

Handbuch  
zum Chemischen Praktikum  
für Studierende der  
Human- und Zahnmedizin

**Steffen Blaurock**  
**Thomas Zimmermann**

# 1 Säure-Base-Titration – Komplex 1

## 1.1 Einleitung

Titrationen werden in der chemischen Analytik durchgeführt, um die Stoffmenge zu bestimmen. Hierbei wird ein bekannter Stoff mit unbekannter Stoffmenge (Probe) in einer gezielten chemischen Reaktion mit einer Maßlösung eines anderen Stoffes bekannter Konzentration umgesetzt. Der Umsatz bei der chemischen Reaktion sollte nahezu vollständig sein. Aufgrund des Volumenverbrauchs der Maßlösung und der durch die Reaktionsgleichung vorgegebenen Stöchiometrie kann die Stoffmenge der Probe berechnet werden. Die Maßlösung wird dazu in eine Bürette gefüllt. Üblicherweise verwendet man je nach Konzentration der Probelösung zwischen  $10^{-1}$  und  $10^{-3}$  molare Maßlösungen. Die Probe wird in einem Titrierkolben vorgelegt und mit einem entsprechenden Indikator (abhängig von der chemischen Reaktion) versetzt. Anschließend wird langsam die Maßlösung zur Probelösung unter ständigem Schwenken der Probe zugetropft. Der Äquivalenzpunkt bzw. Endpunkt der Titration ist erreicht, wenn die Farbe des Indikators umgeschlagen ist. Nach dem Ablesen des Verbrauchs an Maßlösung kann direkt die Menge an Probe berechnet werden. Zum einfachen Ablesen des Volumens der verbrauchten Maßlösung ist die Bürette außer mit einer Ablese skala auch mit einer Ablesehilfe in Form des weißen Hintergrundes und einem darauf befindlichen dicken blauen Strich ausgestattet. Der untere Meniskus der Flüssigkeit erzeugt aufgrund der Lichtbrechung einen Knick in diesem Strich, der als Ablesehilfe genutzt werden kann (siehe Abb. 1.1). Wichtig ist hierbei, dass man immer senkrecht auf die Skala blickt.

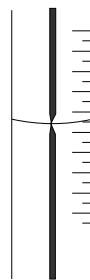


Abbildung 1.1

Informieren Sie sich über folgende theoretische Grundlagen:

- Neutralisation, Neutralisationskurven schwacher und starker Säuren und Basen
- pH-Wert schwacher und starker Säuren und Basen, pH-Wert von Pufferlösungen (Henderson-Hasselbalch)
- Indikatoren und entsprechender Umschlagsbereich
- Konzentration, Molarität, Normalität

## 1.2 Geräte und Chemikalien

Bitte überprüfen Sie vor Beginn der praktischen Arbeiten Ihren Arbeitsplatz auf Vollständigkeit und weisen Sie Ihren Assistenten auf entsprechende Mängel hin.

**Geräte (Abb. 1.2):**

- |                                |                                      |
|--------------------------------|--------------------------------------|
| 1. 2 Büretten                  | 6. Spritzflasche (dest. Wasser)      |
| 2. Bürettenhalter              | 7. 2 Schutzbrillen                   |
| 3. 2 Auslaufpipetten 10 ml     | 8. 2 Maßkolben (HCl, NaOH)           |
| 4. 1 Pipettenpumpe             | 9. 1 Tropfflasche (Methylrot)        |
| 5. 5 Weithals-Erlenmeyerkolben | 10. 1 Tropfflasche (Phenolphthalein) |

**Chemikalien (H- und P-Sätze):**

- |  |  |
|--|--|
| 1. konzentrierte HCl<br>(H: 290,314,335, P: 280,261,304+340,305+351+338,310,403+233) | 4. 0,1 M $\text{CH}_3\text{COOH}$      |
| 2. 0,1 M NaOH  | 5. Methylrot<br>(Lösung < 0,1 %)       |
| 3. 0,1 M HCl<br>(H: 290,314,335, P: 390,406)   | 6. Phenolphthalein<br>(Lösung < 0,1 %) |



Abbildung 1.2: Arbeitsplatz für Komplex 1

## 1.3 Aufgaben zur Maßanalyse

Führen Sie die nachfolgend beschriebenen Reaktionen durch und notieren Sie sorgfältig alle Beobachtungen. Ergänzen Sie alle fehlenden Reaktionsgleichungen zu den Versuchen.

### 1.3.1 Aufgabe 1

In der ersten Aufgabe sollen Sie eine HCl-Maßlösung mit einer Konzentration von 0,1 mol/l herstellen, mit der Sie dann später eine Titration durchführen werden. Geben Sie als Erstes ca. 300 ml dest. Wasser in den mit 0,1 M HCl gekennzeichneten 500 ml Maßkolben. Um eine 0,1 M HCl herzustellen, müssen Sie als Nächstes die benötigte Menge an konz. Salzsäure berechnen, die Sie dann auf 500 ml mit dest. Wasser auffüllen. Grundlage für die Berechnung ist die Verdünnungsgleichung:

$$c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2 \quad (1.1)$$

Gegeben sind  $c_2 = 0,1 \text{ mol/l}$  (Konzentration der Säure nach dem Verdünnen),  $V_2 = 500 \text{ ml}$  (Volumen nach dem Verdünnen).  $c_1$  ist die Konzentration der Säure (konz. Salzsäure), die verdünnt wird ( $c_1$  wird in der Praktikumsvorlesung in mol/l bekannt gegeben). Zur Berechnung des benötigten Volumens an konz. Salzsäure wird die Verdünnungsgleichung nach  $V_1$  umgestellt.

$$V_1 = \frac{c_2 \cdot V_2}{c_1} \quad (1.2)$$

Die automatische Ausgabevorrichtung an der Vorratsflasche im Abzug ist auf dieses Volumen ( $V_1$ ) eingestellt, so dass Sie mit Ihrem mit Wasser gefüllten Maßkolben direkt im Abzug die konz. Salzsäure einfüllen können.

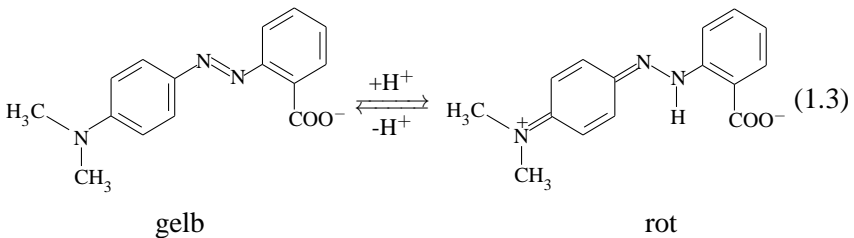


Abbildung 1.3

Halten Sie die Kolbenöffnung unter den Ablauf der Dosiervorrichtung (Abb. 1.3). Ziehen Sie anschließend das Dosierventil bis zum Anschlag nach oben und lassen Sie es dann los. Über den Ablauf fließt dann genau das eingestellte Volumen an Salzsäure in den Kolben. Verschließen Sie den Maßkolben mit dem Stopfen und mischen Sie die Flüssigkeit durch mehrmaliges Umdrehen des Kolbens gut durch. Anschließend füllen Sie den Kolben mit dest. Wasser auf bis der untere Meniskus der Flüssigkeit den Eichstrich des Maßkolbens erreicht hat. Der Kolben wird nun wieder verschlossen und nochmals gut durchgemischt.

### 1.3.2 Aufgabe 2

Zum Anzeigen des Äquivalenzpunktes bei einer Säure-Base-Titration verwendet man Indikatoren, die ihre Farbe je nach pH-Wert ändern.



In Gleichung 1.3 ist das chemische Gleichgewicht einer solchen Farbreaktion am Beispiel des Indikators Methylrot dargestellt. Im pH-Bereich unter 4,4 liegt vorwiegend die rote Form vor, zwischen 4,4 und 6,2 ergibt der Indikator eine orange Mischfarbe und ab 6,2 liegt hauptsächlich die gelbe Form vor.

Auf Ihrem Arbeitsplatz befinden sich zwei Tropfflaschen mit Indikatoren (Methylrot, Phenolphthalein). In dieser Aufgabe sollen Sie die Farben beobachten, die die Indikatoren bei entsprechenden pH-Werten besitzen. Dazu füllen Sie in zwei Titrierkolben jeweils ca. 5 ml (etwa eine halbe Auslaufpipette) 0,1 N NaOH. In zwei weitere Kolben geben Sie die gleiche Menge an 0,1 M HCl. Anschließend füllen Sie in einen mit Säure und in einen mit Base

Indikator	Farbe des Indikator		Farbumschlagbereich
	0,1 M HCl	0,1 M NaOH	
Methylrot			4,4 – 6,2
Phenolphthalein			8,2 – 10,0

**Tabelle 1.1:** Indikatorfarben

gefüllten Titrierkolben 2-3 Tropfen Methylrot. Diese Prozedur wiederholen Sie für die beiden anderen Titrierkolben mit dem Indikator Phenolphthalein. Notieren Sie Ihre Beobachtung in der Tabelle 1.1.

### 1.3.3 Aufgabe 3

Um die von Ihnen hergestellte Salzsäure für Titrationsen nutzen zu können, müssen Sie in dieser Aufgabe die genaue Konzentration der Säure bestimmen. Am Ende der Aufgabe wird von Ihnen ein Korrekturfaktor anhand ihrer Ergebnisse berechnet. Füllen Sie 4 Titrierkolben mit exakt je 10 ml (Auslaufpipette) der mit 0,1 N gekennzeichneten NaOH (Maßkolben) mit jeweils zwei

Tropfen Indikator **Methylrot** und spülen Sie anschließend die inneren Ränder der Kolben mit dest. Wasser, so dass etwaige an der Gefäßwand befindliche Tropfen NaOH vollständig in die Flüssigkeit gelangen. Jetzt füllen Sie etwa 10 ml Salzsäure in **eine** der Büretten und spülen die Bürette mit der Flüssigkeit. Die Spülflüssigkeit wird verworfen. Anschließend füllen Sie die Bürette vollständig. Achten Sie darauf, dass sich nach dem Befüllen keine Luftblasen mehr in der Bürette befinden. Lassen Sie gegebenenfalls etwas Salzsäure über den Hahn in einen leeren Titrierkolben ablaufen und werfen die abgelaufene Säure (Flüssigkeitsstand muss nicht notwendigerweise auf Null sein, wichtig ist es, sich den Startpunkt zu notieren). Titrieren Sie die vorbereiteten Titrierkolben mit der in der Bürette befindlichen Salzsäure bis die Farbe des Indikators umgeschlagen ist und bestehen bleibt. Voraussichtlich werden

Titration	Verbrauchte HCl (ml)
1	
2	
3	
4	
Mittelwert:	

**Tabelle 1.2:** Faktorbestimmung

Sie für diese Titration etwa 10 ml Salzsäure je Titration benötigen. Die Ergebnisse der Titrations tragen Sie bitte in die Tabelle 1.2 ein. Bilden Sie den Mittelwert aus den erhaltenen Ergebnissen und setzen Sie diesen in die Berechnungsformel für den Korrekturfaktor Ihrer Salzsäure ein.

$$F_{\text{HCl}} = \frac{\text{ml vorgelegte NaOH} \cdot F_{\text{NaOH}} (= 1,000)}{\text{Mittelwert verbrauchte HCl (ml)}} = \frac{10 \text{ ml}}{x(\text{ml})} \quad (1.4)$$