









## 1.1 V1 – Titration von Cola

In diesem Versuch wird die in Cola enthaltene Phosphorsäure mittels Säure-Base-Titration titriert und bestimmt. Ebenfalls wird mit den erhaltenen Werten gerechnet um das chemische Rechnen bei den Schülerinnen und Schüler zu trainieren und zu festigen. Als Vorwissen wird das Ablaufen einer Titration und der damit verbundenen Neutralisationsreaktion vorausgesetzt. Des Weiteren sollte der Begriff der mehrprotonigen Säuren bekannt sein und das diese nicht nur einen ÄP aufweisen, sondern mehrere, da verschiedene Protolysegleichgewichte vorliegen. Ebenso sollte die Handhabung eines pH-Meters, nicht trocken lagern, sondern immer mit Schutzkappe, sowie die damit verbundene Eichung des pH-Meters mit Eichlösung bekannt sein. Ist dies nicht der Fall, sollte vor diesem Versuch Zeit für die Themen aufgewandt werden und an Titrationsen wie Salzsäure mit Natronlauge die Verwendung eines pH-Meters geübt werden. Zudem sollte die Methode der Extrapolation, auch Drei-Geraden-Methode genannt, beherrscht werden. Außerdem kann bei diesem Versuch das Verfahren der Fehlerbetrachtung eingeführt werden.

Gefahrenstoffe							
Cola	H: -	P: -					
Natronlauge	H: 315, 319, 290	P: 280, 301+ 330+ 331, 305+ 351+ 338, 308+ 310					
							

Materialien: 2 Bechergläser (230 mL), Bürette, Magnetrührer, Trichter, Rührschwein, Pipette, Stativ, Muffe, pH-Meter

Chemikalien: Cola, Natronlauge (0,1 M)

Durchführung: 150 mL Cola werden in ein Becherglas mit einem Magnetrührer solange gerührt und aufgeköcht, bis keine Gasentwicklung mehr zu beobachten ist. Anschließend werden 100 ml der Cola in ein anderes Becherglas geschüttet. Die Bürette wird mithilfe des Trichters mit Natronlauge befüllt und der Flüssigkeitsstand wird abgelesen. Danach wird die Cola mit der Natronlauge titriert und der pH-Wert der Lösung wird mittels pH-Meter detektiert und kontinuierlich, alle 0,5mL, notiert.

Versuchsaufbau:



Abbildung 3: Darstellung des Versuchsaufbaus der Titration von Cola.

Beobachtung: Der pH-Wert vor der NaOH-Zugabe beträgt 2,36. Der erste pH-Sprung ist bei einer Zugabe von 4 mL NaOH-Lösung von 3,09 auf 4,09. Der zweite pH-Sprung ist bei 9 mL von 7,72 auf 8,52.

Tabelle 1: Messwerte der Cola-Titration.

V(NaOH)[mL]	pH-Wert
0	2,36
0,5	2,37
1	2,37
1,5	2,38
2	2,39
2,5	2,52
3	2,61
3,5	2,81
4	3,09
4,5	4,09
5	5,49
5,5	6,06
6	6,33
6,5	6,62
7	6,8
7,5	7,01
8	7,21
9	7,72
10	8,52
11	9,18
12	9,53

13	9,75
14	9,9
15	10,04
16	10,12
17	10,22
17,5	10,26
18	10,28
18,5	10,31
19	10,35
19,5	10,37
20	10,41
20,5	10,43
21	10,45

Deutung:

Werden nun die Messwerte graphisch aufgetragen, erhält man eine Titrationskurve (siehe Abbildung 4). Aus der graphischen Auftragung ist zu erkennen, dass es sich bei der Phosphorsäure um eine mehrprotonige Säure handelt, die drei Deprotonierungsstufen aufweisen müsste. Allerdings sind nur zwei Dissoziationsstufen zu erkennen, da die dritte in den Bereich, bei einem pH-Wert von ca. 11, des Titrationsmittels fällt und daher nicht wahrgenommen wird. Um den dritten ÄP messen zu können, hätte eine 1 M NaOH-Lösung anstelle einer 0,1 M NaOH-Lösung verwendet werden müssen. Die Verdünnung bei der 0,1 M NaOH ist in dem Bereich des dritten ÄP so groß, dass das letzte Proton nicht dissoziiert. Dies ist bei der 1 M NaOH nicht der Fall, da die höhere Konzentration das Gleichgewicht auf die dissoziierte Seite der dritten Protolysestufe verschiebt.

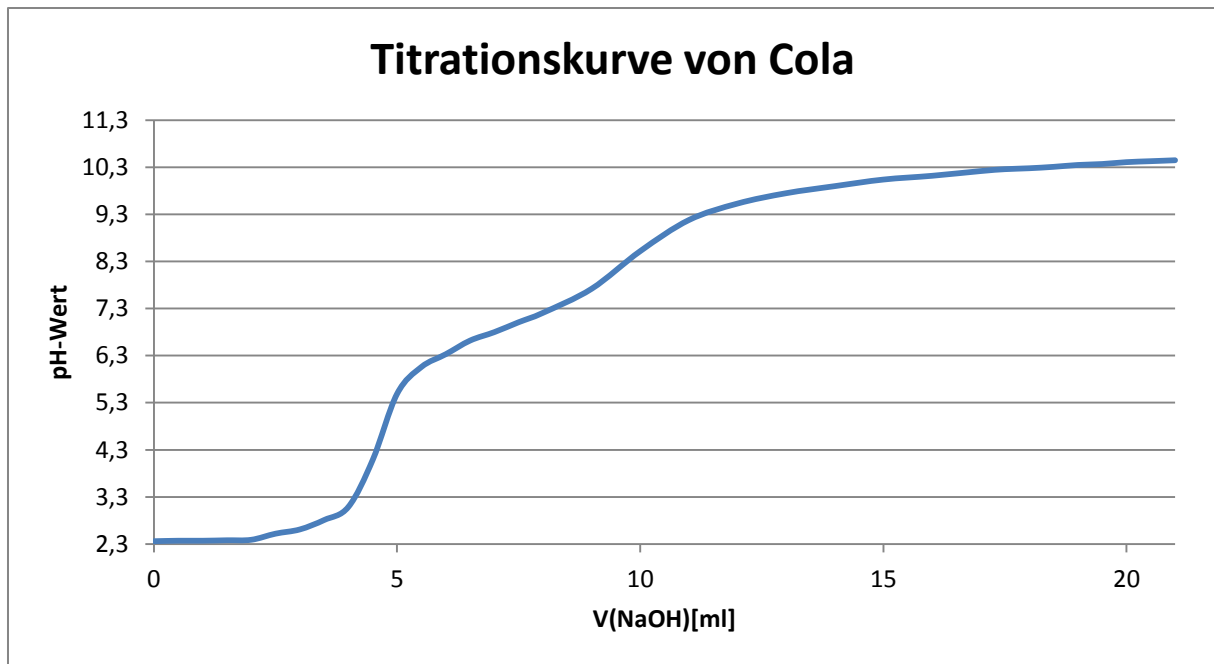
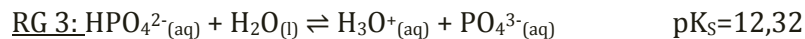
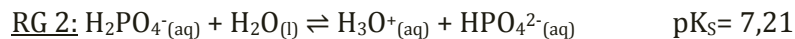
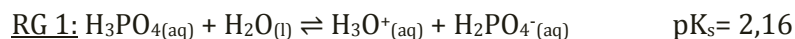


Abbildung 4: Titrationskurve der Cola.

Folgende Reaktionsgleichungen veranschaulichen die Deprotonierung der Phosphorsäure.



Aufgrund der hohen Differenz zwischen den einzelnen  $\text{pK}_s$ -Werten können die Dissoziationsstufen einzeln betrachtet werden.

Zu Beginn der Titration enthält die Lösung zum größten Teil  $\text{H}_3\text{PO}_4$  und  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ . Durch Natronlauge-Zugabe werden die Phosphorsäure-Moleküle in  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ -Ionen überführt, bis beim ersten Äquivalenzpunkt (ÄP) nur noch  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ -Ionen vorliegen. Dies kommt dadurch zustande, weil der  $\text{pK}_s$ -Wert der Phosphorsäure so gering ist, dissoziiert diese vollständig zu Dihydrogenphosphat-Ionen. Beim zweiten ÄP liegen nur noch  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ -Ionen vor, am dritten ÄP nur noch  $\text{PO}_4^{3-}$ -Ionen. Mit den erhaltenen Werten ist es nun möglich den Gehalt an Phosphorsäure zu ermitteln, dafür wird der erste Protolyseschritt (RG 1) betrachtet. Um die ÄP's ablesen zu können werden diese mithilfe der Dreieraden-Methode bestimmt. Durch die Extrapolation wurden für die ersten beiden ÄP folgende Werte erhalten:

	1.ÄP	2.ÄP
V(NaOH) [ml]	4,7	10,2
pH-Wert	4,4	8,7

Am Äquivalenzpunkt liegen äquimolare Stoffmengen der Säure und der Base vor, deshalb gilt dort:

$$n_{\text{Säure}} = n_{\text{Base}}$$

Die Formel für die Stoffmengenkonzentration wird nach der Stoffmenge umgestellt und dadurch ersetzt.

Für die Berechnung wird folgende Formel verwendet:

$$c_{\text{Säure}} \cdot V_{\text{Säure}} = c_{\text{Base}} \cdot V_{\text{Base}}$$

Die Formel wird nach der Konzentration der Säure umgestellt, so wird folgendes erhalten:

$$c_{\text{Säure}} = \frac{c_{\text{Base}} \cdot V_{\text{Base}}}{V_{\text{Säure}}}$$

Nun werden die Werte in die Formel eingesetzt:

$$c_{\text{Säure}} = \frac{0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,0047 \text{ L}}{0,100 \text{ L}} = 4,7 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 34,7 \frac{\text{mmol}}{\text{L}}$$

Nun wird mit der molaren Masse der Phosphorsäure der Wert gemäß der nachfolgenden Gleichung verrechnet, um die exakte Menge zu erhalten.

$$m = c_{\text{Säure}} \cdot M = 4,7 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 98 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,461 \frac{\text{g}}{\text{L}} = 461 \frac{\text{mg}}{\text{L}}$$

Fehlerbetrachtung: Es werden der absolute und relative Fehler berechnet.

Literaturwert: max. 700 mg/L

$$\bar{x}_{\text{abs}} = |x_{\text{Messwert}} - x_{\text{Literatur}}| = |461 - 700| = 239 \frac{\text{mg}}{\text{L}}$$

$$x_{\text{rel}} = \frac{\bar{x}_{\text{abs}}}{x_{\text{Literatur}}} \cdot 100 = \frac{239}{700} \cdot 100 = 34,14 \%$$

Für die zweite Protolyse-Stufe wird dies ebenfalls berechnet:

Dazu wird zuerst die Volumendifferenz zwischen den beiden ÄP's ermittelt, da nur dort die Dissoziation von Dihydrogenphosphat zu Hydrogenphosphat stattfindet und die zuvor zugegebene NaOH-Lösung bereits neutralisiert wurde. Die graphisch ermittelten Volumina der ÄP's werden aus der Titrationskurve entnommen. Die Differenz ergibt sich folgendermaßen:

$$V_{\text{ÄP2}} - V_{\text{ÄP1}} = \Delta V$$

$$10,2 \text{ mL} - 4,7 \text{ mL} = 5,5 \text{ mL}$$

Im nächsten Schritt wird die Stoffmenge des NaOH in den 5,5 mL berechnet. Dazu wird die Formel der Stoffmengenkonzentration nach der Stoffmenge umgestellt und die Werte werden eingesetzt.

$$c = \frac{n}{V} \leftrightarrow n = c \cdot V$$

$$n = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,0055 \text{ L} = 5,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Somit ist die Stoffmenge des Hydrogenphosphates ebenfalls  $5,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ , da der ÄP betrachtet wird und dort äquimolare Stoffmengen der Säure und der Base vorliegen.

Nun muss die Verdünnung noch berücksichtigt werden. Daher wird für die Berechnung der Konzentration das Gesamtvolumen berücksichtigt. Das Gesamtvolumen beträgt 0,1102 L.

$$c = \frac{5,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{0,1102 \text{ L}} = 4,99 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Somit liegt eine Dihydrogenphosphat-Konzentration von  $4,99 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$  vor.

Nach diesem Prinzip wird kann auch die Konzentration des Phosphats am dritten ÄP berechnet werden.

Ebenfalls ist in der Auftragung die Lage der Halbäquivalenzpunkte zu entnehmen. Für die Halbäquivalenzpunkte( HÄP) gilt, dass dort der pH-Wert dem  $pK_s$ -Wert entspricht. Der erste HÄP liegt bei einem pH-Wert von 2,4 und der zweite HÄP bei 7,2. Nun kann eine Fehlerbetrachtung mit den Literaturwerten vorgenommen werden.

$$pK_{s1, \text{Literatur}} = 2,1^{[3]}$$

$$pK_{s2, \text{Literatur}} = 7,1^{[3]}$$

Beispielhaft wird dies für den ersten HÄP berechnet bei dem zweiten werden nur die Ergebnisse genannt.

Für  $pK_{s1}$ -Wert:

$$\overline{x_{abs}} = |x_{\text{Messwert}} - x_{\text{Literatur}}| = |2,4 - 2,1| = 0,3$$

$$x_{rel} = \frac{\overline{x_{abs}}}{x_{\text{Literatur}}} \cdot 100 = \frac{0,3}{2,1} \cdot 100 = 14,29 \%$$

Für  $pK_{s2}$ -Wert:

$$\overline{x_{abs}} = 0,1$$

$$x_{rel} = 1,41 \%$$

Anhand der Fehlerwerte zeigt sich, dass diese nur sehr gering von den Literaturwerten abweichen. Somit ist dies eine geeignete Methode um die Halbäquivalenzpunkte zu bestimmen.

Entsorgung: Die Lösungen können über das Abwasser entsorgt werden.

Literatur: [3] [http://www.ld-didactic.de/documents/en-US/EXP/C/C1/C1722\\_d.pdf](http://www.ld-didactic.de/documents/en-US/EXP/C/C1/C1722_d.pdf), 31.07.16 (Zuletzt abgerufen am 31.07.16 um 15:07 Uhr).

**Unterrichtsanschlüsse** Durch diesen Versuch ist es möglich, dass die Schülerinnen und Schüler die Titration selber durchführen und ihr in den Stunden vorher erlangtes Wissen, über den Äquivalenzpunkt, den Halbäquivalenzpunkt und das Anfertigen einer Titrationskurve, wie das Wissen über mehrprotonige Säuren, anzuwenden. Des Weiteren werden hier auch die Grundlagen des chemischen Rechnens abverlangt und stellt für die Schülerinnen und Schüler eine gute Möglichkeit zur Übung dar. Die Cola muss vorher unbedingt abgekocht werden, damit das gelöste Hydrogencarbonat vollständig entfernt wurde, da dies sonst die Messung verfälscht. In diesem Versuch ist es nicht gelungen, die Cola durch mehrmaliges Aufkochen mit Aktivkohle und anschließender Filtration über einen Büchnertrichter zu entfärben, damit ein Indikator wie Bromthymolblau die Umschlagpunkte zu veranschaulichen. Die dunkle Farbe der Cola stammt von dem Farbstoff E 150d. Hinter der Abkürzung verbirgt sich Ammoniumsulfid-Zuckerkulör. Dieser Versuch ist sehr alltagsnah, da Cola mit zu den beliebtesten Genussgetränken in der Gesellschaft zählt.