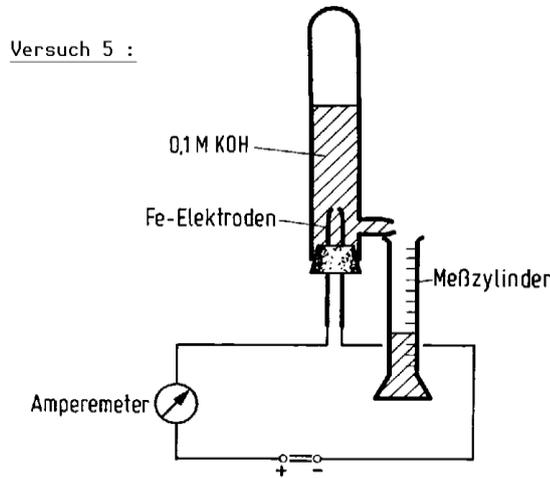
- ▶ Nach dem Einschalten der Stromquelle und der Stoppuhr die entsprechende Stromstärke (I = 400 mA) (nur zur Bestimmung der Faradaykonstanten) möglichst konstant halten.
- ▶ Sind z. B. 20 mL Wasserstoff an der Kathode entstanden, die Messung stoppen.
- ▶ Die Elektrolysezeit t und die die Stromstärke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



Variante nach Jansen, Kenn, Flintjer und Peper



Benötigte Geräte

- AK-SÜS Elektrolysebecher
- MT-Spritzen ohne Stempel, 30 mL
- 2 Einweghähne
- Gleichstromversorgung
- All-Chem-Misst II
- 2 Experimentierkabel, rot
- Experimentierkabel, blau

Verwendete Chemikalien

- MT-Spritze mit Stempel, 30 mL
- MT- Adapter w/w
- Glimmspan
- Reagenzglas
- Brenner / Feuerzeug
- Evtl. Stoppuhr (Armbanduhr)
- KOH-Lösung (c = 1 mol/L)

Vorbereitung des Versuchs

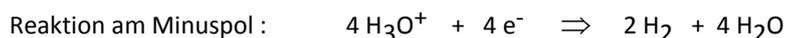
- ▶ Die Geräte entsprechend der Abbildung aufbauen.
- ▶ Als Elektroden werden ein Eisennagel und eine Kanüle aus der Medizintechnik so durch einen Stopfen geschoben, dass sie etwa 2 cm in das Reagenzglas ragen.
- ▶ Bei ca.150 bis 200 mA etwa t = 1 min. (Vorelektrolyse) elektrolysieren.
- ▶ Die abfließende Flüssigkeit in einem Messzylinder auffangen.
- ▶ Den Messzylinder entleeren und so unter die Kanüle stellen, dass der durch das entstehende Knallgas verdrängte Elektrolyt ohne zu spritzen abfließen kann.



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