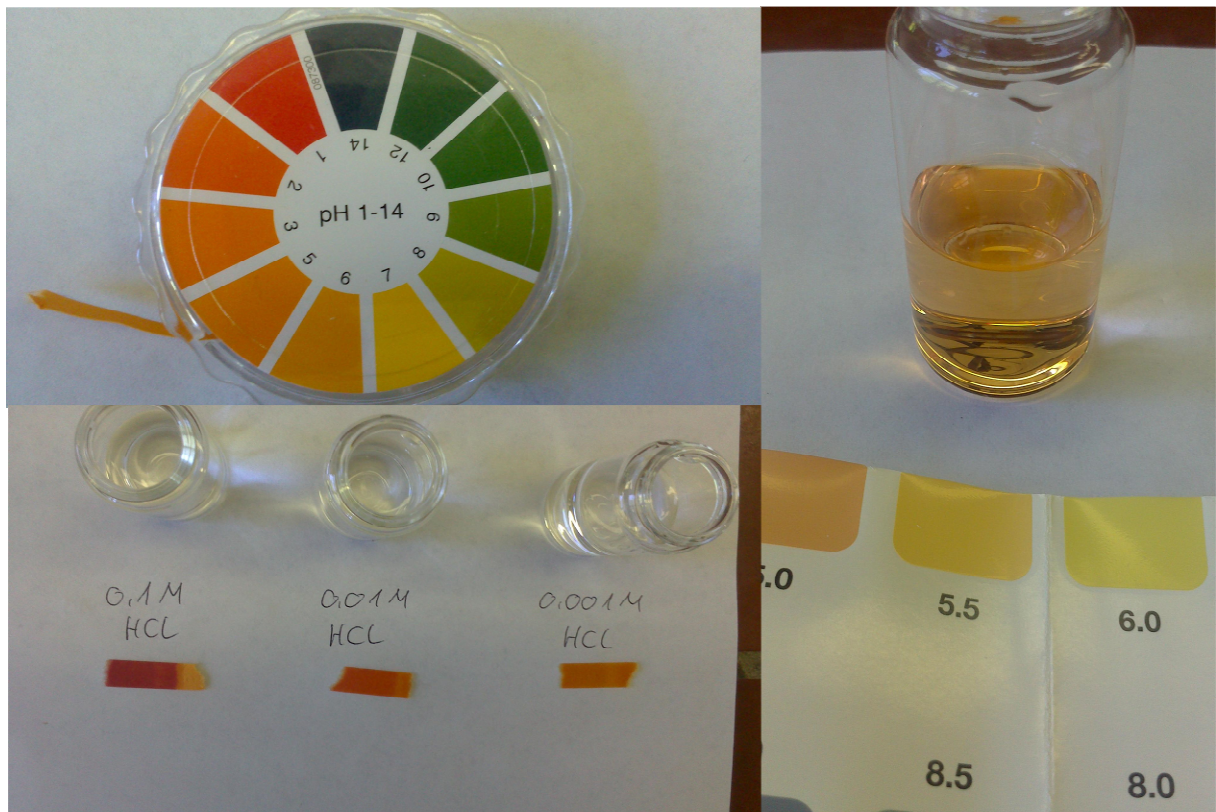


# Schulversuchspraktikum

Name: Tobias Piotrowski

Semester: Sommersemester 2013

Klassenstufen 9 & 10



---

**pH-Wert**

---

**Auf einen Blick:**

Dieses Protokoll befasst sich mit verschiedenen Messmethoden und Eigenschaften des pH-Wertes. Versuch 1 - *pH-Wert wasserfreier Essigsäure* zeigt, dass die Protonen der Säuren nur in Verbindung mit Wasser ihre saure Wirkung entfalten können. Versuch 2 – *Wie sauer ist Kohlensäure* zeigt die Löslichkeit von CO<sub>2</sub> in Wasser und die Dissoziation in Kohlensäure.

Der Schülerversuch V 3 – *die weggeblasene Farbe* verdeutlicht die Neutralisation von Säuren und Laugen durch Einblasen von CO<sub>2</sub> in eine stark verdünnte NaOH Lösung. Versuch 4 – *fast Homöopathie* zeigt die Abhängigkeit des pH-Wertes von der Verdünnung. Eine Säure und ein Lauge werden dabei immer im 1/10 verdünnt und der pH-Wert gemessen. Der letzte Versuch V 5 – *Spannung und pH-Wert* verdeutlicht, dass Leitfähigkeit und pH-Wert zusammenhängen. Hier wird eine Titration durchgeführt wobei gleichzeitig Spannung und pH-Wert gemessen werden.

**Inhalt**

1	Beschreibung des Themas und zugehörige Lernziele .....	3
2	Relevanz des Themas für SuS .....	4
3	Lehrerversuche .....	4
	3.1 V 1 – Titel des Versuches).....	4
	3.2 V 2 – Wie sauer ist Kohlensäure.....	6
4	Schülerversuche.....	4
	4.1 V 3 – Die geblasene Farbe.....	8
	4.2 V 4 – Fast Homöopathie.....	10
	4.3 V4 – Spannung und pH-Wert.....	12
5	Reflexion des Arbeitsblattes .....	16
	5.1 Erwartungshorizont.....	16

5.2	Erwartungshorizont.....	16
-----	-------------------------	----

## 1 Beschreibung des Themas und zugehörige Lernziele

Im Kerncurriculum wird im Basiskonzept Stoff-Teilchen direkt Bezug zu der pH-Skala im Bereich Fachwissen verlangt. Dazu lassen sich noch weiter differenziert die  $H^+/H_3O^+$  und  $OH^-$ -Ionen einführen.

Der Lehrerversuch 1 zeigt, dass für die saure Wirkung einer Säure Wasser vorhanden sein muss, damit das Hydroxoniumion gebildet werden kann. Hier kann dies direkt eingeführt werden. Weiterhin kann die pH-Skala erklärt werden und dass Säuren einen pH-Wert im Bereich 1-6 haben. Im Kerncurriculum (KC) wird neben dem Bereich Fachwissen auch der Bereich Kommunikation angesprochen, da die SuS Modelle anwenden und chemische Fachsprache nutzen müssen.

Der Lehrerversuch 2 zeigt, dass destilliertes Wasser einen pH-Wert im leicht sauren Bereich hat. Hier kann die Autoprotolyse des Wassers erklärt werden und anschließend die Löslichkeit von  $CO_2$  und die daraus entstehende Kohlesäure erklärt werden. Weiterhin kann die Temperaturabhängigkeit des pH-Wertes und die Senkung der Löslichkeit von  $CO_2$  in warmem Wasser besprochen werden. Im KC wird hier auch der Bereich Fachwissen abgedeckt sowie in V1 die Kommunikation. Außerdem können hier Bindungsmodelle genutzt werden, wodurch der Bereich Erkenntnisgewinnung mit einbezogen wird.

Die Neutralisation einer Lauge mit einer Säure wird im Schülerversuch 1 gezeigt. Hier lernen die SuS weitere Eigenschaften der  $OH^-$ - und  $H_3O^+$ - Ion kennen. Dieser Versuch kann z.B. mit LV 2 kombiniert werden. Im KC ist der Bereich Fachwissen und Erkenntnisgewinnung abgedeckt.

Schülerversuch 2 zeigt die Abhängigkeit des pH-Wertes von der Konzentration. Hier wird, ohne den  $\log_{10}$  zu benutzen, die Änderung des pH-Wertes bei Verdünnung um  $1/10$  gezeigt. Hierbei ist wieder der Bereich Fachwissen abgedeckt und weiterhin können Bezüge zur Mathematik geschaffen werden, falls der Logarithmus doch eingeführt werden soll.

Die Abhängigkeit der Spannung vom pH-Wert ist im Schülerversuch 3 gezeigt. Hier wird eine Säure-Base Titration durchgeführt und gleichzeitig die Leitfähigkeit über die Spannung gemessen. Dabei lernen die SuS, dass die Leitfähigkeit durch Anwesenheit von beweglichen Ionen abhängt, also auch von  $OH^-$ - und  $H_3O^+$ - Ionen. Dass diese sich gegenseitig neutralisieren wird hier ebenfalls thematisiert und die Bereiche Fachwissen und Kommunikation des KC werden abgedeckt.


## 2 Relevanz für SuS

Das Thema pH-Wert lässt sich in andere Themengebiete, wie z.B. Säure und Basen im Haushalt, einbeziehen. Im Alltag ist der Begriff pH-Wert vor allem in der Werbung unter den Begriff „pH-Heutneutral“ zu finden. Weiterhin kennen viele SuS den Begriff bereits und denken, dass die Stärke von Säuren und Basen vom pH-Wert abhängen ohne aber die genauen Hintergründe zu kennen. Die Stärke einer Säure hängt jedoch vom  $pK_s$ -Wert ab und nicht vom pH-Wert, also kann diese Fehlvorstellung in der Unterrichtseinheit pH-Wert aufgegriffen werden. Den SuS wird das Säure-Base Konzept von Bronsted beigebracht, wonach eine Reaktion mit Wasser stattfindet und ein  $H_3O^+$ - bzw. ein  $OH^-$ -Ion entsteht.

## 3 Lehrerversuche

Dieser Versuch soll zeigen, dass 100%-ige Essigsäure (Eisessig) nicht sauer reagiert und der pH-Wert erst bei Zugabe von Wasser sinkt.

### 3.1 V 1 – pH-Wert von wasserfreier Essigsäure

Gefahrenstoffe		
Eisessig	H: 226, 314	P: <u>280</u> , 301+330+331, 305+351+338
$Na_2SO_4$	H: -	P: -
Dest. Wasser	H: -	P: -
		

Materialien: Becherglas, pH-Papier,

Chemikalien: Eisessig (wasserfrei), destilliertes Wasser

Durchführung: Die Essigsäure muss vorher evtl. mit  $Na_2SO_4$  getrocknet werden.

Es werden 10 mL Eisessig in das Becherglas gegeben und der pH-Wert wird sofort gemessen. Anschließend werden einige Tropfen Wasser in den Essig gegeben und der pH-Wert wird gemessen.

Beobachtung: Zunächst ist der pH-Wert im Bereich 5-6. Nach Wasserzugabe sinkt der pH-Wert auf 1-2.

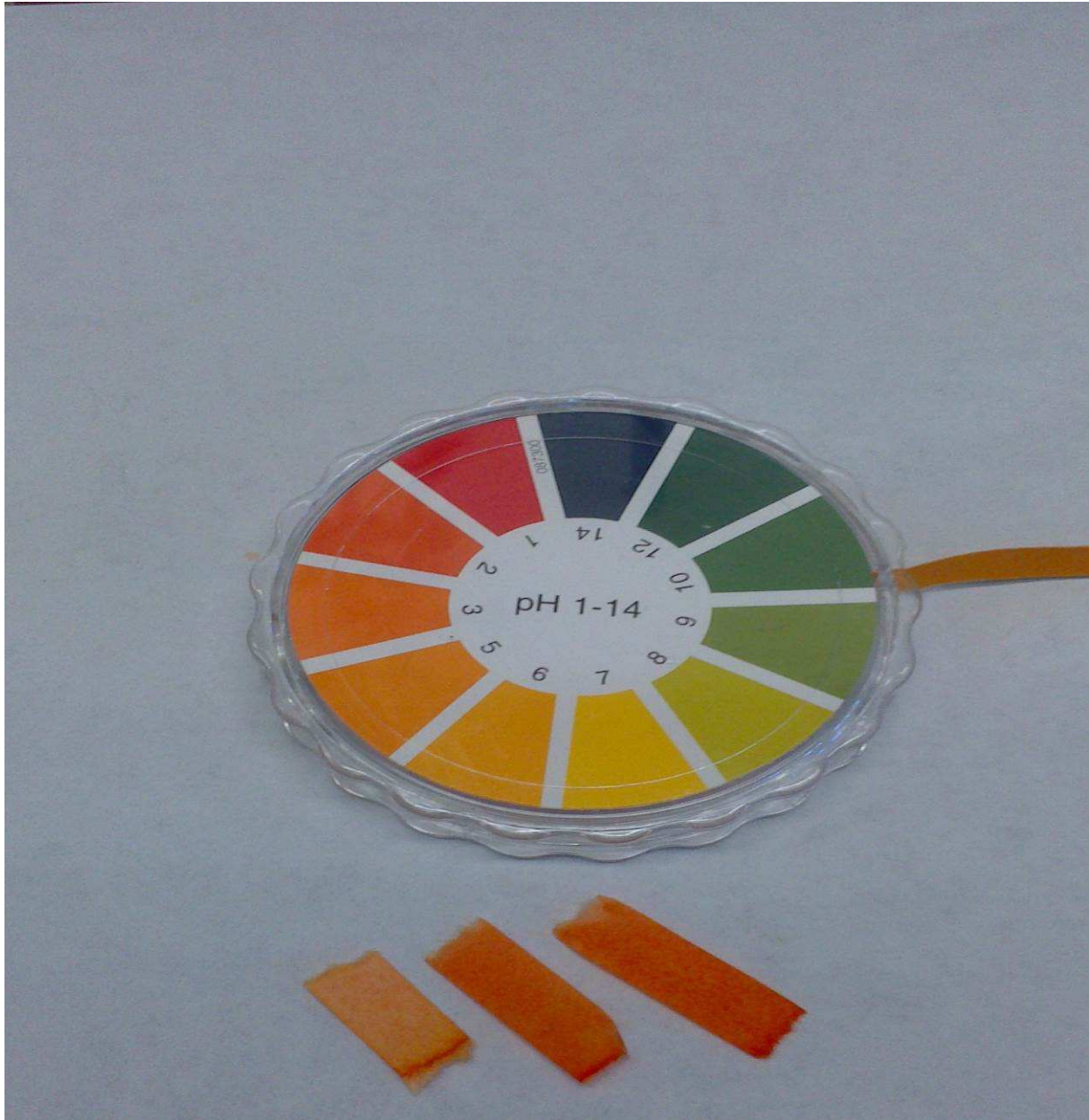
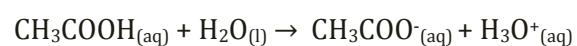


Abb. 1 - Links: pH-Papier im Eisessig, Mitte und Rechts: pH-Papier nach einigen Tropfen Wasser.

Deutung: Die 100%-ige Essigsäure kann bei Abwesenheit von Wasser keine Hydroxonium-Ionen bilden. Erst wenn Wasser dazu gegeben wird, kann das  $H^+$  abgegeben werden.





Das gilt im Allgemeinen für alle Säuren.


Entsorgung: Die saure Lösung wird im Säure-Base Abfall entsorgt.

Literatur: [http://daten.didaktikchemie.uni-bayreuth.de/experimente/standard/0706\\_phwert\\_saeuren.htm](http://daten.didaktikchemie.uni-bayreuth.de/experimente/standard/0706_phwert_saeuren.htm) Autor: Walter Wagner (Stand: 05.08.13)

**Unterrichtsanschlüsse:** Dieser Versuch eignet sich als Erarbeitungsexperiment und Problemexperiment, da man hier die Rolle des Wasser bei einer Säure-Base Reaktion thematisieren kann. Er eignet sich um das Verständnis noch weiter zu vertiefen und nicht unbedingt als Einstiegsversuch, da die pH-Skala bekannt sein muss, sowie die Reaktion von Säuren und Basen.

Dieser Versuch zeigt die Temperaturabhängigkeit der Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid in Wasser und die darauf folgende Reaktion mit Wasser. Destilliertes Wasser wird mit Universalindikator versetzt, CO<sub>2</sub> eingeleitet und anschließend erhitzt. Die SuS sollten eine Säure-Base Reaktion aufstellen können.

### 3.2 V 2 – Wie sauer ist Kohlensäure?

Gefahrenstoffe		
Dest. Wasser	H: -	P: -
CO <sub>2</sub> (Gasflasche)	H: 280	P: 403
		

Materialien: Becherglas, Universalindikator, Dreifuß mit Keramiknetz, Bunsenbrenner, alternativ auch Heizplatte

Chemikalien: CO<sub>2</sub> (Gasflasche), destilliertes Wasser

Durchführung: Das Becherglas wird bis zur Hälfte mit dest. Wasser gefüllt und mit einigen Tropfen Universalindikator versetzt.

Anschließend wird für ca. zwei Minuten CO<sub>2</sub> in das Wasser eingeleitet. Die Lösung wird danach erhitzt.

**Beobachtung:** Der pH-Wert des Wassers liegt bei ca. 6 und ändert sich bei einleiten des Gases auf ca. 4. Erhitzt man die Lösung nun steigt der pH-Wert wieder auf den ursprünglichen Wert zurück.

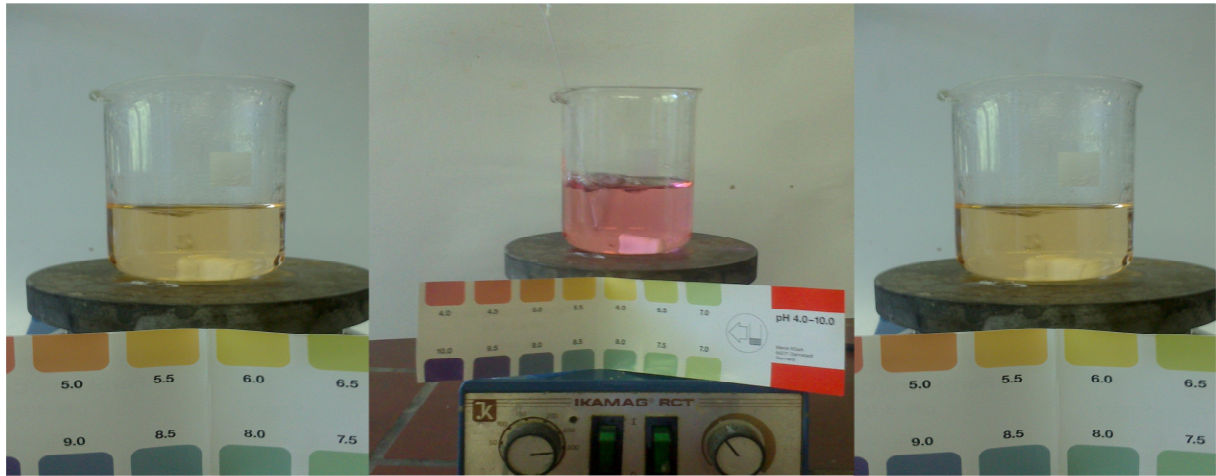
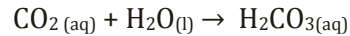
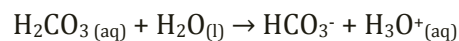


Abb. 2 – Links: dest. Wasser, Mitte: Einleiten der Kohlensäure, Rechts: Lösung nach erhitzen.

**Deutung:** Die leicht saure Reaktion des Wasser lässt sich auf das bereits gelöste  $\text{CO}_2$  aus der Luft zurückführen. Leitet man das  $\text{CO}_2$  in das Wasser löst sich ein großer Teil davon.



Die Kohlensäure protolysiert dabei.



Der pH-Wert wird dadurch in den sauren Bereich verschoben. Beim Erwärmen verschiebt sich das Gleichgewicht der Gleichung (2) nach links, der pH-Wert erreicht wieder den ursprünglichen Wert.

Erhitzt man die Lösung noch stärker verschiebt sich auch das Gleichgewicht der Gleichung (1) nach links. Das  $\text{CO}_2$  entweicht aus dem Wasser.

**Entsorgung:** Die Lösung kann in den Abfluss gegeben werden.


**Literatur:** Chemische Freihandversuche Band 1, H. Schmidkunz, W. Rentzsch, Aulis Verlag, 2011, Seite: 247

**Unterrichtsanschlüsse:** Dieses Experiment eignet sich als Erarbeitungsexperiment, da man bekannte Sachverhalte, wie die Löslichkeit von  $\text{CO}_2$  in Wasser, mit einem neuen Aspekt verbindet. Hier wird die Entstehung von Kohlensäure über die pH-Änderung gezeigt und anschließend, wie diese wieder Ausgetrieben wird, wodurch der pH-Wert wieder den Ausgangswert erreicht.

## 4 Schülerversuche

Hier soll die Neutralisation von einer Säure und einer Lauge am Beispiel von stark konzentrierter Natronlauge mit Kohlensäure aus der Atemluft gezeigt werden. Die SuS sollten wissen, dass  $\text{CO}_2$  wasserlöslich ist und eine Säure-Base Reaktion aufstellen.

### 4.1 V 3 – Die weggeblasene Farbe.

Gefahrenstoffe		
$\text{NaOH}_{(\text{aq})}$ (0.1 M)	H: -	P: -
Dest. Wasser	H: -	P: -
Universalindikator	H:	
		

**Materialien:** Schnappdeckelglas, Universalindikator, Pipette, kleines Becherglas, Strohhalm (oder Ähnliches)

**Chemikalien:** dest. Wasser,  $\text{NaOH}$  (0.1 M), Universalindikator

**Durchführung:** Das Schnappdeckelglas wird bis zur Hälfte mit Wasser gefüllt und einige Tropfen Universalindikator werden hinzugegeben. Anschließend wird bis zur Blaufärbung  $\text{NaOH}$  Lösung dazu getropft (oft reichen 1 – 2 Tropfen).

Mit dem Strohhalm wird Luft hinein geblasen bis eine Farbänderung eintritt.

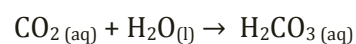


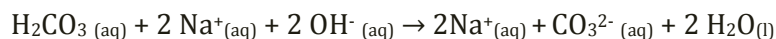
Beobachtung: Der pH-Wert des Wassers liegt bei ca. 6 und ändert sich bei dem Zutropfen der Natronlauge auf knapp 10. Beim hineinblasen sinkt der pH-Wert auf den ursprünglich Wert.



Abb. 3 – Oben: dest. Wasser und Indikator, Mitte: Natronlauge zugesetzt, Unten: Lösung nach durchpusten.

Deutung: Wird Atemluft in die Natronlauge geblasen, löst sich ein Teil des  $\text{CO}_2$  in der Lösung und reagiert mit dem Wasser zu Kohlensäure. Diese wiederum reagiert mit der Natronlauge. Folgende Reaktionen finden statt.






**Entsorgung:** Die stark verdünnten Lösungen werden vereinigt und können im Abfluss entsorgt werden.

**Literatur:** Chemische Freihandversuche Band 1, H. Schmidkunz, W. Rentzsch, Aulis Verlag, 2011, Seite: 24

**Unterrichtsanschlüsse:** Dieser Versuch lässt sich direkt als Anschlussversuch zu V 2 durchführen, wobei ein neuer Aspekt betrachtet wird. Hier kann die Reaktion von Säuren mit Basen thematisiert werden.

Dieser Versuch soll die pH-Abhängigkeit von der Konzentration zeigen. Dazu wird 0.1 M Natronlauge und 0.1 M Salzsäure jeweils um 1/10 verdünnt wobei der pH-Wert in jeweils eine Einheit sinkt bzw. steigt. Die Verdünnungsreihe kann von den SuS selber hergestellt werden. Die SuS brauchen hier kein besonderes Vorwissen.

#### 4.2 V 4 - Fast Homöopathie.

Gefahrenstoffe		
NaOH <sub>(aq)</sub> 0.1 M	H: -	P: -
Salzsäure 0.1 M	H: -	P: -
		

**Materialien:** 6 Schnappdeckelgläser, pH-Papier, Messpipette, Peleusball, Filzstift

**Chemikalien:** dest. Wasser, NaOH<sub>(aq)</sub> (0.1 M), HCl<sub>(aq)</sub> (0.1 M)

**Durchführung:** In das erste Schnappdeckelglas wird 10 mL 0,1 M Natronlauge gegeben. Der Flüssigkeitsstand wird an dem Glas markiert und auf die anderen beiden Gläser übertragen (durch anhalten). Anschließend wird 1 mL der Natronlauge in das zweite Schnappdeckelglas gegeben und mit dest. Wasser bis zur Markierung aufgefüllt. Das Glas wird verschlossen und geschüttelt.

Aus diesem Glas wird auch 1 mL in das dritte Glas gegeben und wieder bis zur Markierung aufgefüllt und geschüttelt.

Die gleiche Versuchsdurchführung wird mit der Salzsäure vorgenommen.

Die Messung des pH-Wertes kann auch mit einem pH-Meter vorgenommen werden.

Beobachtung: Die pH-Werte der Lösungen unterscheiden sich jeweils um ca. eine Einheit. Die Natronlauge sinkt von ca. 12 auf 10, die Salzsäure steigt von ca. 2 auf 4.

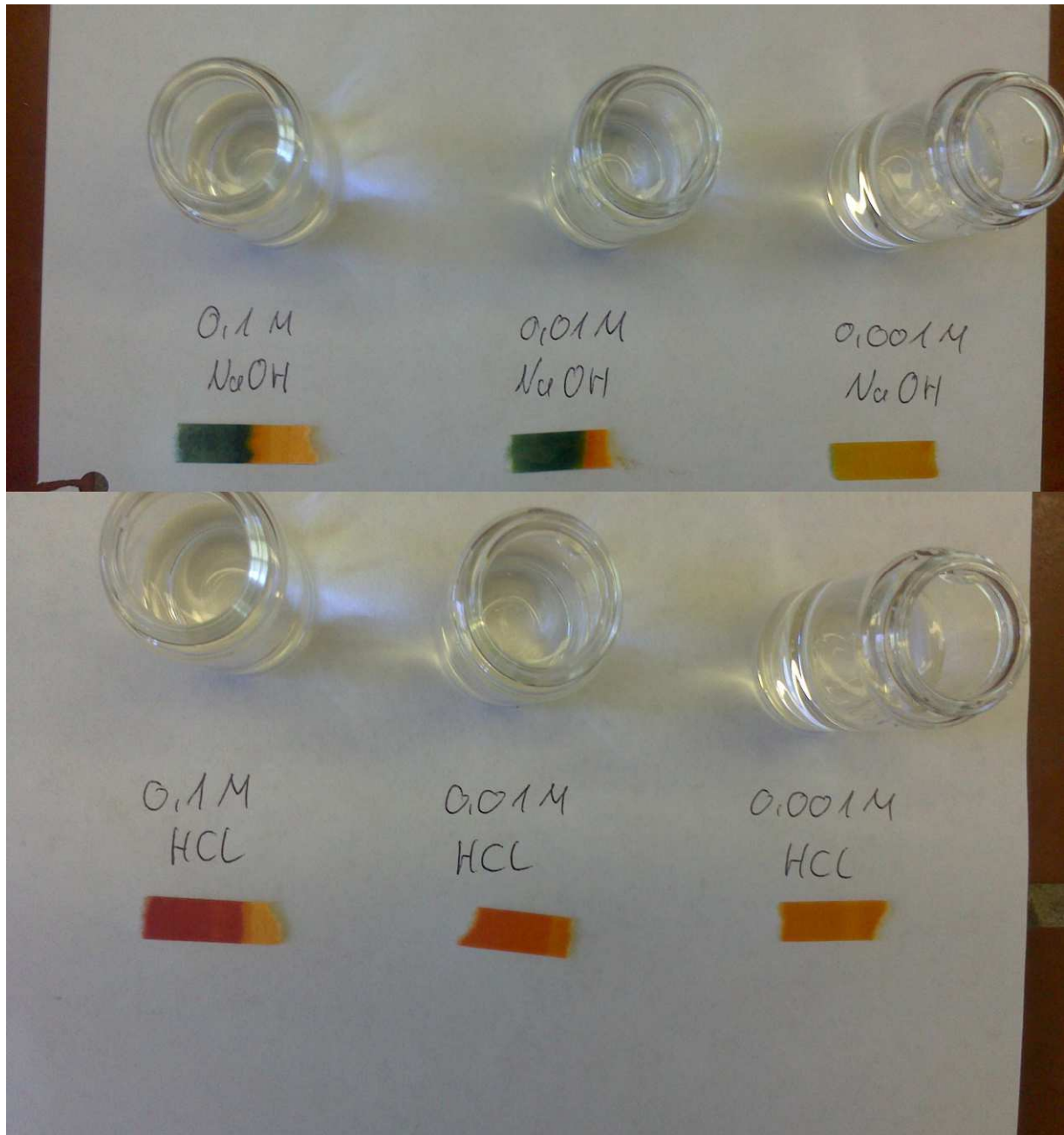


Abb. 4 – Oben: 0.1 M NaOH, 0,01 M NaOH, 0.001 M NaOH; Unten: 0.1 M HCl, 0,01 M HCl, 0.001 M HCl

**Deutung:** Der pH-Wert ist der negative dekadische Logarithmus der  $H^+$  Ionen Konzentration.

$$pH = -\log([H^+])$$

Hier ändert sich der pH-Wert jeweils um einen Punkt wenn man die Konzentration um den Faktor 10 verändert.


**Entsorgung:** Die Lösungen werden vereinigt, neutralisiert und in den Abfluss gegeben.

**Literatur:** Chemische Freihandversuche Band 1, H. Schmidkunz, W. Rentzsch, Aulis Verlag, 2011, Seite: 251

**Unterrichtsanschlüsse:** Hier handelt es sich um ein Erarbeitungsexperiment. Die SuS beobachten die pH-Änderung und ziehen eigenständig Schlussfolgerungen aus ihren Beobachtungen. Der Versuch kann auch zu Beginn einer Unterrichtseinheit eingeführt werden.

Dieser Versuch soll die Leitfähigkeit einer Lösung bei Änderung des pH-Wertes zeigen. Dazu wird eine 0.1 M NaOH-Lösung in eine 0.1 M HCl-Lösung titriert. Parallel dazu wird die Änderung der Leitfähigkeit und des pH-Wertes verfolgt.

#### 4.3 V 5 – Spannung und pH-Wert.

Gefahrenstoffe		
NaOH <sub>(aq)</sub> 0.1 M	H: -	P: -
Salzsäure 0.1 M	H: -	P: -
		

**Materialien:** 250 mL Becherglas, 2 Multimeter, Leitfähigkeitsprüfer, Trafo, pH-Meter, Magnetprüfer, Bürette, Bürettenklammer, Stativmaterial

**Chemikalien:** NaOH<sub>(aq)</sub> (0.1 M), HCl<sub>(aq)</sub> (0.1 M)

**Durchführung:** Die Bürette wird mit 50 mL Natronlauge befüllt. Die Salzsäure wird in das Becherglas gegeben und auf den Magnetprüfer gestellt. Das pH-Meter und der Leitfähigkeitsprüfer werden in das Stativ eingeklemmt und in die Lösung gestellt. Die Spannung wird auf 5 V gestellt und es wird Wechselstrom und -spannung mit dem Multimeter gemessen.

Der Magnetprüfer wird auf eine mittlere Stufe gestellt und es wird Milliliterweise die Natronlauge in die Salzsäure titriert.

**Beobachtung:** Der pH-Wert ändert sich nur sehr langsam bei Zugabe der Natronlauge. Die Spannung fällt zu Beginn der Titration jedoch recht schnell und später nur noch langsam. Nach dem 25 mL titriert wurden ändert sich der pH-Wert schlagartig und die Spannung steigt.





Abb. 5 – Links: pH-Meter ; Mitte: Becherglas mit HCl, Bürette mit NaOH; Rechts: Multimeter

Deutung:

Durch Zugabe von NaOH in die Salzsäure werden die  $H^+$  Ionen in der Lösung abgefangen und tragen nicht mehr zu Leitfähigkeit bei. Aus dem selben Grund sinkt auch der pH-Wert leicht. Da jedoch ein deutlicher Überschuss an Säure vorhanden ist ändert sich der pH-Wert nur leicht.

Am Äquivalenzpunkt ändert sich der pH-Wert schlagartig, da die  $OH^-$  Konzentration die  $H^+$  Ionen Konzentration überschritten hat. Die Leitfähigkeit

steigt in diesem Bereich nicht so stark, da Verdünnungseffekte eine Rolle spielen.

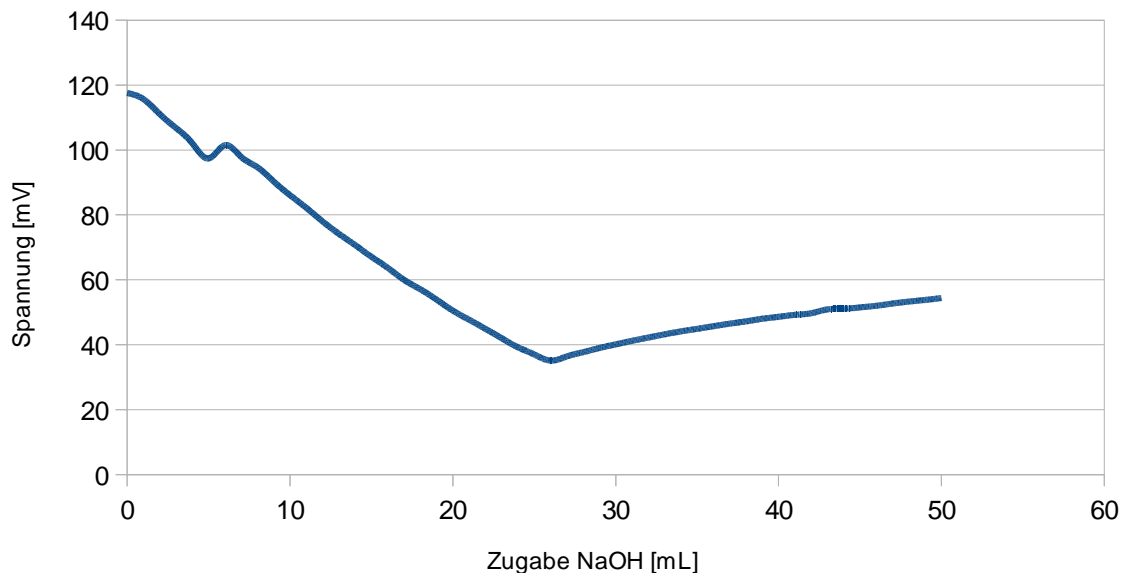


Abb. 6 - Auftragung Spannung gegen das Volumen an Natronlauge.

Literatur: <http://www.ld-didac-tic.de/software/524221de/Content/ExperimentExamples/Chemistry/AnalyticalChemistry/TitrationHydrochloricAcid.htm> Autor: nicht genannt. (Stand 05.08.13)

**Unterrichtsanschlüsse:** Dieser Versuch eignet sich als Erarbeitungsexperiment und lässt sich an verschiedenen Stellen der Unterrichtseinheit anbringen. Die SuS sollten jedoch schon die Reaktion von Säuren mit Basen kennen und wissen, dass  $\text{H}_3\text{O}^+$  und  $\text{OH}^-$  Ionen entstehen.

## Arbeitsblatt – Spannung und pH-Wert

Der Versuch "Spannung und pH-Wert" hat euch gezeigt, dass die Leitfähigkeit der Lösung sinkt, wenn immer mehr Lauge in die Säure titriert wird.

- 1) Stelle eine Reaktionsgleichung auf, die bei der Säure-Base Titration relevant ist.

---

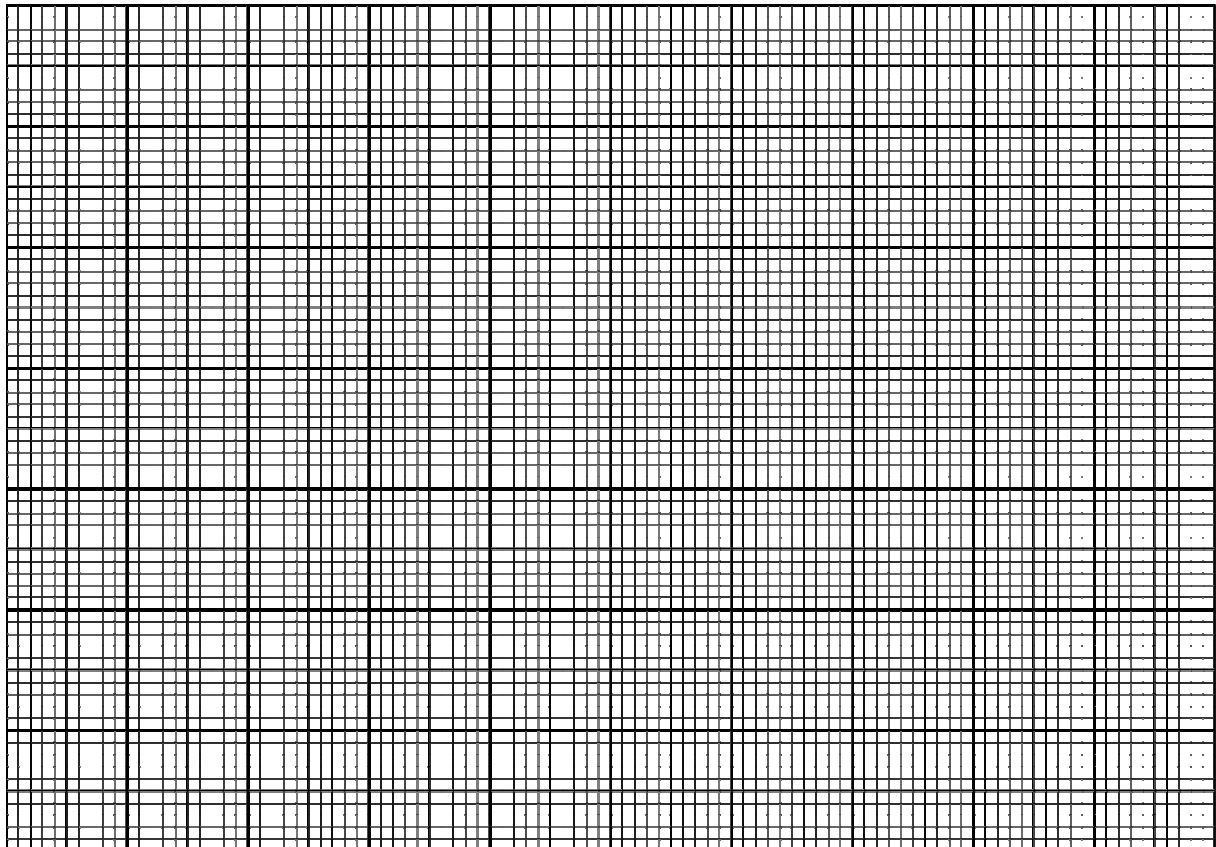
- 2) Beschreibe möglichst kurz, warum die Leitfähigkeit von dem pH-Wert abhängig ist. Mach dir dabei nochmal die Definition des pH-Wertes klar, die wir in Versuch 4 – „Fast Homöopathie“, gelernt haben.

---

---

---

- 3) Erstelle mit deinen Messwerten eine Auftragung die möglichst gut die pH-Wert Abhängigkeit der Spannung zeigt.



## Reflexion des Arbeitsblattes

Dieses Arbeitsblatt soll zur Auswertung zum Versuch „Spannung und pH-Wert“ genutzt werden. Die SuS sollen zunächst eine Säure-Base Reaktion aufstellen, also bereit erlerntes wiedergeben (Anforderungsbereich 1 - Reproduktion). Bei Aufgabe 2 sollen die SuS bereits Erlerntes auf ein neues Problem anwenden (Anforderungsbereich 3 – Reflexion Problemlösung). Die dritte Aufgabe fordert die SuS auf, eine Auftragung zu machen und die aufgezeichneten Daten auszuwerten (Anforderungsbereich 2 – Reorganisation).

### 4.4 Erwartungshorizont (Kerncurriculum)

Es wird das Soff-Teilchen Basiskonzept abgedeckt.

- 1) Fachwissen: Die SuS sollen eine Reaktionsgleichung aufstellen und dabei die Reaktion von  $\text{H}_3\text{O}^+$  und  $\text{OH}^-$  zeigen.
- 2) Erkenntnisgewinnung: Die SuS verfeinern bekannte Modelle und differenzieren zwischen geladenen und ungeladenen Teilchen und geben den Teilchen die korrekten Ladungen an.
- 3) Kommunikation: Die SuS benutzen chemische Symbolsprache beim Aufstellen der Gleichung. Sie erklären chemische und physikalische Sachverhalte mit entsprechender Fachsprache.
- 4) Bewertung: Die SuS stellen Verbindungen zu den Fächern Physik (Leitfähigkeit aufgrund Ionenwanderung) und Mathematik (erstellen einer Auftragung) her.

### 4.5 Erwartungshorizont (Inhaltlich)

- 1)  $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
- 2) Der pH-Wert ist Abhängig von der  $\text{H}_3\text{O}^+$  - Ionen Konzentration. Diese sinkt im Laufe der Titration, da die oben genannte Reaktion immer weiter abläuft. Die Leitfähigkeit ist abhängig von der Konzentration der Ionen in der Lösung. Diese wird aber bei fortschreitender Titration immer geringer, woraufhin auch die Leitfähigkeit sinkt.

3)

