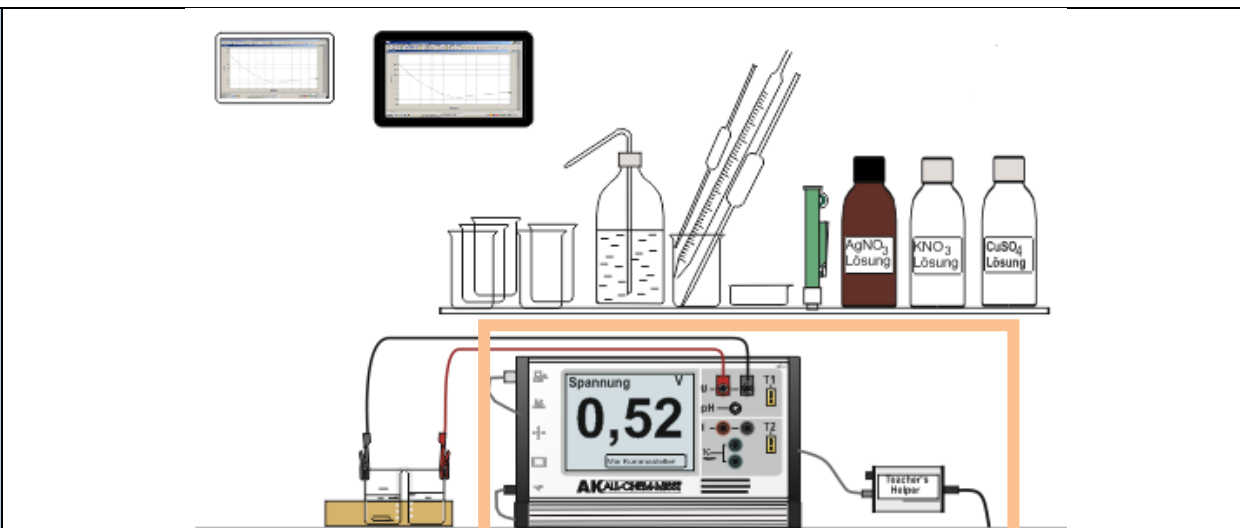


Prinzip

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

Aufbau und Vorbereitung



Benötigte Geräte

- Eins der folgenden Geräte:
- a) ALL-CHEM-MISST II oder Junior / Netzteil
 - b) ACM I /Netzteil / USB-Adapter
 - c) AK MultiAdapter U/I
 - d) Vernier Go!link + EA-BTA (evtl.-BNC-Adap.)
 - e) Greisinger GMH35XXX / SS-Adapter
 - f) LD Mobile Cassy+U/IAAdapterS o. Che.-Box
- Teacher's Helper (TH) / Netzteil
 - USB-Kabel

- Tablet / Smartphone
- Experimentierkabel, rot
- Experimentierk., 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 (hier als Beispiel All-Chem-Misst II dargestellt) bereitstellen.
- ▶ Durch Verdünnen im Messkolben auf 100 mL folgende Lösungen herstellen:

Volumen der 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 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 bei „U“ verbinden.
- ▶ Die Kupferelektrode entsprechend mit dem Minuspol.

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 3 Bildschirme ...
 - ▶ Anschluss und Einschalten der Messgeräte
 - a) ACM II bzw. ACM II Junior mit Netzteil verbinden, dann **nach 7 s!!** über USB mit TH verbinden
 - b) ALL-CHEM-MISST I mit Netzteil und über USB-A. mit TH verbinden. Linker Schalter in Stellung „2 V“.
 - c) AK MultiAdapter U/I bzw. **d) Vernier Go!Link** (mit EA-BTA) über USB mit TH verbinden
 - e) Greisinger GMH 35XXX über USB-Schnittstellenkonverter mit TH verbinden und mit „**ON**“ anschalten
Ein Spannungs-Wert (mV) muss zu sehen sein! Evtl. Fehler vorher beheben!
 - f) LD Mobile Cassy mit Messmodul und per USB TH verbinden und mit „**Menü**“ anschalten oder Netzteil anschließen. Ein Spannungs-Wert muss zu sehen sein – sonst mit den Tasten „U“ einstellen.
 - ▶ **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 (Gerätename)** antippen
 - ▶ **Messgrößen-Auswahl:** **Spannung (U)**
 - ▶ **Konfiguration-Methode** **y-Achse U**
Nachkomma **2** und
- Der Messbildschirm wird aufgebaut und Werte angezeigt.

Durchführung

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

Handeingabe

- ▶ Icon 'Messen' (2. Von links) und **Werte manuell eingeben** auswählen

Eigenschaften der Datenreihe

Name	Unbenannt	
	X-Achse	Y-Achse
Messgröße:	Konzentration	Spannung
Einheit:	mol/L	V
Untergrenze:	0,000	0,00
Obergrenze:	0,100	0,50
Nachkommastellen:	3	2
Beschriftungen:	10	10
Gitter:	10	10

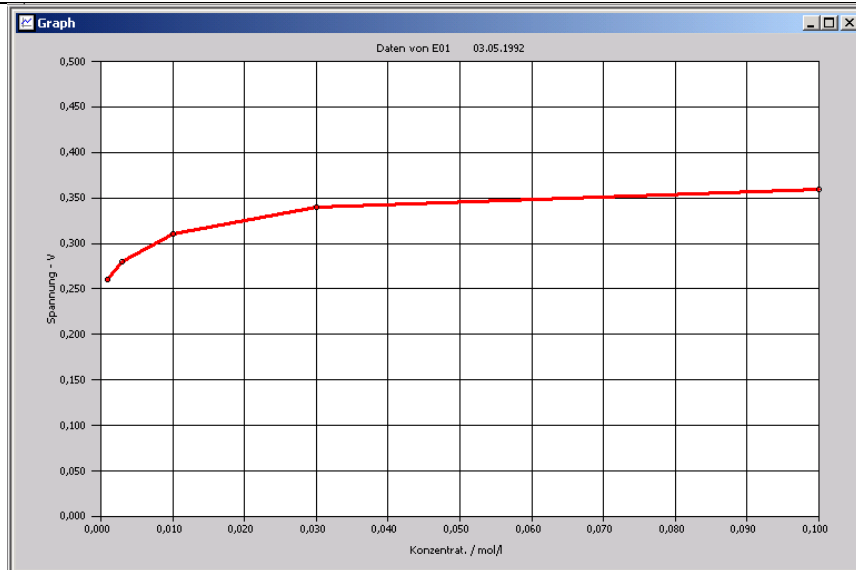
✔ OK
✘ Abbruch

- ▶ Felder ausfüllen und das erste Wertepaar nacheinander eingeben.
Evtl. auf und **Wertetabelle** mit Klick auf „+“ das nächste Wertepaar eintippen usw.

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

Auswertung



Wie man sieht, ergibt der Graph keine Gerade.

Speichern

- ▶ Icon oben links und **Speichern unter** wählen
 - ▶ Unter ‚Projekt Speichern‘ Projektnamen eingeben (hier: Beispiel) **E01 User** und **OK**

Excel-Export

- ▶ Icon oben links und **Datenreihen exportieren** wählen
- ▶ Unter ‚Datenreihen Speichern‘ Projekt **E01 User** auswählen und **Speichern**
- ▶ Je nach Gerät mit ‚Speichern unter‘ noch Pfad aussuchen und bestätigen

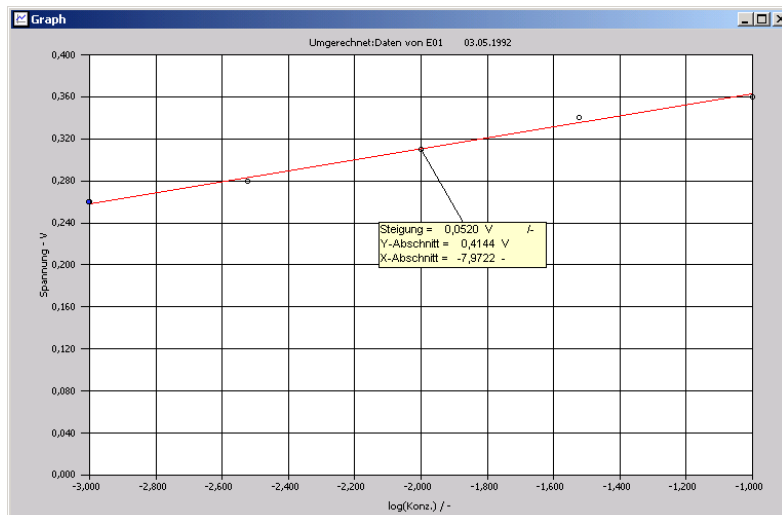
Öffnen bei Bedarf

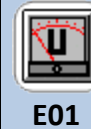
- ▶ Ist der Teacher's Helper nicht mehr zu erreichen: Browser z.B. **Firefox/Safari** aufrufen, in die Adresszeile (URL-Zeile) - nicht in der (Google-Suchzeile!!) **http://labor.ak** eingeben. -
- ▶ Icon oben links und **Laden** "Projekt Laden" **E01 User** direkt auswählen und →anklicken

Auswertung

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.

- ▶ Icon 'Auswerten' (3. von links) und **y-Werte umrechnen** und **Logarithmus** **OK**
- ▶ Neue Datenreihe wird automatisch eingezeichnet
- ▶ Wieder unter Icon 'Auswerten' (3. von links) und **Automatik Kinetik**
- ▶ **Zeichnen** und (evtl. Position ändern) und **Fertig**





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 Ag^+/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