

# Vom Messen zum Beobachten - Computergestütztes Experimentieren

Workshop - Programm und Experimente

Zeitplan

EH	Dauer	Inhalte
1	15'	<b>Grundlagen der PC – Messtechnik im Unterricht und Labor</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Interfaces: Vernier LabQuest 2, LabQuest mini, GoLink</li> <li>• Sensoren: Herkömmliche und Wireless Sensoren (Überblick chemierelevant)</li> <li>• Software: LoggerPro und Graphical Analysis für Apple und Android</li> </ul>
2	15'	<b>System – Setup und Software (geführte Praxis)</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Anschluss und Eichung der Sensoren</li> <li>• Grundlegende Bedienung Interfaces</li> <li>• Verbindung mit PC oder Notebook per USB</li> <li>• Verknüpfen und Auswerten von Wireless – Sensoren (Smartphone, Tablet)</li> <li>• Grundlagen von LoggerPro (Installation, Laden und Speichern, Versuchssetup)</li> <li>• Grundlagen von Graphical Analysis für Apple/Android - Devices</li> <li>• Einfache Messungen zum Kennenlernen des Systems</li> <li>➔ Siehe <b>Anleitungen</b> für LoggerPro S 6 - 9 und Graphical Analysis S 3 - 5</li> </ul>
3	Nach Bedarf	<b>Erweiterte Auswertung und Datenexport</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Messwerttabellen und Graphen in LoggerPro (Einstellungen)</li> <li>• Berechnete Datenreihen (z.B. Differenztemperatur, Logarithmus für Kinetik etc.)</li> <li>• Auswertungsmethoden an konkreten Beispielen (Messdaten korrigieren, Glättung, Interpolation, Datenstatistik, Maxima, Minima, Steigung, 1./2. Ableitung, Integral, Funktionsfit etc.)</li> <li>• Datenexport für externe Verarbeitung in Tabellenkalkulationen oder Matheprogrammen</li> </ul>
ST	Parameter	Experimente
1 2 3 4	<b>Temperatur T</b>	<b>A) Temperaturmessung: VT1</b> Bestimmung von Schmelz- und Siedepunkten, Flammentemperatur <b>B) Lösungen VT2</b> Lösungswärme von Salzen – qualitativ und quantitativ <b>C) Kalorimetrie VT3</b> Verbrennungswärme von Paraffin (Low-cost Mikroversion) Reaktionsenthalpie der Zementierung von Kupferionen mit Zink <b>D) Thermotitration von Natronlauge VT4</b> Thermometrische Äquivalenzpunktbestimmung, Bestimmung der Neutralisationsenthalpie
5 6 7	<b>Leitfähigkeit LF</b>	<b>A) Elektrolyte und Nicht – Elektrolyte LF1</b> Leitfähigkeit von Lösungen, Einfluss der Konzentration <b>B) Löslichkeitsprodukt LF2</b> Bestimmung des Löslichkeitsprodukts von Gips über die Leitfähigkeit <b>C) Konduktometrische Titration LF3</b> Erkennung des Äquivalenzpunktes von Neutralisationsreaktionen über den Leitwert <b>D) Äquivalentleitfähigkeit Essigsäure LF4 (Extra)</b> Bestimmung der Dissoziationskonstante aus der Äquivalentleitfähigkeit
8 9 10	<b>pH-Wert pH</b>	<b>A) pH-Messung – PH1</b> Bestimmung des pH-Werts in verschiedenen Proben (z.B. Wasser, Lebensmittel etc.) Analyse des Lösungsverhalten eines Vitamin C – Retard Präparats <b>B) Microscale pH-Titration – PH2</b> Titration im Mikromaßstab mit der Wireless – Elektrode <b>C) Bestimmung der Säurestärke schwacher Säuren – PH3</b> Exakte Titration mit Tropfenzähler zur Bestimmung des Halbäquivalenzpunktes

## Materialien- und Chemikalienliste:

### Station 1 - 4: Temperatur – verschiedene Temperatursensoren

**VT1:** Phasenübergänge G: Teelichter, leere Teelichtschalen, Drahtgestell Sektkorken

CH: festes Paraffin/Kerzenstücke, Kristallsoda, Citronensäure

**VT2:** Lösungswärme von Salzen G: 3 RG, Messpipette, Uhrgläser, Waage

CH:  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  und  $\text{NaCl}$ , quantitativ siehe VT3

**VT3:** Kalorimetrie G: Magnetrührer, Rührstäbchen, PS-Becher, Messur 50 mL, Uhrglas, Waage

CH Zementierung:  $\text{CuSO}_4$  – Lsg.  $c = 0,5$  mL, Zn-Pulver (Portionen 1,3 g)

CH Verbrennungswärme Paraffin: Teelicht + (siehe VT1)

**VT4:** Thermometrische Titration: Magnetrührer, PS-Becher, T-Sensor

Natronlauge  $[\text{NaOH}] = 2$  mol/L (80 g/l); Schwefelsäure  $[\text{H}_2\text{SO}_4] = 1$  mol/L

### Station 2: Leitfähigkeit - Leitwertsensor

**LF1:** Schülerlabor G: 3 BG 150 mL, Messur 100 mL, 5 BG 100 mL, Messur 50 mL, Rührstäbchen

CH: Kalkstein, Kochsalz, Würfelzucker,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  – Lösungen 0,1 mol/L, Zuckerlösung, 3%  $\text{H}_2\text{O}_2$

**LF2:** Löslichkeitsprodukt Gips G: BG 250 mL, Messur 100 mL, Magnetrührer, Uhrglas, Waage

CH: Calciumsulfat Dihydrat ( $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ), dest. Wasser

**LF3:** Leitwerttitration G: BG 250 mL, Magnetrührer, Pipette/Spritze/Bürette

CH:  $\text{HCl} \sim 0,1$  mol/L,  $\text{NaOH} 0,1$  mol/L oder  $\text{Ba}(\text{OH})_2 c = 0,1$  mol/l,  $\text{H}_2\text{SO}_4 c = 0,1$  mol/l

**LF4 (Extra):** Äquivalentleitfähigkeit von HAc -  $K_s$

C: HAc  $c = 0,1$  mol/l

VFL3: Basische Hydrolyse von EtAc

Essigsäureethylester  $c(\text{EtAc}) = 0,1$  mol/l (9,8 ml/l); Natronlauge  $c(\text{NaOH}) = 0,1$  mol/l (= 4 g/l)

Natriumacetat  $c(\text{NaAc}) = 0,1$  mol/l (= 8,2 g/l)

### Station 3: pH-Wert – pH-Sensoren, pH-Messverstärker, Wireless pH-Sensor

**PH1:** Vitamin C G: BG 400 mL, Magnetrührer

CH: Vitamin C Präparate, Ascorbinsäure

**PH2:** Mikrotitration G: Mikrobecher (halbierte Sensorflasche), Rührstäbchen

CH:  $\text{HCl} c = 0,1$  mol/L,  $\text{NaOH} c = 0,1$  mol/l in Trofflaschen, Indikator opt.

**PH3:** Säurestärke G: Magnetrührer, BG 250 mL, Pipette 10 mL, Bürette, Tropfspitze, TZ

CH: HAc  $c \sim 1$  mol/L,  $\text{NaOH} c = 1,000$  mol/L (Maßlösung)

**PH4 (Extra):** Säurekapazität G: wie PH3; CH:  $\text{HCl} c = 0,10$  mol/L, Methylorange

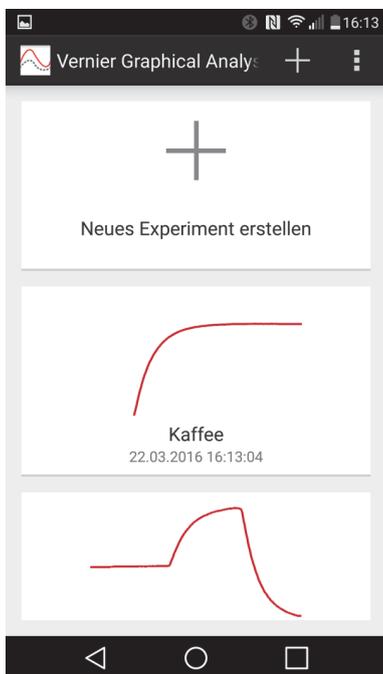
# VERNIER Graphical Analysis für Mobile Devices

Die hier vorgestellte Anleitung für die Auswertung von Wireless – Sensoren mit der Graphical Analysis App für Android – Devices kann mit kleinen Anpassungen auch für Apple Geräte (i-Phone, i-Pad) eingesetzt werden. Der Download der Apps erfolgt kostenlos über den jeweiligen App – Store:

Android (Google Play): <https://play.google.com/store/apps/details?id=com.vernier.android.graphicalanalysis>

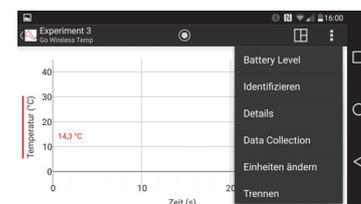
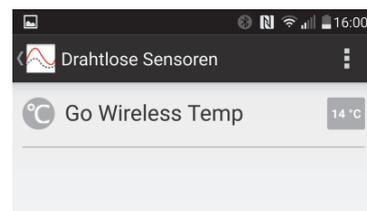
Apple (iTunes): <https://itunes.apple.com/us/app/vernier-graphical-analysis/id522996341?ls=1&mt=8>

## Inbetriebnahme und Kopplung der Wireless – Sensoren:



Die Wireless - Sensoren müssen vor Verwendung mit dem beiliegenden speziellen Ladekabel an einer USB – Buchse geladen werden (**blaue** LED leuchtet). Zum Einschalten wird die grüne Sensortaste kurz gedrückt, die **rot** blinkende Status - LED zeigt die Bereitschaft, mit einem geeigneten Mobilgerät per Bluetooth gepaart zu werden. Natürlich muss am Mobilgerät Bluetooth (Menü Einstellungen) aktiviert werden.

Nach dem Öffnen der App kann am Startscreen entweder ein bereits durchgeführtes, gespeichertes Experiment ausgewählt und bearbeitet, oder ein Neues erstellt werden. Nach Auswahl von „Neues Experiment erstellen“ folgt das Menü für das Koppeln der drahtlosen Sensoren. Alle aktivierten Sensoren scheinen auf und können für das Experiment ausgewählt werden. Nach erfolgreicher Paarung blinkt die Status – LED **grün**, der Sensor ist messbereit.



Im **Optionen – Menü**  können verschiedene Auswertungen und Einstellungen getroffen werden:

**Battery Level:** Anzeige der verbleibenden Akkuladung in %

**Identifizieren:** Die LED am gepaarten Sensor blinkt mehrmals grün auf (praktisch bei mehreren aktiven Sensoren)

**Details:** Informationen zum verwendeten Sensor, bei der pH-Elektrode erfolgt hier die Kalibrierung

**Data Collection:** Optionen zur Datenerfassung – hier kann zwischen Zeit- und Event – basierter Messung umgeschaltet werden und die zugehörigen Parameter erfasst werden (Details dazu folgen in einem eigenen Punkt).

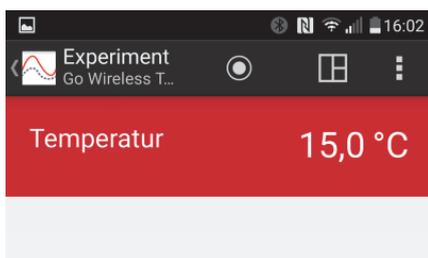
**Einheiten ändern:** Umstellung der Einheit der Messgröße (bei der Temperatur zwischen °C und Kelvin)

**Trennen:** Die Bluetooth – Verbindung zum gepaarten Sensor wird getrennt

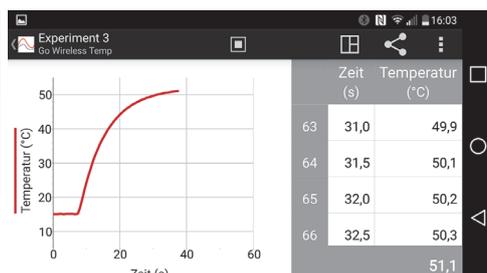
Zusätzlich finden sich hier auch noch 2 Hilfe – Menüpunkte zum schnellen Nachsehen.

Im **Bildschirm – Menü**  wird der Messschirm konfiguriert:

- Meter (Digitale Anzeige der Messgröße)
- Tabelle (tabellarische Anzeige der Messdaten)
- 1 Diagramm (Einzeldiagramm mit variablen Achsen)
- 2 Diagramme (Splitscreen mit 2 Graphen)
- Grafik und Tabelle (Splitscreen mit Datentabelle und 1 Graph)



Digitale Messwertanzeige



Graph und Tabelle

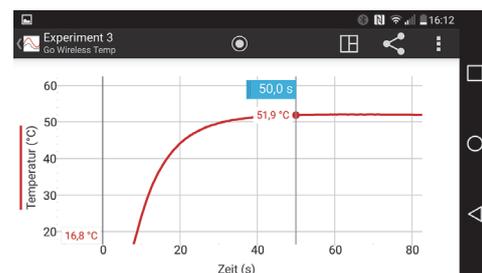
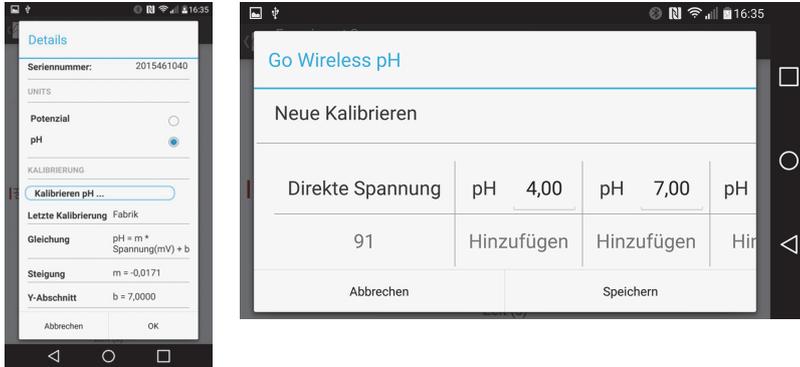


Diagramm mit Messpunkt

## Kalibrierung der Sensoren

Die Optionen für die Eichung von Sensoren sind abhängig von der Messgröße. Derzeit werden noch nicht alle gängigen Vernier – Sensoren vom Go Wireless Link unterstützt (siehe <http://www.vernier.com/products/interfaces/gw-link/>), es empfiehlt sich also in jedem Fall im Vorfeld eine praktische Erprobung. Für die Kalibrierung der gängigen Chemie – Sensoren sind in der Regel Eichlösungen bereitzustellen:

Beim Wireless – pH Sensor erfolgt die Kalibrierung im Optionen – Menü → Details:

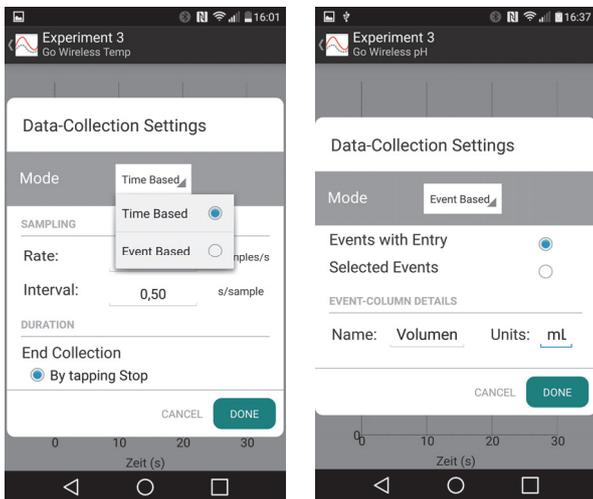


pH – Details

Kalibrierbildschirm

Bei höheren Ansprüchen an die Messgenauigkeit sollte der pH – Sensor mit geeigneten Pufferlösungen geeicht werden. Dazu wird der Sensor in die Lösung getaucht und der pH nach Stabilisierung der Spannung mit „Hinzufügen“ übernommen. Es können auch andere als die Standardwerte (4/7/10) eingetragen werden. Die Kalibrierung wird im Sensor gespeichert und damit auch für verschiedene Endgeräte, kann aber jederzeit auf Werkseinstellung zurückgesetzt werden

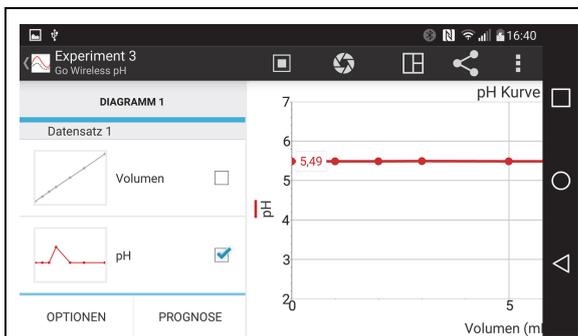
## Auswahl des Datenerfassungsmodus



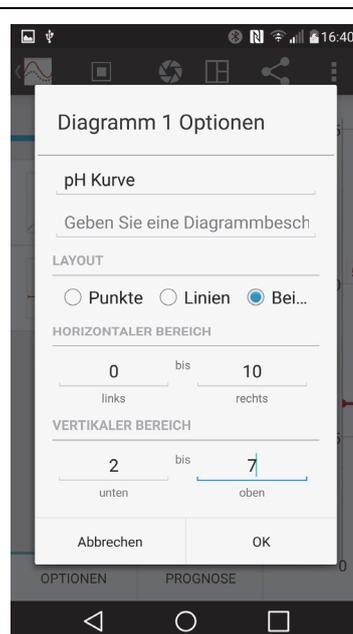
Messeinstellungen Event - basiert

Wie bei der Beschreibung des Optionen – Menüs schon erwähnt, kann dort mit „Data Collection“ der Messmodus umgestellt werden. Standardmäßig ist hier die zeitbasierte Messung eingestellt, d.h. der Messwert des angeschlossenen Sensors wird gegen eine selbst skalierende Zeitskala aufgetragen. Eine echte Zweikanalmessung, bei der z.B. ein Tropfenzähler die x-Achse als Volumen skaliert ist nicht möglich, da immer nur 1 Sensor gepaart werden kann. Durch Umstellen auf den event-basierten Modus kann aber eine beliebige Größe wie z.B. das Volumen bei einer Titration schrittweise manuell eingegeben werden. Dazu wird im Menü auf „Event – Based“ umgestellt und die manuell zu erfassende Größe samt Einheit eingetragen.

## Anzeigeinstellungen



Durch Antippen der Beschriftung der y-Achse kann das Menü für die Diagrammoptionen eingeblendet werden. Hier können die Messgrößen zugeordnet werden, eine PROGNOSE (manuell) eingezeichnet werden.



Durch Auswahl von „OPTIONEN“ können weitere Einstellungen getroffen werden: Diagrammtitel und Diagrammbeschriftung können eingetragen werden, das Layout der Messkurve (Punkte/Linien/Beides) und die horizontale und vertikale Achsenskalierung werden festgelegt. Die Skalierung kann aber auch jederzeit durch geeignete Touchscreen – Gesten (Ziehen mit 2 Fingern) angepasst werden.

## Start und Beenden der Messung

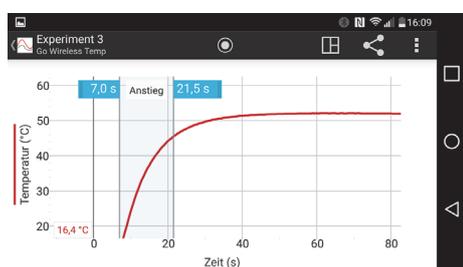
Die Messung wird mit dem Icon  in der Menüleiste gestartet und mit dem Icon  gestoppt.



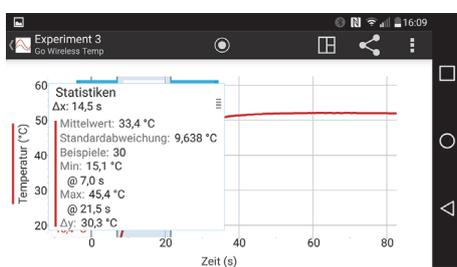
Die diskontinuierliche Messpunkterfassung im Event – basierten Modus erfolgt mit dem Icon . Durch das Antippen wird der aktuelle Messwert erfasst und es erscheint ein Dialog zur Eingabe des korrespondierenden manuellen Werts, z.B. des Volumens. So können z.B. Titrations erfasst werden, indem die Maßlösung in kleinen Portionen zugegeben wird und nach der Erfassung des Messwertes der zugehörige Volumenwert für die x-Achse eingetragen wird.

## Auswertung der Diagramme

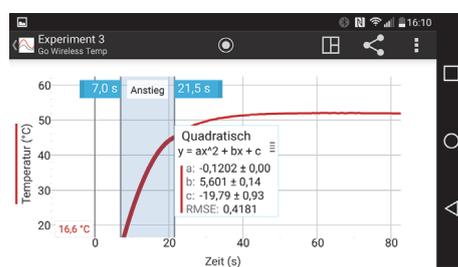
Durch Wischen mit dem Finger über einen Diagrammbereich wird dieser ausgewählt, durch Antippen des Intervalls kann die Statistik (Minimum, Maximum etc.) und eine Funktionsanpassung (linear, quadratisch, exponentiell etc.) eingeblendet werden.



Intervallauswahl

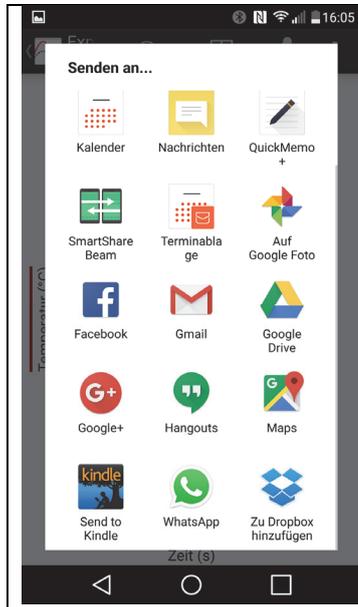


Statistik für gewähltes Intervall



Funktionsanpassung

## Export der Daten für externe Bearbeitung



Da die internen Bearbeitungsfunktionen nicht so umfangreich sind, empfiehlt sich eine externe Weiterverarbeitung in einer Tabellenkalkulation oder in einem Mathematikprogramm wie GeoGebra. Natürlich können die Messreihen auch in Logger-Pro geladen und analysiert werden.

Tippt man im Diagrammbildschirm auf das Teilen – Symbol , dann wird eine Bildschirmkopie des Diagramms versandt, im Tabellenmodus hingegen wird eine csv-Datei erstellt und übermittelt. Diese kann in jedem der oben genannten Programme importiert und weiter verarbeitet werden.

Die Bildschirmkopien der Graphen eignen sich gut für eine schnelle Dokumentation der Messergebnisse z.B. in Schüler/innenprotokollen. Mit den numerischen Daten können weitergehenden Analysen angestellt werden, z.B. kann durch Bildung der 1. Oder 2. Ableitung einer Titrationskurve der Äquivalenzpunkt gefunden werden.

Auch bei der Auswertung und Interpretation von kinetischen Messungen lassen sich auf diese Weise weitere Erkenntnisse (Reaktionsordnung) gewinnen.

Der Screenshot der Exportoptionen (auf meinem Smartphone) zeigt, wie vielfältig die Sendeoptionen sind, besonders das direkte Speichern auf diversen Cloud-Diensten erweist sich in der Praxis als sehr komfortabel.

Die Go Wireless Sensoren können auch direkt an ein aktuelles LabQuest 2 (Modell LQ2-LE, ältere Modelle benötigen zusätzliche Hardware) gekoppelt werden und mit der deutlich mächtigeren Auswertungssoftware des Datenloggers bearbeitet werden. Der Vorteil und Reiz, dass die Schüler/innen ihr eigenes Device für die Messung einsetzen können, fällt damit aber weg.

Da die Wireless – Technologie noch recht jung ist, darf erwartet werden, dass zukünftige Versionen der Apps in ihrem Funktionsumfang noch wachsen werden.

# Applikationserstellung mit LoggerPro - Tutorial

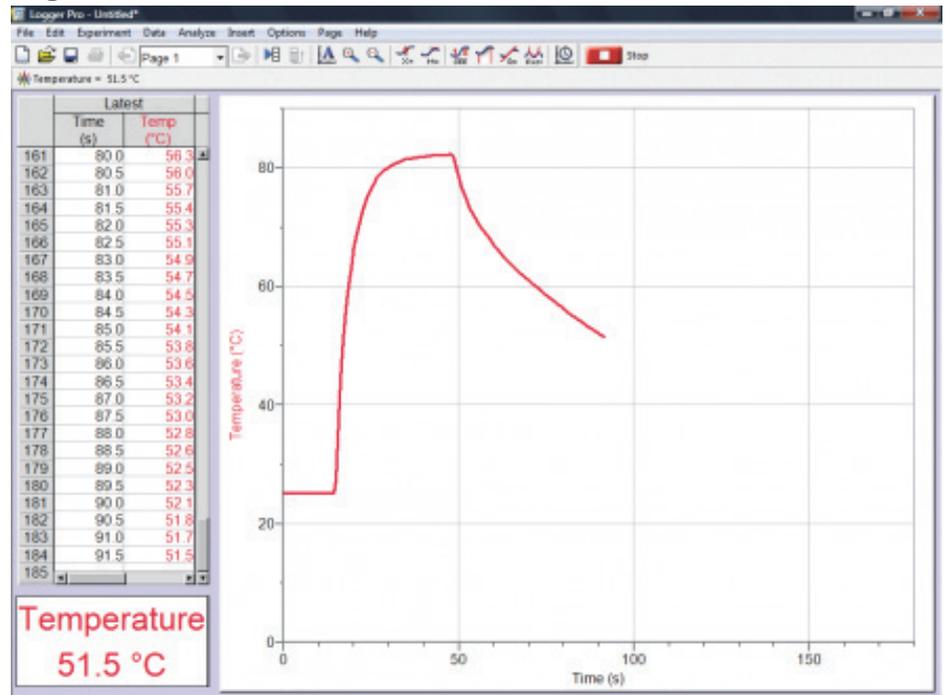
## 1. USB - Verbindung mit dem PC / Notebook herstellen und Sensoren anschließen:

Voraussetzung für die Arbeit mit LoggerPro ist eine aktive USB – Verbindung.

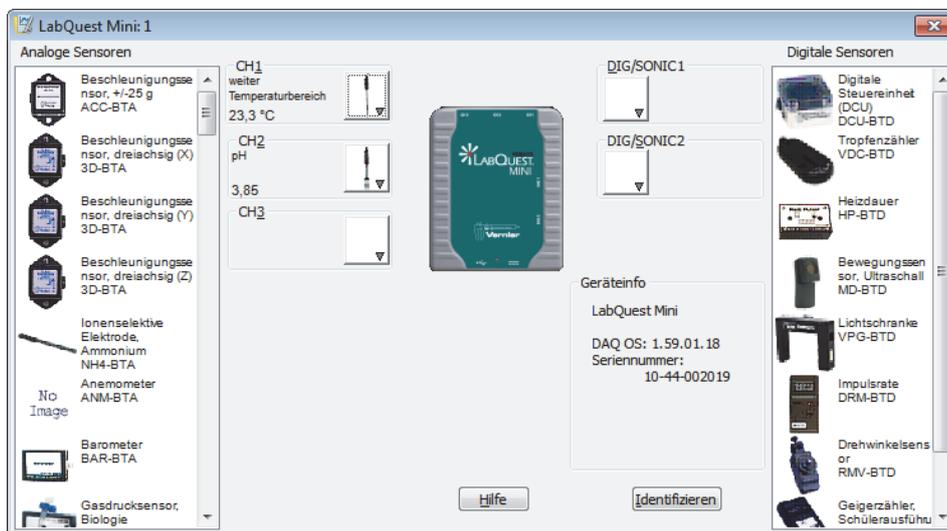
- Interface (LabQuest , GO!Link) mit dem beiliegenden USB-Kabel an eine freie USB-Schnittstelle des Computers anschließen (Kontroll-LED leuchtet rot, USB-Treiber wird geladen)
- Bei Problemen ev. eine andere Schnittstelle ausprobieren
- Die benötigten Sensoren können vor oder nach dem Start von LoggerPro angeschlossen werden
- Darauf achten, dass analoge (Eingänge CH1,2,n) und digitale Sensoren (DIG1/2) richtig eingesteckt werden

## 2. Programmstart und Vorbereitung der Sensoren:

Die meisten Sensoren von Vernier haben eine „Auto-ID“ und werden daher von den Interfaces automatisch erkannt und in das System eingebunden. Beim Programmstart werden die erkannten Sensoren automatisch in die Benutzeroberfläche eingebunden, d.h. es wird eine Digitalanzeige und eine Tabellenspalte (die sich auch im Graphen wiederfindet) angelegt. Die Lage und Größe dieser 3 Basiselemente kann nun den eigenen Bedürfnissen angepasst werden. Es können für jedes Setup auch mehrere Bildschirmseiten mit individueller Belegung erstellt werden (im Menü „Seite“). Das Umschalten zw. den Seiten erfolgt in der Menüleiste.



- Die Anpassung und Kalibrierung der Sensoren erfolgt im Menü „Versuch“ – „Sensoren konfigurieren“
- Im Auswahlmenü muss das angeschlossene Interface (wird angezeigt) ausgewählt werden
- Es erscheint ein Übersichtsbild mit symbolischer Darstellung der Anschlüsse und Sensoren
- In den Dropdown – Menüs der Sensoren können diese eingestellt (z.B. Einheiten) und kalibriert werden, es können Sensoren automatisch erkannt, entfernt oder ersetzt werden
- Kalibrierungen können im Sensor, im Computer oder in der aktuellen Datei gespeichert werden
- Viele Sensoren haben ab Werk eine Kalibrierung, diese muss aber oft angepasst werden (z.B. beim pH)



### 3. Gestaltung der Oberfläche:

LoggerPro bietet eine breite Palette von Anzeigeelementen, die frei auf der Bildschirmseite positioniert und skaliert werden können. Die Auswahl erfolgt über das Menü „Einfügen“ und Auswahl des gewünschten Elements:

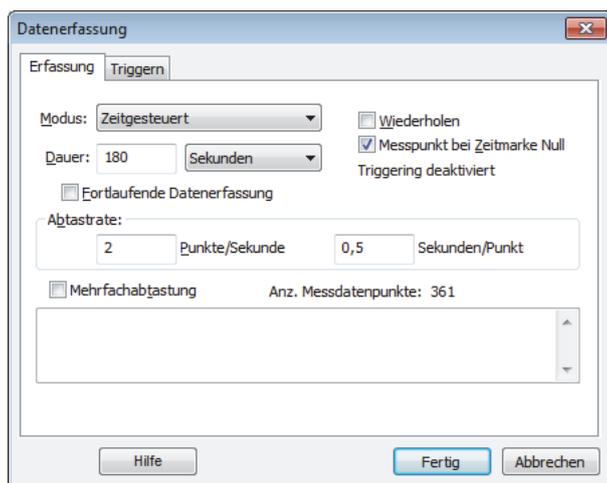
- Messwertanzeige (digital, analog)
- Messwerttabelle
- Diagramme
- Texte und Kommentare, Bilder und Videos

Die Elemente können an ihren 8 Anfasspunkten skaliert werden, führt man die Maus an den Rand eines Elements, erscheint ein Hand – Symbol, das zum Verschieben von Elementen dient. Auch die Schichtung kann eingestellt werden (Kontextmenü über rechte Maustaste und Auswahl von „nach vorne/hinten stellen“). Eine fertige Konfiguration sollte als LoggerPro – Datei gespeichert werden (Menü „Datei“, „Speichern“ oder „Speichern unter“, die Dateierweiterung ist \*.cml).

Alle Bildelemente besitzen ein Optionenmenü (durch Doppelklick oder Rechtsklick erreichbar), das verschiedene optische und messtechnische Einstellungen erlaubt (optische Gestaltung, angezeigter Kanal/Spalte, Anzeigeoptionen z.B. Kommastellen/Einheiten, Beschriftungen, Achsenzuordnung und Skalierung etc.). Optimierte Einstellungen garantieren gute Ablesbarkeit für die SchülerInnen.

### 4. Versuchsparameter festlegen und Messung starten:

Dabei geht es im Wesentlichen um die Festlegung, welche (gemessenen oder errechneten) Größen (Spalten der Tabelle) auf welcher Achse angezeigt werden. Besonders wichtig ist die Festlegung der x-Achse, also des **Messmodus**. Dies erfolgt im Menü „Versuch“ – „Datenerfassung“ oder mit dem Shortcut STRG-D. Es gibt folgende Modi:



- **Zeitgesteuert** - Dauer und Abtastrate können frei eingestellt werden
- **Ereignis mit Tastatureingabe** – die Messgröße der x-Achse kann gewählt werden, z.B. Volumen, jeder Messwert wird einzeln erfasst (per Mausklick) und danach der x-Wert manuell eingetragen
- **Digitale Ereignisse** – die Werte werden von einem digitalen Sensor (z.B. Tropfenzähler) eingelesen

Die in diesem Fenster getätigten Einstellungen wirken sich direkt auf bereits angelegte Elemente, vor allem die Diagramme aus, deren Achsenbelegung entsprechend angepasst wird.



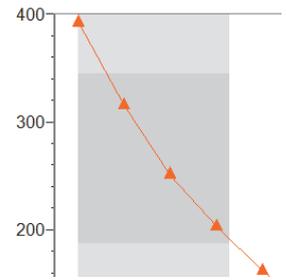
Der Messvorgang kann nun jederzeit gestartet werden (grüne Schaltfläche mit weißem Pfeil), bei manuellen Messungen erscheint daneben die „Beibehalten“ – Schaltfläche, die zur Annahme von Messwerten geklickt werden muss. Der Abschluss der Messung erfolgt entweder automatisch (nach Ablauf der Messdauer) oder manuell per Klicken der roten Stop – Taste.

Um eine optimale Anzeige und damit Sichtbarkeit der Graphen zu gewährleisten, empfiehlt es sich, im Optionenmenü für die Diagramme die Achsenskalierung zu überprüfen und bei Bedarf manuell einzustellen. Alternativ dazu kann man aber auch jederzeit während der Messung die Autoskalierungs– bzw. Zoom- Schaltflächen betätigen.



## 5. Messergebnisse formatieren und bearbeiten:

Vor vielen Bearbeitungsschritten ist die Auswahl eines Datenbereichs notwendig und sinnvoll. Das erfolgt am einfachsten mit der Maus in einem Diagramm. Die Auswahl erfolgt durch Ziehen mit gedrückter linker Maustaste und erfolgt nicht nur horizontal (hellgraue Unterlegung) sondern auch vertikal (dunkelgraue Unterlegung). Nach der Markierung können viele Analysefunktionen auf den gewählten Bereich angewandt werden. Die Markierung kann jederzeit durch einen einzelnen Klick ins Diagramm wieder aufgehoben werden. Diese Methode funktioniert auch in den Tabellen.



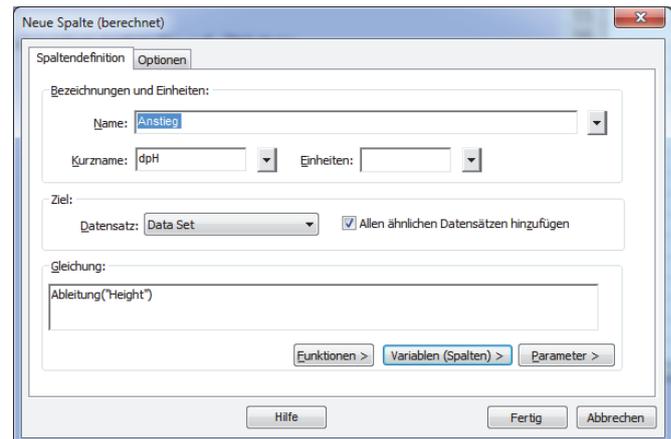
Die Icons der **Bearbeiten – Menüleiste** bieten folgende Funktionalität:



- [A] Autoskalierung
- [+ / -] Vergrößern / Verkleinern (idealerweise nach Auswahl eines Bereichs mit der Maus)
- [X =] Fadenkreuzanzeige der Messwerte zum schnellen Auffinden von Wertepaaren
- [M =] Tangente / Steigung im aktuellen Punkt anzeigen
- [STAT] Statistik der Messserie (Minimum, Maximum, Mittelwert, Standardabweichung)
- [ ] Integrfunktion – Fläche unter dem markierten Bereich der Kurve
- [R =] Lineare Anpassung des markierten Kurventeils (Steigung, Abschnitt, Korrelation, Fehler)
- [f(x) =] Funktionsanpassung – Suchen einer passenden Funktion und ihrer Parameter
- Das letzte Icon dient zum Aufruf des Menüs zur Datenerfassung (alternativ zum Menü)

## 6. Berechnete Datenspalten generieren und darstellen:

In vielen Fällen bringt das Erstellen von zusätzlichen berechneten Spalten (aus 2 oder mehreren Messwertreihen oder durch Anwendung von Funktionen auf die Daten) wertvolle Informationen. Im einfachsten Fall werden Summen oder Differenzen von Messwerten gebildet, es können aber auch komplexe statistische Funktionen bzw. die Bildung von Ableitungen auf die Datenreihen angewandt werden. Die berechneten Spalten können bereits vor dem Messvorgang angelegt werden oder erst im Zuge der Auswertung und können selbst wieder Ausgangspunkt weiterer Berechnungen sein.

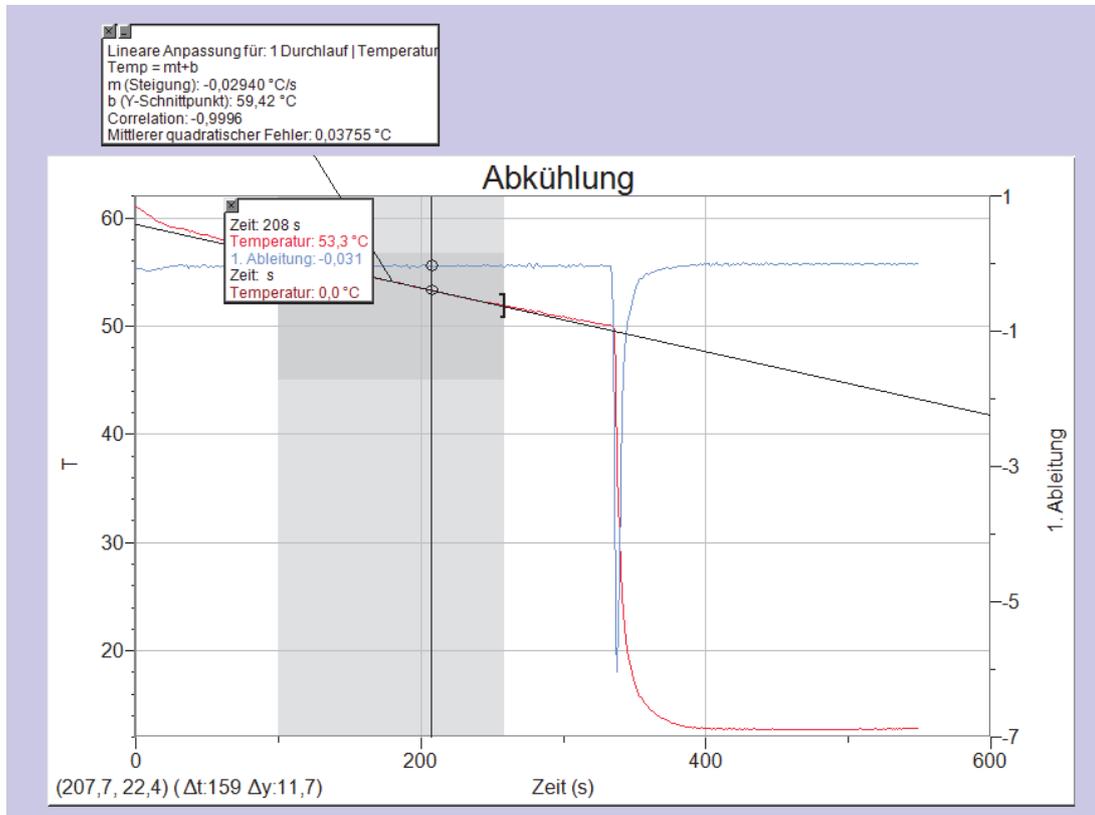


- Im Menü [Daten] wird „Neue berechnete Spalte ...“ gewählt, es erscheint das obige Dialogfeld
- Es können Name, Kurzname und Einheit vergeben werden
- Der zu bearbeitende Datensatz kann ausgewählt werden
- Im Feld „Gleichung“ können durch Klicken von „Funktionen >“ zahlreiche Funktionen ausgewählt werden
- Die zu bearbeitenden Messdaten (alternativ auch schon eine zuvor erstellte berechnete Spalte) werden mittels „Variablen (Spalten) >“ ausgewählt und eingefügt
- Mit der „Fertig“ Schaltfläche wird die Berechnung ausgelöst und die Spalte generiert
- Wird ein neues Diagramm eingefügt (Menü „Einfügen“ – Diagramm), erscheint die neue Spalte auf der y-Achse, die neuen Daten können aber auch in bestehende Diagramme eingefügt werden (idealerweise oft auf die 2. Alternative y-Achse)
- Für eine optimale Darstellung der neu generierten Messreihen muss häufig eine Anpassung der Achsenkalibrierung vorgenommen werden. Das erfolgt durch Doppelklick auf das Diagramm und Auswahl von „Spaltenoptionen“. Hier können die gemessenen und errechneten Datenreihen den Achsen zugeordnet und die Skalierung festgelegt werden. In diesem Dialog sind noch weitere Optionen zum Feintuning zu finden, z.B. die Verwendung von logarithmischen Achsen, Beschriftungen und die Anzeigegenauigkeit.

## 7. Auswertung und Exportoptionen:

Die Möglichkeiten zur Auswertung und Analyse der Messreihen umfassen:

- Messwerte und Anstieg (Tangens) anzeigen und Kommentare hinzufügen
- Lineare und Funktionsanpassung von Kurven und Kurvenabschnitten
- Nachträgliche Verrechnung von Messdaten und Anwendung mathematischer Funktionen
- Statistische Auswertungen, Regression, Interpolation und Modellbildung
- Bildung von Integralen und 1. / 2. Ableitung (für GC, Titrationsauswertung)

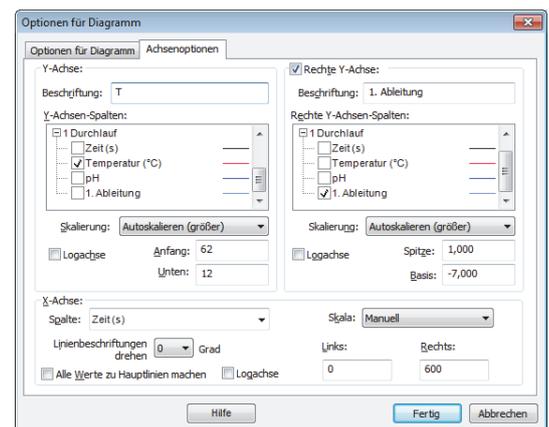


Beispieldiagramm: Abkühlkurve von heißem Wasser mit 1. Ableitung und linearer Anpassung

### Einstelldialog für die Diagramm-/Achsenoptionen

- Festlegung der Messreihen für die linke und (optional) rechte y- Achse, samt Skalierung (auto oder manuell)
- Festlegung der Optionen und Daten für die x-Achse
- Darstellungsoptionen für Messpunkte, Punkte verbinden, Farboptionen, Fehlerbalken
- Festlegung der Gitternetzvorgaben und Beschriftungen

Die y-Achse(n) können mit beliebig vielen Datenreihen belegt werden (Auswahlfeld Y-Achsen-Spalten → Durchlauf und Datenreihe anklicken). Um die Übersichtlichkeit zu wahren, ist es oft besser, weitere Diagramme zu erstellen.



Die Möglichkeiten zum **Export der Messreihen** sind sehr vielfältig:

- Im Kontextmenü (rechter Mausklick) „Kopieren“ auswählen und z.B. in Textverarbeitung einfügen
- Messwerte in der Tabelle selektiv markieren (Maus) und per „Strg C“ in die Zwischenablage bringen, die Tabellenspalten können direkt in Textverarbeitung oder Kalkulationsblatt eingefügt werden
- Im Datei – Menü über den Menüpunkt „Exportieren als“ können die Daten im Textformat bzw. als csv-Datei exportiert werden
- Natürlich können die fertig ausgewerteten Anordnungen auch direkt ausgedruckt werden

Nummer	Gebiet:	<b>Temperaturmessung</b>	
VT1	Versuch:	<i>Phasenübergänge, Flammentemperatur, endotherme Reaktionen</i>	

### Phasenübergänge von Wasser

Dieses einfache Experiment nutzt die gleichzeitige Anzeige von 2 Temperaturen, jener von Eiswasser und der von siedendem Wasser. Dafür wird die Software (LoggerPro) für eine Zweikanalmessung vorbereitet und am Anzeigebildschirm 2 Digitalanzeigen positioniert. Ein Temperatursensor wird in Eiswasser getaucht, der zweite in siedendes Wasser. Das Erreichen von Schmelz- und Siedepunkt kann verfolgt und die Endwerte abgelesen werden. Eine alternative Durchführung wäre eine zeitabhängige Messung, bei der ein Temperatursensor in zerkleinertes Eis getaucht wird und dieses langsam erhitzt wird. Aus dem Temperaturverlauf lassen sich ebenfalls Schmelz- und Siedetemperatur des Wassers ablesen.

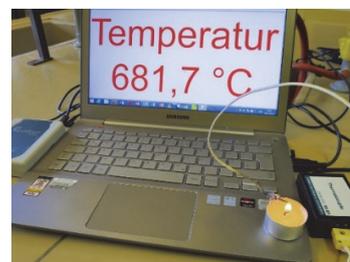
Abb. 1: Versuchsanordnung zur Schmelz- und Siedepunktsbestimmung



### Flammentemperatur

Mit einem Hochtemperatursensor (Thermoelement) können Temperaturen in Flammen (z.B. auch in den verschiedenen Zonen einer Brennerflamme, bzw. der leuchtenden / nicht leuchtenden Flamme eines Bunsenbrenners) bestimmt werden. Als weitere Anwendung ist die Bestimmung von Schmelztemperaturen von eher niedrig schmelzenden Salzen oder Metallen zu nennen.

Abb. 2: Versuchsanordnung zur Messung der Flammentemperatur eines Teelichts



### Schmelztemperatur von Paraffin

Mit der Versuchsanordnung zur Bestimmung des Heizwerts von Paraffin kann auch der Schmelzpunkt von Kerzenwachs im Mikromaßstab bestimmt werden (Details zum Aufbau siehe VT3/2). Dazu gibt man in die leere (trockene) Aluschale ein paar Stücke Kerzenwachs, justiert den Temperatursensor so, dass er nach dem Schmelzen eintaucht, startet die Aufzeichnung und erhitzt mit einem Teelicht. Den exakten Wert erhält man, wenn man die Temperatur im Momente des Erstarrens der Schmelze heranzieht.

Abb. 3: Versuchsanordnung zur Messung des Erstarrungspunktes von Paraffin



### Endotherme Reaktionen

Adaptiert nach Werner Rentzsch – *Freihandexperimente* (publiziert in PLUS LUCIS 1/2000)

**Prinzip des Versuchs:** Kristallsoda ( $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ ) reagiert spontan mit fester Citronensäure, wobei eine deutliche Temperaturenniedrigung im Reaktionsgemisch gemessen werden kann.

**Geräte:** 1 Becherglas (150 ml, hohe Form), Temperatursensor, Spatel

**Chemikalien:** Kristallsoda, Citronensäure

**Durchführung:** In das Becherglas gibt man ca. 2 cm hoch Citronensäure und schichtet etwa die gleiche Menge Kristallsoda darüber. Die zeitbasierte Datenerfassung wird gestartet und man beginnt mit dem Temperatursensor stetig umzurühren und beobachtet dabei die Temperatur.

**Beobachtungen beim Versuchsablauf:** Die Reaktion setzt spontan ein, wobei eine deutliche Temperaturenniedrigung in Abhängigkeit vom Zerteilungsgrad der Reaktionspartner, der Ausgangstemperatur und der Isolierung des Reaktionsgefäßes bis unter null Grad Celsius beobachtet werden kann. Die Reaktion ist auch akustisch durch das entweichende Kohlenstoffdioxid wahrzunehmen. Das Reaktionsgemisch wird im Laufe der Zeit immer flüssiger.

**Theoretische Grundlagen:** Diese Reaktion im festen Zustand hat eine enorm hohe Triebkraft. Da die Umsetzung deutlich endotherm erfolgt, muss sie entropisch gesteuert sein, d.h. es muss eine deutliche Entropiezunahme im Verlauf der Reaktion eintreten. Diese Entropiezunahme wird qualitativ durch die Entstehung des gasförmigen Kohlenstoffdioxids und der zunehmenden "Verflüssigung" des Reaktionsgemisches erkennbar. Diese kommt durch das Freiwerden des Kristallwassers und durch chemisch entstandenes Wasser zustande.

**Hinweise:** Anstelle von Citronensäure können auch Weinsäure, Äpfelsäure, Malonsäure und Oxalsäure verwendet werden.

Nummer	Gebiet:	<b>Lösungen und Lösungswärme</b>	
VT2	Versuch:	<i>Aufgabenvariationen zum Thema <b>Lösungswärme von Salzen</b></i>	

Quelle: **kmk for.mat** Fortbildungskonzepte und –materialien zur kompetenz- bzw. standardbasierten Unterrichtsentwicklung [ <http://www.kmk-format.de/Nawi-Einleitung.html> ]

## Geräte und Chemikalien

- Reagenzgläser, Messur 100 mL
- Digitalthermometer / LabQuest
- Uhrgläser und Waage
- $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  und  $\text{NaCl}$
- Deionat

### A) Anleitung für nacharbeitendes Experimentieren

1. Fülle drei Reagenzgläser mit je 5 ml Wasser bekannter Temperatur und löse jeweils eine Spatelspitze *Calciumchlorid*, *Ammoniumnitrat* und *Natriumchlorid* darin. Messe die auftretenden Temperaturänderungen.
2. Fertige ein Versuchsprotokoll an und erläutere dein Versuchsergebnis.

### B) Erweiterung der Anleitung um den Kompetenzbereich Kommunikation

1. Wähle aus folgender Tabelle je ein Salz, das in Wasser gelöst, die Lösung möglichst stark erwärmt bzw. abkühlt.

Salz	Lösungsenergie in kJ/g	Löslichkeit (bei 20° C) in g / 100 g Wasser	
Ammoniumchlorid	+ 0,27	29,90	
Ammoniumnitrat	+ 0,32	118,30	
Calciumcarbonat	- 0,13	0,0015	
Calciumchlorid	- 0,73	58,70	
Calciumsulfat	- 0,13	0,16	
Kaliumnitrat	+ 0,34	13,00	
Natriumchlorid	+ 0,06	35,70	
Silbernitrat	+ 0,13	115,00	

2. Überprüfe deine Wahl, indem du jeweils 5 ml einer gesättigten Lösung aller oben genannten Salze mit Wasser bekannter Temperatur herstellst und die auftretende Temperaturänderung misst.
3. Fertige ein Versuchsprotokoll an und erläutere dein Versuchsergebnis.

### C) Erweiterung der Anleitung um den Kompetenzbereich Erkenntnisgewinnung

1. Wähle aus folgender Tabelle je ein Salz, das in Wasser gelöst, die Lösung möglichst stark erwärmt bzw. abkühlt.

Salz	Lösungsenergie in kJ/g	Löslichkeit (bei 20° C) in g / 100 g Wasser	
Ammoniumchlorid	+ 0,27	29,90	
Ammoniumnitrat	+ 0,32	118,30	
Calciumcarbonat	- 0,13	0,0015	
Calciumchlorid	- 0,73	58,70	
Calciumsulfat	- 0,13	0,16	
Kaliumnitrat	+ 0,34	13,00	
Natriumchlorid	+ 0,06	35,70	
Silbernitrat	+ 0,13	115,00	

2. Plane und führe je einen Versuch im Reagenzglas mit deinen beiden ausgewählten Salzen durch, um herauszufinden, um wie viel Grad sich 100 ml Wasser auf diese Weise erwärmen bzw. abkühlen lassen!
3. Fertige ein Versuchsprotokoll an und erläutere dein Versuchsergebnis.
4. *Entwickle und zeichne einen Konstruktionsvorschlag für einen selbstheizenden oder selbstkühlenden Trinkbecher und beschreibe das Funktionsprinzip unter Zuhilfenahme von Fachbegriffen!*

### D) Erweiterung der Anleitung um den Kompetenzbereich Bewertung

1. Wähle aus folgender Tabelle je ein Salz, das in Wasser gelöst, die Lösung möglichst stark erwärmt bzw. abkühlt.

Salz	Lösungsenergie in kJ/g	Löslichkeit (bei 20° C) in g / 100 g Wasser	Gefahren- symbol	Preis in € / kg
Ammoniumchlorid	+ 0,27	29,90	Xn	27,25
Ammoniumnitrat	+ 0,32	118,30	0	23,25
Calciumcarbonat	- 0,13	0,0015	-	54,00
Calciumchlorid	- 0,73	58,70	Xi	39,50
Calciumsulfat	- 0,13	0,16	-	36,25
Kaliumnitrat	+ 0,34	13,00	0	22,75
Natriumchlorid	+ 0,06	35,70	-	19,70
Silbernitrat	+ 0,13	115,00	C, N	1282,00

2. Plane und führe je einen Versuch im Reagenzglas mit deinen beiden ausgewählten Salzen durch, um herauszufinden, um wie viel Grad sich 100 ml Wasser auf diese Weise erwärmen bzw. abkühlen lassen!

3. Fertige ein Versuchsprotokoll an und erläutere dein Versuchsergebnis.

4. *Entwickle und zeichne einen Konstruktionsvorschlag für einen selbstheizenden oder selbstkühlenden Trinkbecher und beschreibe das Funktionsprinzip!*

Für einen ersten Test möchtest du deine Freunde bei einem Picknick mit warmen bzw. gekühlten Getränken „à la Lösungswärme“ überraschen.

a) *Wähle jeweils ein geeignetes Salz für deinen Verwendungszweck aus und begründe deine Wahl nach verschiedenen Kriterien bezüglich ihrer Eignung!*

b) *Nachdem du deinem besten Freund vorab von deiner Idee erzählt hast, meint er nur, es wäre doch besser, eine Kühltasche bzw. eine Thermoskanne mitzubringen.*

*Welche guten Argumente könnte er dafür ins Feld führen?*

### Quantitative Bestimmung der Lösungswärme - Ziele

Nachdem bei der ersten Laboreinheit qualitativ erforscht wurde, dass Salze beim Auflösen in Wasser Energie mit der Umgebung austauschen und daher die Temperatur der Lösung steigt oder sinkt (bzw. in manchen Fällen auch fast unverändert bleibt), sollen in der 2. Einheit die quantitativen Aspekte bearbeitet werden. Wie viel Energie wird beim Auflösen einer bestimmten Menge eines Salzes frei oder verbraucht? Dafür soll eine einfache Apparatur und ein passender Messvorgang entwickelt werden.

- *Entwirf eine einfache Apparatur zur Bestimmung des Wärmeumsatzes*
- *Wähle ein Salz aus der 1. EH und begründe deine Wahl*
- *Lege an Hand der Messdaten aus der 1. EH die Menge des Salzes und Lösungsmittels fest*
- *Erstelle eine Versuchsvorschrift*
- *Führe den Versuch durch (mindestens 2 – 3 Mal, ev. mit Korrektur von Menge oder Volumen)*
- *Zeichne die Temperatur auf und erstelle Graphen, ermittle daraus die Temperaturänderung*
- *Berechne daraus die umgesetzte Wärme (in J oder kJ) und beziehe sie auf 1 Mol des Salzes*

### Geräte und Chemikalien

- PS-Becher als Kalorimeter
- Magnetrührer
- Digitalthermometer / LabQuest
- Uhrglas, Waage
- Verschiedene Salze aus Teil 1
- Deionat

### Vorbereitung:

Gewähltes Salz (Name und Formel):

Molare Masse in g/mol:

Begründung für die Wahl:

Beschreibung der Versuchsanordnung und Messvorrichtung:

### Durchführung:

Zeichne eine Temperatur / Zeit – Kurve des Lösungsvorganges auf, beginne mit der Temperaturmessung ca. 1 Minute vor Zugabe des Salzes zum Wasser. Überlege ein sinnvolles Messintervall (ev. während der „heißen“ Phase der Temperaturveränderung verkürzen!). Setze die Messung nach Erreichen des Extremwerts (Maximum oder Minimum) noch ein wenig fort.

Alternativ mit LabQuest und LoggerPro: **Enthalpie.cmb1**

### Messwerte und Diagramme:

Stelle deine Messdaten tabellarisch und grafisch dar (Excel / LoggerPro).

### Auswertung und Berechnung:

Erstelle eine Formel zur Berechnung der umgesetzten Wärmeenergie. Bedenke dabei, dass Wasser pro Gramm ein Energiemenge von 4,1826 J braucht um es um 1K zu erwärmen (umgekehrt wird diese Energie frei). Beziehe die Energiemenge aus deinem Versuch auf 1 Mol des gewählten Salzes und vergleiche den erhaltenen Wert für die Lösungswärme (Lösungsenthalpie) mit Literaturwerten.

### Schlussfolgerungen, Anwendungen, Bemerkungen:

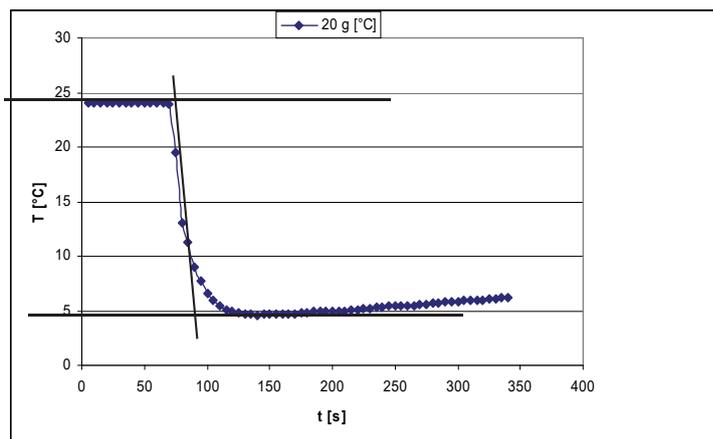
- Vergleiche die Lösungswärmen der verschiedenen Gruppen
- Warum unterscheiden sich Salze so stark in ihrer Lösungswärme
- Erkläre dafür die Begriffe Gitterenergie und Hydratationsenergie sowie die zugehörigen Vorgänge
- Evaluiere deine gewählte Versuchsanordnung und Durchführung im Vergleich
- Überlege, wo bei der gewählten Vorgangsweise Fehler auftreten können

### Exemplarische Auswertung von Kalorimetrischen Versuchen

#### 1. Schritt: Bestimmung der Temperaturdifferenz $\Delta T$ :

Aus der aufgezeichneten Temperaturkurve wird mit Hilfe der 3-Geraden-Methode die Temperaturdifferenz hervorgerufen durch die Reaktionsenthalpie (in unserem Fall die Lösungsenthalpie) ermittelt.

Beispiel (Quelle Protokoll von Katharina Kohl):



#### 2. Schritt: Berechnung der umgesetzten (freigesetzten oder aufgenommenen) Wärmemenge Q

Notwendige Daten:

- Masse der Kalorimeterflüssigkeit (fast immer Wasser) in g
- Wärmekapazität der Kalorimeterflüssigkeit – für Wasser:  $c_w = 4,1826 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

Berechnung der umgesetzten Wärmeenergie:

$$Q = - m \cdot c_w \cdot \Delta T$$

Im Beispiel:  $Q = - 50 \text{ g} \cdot 4,1826 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot -19 \text{ K} = 3973,5 \text{ J}$

#### 3. Schritt: Berechnung der pro Mol umgesetzten Energie $\rightarrow$ Lösungswärme (Lösungsenthalpie)

Notwendige Daten:

- Abgewogene und umgesetzte (gelöste) Masse an Ausgangsstoff (Salz) in g (im Versuch: 20 g)
- Molare Masse des umgesetzten Stoffs (Salzes) in g/mol (bei  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ : 80 g/mol)

Berechnung: Der Energieumsatz wird von der im Versuch eingesetzten Menge auf die Masse eines Mols des Salzes „hochgerechnet“:

$$\Delta H = Q \cdot M(\text{Stoff})/m(\text{Stoff})$$

Im Beispiel:  $\Delta H = Q \cdot M(\text{Salz})/m(\text{Salz}) = 3973,5 \text{ J} \cdot 80 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} / 20 \text{ g} = 15894 \text{ J/mol} = 15,9 \text{ kJ/mol}$

Nummer	Gebiet:	<b>Praktische Instrumentelle Analytik - Thermochemie</b>
VT3/1	Versuch:	<i>Zementierung von Cu<sup>2+</sup> - Ionen mit metallischem Zink</i>

**Allgemeine Grundlagen**

Bei der Zementierung werden durch Zugabe von unedlen Metallen die in der Lösung vorhandenen edleren Metalle ausgefällt. Die dabei auftretende Wärmetönung wird in einem behelfsmäßigen Kalorimeter mittels Verfolgung der Reaktionstemperatur experimentell bestimmt und mit dem Literaturwert verglichen.

**Geräte und Chemikalien**

- Joghurt- bzw. Styroporbecher (Kalorimeter)
- 50 mL Messur
- Magnetrührer und Stäbchen
- Temperatur-Sensor, LabQuest, Laptop
- CuSO<sub>4</sub>-Lösung, c= 0,5 mol/L
- Zn-Pulver
- Küchenrolle, H<sub>2</sub>O
- Stativmaterial

**Vorbereitung**

Eine Zink-Portion von möglichst genau 1,5 mmol (oder 1,3 g - genaue Masse notieren!) wird abgewogen. 50 ml der CuSO<sub>4</sub> - Lösung werden mit der Messur in das Kalorimeter am Magnetrührer gegeben und der Rührvorgang vorbereitet.

Der Temperaturfühler wird (an das LabQuest) angeschlossen und so justiert, dass er in das Kalorimetergefäß taucht, ohne das Rührstäbchen zu behindern. Alternativ kann ein Wireless Sensor eingesetzt werden.

Das Softwareprogramm LoggerPro wird geöffnet und die Vorlage **Enthalpie** geladen

**Arbeitsvorschrift**

- Der Rührvorgang wird gestartet und die zeitbasierte Temperatureaufzeichnung ausgelöst 
- Nach ca. ½ Minute wird die Metallportion möglichst rasch und vollständig zugegeben.
- Der Verlauf der Temperatur wird durch Messung in kurzen Zeitintervallen (1s) verfolgt
- Nach spätestens 3 Minuten wird die Aufzeichnung gestoppt 

**Auswertung und Protokoll**

- Stelle die dazugehörige stöchiometrisch richtige Reaktionsgleichung auf.
- Ermittle aus dem Graphen (Temperatur gegen Zeit) die Temperaturveränderung ΔT.
- Berechne die umgesetzte Wärmemenge Q in J bzw. kJ.
- Berechne die Wärmemenge pro Mol Metall in kJ/mol und vergleiche sie mit dem Literaturwert.
- Begründe ev. Abweichungen vom Literaturwert.

m(Zn) =	g; n =	mmol;	m(CuSO <sub>4</sub> -Lösung) = 50 g	ΔT =	°C =	K
---------	--------	-------	-------------------------------------	------	------	---

Für eine näherungsweise Berechnung kann der Wasserwert des Kalorimeters vernachlässigt werden:

**Q** = ΔT . c(CuSO<sub>4</sub>-Lsg) . m(CuSO<sub>4</sub>-Lsg) = - ..... K . **4,1826** J.g<sup>-1</sup>.K<sup>-1</sup>.50 g = - ..... kJ

Die Reaktionsenthalpie errechnet sich aus dem Verhältnis der molaren Masse M des verwendeten Metalls (aus dem PSE) und der umgesetzten Menge (also M/m)

ΔH = Q . M(Zn)/m(Zn) = -	kJ.mol <sup>-1</sup>
--------------------------	----------------------

Metall	ΔT (K)	Q (kJ)	ΔH (kJ/mol)	Literaturwert	Abw. In %
Zn / Cu <sup>2+</sup>				- 217 kJ/mol	

Nummer	Gebiet:	<b>Praktische Instrumentelle Analytik - Thermochemie</b>
VT3/2	Versuch:	<i>Low-cost Mikroversion zur Bestimmung der Verbrennungswärme von Paraffin</i>

Erkenntnisse zum Energieumsatz chemischer Reaktionen lassen sich auch mit noch einfacheren Aufbauten gewinnen, wobei aber schon klar kommuniziert werden muss, dass dabei die Fehlerquellen mehr und größer werden und die gewonnen Ergebnisse unter diesem Aspekt interpretiert werden müssen.

### Geräte und Chemikalien

- Sektkorken – Drahtgestell
- leere Alu – Teelichtschale (Kalorimeter)
- Temperatursensor, Waage
- Wasser
- Teelicht

### Arbeitsvorschrift - Durchführung

Das Teelicht wird genau abgewogen ( $m_1$ ) und unter dem Drahtgestell positioniert. Die leere Teelichtschale wird ebenfalls abgewogen ( $m_3$ ), fast zum Rand mit kaltem Wasser gefüllt und wieder abgewogen ( $m_4$ ) – aus der Differenz ergibt sich die Masse des Wassers:  $m = m_4 - m_3$ .

Der Temperatursensor wird in der Kalorimeterfüllung positioniert, ohne den Boden der Schale zu berühren. Die Software wird für eine zeitabhängige Temperaturofzeichnung eingerichtet (Messdauer 240 s, 1 Messpunkt/s) und der Messvorgang ca. 1 Minute vor Entzündung des Teelichts gestartet.

Das Teelicht wird entzündet und nach einer Temperaturerhöhung von ca. 20°C vorsichtig gelöscht (auf keinen Fall heftig ausblasen, da dabei auch flüssiges Wachs aus dem System entfernt werden könnte). Die Aufzeichnung soll noch ca. 1 Minute nachlaufen um einen vollständigen, gut auswertbaren Graphen zu erhalten. Die Masse des Teelichts ( $m_2$ ) wird bestimmt und aus der Differenz die Masse des verbrannten Paraffins errechnet:  $m_p = m_1 - m_2$ .

Die Auswertung des aufgezeichneten Graphen ergibt die Temperaturdifferenz  $\Delta T$ .

Die umgesetzte Wärmemenge  $Q$  ergibt sich aus der Beziehung:

$$Q = m \cdot c_{\text{H}_2\text{O}} \cdot \Delta T \quad (m \dots \text{Masse der Kalorimeterfüllung in g, } c \dots \text{Wärmekapazität von Wasser} = 4,1868 \text{ J/g}\cdot\text{K})$$

Im konkreten Fall:  $25,334 \text{ g} \cdot 4,187 \text{ J/g}\cdot\text{K} \cdot 27,00 \text{ K} = 2863,85 \text{ J}$ .

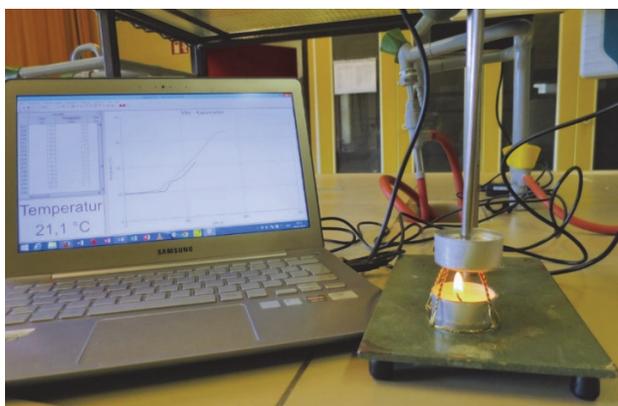


Abb. 1: Versuchsanordnung zur Heizwertbestimmung

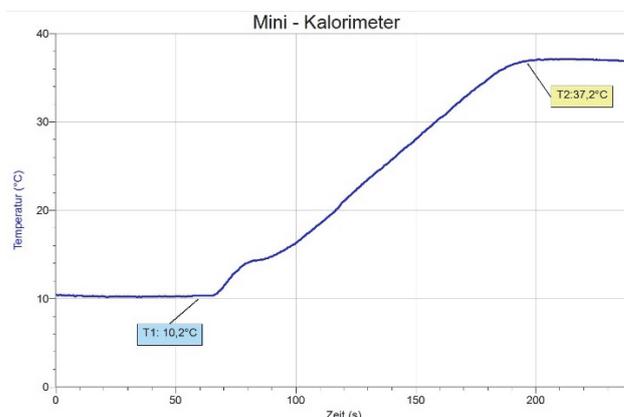


Abb. 2: Auswertung der Temperaturkurve für Paraffin

### Auswertung

Da für festes Paraffin keine einheitliche molare Masse angegeben werden kann, bezieht sich der Vergleich auf die Literaturangaben für den Heizwert, der bei etwa 45 kJ/g liegt. Bezogen auf die im konkreten Versuch umgesetzten Masse an Paraffin  $m_p = 0,090 \text{ g}$  ergibt das  $H_i = Q_R \cdot / m_p = 2864 \text{ J} / 0,090 \text{ g} = x \text{ J/g} = 31,820 \text{ kJ/g}$ . Dieser experimentell ermittelte Wert der Reaktionsenthalpie liegt damit etwa 30% niedriger als der Literaturwert. Das lässt sich damit erklären, dass das Kalorimetergefäß (die Aluschale) nicht isoliert ist und durch die entstehende Thermik der Abgase nicht die gesamte Reaktionswärme der Verbrennung in die Kalorimeterflüssigkeit eingebracht werden kann.

Auch hier wird der (geringe) Wasserwert der Anordnung vernachlässigt. Der Versuch kann prinzipiell auch für andere brennbare Stoffe, z.B. Kohlenwasserstoffe oder Alkohole adaptiert werden, indem das Teelicht durch eine kleine Porzellanschale oder einen Spiritusbrenner mit Docht ersetzt wird. Allerdings muss bei leicht flüchtigen Brennstoffen auf die rasche Verdunstung geachtet werden, welche eine höhere Masse vortäuschen kann. Vermieden werden kann das dadurch, dass das Gefäß mit dem Brennstoff sofort nach dem Auslöschten der Flamme gewogen wird.

Nummer	Gebiet:	<b>Maßanalyse unter Nutzung der Neutralisationsenthalpie</b>
VT4	Versuch:	<i>Thermotitration starker Säuren und Basen</i>

**Grundlagen:**

Bei der Neutralisationsreaktion starker Säuren und Basen tritt eine so deutliche Wärmetönung im Reaktionsverlauf auf, dass der Temperaturverlauf zur Äquivalenzpunktbestimmung verwendet werden kann.

Geräte:	Chemikalien und Lösungen:
Datenlogger samt Temperatursensor	Natronlauge [NaOH] = 2 mol/L (80 g/l)
Magnetrührer, Rührstäbchen	Schwefelsäure [H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> ] = 1 mol/L
PS-Becher (als Reaktionsgefäß/Kalorimeter)	dest. Wasser
Pipetten 10 mL / Bürette	

**Vorbereitung von Hard- und Software:**

- 10 mL Natronlauge werden mit der Pipette in das Kalorimeter gegeben und der Rührer gestartet
- Eine Vorrichtung zur Temperaturmessung bestehend aus Magnetrührer, Stativ und den entsprechenden Elektrodenhalterungen wird aufgebaut
- Die Bürette wird mit der Schwefelsäure gefüllt
- Das Thermoelement wird an Kanal 1 des Datenloggers angeschlossen
- Das LabQuest per USB-Kabel an den Computer anschließen
- Logger Pro und die Applikation **Thermotit.cmb1** starten

**Durchführung:**

- Schutzbrille tragen
- Der Messvorgang wird in Logger Pro gestartet, die Starttemperatur wird durch Klicken von „Beibehalten“ (oben im Menü) erfasst und für das Startvolumen 0 mL eingegeben
- Die Titration wird in 1 mL – Schritten durchgeführt, nach jeder Zugabe wird die Temperatur und das Volumen erfasst (bis ca. 20 mL)

**Auswertung:**

Die Auswertung erfolgt nach der 2-Geraden-Methode: Durch die Vor- und Nachperiode wird je eine Ausgleichsgerade gelegt - die Temperatur und das Volumen (Äquivalenzpunkt) werden bestimmt (entweder durch Anfahren des Schnittpunktes mit der Maus (STRG E) und Ablesen der angezeigten Temperatur / Volumen oder graphisch nach Ausdruck des Schreiberbildes.

Nach Bestimmung des Volumens kann die Titration ausgewertet werden.

Zusätzlich kann aus der Temperaturerhöhung während der Reaktion die **Neutralisationsenthalpie** errechnet werden.

Nummer	Gebiet:	<b>Leitfähigkeit von Lösungen</b>	VERNIER_LF1.cmb1
LF1	Versuch:	<i>Schülerlabor Leitfähigkeit</i>	

### Allgemeine Grundlagen

#### Präexperimentelle Phase:

Als guter Einstieg in die Thematik kann folgendes Beobachtungsexperiment dienen: Etwa gleiche Mengen von Kalk, Kochsalz (ideal geeignet ist ein Stück Haselgebirge oder ersatzweise Viehsalz) und Zucker (Würfelszucker) werden in destilliertem Wasser aufgelöst und die Veränderung der Leitfähigkeit beobachtet.

**Geräte:** 3 Bechergläser 150 mL, Leitwertsensor(en), Messur 100 mL **Chemikalien:** Kalkstein, Kochsalz, Würfelszucker

**Durchführung:** In den Bechergläsern werden etwa gleiche Mengen (orientiert an einem Stück Würfelszucker) der Stoffe mit 100 ml destilliertem Wasser übergossen und möglichst parallel der Verlauf der Leitfähigkeit aufgezeichnet. Der Versuch kann ohne und mit Rühren durchgeführt werden und sollte als Impuls von der Lehrperson vorgezeigt werden, wobei die Anzeige für die Schüler/innen projiziert wird.

Basierend auf den **Beobachtungen** und zur **Aktivierung des Vorwissens** wird von den Laborgruppen ein **Fragebogen** erarbeitet, dessen Inhalt wie folgt aussehen kann:

- Was ist ein Elektrolyt und wie unterscheidet er sich von Nicht – Elektrolyten?
- Erkläre die Begriffe „das Gelöste“, „Lösungsmittel“ und „Lösung“ mit eigenen Worten
- Beschreibe den Lösungsvorgang von ionischen Verbindungen mit eigenen Worten
- Wie unterscheidet sich der elektrische Strom in einem Elektrolyten von jenem in einem Metall?
- Wie viele Ionen entstehen beim Lösen von  $\text{NaCl}$ ,  $\text{MgBr}_2$ ,  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$  und  $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ ?
- Wie wirkt sich eine Änderung der Konzentration eines Elektrolyten auf die Leitfähigkeit aus?
- Welches der Salze wird bei gleicher Konzentration eine höhere Leitfähigkeit hervorrufen?

### Geräte und Chemikalien

- Bechergläser 100 mL
- Messur 50 mL
- Rührstäbchen PP (Einweg)
- Leitwert-Sensor, LabQuest
- $\text{NaCl}$  - Lösung,  $c = 0,1 \text{ mol/L}$
- $\text{CaCl}_2$  - Lösung,  $c = 0,1 \text{ mol/L}$
- $\text{Na}_3\text{PO}_4$  - Lösung,  $c = 0,1 \text{ mol/L}$
- Zuckerlösung, 3%  $\text{H}_2\text{O}_2$  jeweils in Tropfflaschen

### Arbeitsvorschrift

Der Leitwertsensor wird in einer geeigneten Elektrodenhalterung montiert und an den Datenlogger angeschlossen. Der Versuch eignet sich prinzipiell auch sehr gut für die Verwendung des Go Wireless Links, an das eine Leitwertsensor angeschlossen wird. Die Auswertungssoftware wird im Modus „Ereignisse mit Tastatureingabe“ betrieben (bei Graphical Analysis wird auf den Messmodus „Event-basiert“ umgestellt).

#### Teil 1: Elektrolyte vs. Nicht-Elektrolyte

- Messapparatur und Auswertungssoftware werden laut Anleitung aufgebaut und eingerichtet
- Für jede Probe wird ein Becherglas mit 50 ml dest. Wasser vorbereitet, zum Rühren werden PP – Einwegrührstäbchen verwendet
- Die Leitfähigkeit des dest. Wassers wird in einer Probe kontrolliert und notiert
- In jedes Becherglas wird 1 Tropfen der Lösungen gegeben, gut umgerührt und der Leitwert (Messbereich 0 – 200  $\mu\text{S}$ ) bestimmt, zwischen den einzelnen Messungen die Sonde gut spülen

#### Teil 2: Einfluss der Konzentration der Elektrolyte

- Dieser Versuchsteil wird nur mit den Elektrolytlösungen durchgeführt
- Die Software (Logger Pro) wird in den Modus „Ereignisse mit Tastatureingabe“ gebracht
- Die Probenvorbereitung erfolgt wie in Teil 1 beschrieben – nach Zugabe je eines Tropfens des Elektrolyten wird die Leitfähigkeit bestimmt (Sonde so in die Probe eintauchen, dass die Messzelle vollständig umspült wird, leicht rühren und auf stabilen Messwert warten) – der Messwert wird per Tastendruck übernommen und die aktuelle Tropfenzahl manuell eingegeben
- Dieser Vorgang wird bis zu einem Total von 8 Tropfen wiederholt, der Sensor wird zwischen den einzelnen Messungen nicht gespült und muss auch nicht aus der Probe entfernt werden
- Zur Ermittlung der Steigung der entstandenen Messkurve wird eine lineare Anpassung durchgeführt und die Serie zum Vergleich mit den weiteren Elektrolyten gespeichert
- Das ganze Procedere wird mit allen vorgegebenen Elektrolyten wiederholt (Sensor zwischen den Messserien gewissenhaft spülen) und die Durchgänge jeweils gespeichert

**Auswertung und Postexperimentelle Phase:**

- Erstelle eine Tabelle der in Teil 1 erfassten Messwerte und versuche das Datenmuster mit Hilfe der chemischen Formeln der untersuchten Substanzen zu erklären
- Erkläre, warum einige Substanzen effektiv keine Leitfähigkeit zeigen
- Warum zeigen manche Stoffe eine höhere Leitfähigkeit, obwohl von allen die gleiche (molare) Menge zugesetzt worden sind?
- Wie hängt die Leitfähigkeit einer Lösung mit der Konzentration der Ionen in ihr zusammen?
- Vergleiche die Anstiege der Graphen und versuche den Unterschied zu erklären, obwohl alle Messungen mit der gleichen Ausgangskonzentration gestartet wurden.

**Erweiterungen:**

Die vorgestellte Laboreinheit für die Sekundarstufe I ist mit einigen Anpassungen und Erweiterungen auch für die SEK II geeignet. Das Experiment kann um saure und basische Lösungen und damit um schwache Elektrolyte erweitert werden. Die halbquantitative Herangehensweise mit dem schrittweisen Zutropfen der Lösungen kann durch Verdünnungsreihen ausgehend von einer Stammlösung und genau bekannte Konzentrationen ersetzt werden.

**Beispieldaten:**

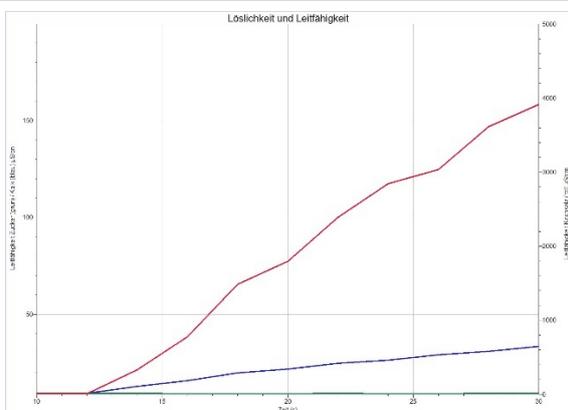


Abb.: Leitfähigkeit von Zucker, Kalk und Kochsalz

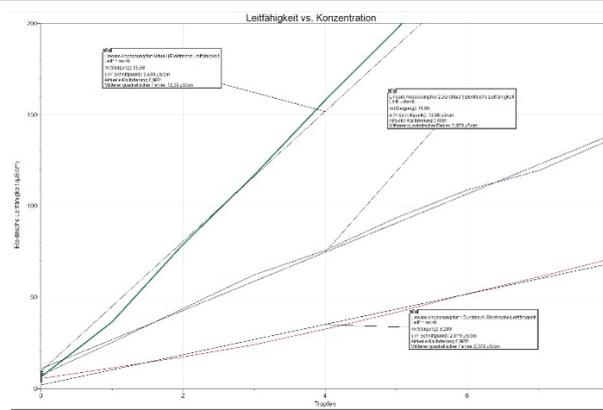


Abb. Leitfähigkeit in Abhängigkeit der Konzentration

**Ergebnisdateien** LoggerPro: LF\_NaCl\_Kalk\_Zucker.cmb1 und LF\_NaCl\_3.cmb1

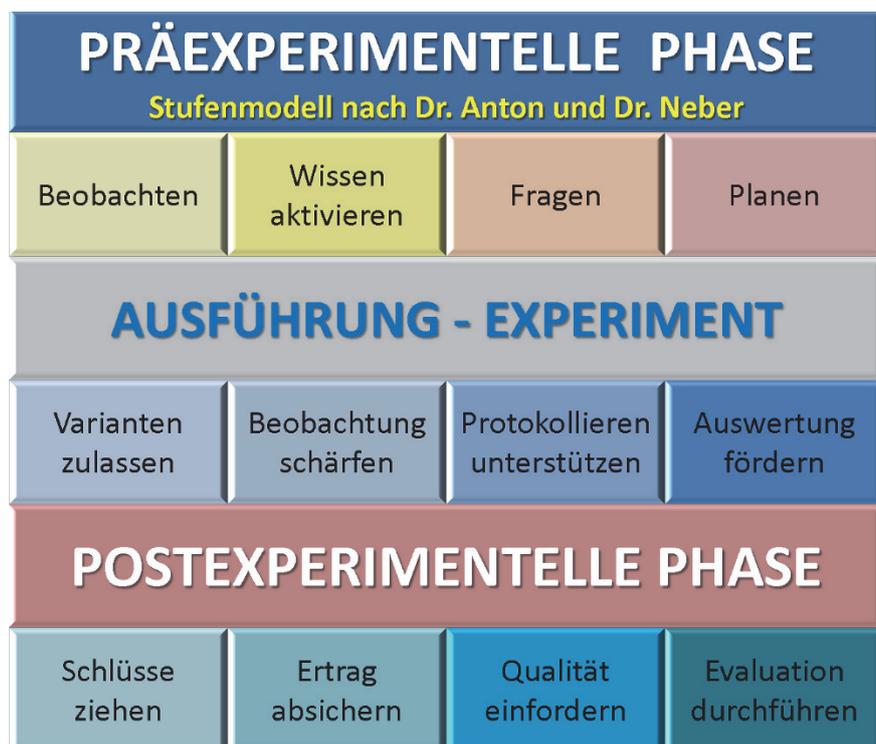


Abb.: Experimentierphasenmodell angepasst für den Laborbetrieb in der Sekundarstufe I und II

Nummer	Gebiet:	<b>Lösungsgleichgewichte - Schwerlösliche Elektrolyte</b>	VERNIER_LF2.cmb1
LF2	Versuch:	<i>Löslichkeitsprodukt von Gips</i>	

### Allgemeine Grundlagen

Die Bestimmungsmethode beruht auf der vergleichenden Messung der elektrischen Leitfähigkeit in Lösungen von Gips ( $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ). Dabei wird der zeitliche Verlauf der Leitfähigkeit einer noch vollständig löslichen Stoffportion jener einer gesättigten Lösung gegenübergestellt. Der didaktische „Gewinn“ dieser Anordnung liegt darin, dass der Lösungsvorgang über den Anstieg der Leitfähigkeit gut beobachtet und an Hand der unterschiedlich hohen Endwerte ein Konzentrationsvergleich angestellt werden kann. Eine genaue Eichung des Sensors ist nicht notwendig, da es sich um eine vergleichende Messung handelt.

### Geräte und Chemikalien

*Geräte:* Magnetrührer, Becherglas 250 mL, Leitwertsensor, Messur 200 mL, Uhrglas, Waage

*Chemikalien:* Calciumsulfat Dihydrat ( $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ), dest. Wasser

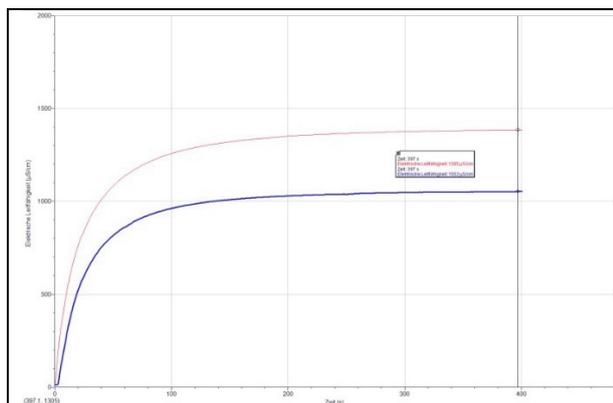
### Durchführung

Im Becherglas werden 200 mL destilliertes Wasser vorbereitet, das Rührstäbchen hinzugefügt und der Leitwertsensor justiert. Der Sensor wird auf den mittleren Messbereich (0 – 2000  $\mu\text{S}/\text{cm}$ ) eingestellt und darauf geachtet, dass die Messzelle an der Spitze des Sensors vollständig in die Lösung eintaucht.

*Einstellungen für die Datenerfassung:* Modus – zeitgesteuert, Dauer 8 Minuten, Abtastrate 1 Punkt/Sekunde.

**Versuchsteil 1:** Eine Spatelspitze Gipspulver (die Portion darf sich nicht vollständig lösen, damit eine gesättigte Lösung sichergestellt ist) wird zugegeben und gleichzeitig die Messung gestartet. Der Verlauf der Leitfähigkeit wird beobachtet und die Messung bei annähernd konstanten Werten gestoppt (im Beispiel  $\sigma_1 = 1385 \mu\text{S}/\text{cm}$ ).

Versuchsteil 2 (Vorbereitung wie im 1. Teil): Nun wird eine Gipsportion ( $m = 0,173 \text{ g} \rightarrow n = 1 \text{ mmol} \rightarrow c = n/V = 5 \text{ mmol/L}$ ) zugefügt, die sich vollständig auflöst und nicht zu knapp an der Sättigung liegt. Nach gleicher Messdauer ergibt sich im Beispiel ein Endwert von  $\sigma_2 = 1053 \mu\text{S}/\text{cm}$ .



Beispieldatei: KL\_Gips.cmb1

*Auswertung:* Das Diagramm zeigt nun 2 Graphen, die Sättigungskurve (Versuchsteil 1) und die Eichkurve (Versuchsteil 2). Aus der nun bekannten Leitfähigkeit der hydratisierten Calcium- und Sulfat - Ionen in der Eichlösung mit  $c = 0,001 \text{ mol/L}$  und der Leitfähigkeit der gesättigten Lösung, kann deren Konzentration berechnet werden:

$$[\text{Ca}^{2+}]_{\text{Sättigung}} = [\text{Ca}^{2+}]_{\text{Eichung}} \cdot \sigma_1 / \sigma_2 =$$

$$= 0,001 \text{ mol/L} \cdot 1053 / 1385 = \mathbf{0,00658 \text{ mol/L}}$$

Durch Einsetzen in das Löslichkeitsprodukt unter Voraussetzung der Beziehung  $[\text{Ca}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}]$  ergibt sich:

$$K_L = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{Ca}^{2+}] =$$

$$= [\text{Ca}^{2+}]^2 = (0,00658)^2 = 4,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol}^2/\text{L}^2 \rightarrow \mathbf{pK_L = 4,4}$$

In der Literatur finden sich ein Werte um 4,5 was für die Qualität der Messmethode spricht.

Nummer	Gebiet:	<b>Protolysereaktionen - Maßanalyse</b>	VERNIER_LF3.cmb1
LF3	Versuch:	<i>Konduktometrische Titration</i>	

### Allgemeine Grundlagen

Die Leitfähigkeit zeigt während des Verlaufs einer Neutralisationsreaktion einen charakteristischen Verlauf, der eine sehr einfache Auswertung in Hinblick auf das Auffinden des Äquivalenzpunkts erlaubt. Diese einfach anzuwendende Methode der Endpunktserkennung kann auch bei stark getrübbten oder gefärbten Proben angewandt werden, wo Indikatoren völlig versagen.

### Geräte und Chemikalien

**Geräte:** Magnetrührer und Rührstäbchen, Becherglas 250 mL, Leitwertsensor, Pipette oder Bürette

**Chemikalien:** Salzsäurelösung (oder eine beliebige andere saure Lösung), NaOH 0,1M - Maßlösung als Titrator

### Durchführung

Im Becherglas wird die Probe vorbereitet, das Rührstäbchen hinzugefügt und der Leitwertsensor justiert. Der Sensor wird auf den richtigen Messbereich eingestellt (muss ev. durch einen Vorversuch ermittelt werden).

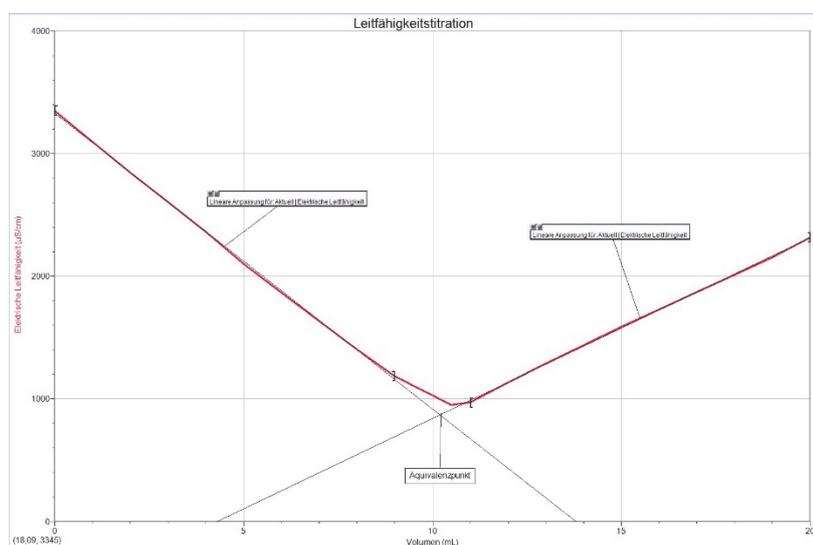
**Einstellungen für die Datenerfassung:** Modus – Ereignisse mit Tastatureingabe (Einheit: Volumen in mL)

Für diese Bestimmung wird bewusst die einfach durchzuführende Methode der diskontinuierlichen, schrittweisen Zugabe der Maßlösung gewählt. Die Software wird so eingestellt, dass nach Zugabe eines bestimmten Titratorvolumens (im Beispiel jeweils 1 mL per Pipette oder noch einfach mit einer Kunststoffspritze) die Einstellung des Messwertes abgewartet wird und dann das aktuelle Volumen händisch eingetragen wird. Da die Leitfähigkeit vor und nach dem Äquivalenzpunkt annähernd linear verläuft und sich nur die Steigung der Geraden ändert, ist trotz der groben Auflösung der Volumsachse eine genaue Auswertung möglich.

Da im konkreten Fall die Lösung einer starken Säure (HCl) mit der Lösung einer starken Base (NaOH) umgesetzt wird, sinkt die Leitfähigkeit durch die Neutralisation der Hydroniumionen zuerst stark, am Äquivalenzpunkt wird das Minimum erreicht, danach steigt die Leitfähigkeit durch die überschüssigen Hydroxidionen wieder an. Der Äquivalenzpunkt kann einfach als Schnittpunkt der beiden Äste – festgelegt jeweils durch eine lineare Anpassung – gefunden werden.

Die Methode kann auch für schwache Säuren verwendet werden, dabei verändert sich das Aussehen der Titrationskurven zwar beträchtlich, der Äquivalenzpunkt verrät sich aber immer als „Knick“ im Verlauf des Graphen. Der Vorzug dieser Methode ist die schnelle Vorbereitung kombiniert mit der einfachen Durchführung. Auch wenn die Zugabevolumina bei jeder Dosierung etwas schwanken, werden die resultierenden Fehler durch die folgende lineare Anpassung geglättet.

Führt man das Experiment statt mit Salzsäure und Natronlauge mit Schwefelsäure und Bariumhydroxidlösung (Barytwasser) durch, erreicht die Leitfähigkeit im Äquivalenzpunkt fast den Wert Null, da dabei schwer lösliches Bariumsulfat ausfällt.



Konduktometrische Titration von Salzsäurelösung mit Natronlauge

Nummer	Gebiet:	<b>Protolysereaktionen</b>	Graphical Analysis
PH1	Versuch:	<i>Wirkstofffreisetzung bei Vitamin C Präparaten</i>	

**Allgemeine Grundlagen**

Durch die Verwendung von Retard – Tabletten können hohe Wirkstoffdosen und damit unerwünschte Nebenwirkungen verhindert werden. Durch die verzögerte Abgabe wird die Gesamtdosis über einen längeren Zeitraum verteilt an den Organismus abgegeben, wodurch die Einnahme mehrerer kleiner Dosen überflüssig wird. Dieses Prinzip wird auch bei frei erhältlichen Vitaminpräparaten umgesetzt. Im Fall von Vitamin C kann der Freisetzungsverlauf durch die pH-Wert Änderung der in wässriger Lösung sauer reagierenden Ascorbinsäure einfach beobachtet werden.

**Geräte und Chemikalien**

- Becherglas 400 mL
- Wireless pH-Elektrode
- Magnetrührer, Rührstäbchen
- Vitamin C – Präparat retardiert 500 mg
- Ascorbinsäure

**Arbeitsvorschrift**

250 mL destilliertes Wasser werden im Becherglas vorgelegt, das Rührstäbchen zugegeben und die pH-Elektrode montiert und justiert. Der pH-Sensor wird mit dem Anzeigerät (Mobiltelefon, Tablet, LabQuest 2) gepaart. In der Auswertungs-App wird der Datenerfassungsmodus auf „Event – Based“ eingestellt.

**Durchführung:** Die Datenerfassung wird unter mäßigem Rühren gestartet und sofort nach Erfassung des ersten Wertes (pH-Wert des destillierten Wassers, dieser sollte zwischen 6 und 7 liegen) die Retard – Tablette zugegeben. Beim verwendeten Produkt war es notwendig, den eigentlichen Wirkstoff vorher aus der Tablettenhülse zu geben, da deren langsames Auflösen in Wasser den Ablauf stark verzögert hat. Nach Ablauf der Messdauer wird das Ergebnis gespeichert und der Versuch mit einer herkömmlichen, nicht retardierten Tablette oder reiner Ascorbinsäure wiederholt (pH-Elektrode dazwischen gut abspülen). Der pH-Wert-Verlauf kann während der Messung graphisch und/oder in Tabellenform beobachtet werden. Die Daten (Messwerte und Graph) werden exportiert . Die weitere Auswertung erfolgt hier in MS – Excel.

**Beispieldaten:**

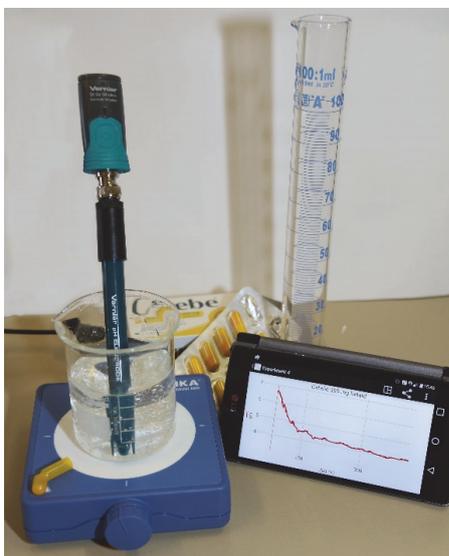


Abb.: Vitamin C - Freisetzung

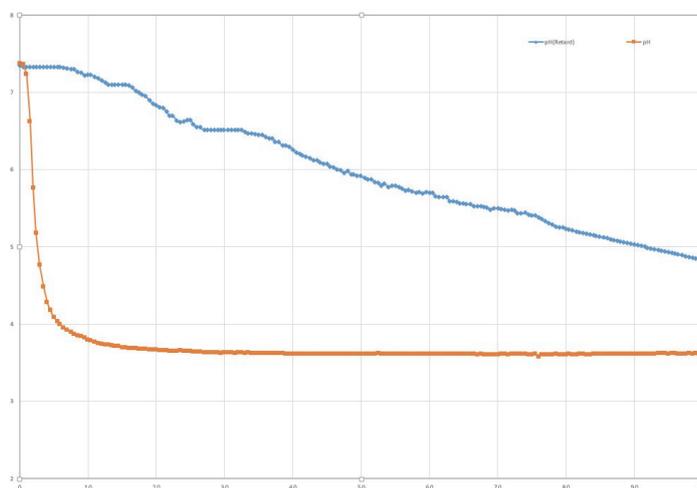


Abb. pH-Wert-Verlauf bei unterschiedlichen Vitamintabletten

Nummer	Gebiet:	<b>Protolysereaktionen – Maßanalyse</b>	Graphical Analysis
PH2	Versuch:	<i>Microscale pH - Titration</i>	

### Allgemeine Grundlagen

Die Neutralisationsreaktion bildet die Basis der Maßanalyse im Bereich der Protolysereaktionen und hat damit große Bedeutung in der schulischen Ausbildung, besonders im Laborunterricht. Einen sehr einfachen und vor allem apparativ wenig aufwendigen Einstieg bietet die hier vorgestellte Version in Anlehnung an die Vernier – Vorschrift „Microscale Acid-Base Titration“.

### Geräte und Chemikalien

**Geräte:** pH-Sensor (optional Wireless), Mikrobecher (obere Hälfte einer in der Hälfte abgeschnittenen Lagerflasche für pH-Elektroden), Mikrolöffel zum Umrühren, 2 Tropfflaschen, Stativ, Smartphone oder Tablet

**Chemikalien:** Salzsäure  $c \approx 0,10$  mol/L, Natronlauge  $c = 0,10$  mol/L (Maßlösung), Indikator

### Arbeitsvorschrift

**Vorbereitung der Messanordnung:** Die pH-Elektrode wird in die abgeschnittene Vorratsflasche eingeschoben und fest verschraubt, der obere Teil des Gefäßes dient somit als Mikrobecher, in welchem die Reaktion abläuft. Die Elektrode wird kopfüber im Stativ eingespannt und mit dem Endgerät per Bluetooth gepaart (Details siehe Anleitung der wireless – Elektrode). Aus einer Tropfflasche werden 10 Tropfen der Salzsäure in das Reaktionsgefäß verbracht (Flasche für einheitliche Tropfengröße immer vertikal halten) und mit destilliertem Wasser so weit verdünnt, dass die Elektrodenspitze vollständig eintaucht. Ein Tropfen Indikator wird zugesetzt und mit einem Mikrolöffel umgerührt bis der pH-Wert stabil ist.

**Durchführung:** Die Datenerfassung wird in der App gestartet und der Start pH-Wert (Volumeneingabe: 0 Tropfen) erfasst (durch Tippen auf das aus Logger Pro bekannte Erfassungssymbol). Nun wird der erste Tropfen Maßlösung zugegeben (auch hier für einheitliche Tropfengröße die Flasche senkrecht halten), gut umgerührt (hier ist es hilfreich, wenn das Experiment von 2 Personen durchgeführt wird: eine Person tropft zu und rührt um, die Zweite trägt die Werte in die App ein) und nach Stabilisierung des pH-Werts der Wert in die App übernommen. Dieser Vorgang wird bis über mindestens 5 Tropfen über den Äquivalenzpunkt hinaus fortgesetzt.

### Auswertung

Die Auswertung erfolgt entweder direkt am Handy-/Tabletbildschirm oder durch einen Export der Datenreihe. Dafür existiert eine Reihe von Optionen (per Email, Übertragen in Cloud – Speicher wie dropbox oder Google-Drive etc.), die allerdings vom verwendeten Betriebssystem (iOS oder Android) und den installierten Diensten abhängig sind. Die exportierten Daten können in einer Tabellenkalkulation oder sogar in einem Mathematikprogramm wie GeoGebra weiter ausgewertet werden. Im konkreten Fall, wo die Volumsmessung per manueller Tropfenzählung erfolgt, wird die Tropfenzahl vor und nach dem größten pH-Anstieg bestimmt und gemittelt. Das erlaubt natürlich nur eine näherungsweise Konzentrationsbestimmung, die aber für das Verständnis der Grundlagen der Maßanalyse völlig ausreicht:  $c(\text{HCl}) = c(\text{NaOH}) \cdot \text{Tropfenzahl NaOH} / \text{Tropfenzahl HCl} = 0,10 \text{ mol/L} \cdot 9 / 10 = 0,09 \text{ mol/L}$ . Eine exaktere Auswertung kann durch Export der Daten in eine externe Applikation erzielt werden, ist aber bei diesem bewusst einfach gehaltenen Experiment nicht notwendig.

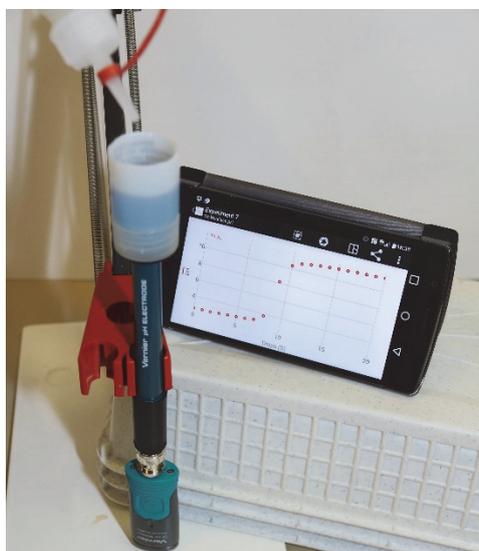


Abb.: Mikrotitration mit kabelloser Handy - Anzeige

Nummer	Gebiet:	<b>Protolysereaktionen, Gleichgewichte</b>	pH_Titration.cmb1
PH3	Versuch:	<i>Säurestärke einer schwachen Säure</i>	pH_Titration_TZ.cmb1

### Allgemeine Grundlagen

Eine typische Anwendung von Datenloggern ist die Aufzeichnung von maßanalytischen Bestimmungen. Die automatische Erfassung des Titrationsvolumens über einen digitalen Tropfenzähler bringt wesentliche didaktische Vorteile: Die Schüler/innen können sich auf den Verlauf der erfassten Messgröße konzentrieren und werden nicht durch die diskontinuierliche Zugabe des Titrators abgelenkt.

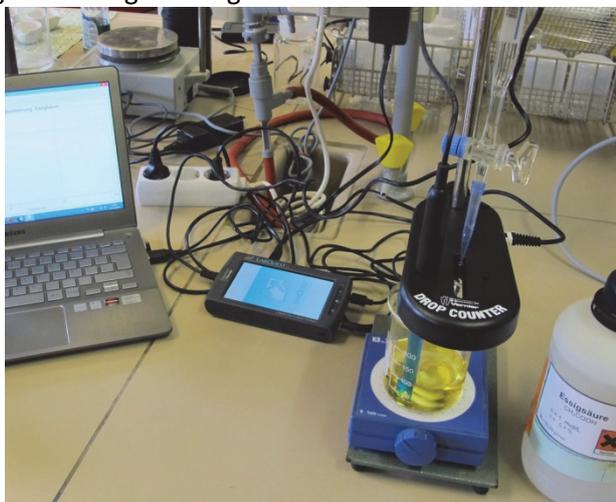
### Geräte und Chemikalien

**Geräte:** Magnetrührer und Rührstäbchen, Becherglas 250 mL, Messpipette 10 mL, pH-Elektrode, Tropfenzähler  
**Chemikalien:** Essigsäure  $c \sim 1$  mol/L, Natronlauge  $c = 1,000$  mol/L (Maßlösung)

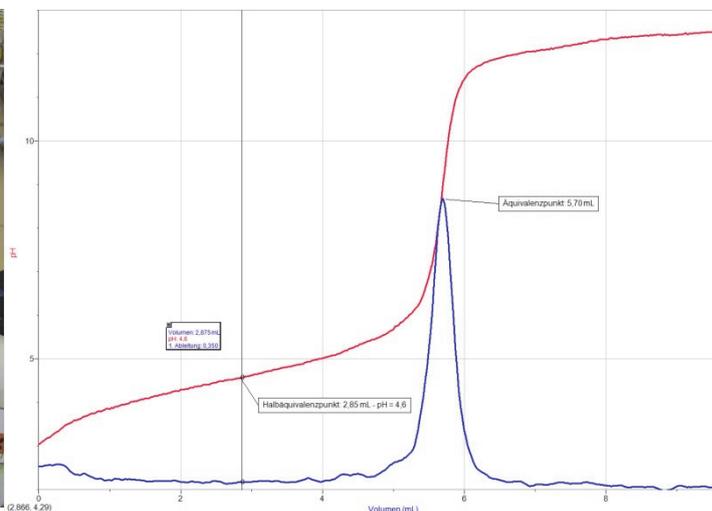
### Arbeitsvorschrift

**Vorbereitung der Messanordnung:** Die pH-Elektrode wird mit Pufferlösungen (pH 4 und 7) kalibriert, ebenso der Tropfenzähler durch Erfassung eines bekannten Volumens der Maßlösung aus der verwendeten Bürette (ein typischer Wert dafür sind 5 mL). Bei normalen Büretten ändert sich die Tropfengröße mit dem Füllstand, was eine präzise Eichung eigentlich unmöglich macht. Ein kleiner Trick kann das Problem bis zu einem bestimmten Grad lösen. Man setzt auf den Auslauf der Bürette eine Kunststoff – Einwegpipettenspitze (siehe Abb.) auf. Die Maßlösung tropft aus der Bürette in die Spitze, füllt diese aber nicht ganz an, es bleibt ein Luftpolster. Das führt dazu, dass die Tropfengröße vom fast konstanten Füllstand in der Spitze und nicht vom variablen Füllstand in der Bürette abhängt und damit recht gleichmäßig bleibt. Logger Pro wird in den Modus „Digitale Ereignisse“ umgestellt, um die x-Achse mit den Impulsen vom Tropfenzähler zu beschicken. Die Erfassung wird gestartet, die Messung wird aber erst vom ersten fallenden Tropfen ausgelöst.

**Durchführung:** Im Becherglas werden ca. 100 mL destilliertes Wasser vorgelegt und 10 mL der Essigsäure zugegeben. Die pH-Elektrode wird so justiert, dass sie vom Rührstäbchen nicht beeinflusst wird. Wichtig ist vor allem die sorgfältige Ausrichtung von Bürette und Tropfenzähler. Die Messung wird gestartet und eine passende Tropfgeschwindigkeit eingestellt.



Titrationanordnung mit pH-Sensor



Titrationkurve (pKs\_HAc\_Auswertung.cmb1)

**Auswertung:** Es wird die typische pH-Kurve einer Titration aufgezeichnet, mit Pufferbereich und dem starken Anstieg um den Äquivalenzpunkt herum. Für die Ermittlung des  $pK_S$  – Werts muss der Halbäquivalenzpunkt bestimmt werden. Eine elegante Möglichkeit dafür ist die Erstellung einer berechneten Spalte. Im konkreten Fall bietet es sich an, die erste (oder zweite) Ableitung der pH-Funktion zu errechnen, die im Äquivalenzpunkt ein charakteristisches Maximum aufweist. Aus dem Volumen des Äquivalenzpunktes kann leicht die Lage des Halbäquivalenzpunktes und mit der Fadenkreuzanzeige der dortige pH-Wert bestimmt werden, der dem gesuchten  $pK_S$  – Wert entspricht.

Im Beispiel liegt der Halbäquivalenzpunkt bei  $V = 2,85$  mL und einem pH-Wert von 4,6. Der so bestimmte  $pK_S$  – Wert der Essigsäure liegt nur knapp unter dem Literaturwert von 4,75.