**1. Einleitung (kurz)**

Im Rahmen des chemischen Praktikums für Studierende der Humanmedizin, Zahnheilkunde und Biologie wurde Aufgabe 1 des Praktikumsbuchs behandelt. Dabei sollte Natronlauge mit einer HCl-Lösung titriert werden.[1]

**2. Versuch**

# 2.1 Reaktionsgleichung(en) (Fotos sind in Ordnung)

|  |  |
| --- | --- |
| (G1) NaOH4(aq) + HCl(aq) ⇄ NaCl(aq) + H2O(g) | (G1) |

# 2.2 Aufbau(ten) (Fotos sind in Ordnung)



**Abb. 1**: Aufbau zur Titration mit einer NaOH-Lösung.

# 2.3 Durchführung (mit Beobachtung)

Die in einem Messkolben (500 mL) erhaltenen Natronlauge (50 mL, 1,0 molar), wird bis zur Markierung mit entsalztem Wasser aufgefüllt und die Lösung geschüttelt. Diese Lösung wird in eine mit entsalztem Wasser gereinigte Enghalsflasche (500 mL) gegeben und erneut vermischt.

Die Bürette wird mit dieser Lösung und eines passenden Trichters bis zur Nullmarke befüllt. Eine Füllung der Bürette wird verworfen, indem sie in ein Becherglas gegeben wird, wobei die Bürettenspitze vollständig mit der Lösung gefüllt ist. Nach erneutem Befüllen mit der Natronlauge auf die Nullmarke unter zu Hilfename des Flüssigkeitsminiskus, wird die ausstehende HCl-Lösung (0,1 molar) titriert. Letztere wird mit einer 25-mL-Vollpipette in ein Titriergefäß überführt und mit der Indikatorlösung (Methylorange, 3 Tropfen) versetzt, wobei sie sich rot verfärbt. Beim Titrieren wird zunächst in 1 mL-Schritten verfahren, bei der Annäherung an den Äquivalenzpunkt in 0,01 mL-Schritten. Dabei wird das Titriergefäß geschwenkt, wobei es bei der Eintropfstelle zu kurzeitigen Farbumschlägen von Rot nach Gelb kommt. Bei 25,25 mL NaOH-Lösung wurde der Äquivalenzpunkt anhand der permanenten gelben Farbe bestimmt. Eine Wiederholung des Experiments ergab 25,35 mL NaOH-Lösung.

-> Fehler und Konsequenzen aufführen, damit Protokolle von vorne nach hinten Sinn ergeben!

**3. Auswertung**

Durch die Titration wurde die Säure HCl mit der Base NaOH nach Gleichung (G1) umgesetzt und dadurch H2O und NaCl erhalten. Nachdem alles HCl abreagiert ist, liegt durch die weitere Zugabe von NaOH-Lösung ein basisches Milieu vor, in welchem der verwendete Indikator eine andere Farbe (gelb) besitzt.

Aus den beiden Messungen wird der Mittelwert bestimmt, also 25,30 mL und daraus der Titer nach Formel (F1).

|  |  |
| --- | --- |
| (G1) $f=\frac{theoretischer Vrbrauch}{praktischer Verbrauch}$ | (F1) |
| (G1) $f=\frac{25,00 mL}{25,30 mL}$ |  |
| (G1) $f=0,9881$ |  |

Dadurch ergibt sich ein Titer von 0,9881, was bedeutet die angesetzte Natronlauge besitzt eine geringere Konzentration als 0,1 molar.

Abschnitt für Berechnungen, Graphen und Aufgaben aus dem Buch.

# 3.1 Fehlerbetrachtung

Bei diesem Versuch kam es zu keinerlei realisierten Fehlern. Dennoch können Ungenauigkeiten, Verunreinigungen oder Ablesefehler dazu geführt haben, dass kleine Schwankungen in den Messwerten aufgetreten sind, was die beiden erhaltenen Verbräuche erklären könnte.

Weitere Fehler (z.B. Durchführung) -> Was kann besser gemacht werden beim nächsten Mal?

# 4. Entsorgung

Die Reste der Reaktion wurden in den Ausguss entsorgt, da sie harmlos sind und neutral vorlagen.

**5. Fazit und Einreihung des Versuchs**

Bei dem Versuch wurden die Grundzüge des Pipettierens, Ansätzen von Lösungen und der Titration geübt und dadurch der Äquivalenzpunkt bestimmt, aus dem der Titer der Lösung berechnet wurde. Hierdurch konnte eine Natronlauge mit exakt bestimmter Konzentration erhalten werden, welche in den folgenden Versuchstagen weiterverwendet wird.

# 6. Literatur

|  |  |
| --- | --- |
| [1] | G. Hilt und P. Rinze, *Chemisches Praktikum für Mediziner*, Teubner Studienbücher, 8. Aufl., Stuttgart, **2015**. |