

Computergestützter Chemieunterricht

Schwerpunkt Datenanalyse und Wireless Technologie,
pH-Wert und Maßanalyse – TEIL 3



Erich KERZENDORFER

ÜBERSICHT ZUR ARTIKELSERIE

- TEIL 1: Hard- und Software,
Didaktische Grundlagen,
**Temperatur- und
Wärmemessung**
- TEIL 2: Schwerpunkt Laborunterricht,
Leitfähigkeitsmessung
- TEIL 3: **Schwerpunkt Datenanalyse
und Wireless Technologie,
pH-Wert und Maßanalyse**
- TEIL 4: Spezielle Sensoren,
Photometrie und Kinetik

1. Fachdidaktische und technische Grundlagen der der pH-Messung

Die Messung des pH-Werts, also der Konzentration oder eigentlich Aktivität der Hydroniumionen (H_3O^+) in wässrigen Lösungen, erscheint auf den ersten Blick recht einfach: pH-Sensor an das Messgerät anschließen, eichen, in die Messlösung eintauchen und den pH-Wert am Display ablesen. Bei genauerer Betrachtung stellt sich aber schnell heraus, dass bereits für ein grundlegendes Verständnis des Messvorganges theoretisches Grundwissen, vor allem aus dem Bereich der Elektrochemie notwendig ist, das auch bei Schüler/innen der Sekundarstufe II nur in Ausnahmefällen parat sein wird. Bleibt also der Ausweg, die Einstabmesskette als Art Blackbox einzuführen und nur zu erwähnen, dass sie eine Spannung an das Messgerät liefert, die zum pH-Wert der Lösung direkt proportional ist. Hinzufügen sollte man noch, dass diese Spannung von der Temperatur des Mediums abhängig ist und daher moderne Elektroden zusätzlich einen Temperatursensor eingebaut haben, der eine sofortige Temperaturkompensation ermöglicht. Manche Hersteller gehen auch den Weg, den Temperatursensor separat an das Messgerät (pH-Meter) anzuschließen, dies spart einerseits Kosten, da der pH-Sensor dadurch billiger wird und der elektronische Temperaturfühler eine deutlich längere Lebensdauer hat, verursacht andererseits aber mehr „Kabalsalat“ und macht die Versuchsanordnung unübersichtlicher.

Schüler/innen mit besonderem Interesse z.B. in Wahlpflichtfächern oder Chemieolympiade-Kursen kann man aber durchaus mit der Theorie hinter der Glaselektrode konfrontieren, daher möchte ich kurz darauf eingehen:

Um ein Potential messen zu können, braucht man immer eine Vergleichselektrode mit bekanntem Potential. Man kann eine pH-Elektrode also als spezielles galvanisches Element ansehen. Als Messelektrode fungiert die noch näher zu beschreibende Glaselektrode, als Bezugslektrode wird in den meisten Fällen eine Silber/Silberchlorid-Halbzelle verwendet (für Spezialanwendungen kommen aber auch andere Elektroden zum Einsatz).

An der gequollenen Glasmembran der Messelektrode entsteht ein Potential, das direkt proportional zur Konzentration der Hydroniumionen im Außenraum ist, sie ist also eine ionenselektive Elektrode. Die H_3O^+ -Konzentration im Innenraum wird mittels einer Pufferlösung konstant gehalten. Unter Einwirkung von Wasser lösen sich an der hauchdünnen Glasmembran oberflächlich Alkaliionen heraus und Oxidbrücken des Silikatgerüsts werden durch Aufnahme von Wasser zum Teil zu OH^- -Gruppen umgewandelt. Dadurch entsteht die Quellschicht, die wie ein Ionentauscher wirkt und für die Einstellung eines reproduzierbaren Gleichgewichts zwischen Innenelektrolyt und Außenlösung sorgt. Das erklärt auch die enorme Wichtigkeit der richtigen Handhabung, Reinigung und Aufbewahrung von pH-Sensoren. Sie dürfen auf keinen Fall für längere Zeit trocken sein, müssen also mittels einer Schutzlösung (meist KCl 3 mol/L) in einer Schutzkappe permanent feucht gehalten werden. Auch der längere Aufenthalt in Lösungen mit sehr hohem oder niedrigem pH-Wert schädigt die Glasmembran und sollte im Sinne einer langen Lebensdauer vermieden werden. Die filigrane Glaskugel ist zudem bruchgefährdet und wird daher meist von einem offenen Schutzkäfig

umhüllt. Verwendet man die Elektrode zum Umrühren, oder stochert damit z.B. in einem Gewässer herum, kann sie trotzdem leicht zu Bruch gehen, darauf sind die Schüler/innen speziell hinzuweisen, vor allem wenn man den Preis der Sensoren bedenkt!

Aus der Nernst-Gleichung (theoretische Ableitung siehe [2]) ergibt sich, dass die pH-Elektrode eine Spannung von 59 mV pro pH-Einheit ausgibt, das wäre zwar mit einem normalen Voltmeter leicht zu messen, funktioniert in der Praxis jedoch nicht, da der Sensor systembedingt einen sehr hohen Innenwiderstand aufweist. In der Praxis werden also Messverstärker auf Transistorbasis eingesetzt.

Vor dem Einsatz müssen Glaselektroden prinzipiell kalibriert werden, dafür sollte man zuverlässige Pufferlösungen mit den pH-Werten 4 und 7 oder 7 und 10 verwenden. Durch Ermittlung des Potentials bei pH 7 wird der zentrale Punkt der Eichgeraden fixiert, die zweite Messung bei pH 4 oder 10 legt die Steigung der Funktion fest. Die pH-Sensoren von Vernier erlauben die Speicherung der aktuellen Eichung.

2. Hardware und Sensoren

Im Schulbetrieb muss vor allem auf Robustheit und Sparsamkeit geachtet werden, daher ist auf die Auswahl der geeigneten Kombination von Elektrode, Messverstärker und Messgerät besonderes Augenmerk zu legen.

Bequem, aber auch kostspielig ist die Verwendung des Original Vernier pH Sensors. Dieser hat sowohl ein Thermometer als auch den Messverstärker in den Elektrodenschäft integriert und kann daher direkt an die verschiedenen, bereits vorgestellten, Vernier-Datenlogger angeschlossen werden. Ein weiterer Vorteil ist in diesem Fall die automatische Erkennung der Elektrode samt vordefinierter Eichung und die Möglichkeit zum individuellen Abspeichern von vorgenommenen Kalibrierungen.

Eine ganz neue Entwicklung sind die Wireless-Sensoren, die ohne eigenen Datenlogger auskommen und mit jedem beliebigen Android- / i-OS-Device (Smartphone, Tablet neuerer Bauart) per Bluetooth-Verbindung ausgewertet werden können. Das erspart den kostspieligen Datenlogger, denn die zugehörigen Apps zur Auswertung sind kostenlos in den jeweiligen App-Stores verfügbar. Mit dem Go Wireless® Electrode Amplifier können beliebige Elektroden mit BNC-Stecker angeschlossen werden. Noch kostengünstiger ist der Verwendung des herkömmlichen Vernier Electrode Amplifiers, der wie die anderen Sensoren an den Datenlogger angeschlossen wird und ebenfalls beliebige pH-Elektroden mit BNC-Stecker akzeptiert. Damit kann man auf deutlich günstigere Elektroden, wie sie z.B. auf e-Bay ([Link: http://www.ebay.de/bhp/ph-elektrode](http://www.ebay.de/bhp/ph-elektrode)) angeboten werden, ausweichen. Da spielt es dann keine so

große Rolle, wenn diese im rauen Schulalltag defekt werden, die Messverstärker selbst sind sehr robust und langlebig. Das sollte man bei der Erstananschaffung einer Schulversuchsausstattung unbedingt berücksichtigen.

3. pH-Messung im Schulalltag

„Wer die Wahl hat, hat die Qual.“ Diese Aussage trifft bei der Auswahl von passenden Schulexperimenten zum pH-Wert jedenfalls zu. Alle möglichen Bereiche abzudecken würde den Rahmen dieses Artikels bei weitem sprengen, daher möchte ich exemplarisch solche Versuche herausgreifen, die für den Einsatz digitaler Messtechnik besonders prädestiniert erscheinen.

Bereits die einfache Messung des pH-Werts verschiedenster Proben und Lösungen wie z.B. Wasserproben, Getränke, Haushaltschemikalien u.a. kommt im Chemieunterricht aller Altersstufen häufig vor. Diese kann auch mit herkömmlichen Geräten bewältigt werden, dabei ergibt sich jedoch die Schwierigkeit, die Messwerte für alle Schüler/innen gleichzeitig sichtbar zu machen. Der Einsatz von Datenloggern zur einfachen Großanzeige von pH-Werten und deren Verlauf bewährt sich hier bestens, da die flexible Bildschirmanzeige in Logger Pro per Projektion (Beamer, Smartboard etc.) gute Sichtbarkeit für das gesamte Auditorium gewährleistet.

Eine wichtige Rolle spielt der pH-Wert als Summenparameter für die Beurteilung der Wasserqualität, die im schulischen Bereich ein beliebtes Projektthema darstellt. Einen interessanten Ansatz stellt dabei der Einsatz der neuen Wireless-Technologie dar, welche die Smartphones oder Tablets der Schüler/innen als Anzeigegerät forciert und einen zusätzlichen Motivationsfaktor ausmacht. Bereits der pH-Wert eines Gewässers hat eine wichtige Aussagekraft zur Wasserqualität, darüber hinaus kann jedoch die Bestimmung der **Säurekapazität** (früher auch m-Wert) einer Wasserprobe erheblich mehr Informationen zur Pufferkapazität und damit zur Sensibilität auf äußere Einflüsse (saure oder basische Einleitungen, saurer Regen etc.) liefern. Zudem ergibt sich ein direkter Zusammenhang zur Karbonathärte der Probe. Die praktische Durchführung wird im Versuchsteil näher beschrieben.

Neben der Messung von statischen Werten in verschiedensten Proben spielt



Abb. 1: Vernier pH-Sensor zum Anschluss an LabQuest und GoLink (rechts unten), Vernier BNC-Elektrode samt Go Wireless Elektrodenverstärker (rechts oben) und der normale Elektrodenverstärker für beliebige BNC-Elektroden (oben Mitte). Für Titrationsen und kinetische Experimente empfiehlt sich die Rührstation samt Tropfenzähler (links).

auch hier die Darstellung des pH-Verlaufs bei Lösungsvorgängen, Reaktionen und Analysen eine didaktisch wichtige Rolle. Die Wirkung und Kapazität von **Pufferlösungen** kann sichtbar gemacht werden, **Titrationen** helfen die Abläufe bei Neutralisationsreaktionen zu beleuchten und die **Säurestärke** zu bestimmen, der funktionale Verlauf des pH-Werts ermöglicht die Auswertung von **kinetischen Untersuchungen**. Das sind nur einige Einsatzmöglichkeiten, die aufzeigen, wie wertvoll und vielseitig der Einsatz von pH-Messtechnik im Chemieunterricht sein kann.

4. Versuche zur pH-Messung

Ausgehend von den oben stehenden Überlegungen habe ich exemplarisch folgende Versuche ausgewählt:

V1: Messung des pH-Werts in Gewässern und Wasserproben und Bestimmung der Säurekapazität derselben

V2: Wirkungsweise von Retard-Tabletten am Beispiel von Vitamin C-Präparaten

V3: Microscale pH-Titration

V4: Bestimmung der Säurestärke durch Titration

V1: pH-Messung und Säurekapazität in Wasserproben

Der pH-Wert ist bei weitem nicht so empfindlich auf eine nicht korrekte Probenentnahme und -lagerung wie z.B. der Sauerstoffgehalt bzw. biologische Sauerstoffbedarf einer Wasserprobe. Trotzdem ist eine direkte Messung vor Ort im Gewässer selbst zu bevorzugen, da hiermit Verfälschungen wie Temperaturveränderungen und Verunreinigungen durch falsche Probennahme hintergehalten werden können. Die Erfahrung zeigt außerdem, dass die Begeisterung der Schüler/innen vor Ort angesichts der realen Umgebung deutlich höher einzustufen ist, vor allem wenn man eine Stelle finden kann, die Messungen vor und nach einer Emissionsquelle erlauben.

*Wie schon erwähnt, ist in diesem Umfeld die Empfindlichkeit von pH-Elektroden besonders relevant und die Schüler/innen müssen dafür im Vorfeld sensibilisiert werden. Der Messvorgang selbst ist jedoch sehr einfach und kann zudem an verschiedenen Stellen des Wasserlaufs wiederholt und verglichen werden. Besonders geeignet erscheinen mir dafür die neuen Wireless – Elektroden, die eine besonders flexible Messwerterfassung ohne störende Kabelanbindung erlauben und die Messdaten direkt auf den Gadgets der Schüler/innen anzeigen und speichern. Da die Elektroden schnell und unkompliziert mit den Mobilgeräten verbunden werden können, reichen wenige Exemplare für mehrere Schülergruppen aus, da bei Wasseranalysen in der Regel schon vor Ort verschiedene Parameter ermittelt werden und eine parallel durchgeführte biologische Untersuchung z.B. des Saprobienindex viel weitreichendere Aussagen über die Wasserqualität zulassen. Eine deutlich höhere Aussagekraft als der pH-Wert selbst hat die **Säurekapazität** eines Wassers. Sie ist ein Maß für die säurebindenden Teilchen in der Lösung (CO_3^{2-} , HCO_3^- und OH^-) und damit für die Pufferkapazität. Je höher die Säurekapazität, desto geringer sind die Einflüsse von sauren Immissionen wie z.B. saurem Regen auf ein Gewässer. Auch im Bereich der Aufbereitung von Schwimmbadwasser spielt dieser Parameter eine entscheidende Rolle.*

Für die vereinfachte schulische Behandlung reduziere ich auf den für die Praxis von Trink- und Oberflächenwässern wesentlichen Parameter Säurekapazität bis zum pH-Wert 4,3 (entspricht $K_{S4,3} \sim +m$ -Wert) für Proben mit einem pH-Wert $< 8,2$.

GERÄTE:

Magnetrührer und Rührstäbchen, Becherglas 250 mL, Bürette, pH-Elektrode, Tropfenzähler optional

CHEMIKALIEN:

Salzsäure $c = 0,10 \text{ mol/L}$ (Maßlösung), Methylorange Indikator

VORBEREITUNG

DER MESSANORDNUNG:

100 mL Wasser (möglichst bei Raumtemperatur) werden im Becherglas vorgelegt und die pH-Messkette justiert. Zusätzlich kann Methylorange als Indikator zugegeben werden (daher rührt die historische Bezeichnung m-Wert für die Säurekapazität). Die Bürette wird montiert, mit der Salzsäure Maßlösung gefüllt und justiert. In Logger Pro wird im Menü „Datenerfassung“ der Modus „Ereignisse mit Tastatureingabe“ ausgewählt, unter Spaltenname wird „Volumen“ (Kurzname „V“, Einheit „mL“) eingetragen.

DURCHFÜHRUNG:

Nach Stabilisierung des pH-Werts wird die Messung gestartet (Schaltfläche „START“) und der erste Messwert übernommen (Schaltfläche „Beibehalten“), für das Volumen wird im Dialogfeld „0“ eingetragen. Nun werden aus der Bürette kleine Portionen (ca. 0,2 mL) Säure zugegeben. Nach jeder Zugabe erfolgt das Procedere wie oben beschrieben: pH-Einstellung abwarten, „Beibehalten“ klicken, Volumen (genaue Ablesung der Bürette) eintragen. Ab einem pH-Wert von etwa 5,5 muss die Säurezugabe auf 1 Tropfen je Schritt reduziert werden, um den Äquivalenzpunkt der Neutralisation des Hydrogencarbonations nicht zu übersehen. Das wird bis zu einem pH-Wert von 4 fortgesetzt, danach werden noch einige Portionen zu 0,2 mL zugegeben. Aus dem erhaltenen Graphen ergibt sich die Säurekapazität durch Auffinden des Bereichs mit der größten Steigung (alternativ kann auch versucht werden, genau auf einen pH-Wert von 4,3 zu titrieren). Das dort abgelesene Volumen dient zur Berechnung der Säurekapazität. Besonders interessant ist der Vergleich verschiedener Proben, z.B. weiches und hartes Wasser bzw. auch verschiedene Mineralwässer aber auch Wasser aus Schwimmbädern und Kläranlagen.

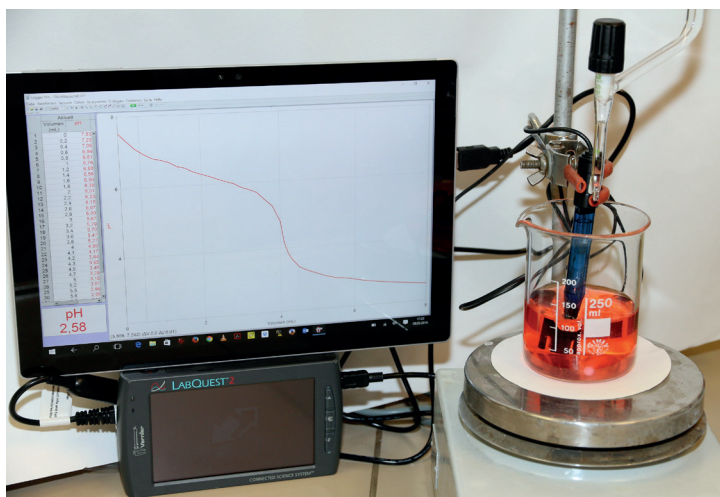


Abb. 2: Versuchsaufbau zur Bestimmung der Säurekapazität des St. Pöltner Leitungswassers

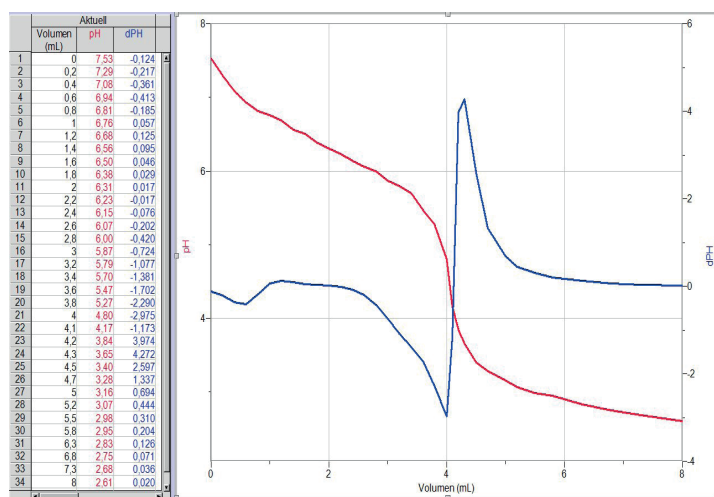


Abb. 3: Auswertung zur Berechnung der Säurekapazität in LoggerPro mit zusätzlicher, berechneter Spalte (2. Ableitung des pH-Werts)

AUSWERTUNG:

Im Graphen wurde zur Ermittlung der größten Steigung die 2. Ableitung der pH-Kurve berechnet. Diese ist bedingt durch die kleine Zahl der Messpunkte ein wenig „eckig“, zeigt aber trotzdem den Äquivalenzpunkt eindeutig an, dieser liegt zwischen 4,0 und 4,1 mL, wo auch der Ziel-pH-Wert von 4,3 exakt erreicht wird. Berechnung: Säurekapazität (KS 4,3) = $V.c.1000/100 = 4,05.0,10.10 = 4,05$ [mmol/L]

GERÄTE:

Magnetrührer und Rührstäbchen, Becherglas 400 mL, pH-Elektrode, Stativ

CHEMIKALIEN:

Vitamin C-Präparate 500 mg (retardiert und nicht retardiert)

VORBEREITUNG

DER MESSANORDNUNG:

250 mL destilliertes Wasser werden im Becherglas vorgelegt, das Rührstäbchen zugegeben und die pH-Elektrode montiert und justiert. Der pH-Sensor wird mit dem Anzeigergerät (im konkreten Versuch das Android-Mobiltelefon des Autors) 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 Tablettenhülle 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 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) können vielfältig ausgetauscht werden, z.B. per Email oder Synchronisation mit diversen Cloudspeicher-Accounts. Die weitere Auswertung erfolgt hier in MS-Excel.

V2: Wirkstofffreisetzung bei Vitamin C Präparaten

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.

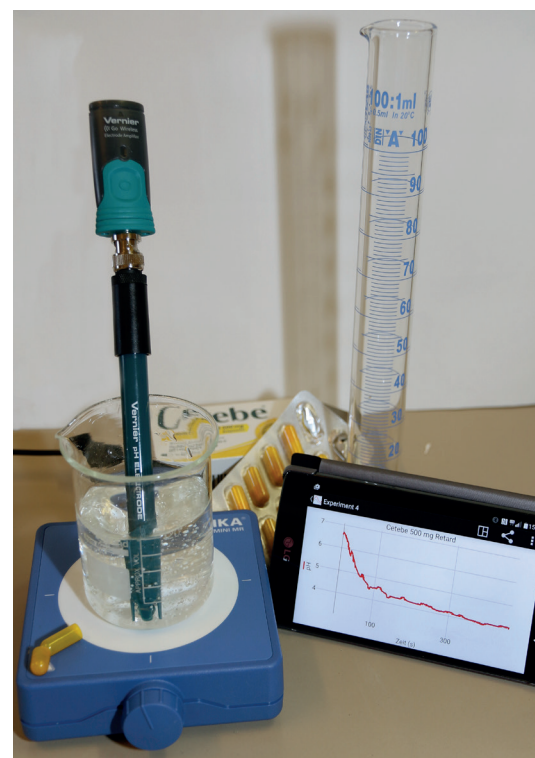


Abb. 4: Versuchsanordnung Vitamin C

AUSWERTUNG:

Der Graph zeigt eindeutig, wie langsam die Freisetzung der Ascorbinsäure beim Retardiertem-Wirkstoff (blaue Kurve) erfolgt. Der etwas unruhige Verlauf der Kurve dürfte daran liegen, dass trotz des Rührens mit dem Magnetrührstäbchen, die Abgabe der Säure nicht ganz gleichmäßig erfolgt. Beim Normalpräparat (gelbe Kurve) sinkt der pH-Wert sehr rasch ab, was auf eine unmittelbare Freisetzung schließen lässt.

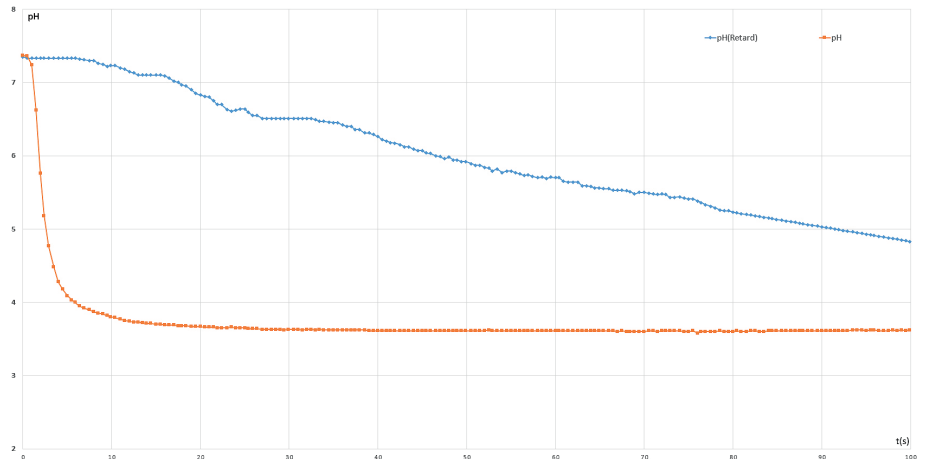


Abb. 5: pH-Wert-Verlauf bei unterschiedlichen Vitamintabletten

V3: Mikrotitration

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:

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

CHEMIKALIEN:

Salzsäure $c \sim 0,10 \text{ mol/L}$, Natronlauge $c = 0,10 \text{ mol/L}$ (Maßlösung), Indikator

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 Reaktionsge-

fäß 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 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.

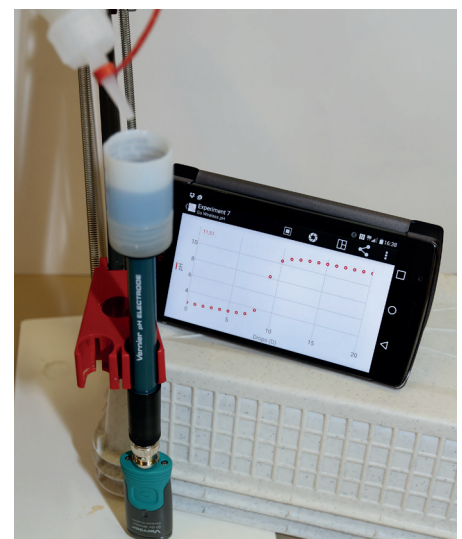


Abb. 6: Mikrotitration mit kabelloser Handy-Anzeige

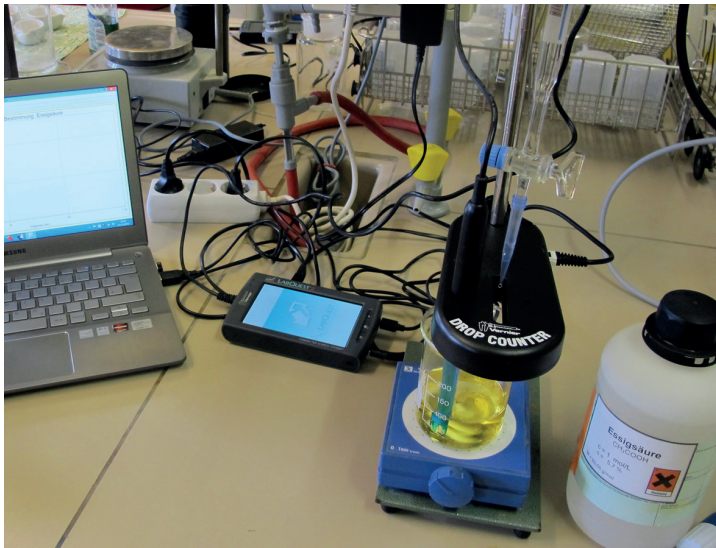


Abb. 7: Titrationsanordnung mit pH-Sensor

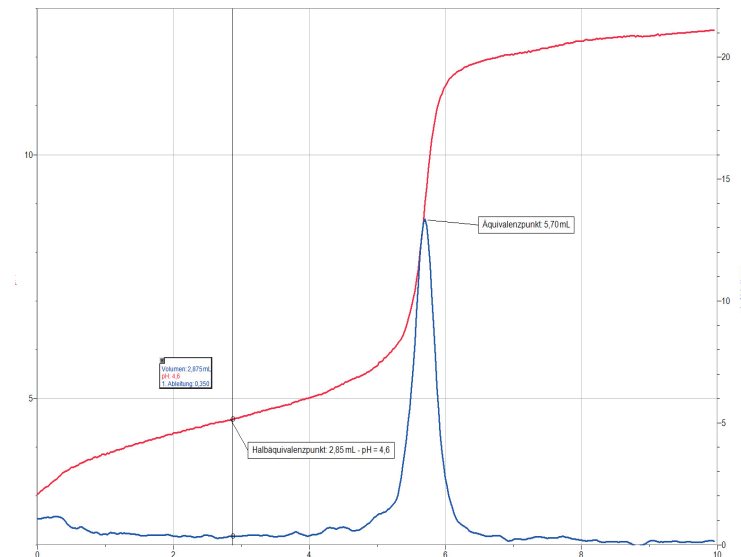


Abb. 8: Titrationskurve mit 1. Ableitung

V4: Bestimmung der Säurestärke einer schwachen Säure durch Titration

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 (meist der pH-Wert oder die elektrische Leitfähigkeit) konzentrieren und werden nicht durch die diskontinuierliche Zugabe des Titrators abgelenkt.

GERÄTE:

Magnetrührer und Rührstäbchen,
Becherglas 250 mL, Messpipette
10 mL, pH-Elektrode,
Tropfenzähler

CHEMIKALIEN:

Essigsäure $c \sim 1 \text{ mol/L}$,
Natronlauge $c = 1,000 \text{ mol/L}$
(Maßlösung)

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. 7) 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.

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 $V = 2,85 \text{ mL}$ und einem pH-Wert von 4,6 (siehe Abb. 8). Der so bestimmte pK_S -Wert der Essigsäure liegt nur knapp unter dem Literaturwert von 4,75.

Zusammenfassung

Durch die Erfassung des pH-Werts in den verschiedensten experimentellen Situationen kann der Schritt vom reinen Beobachten zur quantitativen Auswertung von Reaktionen und Analysen elegant geschaffen und damit die Gesetzmäßigkeiten hinter den chemischen Abläufen erschlossen werden. Von der Wasseranalytik über kinetische Betrachtungen bis hin zur Maßanalyse ergeben sich vielfältige Anwendungsmöglichkeiten für alle Altersstufen. Als besonders einfach einzusetzen hat sich die neueste Generation der, per

Bluetooth gekoppelten, kabellosen Sensoren erwiesen, für die zudem kostenlose Auswertung-Apps für weit verbreitete Endgeräte (Mobiltelefone, Tablets) zur Verfügung stehen, welche einen besonders unmittelbaren Zugang der Schüler/innen gewährleisten.

LITERATUR UND INTERNET-SUCHHINWEISE:

- [1] *Experimente und Laborideen auf der Homepage von Vernier: <http://www.vernier.com/experiments/> (Zugriff: 3/2016)*
- [2] *Prof. Blumes Tipp des Monats zu Glaselektroden: http://www.chemieunterricht.de/dc2/tip/11_11.htm (Zugriff: 3/2016)*

*Mag. Erich Kerzendorfer
BG und BRG St. Pölten,
Josefstraße 83, 3100 St. Pölten
E-Mail: office@kerzendorfer.at*

EINGEREICHT AM: 12.1.2016

ANGENOMMEN AM: 2.3.2016