



Eidgenössische Technische Hochschule Zürich
Swiss Federal Institute of Technology Zurich

Chemiepraktikum 376-0010-00P FS22

Kapitel 5

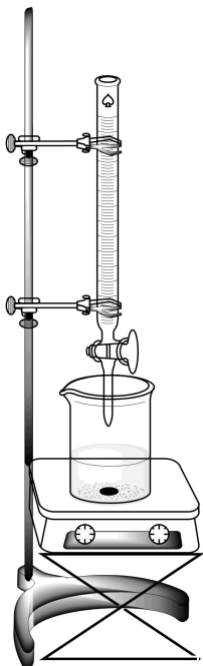
Säuren und Basen

pH-Messungen

Alkalimetrische Titration von Essigsäure

Assistenten:

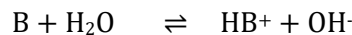
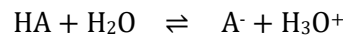
Hsin-Hung Kuo (hsin-hung.kuo@chem.ethz.ch)



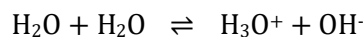
1 Theorie

1.1 Allgemeines

Säuren sind Verbindungen die Protonen abgeben. Basen hingegen nehmen Protonen auf (Definition nach dem Brønsted-Konzept). Eine Reaktion einer Säure (HA) bzw. einer Base (B) mit Wasser kann wie folgt beschrieben werden:



Dabei handelt es sich immer um Gleichgewichte. Das bedeutet, dass sowohl die Hin- als auch die Rückreaktion gleichzeitig stattfinden. A^- ist die konjugierte Base von HA, und HB^+ ist die konjugierte Säure von Base B. Im obigen Beispiel wird deutlich, dass Wasser sowohl als Base als auch als Säure reagieren kann. Solche Stoffe werden auch als Ampholyt bezeichnet. In Wasser findet deshalb auch immer folgende Gleichgewichts-Reaktion statt:



Diese Reaktion wird als Autoprotolyse des Wassers bezeichnet. Aus dem Massenwirkungsgesetz lässt sich damit das Ionenprodukt K_w des Wassers herleiten:

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ M}^2$$

Dafür wurde die Wasserkonzentration mit $[\text{H}_2\text{O}] = 55.5 \text{ mol/L}$ als konstant angenommen und in K_w integriert.

In reinem Wasser entstehen H^+ - und OH^- -Ionen zu gleichen Teilen:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \underline{\hspace{2cm}}$$

Ist die H^+ -Konzentration $\underline{\hspace{2cm}}$ als 10^{-7} M , sprechen wir von sauren Lösungen. Ist die H^+ -Konzentration hingegen $\underline{\hspace{2cm}}$ als 10^{-7} M bzw. die OH^- -Konzentration $\underline{\hspace{2cm}}$ als 10^{-7} M , sprechen wir von basischen Lösungen. Üblicherweise werden der pH und der pOH verwendet, um mit einfacheren Zahlen arbeiten zu können. Diese sind folgendermassen definiert:

$$\text{pH} = -\log_{10}[\text{H}^+]$$

$$\text{pOH} = -\log_{10}[\text{OH}^-]$$

Aus dem Ionenprodukt des Wassers folgt, dass $\text{pH} + \text{pOH} = \underline{\hspace{2cm}}$. Um die Stärke einer Säure bzw. einer Base anzugeben, benutzt man die Säure- bzw. Basenkonstante. Diese lassen sich wiederum aus dem Massenwirkungsgesetz herleiten:

$$K_S = \frac{[A^-][H^+]}{[HA]}$$

$$K_B = \frac{[HB^+][OH^-]}{[B]}$$

Der Einfachheit halber benutzt man wiederum logarithmische pK_S - und pK_B -Werte.

$$pK_S = -\log_{10}[K_S]$$

$$pK_B = -\log_{10}[K_B]$$

Je kleiner der pK_S -Wert, desto _____ ist die Säure.

Je kleiner der pK_B -Wert, desto _____ ist die Base.

Des weiteren folgt $pK_S + pK_B = \underline{\hspace{2cm}}$

1.2 Pufferlösungen

Pufferlösungen sind Lösungen, welche den pH in einem bestimmten Bereich konstant halten. Man verwendet dabei eine schwache Säure und deren konjugierte Base in Lösung. Gibt man nun z.B. eine starke Säure zur Lösung, werden die Protonen von der konjugierten Base abgefangen und es wird kaum H_3O^+ gebildet. Um den pH-Wert exakt bestimmen zu können, verwendet man die *Hendersson-Hasselbalch-Gleichung*:

$$pH = pK_S + \log_{10} \frac{[A^-]}{[HA]}$$

Diese Gleichung lässt sich direkt durch Logarithmieren der Säurekonstante K_S herleiten. Als Faustregel kann man sich merken, dass der Puffer in einem pH-Bereich von $pK_S \pm 1$ wirkt, wobei sich der pK_S -Wert auf die eingesetzte Säure bezieht.

1.3 Indikatoren

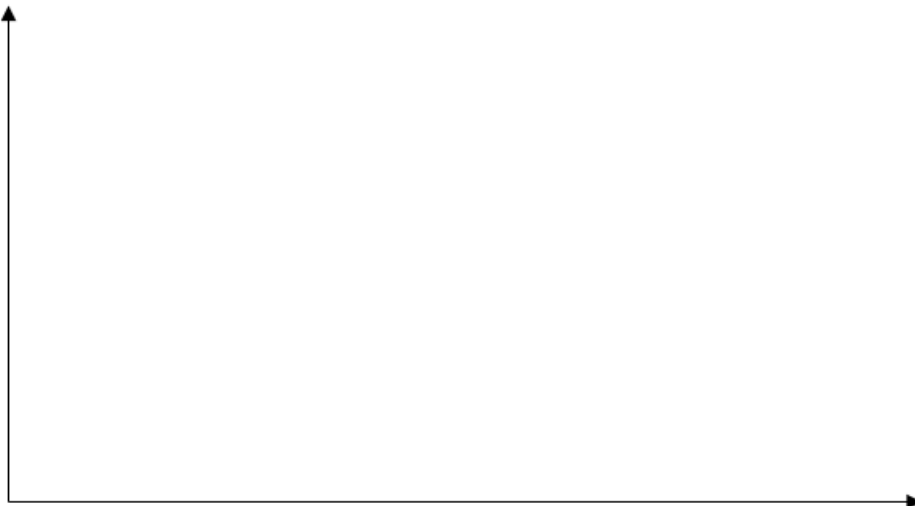
Indikatoren sind organische Farbstoffe, deren Farbe in Lösungen vom pH-Wert abhängt und die schon in sehr geringen Konzentrationen eine Färbung der Lösung hervorrufen. Der zweite Punkt ist dabei wichtig, weil Indikatoren den pH-Wert der Lösung nicht beeinflussen sollen (bei grosser Zugabe eines Indikators würde dieser letztendlich wie ein Puffer wirken). Der pH-Bereich, in dem die Farbe des Indikators umschlägt, liegt immer um den pK_S -Wert des Indikators.

1.4 Titration

Bei einer Titration einer Säure mit einer starken Base wird zu der Säure allmählich die Base aus einer Bürette zugegeben. Eine Titrationskurve erhält man, wenn der pH der Lösung in Abhängigkeit der zugegebenen Base notiert wird. Am steilsten Punkt der Kurve liegt der Äquivalenzpunkt. Am Äquivalenzpunkt ist die gesamte Säuremenge durch die zugegebene Base deprotoniert worden. Bei einer starken Säure liegt der Äquivalenzpunkt bei pH _____, die Lösung ist dann also _____. Bei einer schwachen Säure hingegen liegt der Äquivalenzpunkt im _____ Bereich. Die konjugierte Base der Säure ist nämlich selber eine schwache Base, und reagiert deshalb zu einem kleinen Teil mit Wasser unter der Bildung von _____-Ionen.

Aus der Titrationskurve einer schwachen Säure lässt sich auch deren pK_S -Wert ablesen. Man ermittelt den Punkt, an dem die Konzentration der Säure gleich jener der konjugierten Base ist. Dort gilt gemäss der Henderson-Hasselbalch-Gleichung $pH=pK_S$. Dies ist der Fall, wenn die Hälfte der bis zum Äquivalenzpunkt benötigten Base zugegeben wurde (Halbtitrationspunkt). Falls der pK_S -Wert der Säure bekannt ist, lässt sich mit einer Titration die ursprüngliche Konzentration in der Säure-Lösung berechnen.

Skizzieren Sie nun eine Titrationskurve, beschriften Sie die Achsen und zeichnen Sie den Äquivalenzpunkt und den Halbtitrationspunkt ein:



2 Experimente

2.1 pH im Alltag

Bestimmen Sie die pH-Werte folgender Alltagsprodukte mittels pH-Meter und pH-Papier. Nach jeder Messung soll das pH-Meter mit deionisiertem Wasser gespült werden.

Tabelle 1 Geschätzte und gemessene pH-Werte für verschiedene Alltagsprodukte.

Produkt	Schätzung	pH-Papier	pH-Meter
Milch			
Seifenwasser			
Mineralwasser			
Bier			
Orangensaft			
Dest. Wasser mit Trockeneis (CO ₂ (s), von Assistenzperson)			

2.2 Indikatoren

Drei Reagenzgläser werden mit je einer sauren, neutralen und basischen Pufferlösung vorbereitet. In jedes Reagenzglas werden dann ein bis zwei Tropfen derselben Indikatorlösung gegeben. Die beobachteten Farben werden notiert.

Tabelle 2 Beobachtete Farben für verschiedene Indikatoren bei unterschiedlichen pH-Werten.

Indikator	Farbe sauer	Farbe neutral	Farbe basisch	pK _S
Methylrot				
Neutralrot				
Phenolphthalein				

2.3 Universalindikator - Farbstoff des Rotkrauts

Von den fünf bereitgestellten Pufferlösungen (pH 1, 4.5, 7.5, 10, 13) werden ca. 2 Pasteurpipetten voll in je ein Reagenzglas gegeben. Anschliessend fügt man den Pufferlösungen einige Tropfen des Rotkrautextraktes hinzu, bis eine intensive Farbe erhalten wird. Die Abhängigkeit des pH-Wertes zur Farbe soll nun betrachtet werden. Wie kann das Beobachtete erklärt werden?

Hinweis: Es liegen keine Mischfarben vor, d.h. verschiedene Farben entsprechen verschiedenen Teilchen. Betrachten Sie den Rotkraut-Farbstoff bei pH = 4.5 als dreiprotonige Säure XH_3 .

Als Pufferlösungen werden folgende Paare verwendet:

Tabelle 3 Die Pufferlösungen für den Versuch mit dem pH-Wert der Lösung und dem pK_s -Wert der verwendeten Säure.

pH-Wert	Pufferlösung	pK_s
1	0.1 M HCl	-6.1
4.5	HAc / Ac ⁻	4.8
7.5	H ₂ PO ₄ ⁻ / HPO ₄ ²⁻	7
10	HCO ₃ ⁻ / CO ₃ ²⁻	10.2
13	0.1 M NaOH	14

2.4 Alkalimetrische Titration von Essigsäure

Von der Assistentenperson wird ein Messkolben mit einer unbekanntem Menge an Essigsäure gelöst in Wasser zur Verfügung gestellt. Durch eine Titration soll diese unbekanntem Säuremenge bestimmt werden.

Vorgehen

1. Die Lösung wird im Messkolben mit deionisiertem Wasser auf ein Gesamtvolumen von 100 mL verdünnt, in ein 250 mL Becherglas transferiert und mit 3 Tropfen Phenolphthalein-Lösung (Indikator) versetzt. Unter Rühren mittels Magnetrührer und Rührfisch wird anschliessend mit 0.1 M Natronlauge titriert.
2. Mittels pH-Meter wird der pH-Wert in Abhängigkeit der zugegebenen Milliliter NaOH erfasst. Die mL-Schritte, in denen der pH-Wert erfasst wird, können am Anfang grösser und, je näher man dem Äquivalenzpunkt kommt, immer kleiner gewählt werden (z.B. 1 mL-Intervalle am Anfang und tropfenweise Zugabe im Bereich des Äquivalenzpunktes). Auf einem Millimeterpapier wird anschliessend der pH vs. mL NaOH aufgetragen.

3. Ausserdem soll notiert werden, wie viele Milliliter 0.1 M NaOH-Lösung beim Farbumschlag hinzugegeben wurden und daraus die Menge an eingewogener Essigsäure ($M = 60.05 \text{ g/mol}$) berechnet werden (von der Assistenzperson kontrollieren lassen).
4. Zudem sollen der pH-Wert beim Äquivalenzpunkt (Farbumschlag) und der pK_S -Wert der Essigsäure (Halbtitrationspunkt) notiert werden.
5. In einer zweiten Titration wird die exakt identische molare Menge an HCl (anstelle der Essigsäure) titriert. Die HCl-Lösung wird im Messkolben mit deionisiertem Wasser auf ein Gesamtvolumen von 100 mL verdünnt, in ein 250 mL Becherglas transferiert und mit 3 Tropfen Phenolphthalein-Lösung (Indikator) versetzt. Unter Rühren mittels Magnetrührer und Rührfisch wird anschliessend mit 0.1 M Natronlauge titriert.
6. Wiederum wird der pH-Wert mittels pH-Meter erfasst. Die Titrationskurve dieser 2. Titration soll nun im selben Diagramm wie die erste eingezeichnet werden.
7. Der pH-Wert am Äquivalenzpunkt soll wiederum notiert werden.