

Laborprotokoll Kapitel 7. pH-Wert und Indikatoren

Laborgruppe: Simone Stratz, Pascal Bircher und Cathrin Ertl

Inhaltsverzeichnis

Teil 1. Übungen

7.1 Konzentration von Wasser in Wasser

7.2 pH-Wert der Verdünnungsreihe

7.3 starke Elektrolyte

7.5 Umschlagsbereich von Indikatoren

7.6 Neutralisation einer Säure

Teil 2. Versuche

7.4 Umschlagsbereich von Farbindikatoren

7.7 Natürliche Indikatoren

7.8 Spektrophotometrische pH-Wertbestimmung

Protokolle Kapitel 7. (Laborgruppe: Simone Stratz, Pascal Bircher und Cathrin Ertl)

Teil 1 : Übungen

7.1 Konzentration von Wasser in Wasser

$$M_{\text{H}_2\text{O}}: 18\text{g}\cdot\text{Mol}^{-1}$$

$$C_{\text{H}_2\text{O}} = 1000\text{g}/(18\text{g}\cdot\text{Mol}^{-1}) = 55,556 \text{ M}$$

Die Konzentration von Wasser in Wasser ist 55,556 M. Auf Grund der Autoprotolyse des Wassers besteht selbst destilliertes Wasser nicht nur aus H₂O-Molekülen. Ein kleiner Teil der Wassermoleküle bildet H₃O⁺ und OH⁻ -Ionen(Ionenprodukt des Wassers).

7.2 pH-Wert von 0,01M OH⁻ -Lsg.

Formel: $\text{pOH} = -\log(\text{COH}^-) = 2$

Es gilt: $\text{pH} = 14 - \text{pOH} \rightarrow \text{pH} = 12$

7.3 pH-Werte von HCL und NaOH in der Verdünnungsreihe

Konzentration	pH-Wert HCL	pH-Wert NaOH
1M	0	14
0.1M	1	13
0,01M	2	12
0,001M	3	11
0,0001M	4	10
0,00001M	5	9
0,000001M	6	8

7.5 Umschlagsbereich für Farbindikatoren

Gleichung: $\text{pH} = \text{pKs} + \log(\text{IND}^- : \text{HIND})$

Erklärung: Das der Umschlagsbereich von Farbindikatoren relativ schmal ist, ist mathematisch durch die Verwendung des Logarithmus zu erklären. Schon kleine Unterschiede im Konzentrationsverhältnis von IND⁻ und HIND wirken sich durch das Logarithmieren stark auf den Zahlenwert aus. Beim Umschlagsbereich eines Farbindikators liegen die protonierte und die deprotonierte Form im Verhältnis 1:1 vor und das Auge nimmt eine Mischfarbe wahr. Damit Das Auge einen Farbunterschied feststellt, muss etwa ein zehnfacher Überschuss an Hind oder Ind⁻ vorhanden sein. Nimmt man beispielsweise einen Indikator, der seinen pKs-Wert bei 3,5 hat, so würde das Auge bei diesem Wert die Mischfarbe wahrnehmen. Bei einem zehnfachen Überschuss an IND⁻ hat man einen pH-Wert von 4,5 und das Auge nimmt die Farbe der deprotonierten Form wahr. Bei einem zehnfachen Überschuss an Hind hat man einen pH-Wert von 2,5 und das Auge nimmt die Farbe der protonierten Form wahr.

7.6 Neutralisation einer Säure

Erklärung: Die Neutralisation wurde von dem verwendeten Indikator nicht angezeigt, weil sein Umschlagsbereich einen tieferen pH-Wert hatte als die verwendete Säure beim Beginn der Titration. Folglich lag der Indikator schon zu Beginn nur in der deprotonierten Form vor und die Farbe veränderte sich trotz der steigenden OH^- -Konzentration nicht. Hier hätte man einen Indikator verwenden müssen, der einen Umschlagsbereich bei pH 7 hat wie beispielsweise der Universalindikator.

Protokoll Kapitel 7. Teil 2. Versuche (Laborgruppe: Simone Stratz, Pascal Bircher, Cathrine Ertl)

Versuch 7.4 Umschlagsbereich von Farbindikatoren

Versuchsziel: Durch das Einsetzen verschiedener Indikatoren in sowohl sauren als auch basischen Lösungen, sieht man, dass Indikatoren nur in einem sehr kleinen pH-Wertebereich umschlagen und zwar im pH-Bereich ihres pKs-Werts. Durch den Versuch wird deutlich, welcher Indikator für welche Lösung geeignet ist und welche Farbumschläge die einzelnen Indikatoren machen.

Herstellung der Verdünnungsreihe von HCL und NaOH: Es werden zunächst eine einmolare HCL-Lsg und eine einmolare NaOH-Lsg hergestellt.

Rechnung für 1M HCL: HCL im Praktikum hat die Konzentration 10,225 M
Für 1 l 1M HCL braucht man 0,0978 l --> 0,0489 l für 0,5 l 1M HCL.

Rechnung für 1M NaOH: $M_{\text{NaOH}} = 39,997 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ --> $m = V \cdot M$
 $m = 0,51 \cdot 39,997 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 19,9 \text{ g}$

Zur Herstellung der Verdünnungsreihe werden nun aus den einmolaren Lösungen 10 ml mit Hilfe der Vollpipette entnommen, in ein 100ml Messgefäß gefüllt und bis zur Eichmarke mit Wasser aufgefüllt. Für die Lösungen der nächsthöheren Verdünnung verwendet man jeweils die Lösungen der vorherigen Verdünnungsstufe. Nachteil bei diesem Verfahren ist, dass sich die Messfehler addieren.

Es wird jede der so hergestellten Lösungen in ein Reagenzglas gefüllt und mit verschiedenen Indikatoren versetzt. Die Ergebnisse sind in folgender Tabelle dargestellt.

Konzentration HCL	Thymolblau	Methylorange	Methanilgelb
1M	Dunkles Pink	rot	Pink
0,1M	Helleres Pink	Helles Rot	rötlich/Pink
0,01M	Helles Orange	Helles Rot	Orange
0,001M	Helles Gelb	Orange	Gelb
0,0001M	Helles gelb	Kräftige Gelb	Gelb
0,00001M	Helles Gelb	Kräftiges Gelb	Gelb
0,000001M	Helles Gelb	Kräftiges Gelb	Gelb

Konzentration NaOH	Thymolblau	Methylorange	Methanilgelb
1M	blau	Orange	Gelb
0,1M	blau	Orange	Gelb
0,01M	blau	Orange	Gelb
0,001M	Helles Gelb	Orange	Gelb
0,0001M	Helle Gelb	Orange	Gelb
0,00001M	Helles Gelb	Orange	Gelb
0,000001M	Helles Gelb	Orange	Gelb



Abbildung 1: Thymolblau in HCl



Abbildung 2: Methanilgelb in NaOH



Abbildung 3: Methylorange in HCl

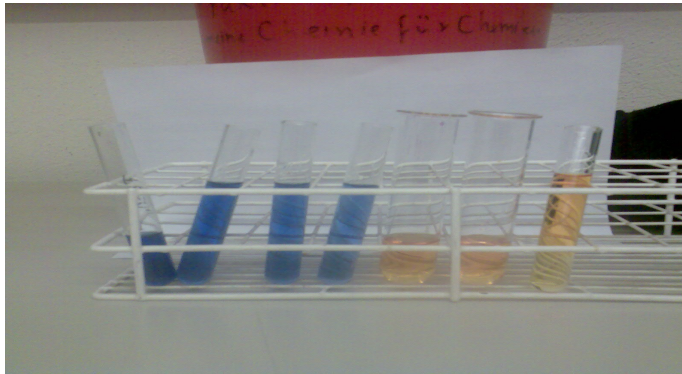


Abbildung 4: Thymolblau in NaOH



Abbildung 5: Methanilgelb in HCl

Auswertung:

Thymolblau: Dieser Indikator ist eine zweiprotonige Säure und hat somit zwei Umschlagsbereiche. Der erste Umschlagsbereich liegt im pH-Wertebereich von 1,2-2,8 und es ist ein Farbwechsel von Violet nach bräunlich-gelb zu beobachten. Der zweite Umschlagsbereich liegt im pH-Wertebereich von 7,8-9,5 und es ist ein Farbwechsel von gelbgrünlich nach Blau zu beobachten

Methylorange: Methylorange ist eine einprotonige Säure und hat einen Umschlagsbereich zwischen 3,1-4,4. Es erfolgt ein Farbwechsel von Rot nach Gelborange.

Methanilgelb: Methanilgelb ist eine einprotonige Säure und hat einen Umschlagsbereich im pH-Wertebereich von 1,2-2,4. Der Farbwechsel erfolgt von Rot nach Gelb.

Versuch 7.7 Natürliche Indikatoren- Rotkohlsaft

Bei diesem Versuch macht man sich die Indikatoreigenschaften der im Rotkohl enthaltenen Anthocyane zu nutze. Bei diesem Versuch ist zu beobachten, dass Rotkohl je nachdem ob er sich im sauren oder basischen Milieu befindet seine Farbe ändert.

Gewinnung des Rotkohlsafts: Einige Blätter Rotkohl werden in kleine Stücke geschnitten und mit dem Mörser zerstampft. Man gibt dazu einen Löffel Sand sowie 20 ml heißes Wasser. Der Rotkohl wird dann gründlich zerquetscht und der gewonnene Saft durch einen Faltenfilter in ein Reagenzglas filtriert.

Der so gewonnene Rotkohlsaft wird nun in jeweils 10 ml der Lösungen aus Versuch 7.4. gegeben und es wird die Farbänderung beobachtet.

HCl-Lsg.	pH-Wert	Farbe
0,1M	1	rot
0,01M	2	Pink mit Rotstich
0,001M	3	Pink
0,000M	4	Lila

NaOH-Lsg	pH-Wert	Farbe
0,1M	13	Grün
0,01M	12	Blau/Grün
0,001M	11	Türkis
0,0001M	10	Blau

Auswertung: Die protonierte Form des Indikators ist rot, weshalb der Rotkohl im sauren Bereich rot erscheint (Beim Kochen ist dies der Fall, wenn man Äpfel dazu gibt). Die deprotonierte Form scheint blau-grün zu sein und im Bereich zwischen pH 7-13 liegt die deprotonierte Form vor und der Kohl ist bläulich, weshalb Rotkohl in manchen Regionen auch Blaukraut genannt wird.

Versuchsprotokoll 7.8. Spektrophotometrische Bestimmung des pH-Wertes

a) Herstellung der Lösungen

Um H^+ und Ind^- zu bestimmen misst man mittels Spektrophotometrie einmal im basischen Bereich und einmal im sauren Bereich um so mit Hilfe des Lambert-Beer'schen Gesetz ϵ_a und ϵ_b zu berechnen.

Herstellung der Natronlauge(1M): Es werden 4,023 g NaOH abgewogen und in einen 100 ml überführt. Daraufhin wird das NaOH gelöst und der Kolben wird bis zur Markierung mit Wasser aufgefüllt.

Herstellung der 1M HCl: $M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ Dichte = $1,19 \text{ g} \cdot \text{ml}^{-1}$

Masse = Dichte * Volumen --> $V = 3,067 \text{ ml}$

Da die HCl-Lsg im Praktikum nur 37% ist muss noch durch 0,37 geteilt werden--> 8,3 ml

Die 8,3 ml werden in einen halbvollen 0,5l Messkolben gefüllt und es wird mit Wasser bis zur Markierung aufgefüllt.

Herstellung der 0,1M $\text{NaH}_2\text{PO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$: Es werden 1,3762 g $\text{NaH}_2\text{PO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ in einen 100 ml Messkolben gegeben und in Wasser gelöst. Der Messkolben wird daraufhin bis zur Markierung mit Wasser aufgefüllt. (Molekulargewicht = $137,99 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ Einwaage: 1,3762 g)

Herstellung der 0,1 M $\text{NaHPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$: Es werden 3,5732 g NaHPO_4 in einen 100ml Messkolben gefüllt und in Wasser gelöst. Daraufhin wird der Messkolben bis zur Markierung mit Wasser aufgefüllt. (Molekulargewicht = $358,14 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ Einwaage: 3,5732 g)

b) Spektrophotometrische Messung: Je 50 ml der einmolaren Salzsäure und der einmolaren Natronlauge werden mit 1 ml (0,1%) Neutralrotlösung versetzt und im Bereich von 360-700 nm gemessen.

Formel: $A = c \cdot e \cdot d$

Bekannt: $C_{\text{neutralrot}} = 6,7899 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ $d = 1 \text{ cm}$ $A = 0,736$

Durch Messung ermittelte Werte:

$\epsilon_a = 10839,629 \text{ l} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$ $\epsilon_b = 8459,77 \text{ l} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$ $\epsilon_g = 3415,625$ $A_{\text{max}} = 451 \text{ nm}$

Messung der Puffermischungen : Die oben hergestellten Lösungen werden im angegebenen Verhältnis vermischt und es werden jeweils einige Tropfen Indikator hinzu gegeben. Die Vergleichsküvetten enthalten die jeweiligen Mischungen ohne Zugabe von Neutralrot.

Lösung i : 0,1M NaH_2PO_4 und 0,1M Na_2HPO_4

Lösung ii: 0.2:1 Mischung NaH_2PO_4 und 0,1M Na_2HPO_4

Lösung iii: 1:0.2 Mischung 0,1M NaH_2PO_4 und 0,1M Na_2HPO_4

Lösung	A= 451	A=482	ϵ_a	ϵ_b	ϵ_g
i	0,4541	0,52712	10839,629	8459,771	3415,625
ii	0,51368	0,45827	10839,629	8459,771	3415,625
iii	0,38524	0,55309	10839,629	8459,771	3415,625

c) Berechnung der pH-Werte

Formel: $\text{pH} = \text{pK}_s + \log \frac{-(A - (\epsilon_a/\epsilon_g) \cdot A_g)}{(A - (\epsilon_b/\epsilon_g) \cdot A_g)}$

1. pH-Wert von Neutralrot: 7,48
2. pH-Wert von i :7,4
3. pH-Wert von ii:8,03
4. pH-Wert von iii: 6,78