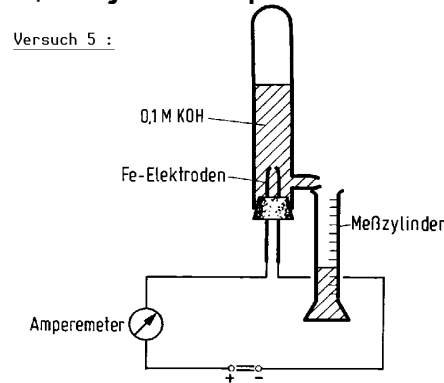


Arbeitskreis Kappenberg	<b>Bestimmung der Faradaykonstanten Elektrolyse von KOH-Lösung</b>	<b>M 01a</b> Spezialmessungen
----------------------------	--	----------------------------------

**Prinzip:** Verdünnte Kalilauge wird zwischen zwei Eisenelektroden mit konstanter Stromstärke elektrolysiert. Das entstehende Knallgas verdrängt dabei eine entsprechende Menge Kalilauge aus dem Elektrolyserohr. Das Volumen wird gemessen und mit der geflossenen Ladung in Relation gesetzt.

**Versuchsaufbau: nach Jansen, Kenn, Flintjer und Peper**



**Materialliste:**

<b>Geräte:</b>			
1	ALL-CHEM-MISST	2	Fe- Elektrode (Nagel)
		1	Fe- Elektrode (Kanüle)
		2	Krokodilklemmen
		1	Reagenzglas
1	Experimentierkabel , rot	1	Stativ, Muffe
1	Experimentierkabel , gelb	1	große Greifklemme
1	Experimentierkabel , blau	1	EH- Stopfen
			Messzylinder, 10 mL
			Netzgerät, 0-5 V =
			KI Becherglas hohe Form
			(evtl. Stoppuhr)
			<b>Chemikalien:</b>
			KOH-Lösung (c = 0.1 mol/L)

**Vorbereitung des Versuchs:**

Die Geräte werden entsprechend der Abbildung aufgebaut. 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.

Man elektrolysiert bei ca.150 bis 200 mA etwa t = 1 min. (Vorelektrolyse). Die abfließende Flüssigkeit wird in einem Messzylinder aufgefangen. Anschließend wird der Messzylinder entleert und so unter die Kanüle gestellt, dass der durch das entstehende Knallgas verdrängte Elektrolyt ohne zu spritzen abfließen kann.

**Durchführung des Versuches:**

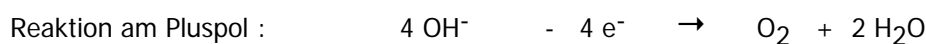
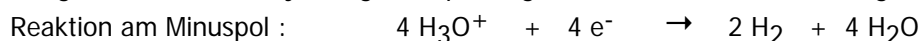
Nach Einschalten der Stromquelle ist die Stromstärke konstant zu halten. Sind z.B: 10 mL im Messzylinder, wird die Messung gestoppt. Die Elektrolysezeit t und die Stromstärke I werden notiert.

**Auswertung der Versuche:**

Bei der folgenden Auswertung soll der entstandene Wasserstoffanteil ermittelt und für die Berechnung der Faradaykonstanten benutzt werden.

1. Wieviel Mol Knallgas wurde erzeugt?

Die gemessene Elektrolytmenge entspricht genau der entstandenen Knallgasmenge.



Nach der Reaktionsgleichung setzen 4 mol Elektronen 3 mol Knallgas (in dem 2 mol Wasserstoff enthalten sind) frei.

Im Beispiel wurden 10 mL Knallgas  $\hat{=} 10/24200 \text{ mol} \hat{=} 0,000413 \text{ mol}$  Knallgas abgeschieden (Molvolumen bei Zimmertemperatur: 24200 mL).

2. Wieviel Mol Wasserstoff wurden im Versuch abgeschieden?

Knallgas besteht zu 2/3 aus Wasserstoff ( $\text{H}_2$ ) Beispiel:  $0.000413 / 3 \cdot 2 = 0.000275 \text{ mol}$

3. Welche Ladungsmenge war zur Abscheidung des entstandenen Wasserstoffs notwendig?

Die Ladung berechnet sich nach  $Q = I \cdot t$  Beispiel:  $= 0.154 \text{ A} \cdot 360 \text{ s} = 56,52 \text{ A} \cdot \text{s}$

4. Welche Ladungsmenge ist nötig, um 1 Mol  $\text{H}_2$  abzuscheiden?

$0.000275 \text{ mol H}_2$  wurden durch  $56,52 \text{ As}$  abgeschieden.

1 mol Wasserstoff werden durch  $56,52 / 0.000275 \text{ A} \cdot \text{s} = 189907 \text{ A} \cdot \text{s}$  abgeschieden.

5. Welche Ladungsmenge ist nötig, um 1 Mol  $\text{H}_3\text{O}^+$ - Ionen zu entladen (entspricht also 1 Mol Elektronen)?

Aus 1 mol  $\text{H}_3\text{O}^+$  werden 0.5 mol  $\text{H}_2$  Beispiel:  $1 \text{ mol H}_3\text{O}^+ = 189907 / 2 \text{ A} \cdot \text{s} = 94953 \text{ A} \cdot \text{s}$

Die Faradaykonstante  $F = 96478 \text{ A} \cdot \text{s}$  Beispiel:  $F = 94953 \text{ A} \cdot \text{s}$ .

Genauere Messungen haben für die Ladungsmenge, die einem Mol Elektronen entspricht, den Wert  $96478 \text{ C} (= \text{A} \cdot \text{s})$  ergeben. Diesen Wert bezeichnet man als Faraday - Konstante  $F$ .

6. Welche Ladung trägt 1 Elektron?

1 mol Elektronen tragen die Ladung  $96478 \text{ A} \cdot \text{s}$  - entsprechend ist die Ladung eines Elektrons  $e = F / N_A$   
 $e = 96478 / 6.023 \cdot 10^{23} = 1.602 \cdot 10^{-19} \text{ A} \cdot \text{s}$ . Dies bezeichnet man als Elementarladung.

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