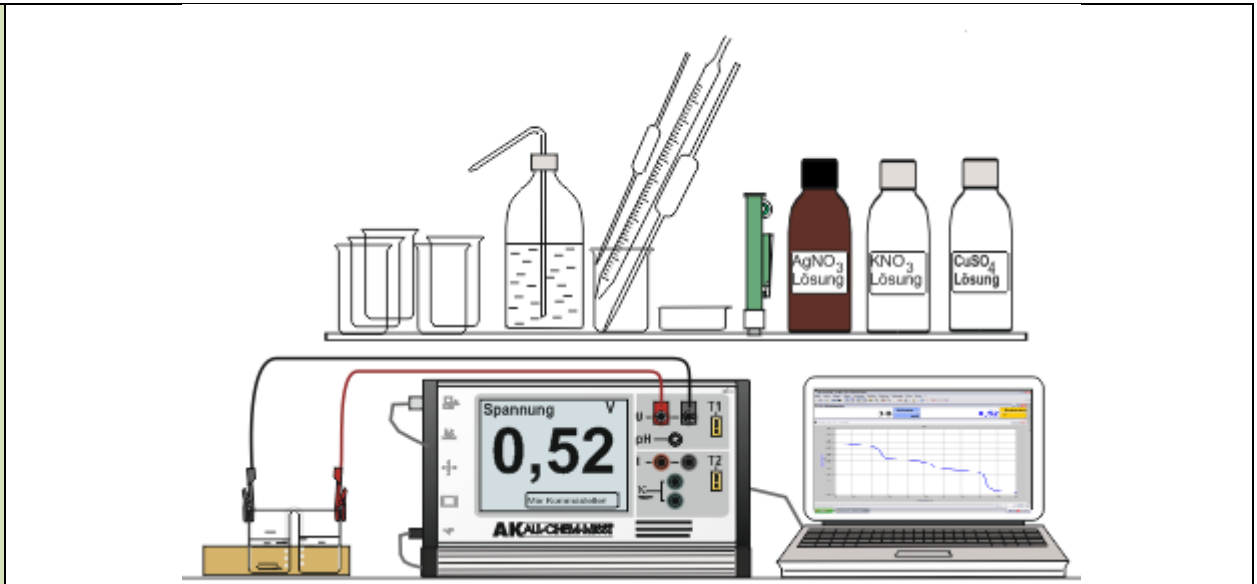


**Prinzip**

Es wird eine Konzentrationskette erstellt, wobei in einer Halbzelle, die das Bezugsэлеment darstellt, die Konzentration an Ionen konstant bleibt, und in der anderen die  $\text{Ag}^+$ - bzw.  $\text{Cu}^{2+}$ - Konzentrationen nacheinander erhöht werden.



**Aufbau  
und  
Vorbe-  
reitung**

**Benötigte Geräte**

- ALL-CHEM-MISST II
- Netzteil/ evtl. Beamer
- Computer zur Auswertung
- Vollpipette, 3mL
- 5 Bechergläser, 50 mL
- Pipettierhilfe
- Pipette, 10 mL
- Experimentierkabel, rot
- Experimentierkabel, schwarz
- 2 Cu - Elektroden
- 2 Ag . Elektroden (Blech)
- AK-SÜS\_Elektrodenklotz
- 2 Krokodilklemmen
- Filterpapier
- 5 Messkolben, 100mL

**Verwendete Chemikalien**

- Silbernitrat - Lsg.,  $c = 0.1 \text{ mol/L}$
- Kaliumnitrat Lsg.,  $c = 1 \text{ mol/L}$
- Kupfersulfat Lsg.,  $c = 1 \text{ mol/L}$
- destilliertes Wasser

**Vorbereitung des Versuchs**

- ▶ Die Geräte entsprechend der Zeichnung aufbauen.
- ▶ Durch Verdünnen im Messkolben auf 100 mL folgende Lösungen herstellen:

Volumen der $\text{AgNO}_3$ - Lsg.	neue Konzentration	Spannung
mL	mol/L	V
1	0.001	
3	0.003	
10	0.010	
30	0.030	
100	0.100	

Volumen der $\text{CuSO}_4$ - Lsg.	neue Konzentration	Spannung
mL	mol/L	V
1	0.01	
3	0.03	
10	0.10	
30	0.30	
100	1.00	

- ▶ Ein Becherglas (Vergleichselektrode) mit ca. 30 mL Kupfersulfatlösung ( $c = 1 \text{ mol/L}$ ) füllen.
- ▶ Das andere zuerst mit Silbernitratlösung ( $c = 0,001 \text{ mol/L}$ ) füllen.
- ▶ Beide Bechergläser durch eine Salzbrücke, die vorher aus Filterpapier hergestellt und mit Kaliumnitratlösung getränkt wurde, verbinden.
- ▶ Das Silberblech mit einer Krokodilklemme mit dem Pluspol (U am "ALL-CHEM-MISST II" verbinden).
- ▶ Die Kupferelektrode entsprechend mit dem Minuspol.



Durchführung

- ▶ Beginnend mit einer Konzentration von  $c = 0,001$  mol/L die gemessene Spannung ablesen und notieren.
- ▶ Danach nur die Silbernitrat-Halbzelle durch eine Halbzelle anderer Verdünnung ersetzen und jeweils mit einem frisch hergestellten Stromschlüssel verbinden. Dann die Spannung ablesen und notieren.

Handeingabe

- ▶ **AK Analytik 11** starten; **Auswerten** Name **E01**

Auswertung

y-Achse

- ▶ Obergrenze: 0,5
- ▶ Zahlenformat: 0,00
- ▶ Messgröße: Spannung
- ▶ Einheit: V
- ▶ Beschr.: 10
- ▶ Gitter: 10
- ▶ Untergrenze: 0

x-Achse

- ▶ Untergrenze: 0
- ▶ Zahlenformat: 0,000
- ▶ Messgröße: Konzentration
- ▶ Einheit: mol/L

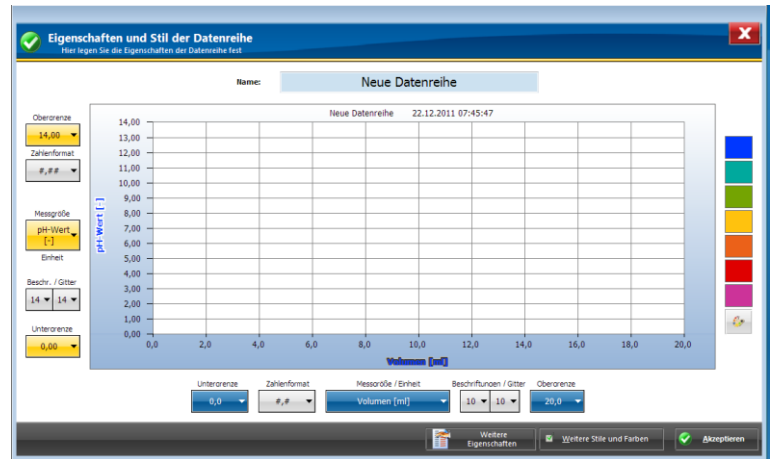
- ▶ Beschr.: 10

- ▶ Gitter: 10

- ▶ Obergrenze: 0,1

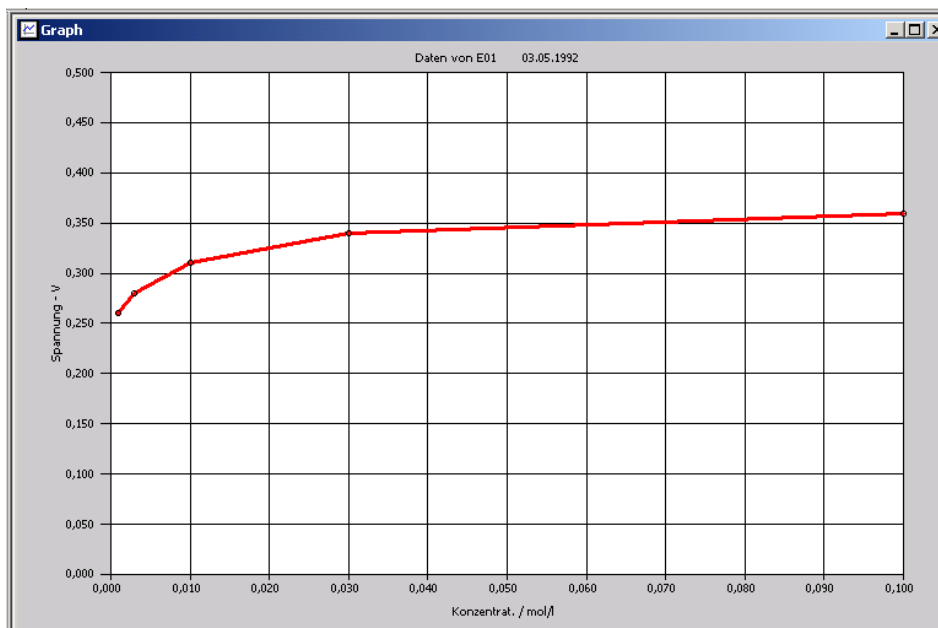
Akzeptieren

- ▶ Werte eintippen: jeweils weiter mit [Enter] Ende mit **Fenster Schließen**



Der Auswertung liegen folgende Beispiele als Messdaten zugrunde:

Konzentration	Spannung
mol/L	V
0.001	0.26
0.003	0.28
0.010	0.31
0.030	0.34
0.100	0.36

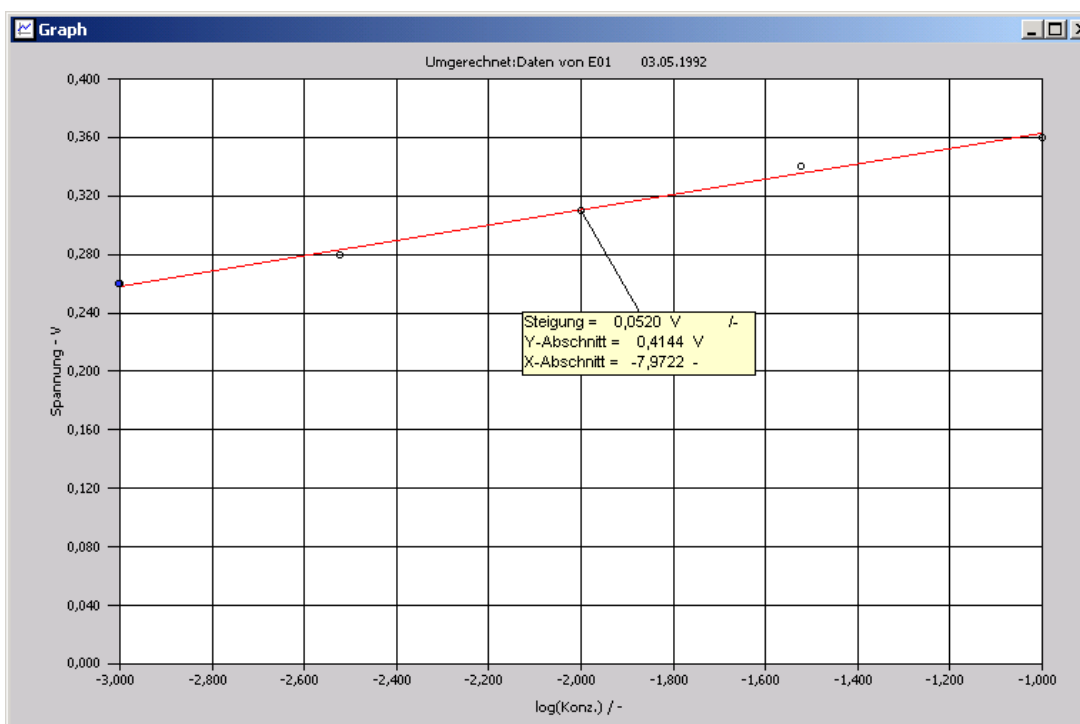




Wie man sieht, ergibt der Graph keine Gerade.

Um einen linearen Zusammenhang zu finden, kann man nun verschiedenartig umrechnen lassen, z.B. Quadrieren, Bildung der Kehrwerte etc.  
Schließlich führt das Logarithmieren der x- Werte zu einer Geraden.  
Man kann hier eine „Auswertungsroutine für Kinetik“ benutzen, in die sofort eine Ausgleichsrechnung integriert ist.

- ▶ Hauptmenü: **AK Analytik 11** Start Messung Favoriten **Auswerten** Hinzufügen **Daten umrechnen**
- ▶ **Umrechnen mit einzugebender Funktion** **Kinetik: Logarithmieren der y-Werte** **OK**
- ▶ Neue Datenreihe **In neuen Graphen einzeichnen** **Akzeptieren**
- ▶ **Zeichnen** und **Beschriften** (evtl. Position ändern) und **Fertig**



Auswertung

Auf dem Bildschirm erscheinen die Steigung (0.052 V) und der entsprechende y-Achsenabschnitt (0.414 V) der Ausgleichsgeraden, die man ausdrucken kann.

Man stellt fest, dass die Spannungszunahme bei einer Veränderung der Konzentration um den Faktor 10 ca. 50 mV beträgt. Bei sehr genauen Messungen kommt man auf den Wert 59 mV. Somit wird eine Abhängigkeit des Elektrodenpotenzials vom Logarithmus der Ionenkonzentration erkannt.

Das Potenzial einer einzelnen Halbzelle lässt sich dann mit der "Nernst-Gleichung" berechnen:

$$U = U_0 \frac{0,059}{z} \cdot \log \frac{c(\text{Donator})}{c(\text{Acceptor})}$$

wobei  $U_0$  das Normalpotenzial des Stoffes (siehe Tabelle auf Arbeitsblatt E00) bei gleichen Konzentrationen von Donator und Akzeptor ist, und  $z$  die Anzahl der übergebenen Elektronen pro Formelumsatz angibt. In unserem Beispiel wird nur ein Elektron übergeben ( $z = 1$ ), und der Donator war ein fester Silberstab, deshalb wird die Konzentration

$$c_{\text{Ag}} = 1 \text{ mol/L gesetzt.}$$



$$U_0 = U - \frac{0,059}{1} \text{ V} \cdot \log \frac{1}{c(\text{Ag}^+)}$$

Zur Bestimmung des Normalpotenzials von Silber extrapolieren wir den Graphen auf die Konzentration  $c_{\text{Ag}} = 1$  mol/L. Der entsprechende Logarithmus ist 0. Dadurch entfällt der zweite Rechenterm und der y-Abschnitt gibt direkt das Normalpotenzial an. In unserem Fall haben wir als Vergleichshalbzelle aber nicht die Normalwasserstoffhalbzelle sondern eine „Normal-Kupfer-Halbzelle“ benutzt. Wollen wir den Graphen auch verwenden, um das Normalpotenzial von Silber zu bestimmen, so müssen wir das Normalpotenzial der Kupfer-Vergleichszelle (+ 0.35 V) addieren. Um diesen Wert ist die Kupferhalbzelle positiver als die Normalwasserstoffelektrode.

$$U = 0,414 \text{ V} + 0,35 \text{ V} = 0,76 \text{ V}$$

das Normalpotenzial  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$  beträgt 0.80 V (Literaturwert).

Entsprechend können Halbzellen mit unterschiedlichen Kupferionenkonzentrationen gemessen und ausgewertet werden.

**Tipp** Besonders beim Kupfer sind die Werte meist schlechter, d.h. man muss sehr sorgsam die Elektroden reinigen (schmirgeln und anschließend mit Methanol oder Aceton spülen).

**Beachten:**

**Entsorgung** Behälter für Schwermetalle

**Literatur** F. Kappenberg; Computer im Chemieunterricht 1988, S. 122, Verlag Dr. Flad, Stuttgart