

## Grundpraktikum allgemeine Chemie Teil II

Annika Dettloff, Mtknr.: 200124116

Joanna Swidlinski, Mtknr.: 200124158

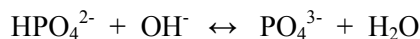
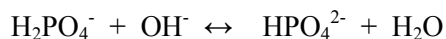
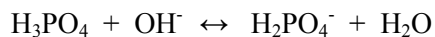
Praktikum vom 24.4. 2002

### Versuch 10: Titration von ein- und mehrprotonigen Säuren

#### Theoretische Grundlagen:

Da sich gleiche Stoffmengen an Oxoniumionen und Hydroxidionen gegenseitig neutralisieren, muss man von sauren und alkalischen Lösungen gleicher Konzentration an  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ionen bzw.  $\text{OH}^-$ -Ionen gleiche Volumina einsetzen, um eine neutrale Lösung zu erhalten. Diese Zusammenhänge werden genutzt, um die unbekannte Konzentration einer sauren oder alkalischen Lösung zu ermitteln. Hierbei gibt man eine saure oder alkalische Lösung bekannter Konzentration (Maßlösung) zu einer bestimmten Portion alkalischer oder saurer Lösung unbekannter Konzentration (Probelösung) bis zur Neutralisation aus einer Bürette zu. Ein Indikator zeigt den Neutral- oder Äquivalenzpunkt an. Bei diesem Verfahren der Titration wird aus dem Volumen der verbrauchten Portion Maßlösung, ihrer Konzentration und dem Volumen der Probelösung, deren Konzentration sowie die Stoffmenge und die Masse der in der Probelösung gelösten Substanz bestimmt. Wichtig ist ein geeigneter Indikator, dessen Umschlagsbereich den pH-Wert des Äquivalenzpunktes einschließt, so dass dieser angezeigt werden kann.

Bei der Titration der Phosphorsäure handelt es sich um eine mehrprotonige oder mehrbasige Säure, da sie drei Protonen abspalten kann. Für die verschiedenen Protonen mehrbasiger Säuren ist die Tendenz der Abgabe verschieden groß. Für die einzelnen Protolyseschritte mehrbasiger Säuren gilt allgemein  $K_s(\text{I}) > K_s(\text{II}) > K_s(\text{III})$ . Aus einem neutralen Molekül ist ein Proton leichter abspaltbar als aus einem einfach negativ geladenen Ion und aus diesem leichter als aus einem zweifach negativen Ion. Titriert man die Orthophosphorsäure mit Lauge, so entstehen nacheinander Dihydrogenphosphat, Hydrogenphosphat und Phosphat.



Jede Stufe hat ihre charakteristische Säurekonstante. Wenn die Säurekonstanten der einzelnen Stufen weit genug auseinander liegen, ist es möglich eine solche mehrprotonige Säure zu titrieren. Die Indikatoren müssen so ausgewählt werden, dass ihr Umschlagspunkt möglichst dicht mit dem pH-Wert in der Lösung des gewünschten Salzes zusammenfällt.

#### Verwendete Geräte:

10 ml Vollpipette

250 ml Erlenmeyerkolben

100 ml Messzylinder

25 ml Bürette

#### Verwendete Chemikalien:

Salzsäure (HCl) (ätzend, R: 36/37/38; S:26)

Schwefelsäure ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) (ätzend, R:35; S: 26-36/37/39-45)

Essigsäure ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) (ätzend, R: 36/38; S: 26)

Phosphorsäure

Natronlauge (NaOH)

Indikator: Methylrot (ätzend, R: 35; S: 26-36/37/39-45)

Indikator: Phenolphthaleinlösung ( $\text{C}_{20}\text{H}_{14}\text{O}_4$ ) (S: 24/25)

## a) Titration der Salzsäure-, Essigsäure- und Schwefelsäure-Lösung

### Versuchsdurchführung:

Es ist die unbekannte Konzentration einer Salzsäure-, einer Schwefelsäure- und einer Essigsäure-Lösung festzustellen. Die Maßlösung stellt eine genau eingestellte 0,1 molare Natronlauge (Eichlösung) dar. Die Bürette wird mit der Natronlauge bis zum Nullstrich gefüllt. Hier verfährt man so, dass man überschüssige Natronlauge abfließen lässt, um so genau auf den Nullstrich einstellen zu können. Mit der Vollpipette füllt man nun im folgenden genau 10 ml (durchgeführt mit 25ml) der jeweiligen Säure in einen Erlenmeyerkolben und füllt diesen mit destilliertem Wasser auf 100 ml auf, so dass auch eventuell hängengebliebene Tropfen abgespült und gelöst werden. Die Lösung wird mit 3-4 Tropfen Indikator versetzt. Während man nun den Erlenmeyerkolben gleichmäßig schwenkt, um eine gute Durchmischung zu garantieren, wird die Natronlauge aus der Bürette zugetropft. Je mehr man sich dem Umschlagspunkt nähert, d.h. die Rotfärbung immer länger anhält, desto vorsichtiger muss titriert werden. Ist der Umschlagspunkt erreicht, d.h. hat eine vollständige Rotfärbung stattgefunden, wird der Verbrauch an Säure in ml abgelesen und festgehalten. Die Titration wird zur Sicherheit und Genauigkeit der Werte weitere zwei Male durchgeführt.

### Auswertung:

**Definitionen:** (Quelle: Riedel, Anorganische Chemie)

#### **Molalität:**

Die Molalität  $b$  ist der Quotient aus der Stoffmenge  $n(X)$  und der Masse  $m$  des Lösungsmittels.

$$b(X) = n(X) / m \text{ [mol/kg]}$$

Beispiel:  $b(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/kg}$

In der NaOH-Lösung ist 0,1 mol NaOH in 1 kg Wasser gelöst.

#### **Molarität / Stoffmengenkonzentration:**

Die Stoffmengenkonzentration  $c(X)$  ist die Stoffmenge  $n(X)$ , die in einem Volumen  $V$  vorhanden ist.

$$c(X) = n(X) / V \text{ [mol/l]}$$

Mit wachsender Teilchenzahl pro Volumen wächst die Konzentration.

Beispiel:  $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/l}$

In 1l einer HCl-Lösung sind 0,1 mol gasförmiges HCl gelöst.

#### **Normalität / Äquivalentkonzentration:**

Ein Äquivalent ist der Bruchteil  $1/z$  eines Teilchens  $X$ . Bei Neutralisationsreaktionen liefert oder bindet es ein Proton. Für die Äquivalentkonzentration gilt:

$$c(1/z X) = n(1/z X) / V = z c(X) \text{ [mol/l]}$$

### Messergebnisse: (Gruppe IV)

1) Essigsäure

Verbrauch an NaOH: I 10,61 ml II 10,725 ml III 10,70 ml

Mittelwert: **10,678 ml**

2) Schwefelsäure

Verbrauch an NaOH: I 15,25 ml II 15,25 ml III 15,25 ml

Mittelwert: **15,25 ml**

3) Salzsäure

Verbrauch an NaOH: I 11,10 ml II 11,15 ml III 11,25 ml

Mittelwert: **11,16 ml**

### Berechnungen: ( Berechnungen sind bezogen auf 25 ml)

**Gegeben:**  $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/l}$   
 $M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60 \text{ g/mol}$   
 $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ g/mol}$   
 $M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g/mol}$   
Verbrauch an NaOH ( $V_m$ )

**Gesucht:** Masse  $m$  der Säure-Lösung

Formel:  $M = \text{molare Masse (g/mol)}$   
 $m = \text{Masse (g)}$   
 $c = \text{Konzentration der Maßlösung (mol/l)}$   
 $V_m = \text{Verbrauch der Maßlösung (l)}$

$$n = m/M \leftrightarrow n = c * V_m$$

$$\leftrightarrow m/M = c * V_m$$

$$\leftrightarrow m = c * V_m * M$$

#### 1) Essigsäure

$$m(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,1 \text{ mol/l} * 0,010678 \text{ l} * 60 \text{ g/mol} \\ = \mathbf{0,064 \text{ g}}$$

#### 2) Schwefelsäure

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = (0,1 \text{ mol/l} * 0,01525 \text{ l} * 98 \text{ g/mol}) / 2 \\ = \mathbf{0,0747 \text{ g}}$$

#### 3) Salzsäure

$$m(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/l} * 0,01116 \text{ l} * 36,5 \text{ g/mol} \\ = \mathbf{0,0407 \text{ g}}$$

### Diskussion der Ergebnisse:

Da die Messwerte auf den Umschlagpunkt des Indikators und dessen genauer Bestimmung zurückzuführen sind, ist keine 100%ige Übereinstimmung zu erwarten. Hinzu kommen Paralaxenfehler beim Ablesen des Verbrauchs sowie beim Einstellen der Maßlösung.