

# Chemie Praktikum Protokoll

## Seminartag 2

### Säuren und Basen

Michael Schlagmüller

06. Januar 2006

## 1 Chemische Grundlagen

### Wie funktioniert ein Ionenaustauscher?

Ein Ionenaustauscher besteht aus einem Polymerharz und einer daran fest gebundene (kovalente Bindung) „Funktionelle Gruppe“. Diese besteht aus einem Festion (der Teil der Gruppe, der mit kovalenter Bindung an das Harz gebunden ist) und einem freien Ion, welches an das Festion durch Ionenbindung gebunden ist. Das freie Ion kann man leicht durch ein anderes ersetzen.

### Titration

Bei einer Titration ist es wichtig, langsam zu titrieren und das Titrat gut durchzurühren-/schütteln. Auch muss ein pH-Meter oder ein Indikator mit geeignetem Umschlagsbereich gewählt werden. Die unbekannte saure/basische Lösung wird langsam mit einer geeigneten Base/Säure titriert (geeignet = schwach/stark) mit bekannter Konzentration. Dabei ist es wichtig, das ganze in langsamen Schritten durchzuführen, da man sonst eventuell den Äquivalenzpunkt (100% der Säure sind verbraucht) verpasst. Der Äquivalenzpunkt ist leicht am starken Anstieg des pH-Werts oder am Farbumschlag des Indikators zu erkennen. Zur Sicherheit, dass man wirklich alle Säure titriert hat, sollte man ein bisschen mehr Base/Säure hineingeben (übertitrieren). Nun trägt man das verbrauchte Volumen (x-Achse) und den pH-Wert (y-Achse) in ein Diagramm und bekommt so eine Titrationskurve. Aus der Titrationskurve kann man Äquivalenzpunkt (Punkt größter Steigung) und

Halbäquivalenzpunkt (50% der Säure/Base sind verbraucht) ablesen.

### **Funktionsweise eines Indikators**

Ein Indikator ist selbst in wässriger Lösung sauer/basisch. Je nachdem welches Milieu vorliegt, liegt entweder die Säure(Base) oder die konjugierte Base (konjugierte Säure) des Indikators vor, welche sich farblich unterscheiden (Bsp.: Säure farblos, konjugierte Base rot). Daher ist es auch wichtig, nicht viel eines Indikators zu einer Lösung zu geben, da man dadurch einen gewissen kleinen Fehler bekommt, eben weil der Indikator selbst schwach sauer/basisch reagiert. Der Umschlag erfolgt außerdem nicht an einem Punkt sondern in einem Bereich von ca. 2 pH Einheiten. Dieser Umschlagsbereich ist bei jedem Indikator verschieden und daher muss man für verschiedene Analyselösungen auch verschiedene Indikatoren benutzen.

## **2 Versuchsdurchführung**

### **Versuch 1: Regeneration des Kationentauschers**

Die Flüssigkeit (demin. Wasser) über der Kationentauschersäule wird in einen Erlenmeierkolben abgelassen, bis etwa 1 cm Flüssigkeit noch über der Kationenaustauschersäule stehen bleibt. Dann wird etwa 4M 30ml  $HCl$  (Salzsäure) hinzugegeben und mit ca 2 Tropfen die Sekunde in den Kolben abgelassen. Dann wird solange mit dem. Wasser nachgespült, bis man mit einer Silbernitratprobe keine  $Cl^-$ -Ionen mehr nachgewiesen kann und mit Indikatorpapier ein annähernd neutraler pH-Wert gemessen wird.

### **Versuch 2: Herstellung der Versuchslösung**

Der ausgegebene Messkolben wird mit demin. Wasser auf 100 ml aufgefüllt. Dann werden mit einer Vollpipette genau 25 ml der unbekanntten Lösung entnommen und über den Ionentauscher gegeben. Das Resultat wird in einem frischen gut gereinigten Erlenmeyerkolben aufgefangen. Wenn der Flüssigkeitsstand ca. 1 cm über der Ionentauschersäule steht, wird portionsweise (insgesamt 150 ml) mit demin. Wasser nachgespült. Das gesamte Resultat wird aufgefangen. Dieser Versuch wird 2 mal durchgeführt.

### Versuch 3: Titration der Versuchslösung

In die aus Versuch 2 aufgefangene saure Lösung werden nun 3 Tropfen Methylorange gegeben, und mit Natronlauge titriert, bis zum Umschlagsbereich. Die Farbe der Lösung ändert sich dabei von rot-violett nach schwach gelblich. Das wird mit beiden Lösungen gemacht und dabei die beiden Verbrauchten Volumen gemessen.

- Lösung 1 gemessen: 12,2 ml
- Lösung 2 gemessen: 11,6 ml

### Versuch 5: Titration einer unbekanntem schwachen Säure

Der bereitgestellte Messkolben mit einer unbekanntem schwachen säure wird mit demin. Wasser auf 100 ml aufgefüllt, gut geschüttelt und dann werden 25 ml mit einer Vollpipette entnommen und in einen Erlenmeyerkolben gegeben. Dieser wird mit demin. Wasser auf 100 ml aufgefüllt und mit 0,1M Natronlauge titriert. (Titrationskurve beiliegend mit Wertetabelle)

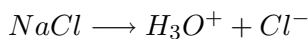
## 3 Auswertung

### Bestimmung der Masse des NaCl im Messkolbens

Was hat mit wem wie reagiert?

In Versuch 1 hat man die Kationentauschersäule regeneriert.

In Versuch 2 Hat man dann aus einer  $NaCl$  Lösung (25ml Probe) die  $Na^+$ -Ionen gegen die  $H_3O^+$ -Ionen getauscht, somit hat man eine Saure Lösung bekommen.



In Versuch 3 hat man mit einer  $NaOH$ -Lösung (Natronlauge) titriert:



Dabei hat man das Volumen an verbrauchtem  $NaOH$  gemessen (Mittelwert: 11,9ml).

Daraus kann man zurückrechnen, wie viel Volumen  $Na$  in der ausgegebenen Lösung war:

$NaOH$  lag als 0,1N-Lösung vor, daher wurde 1,19mmol  $NaOH$  verbraucht, was 1,19mmol

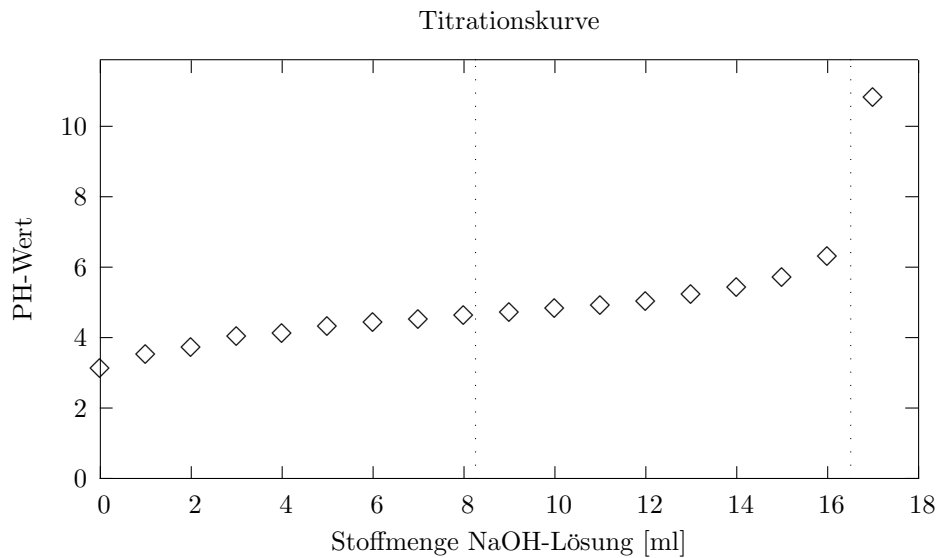
$NaCl$  entspricht. Da nur ein Viertel der Gesamtlösung titriert wurde ist die ursprüngliche

Menge  $NaCl : 4 \cdot 1,19ml = 4,76mmol$ . Über die Molare Masse von  $NaCl$  ( $22,98 \frac{g}{mol} + 35,45 \frac{g}{mol} = 58,43 \frac{g}{mol}$ ) kann direkt die Masse berechnet werden:  $m = 4,76mmol \cdot 58,43 \frac{g}{mol} =$

$278mg$  (Sollwert: 252,3mg).

## Bestimmung des pKs-Werts und der Masse der schwachen Säure

Aufgenommene Titrationskurve:



### Berechnung:

$$pKs = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]}$$

$$pks = pH - \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

Der PH Wert entspricht also (bei schwachen Säuren) dem pKs Wert beim Halbäquivalenzpunkt: pKs = 4,6 (Essigsäure)

Die Essigsäure rechnet man wie oben beschrieben zurück auf die Masse.

Molare Masse  $CH_3COOH$ :  $60 \frac{g}{mol}$

Ursprüngliche Masse: 396mg (Sollwert: 387mg)