

Übersicht der Versuche „Maßanalyse“

Versuch Nr.	Thema	Seite
1	Titration von Natronlauge	2
2	Titration von Salzsäure	3
3	Titration mehrwertiger Säuren (H_2SO_4 , H_3PO_4)	4
4	Titrationsskurve von Phosphorsäure	6
5	Potentiometrische Säure-Base-Titration	8
6	Konduktometrische Säure-Base-Titration	11
7	Gesamtsäuregehalt in Weißwein	14
8	Gesamtsäuregehalt in Obstsaft	15
9	Phosphorsäuregehalt in Cola	16
10	Wirkstoffmenge im Bullrich Salz	17
11	Hydrogencarbonat-Gehalt in Mineralwasser	18
12	Kalkgehalt in Eierschalen (Rücktitration)	19
13	Wirkstoffgehalt einer Aspirin-tablette (Rücktitration)	20
14	Wirkstoffmenge im Antacidum Rennie (Rücktitration)	21
15	Gesamthärte in Leitungswasser (Komplextitration)	22
16	Schweflige Säure im Wein (Iodometrie)	23
17	Titration von Oxalsäure (Manganometrie)	24

Versuch 1 Gehaltsbestimmung Natronlauge

1. Aufgabenstellung

Bestimmen Sie durch Titration den Gehalt an Natriumhydroxid in einer unbekanntem Lösung.

2. Grundlagen

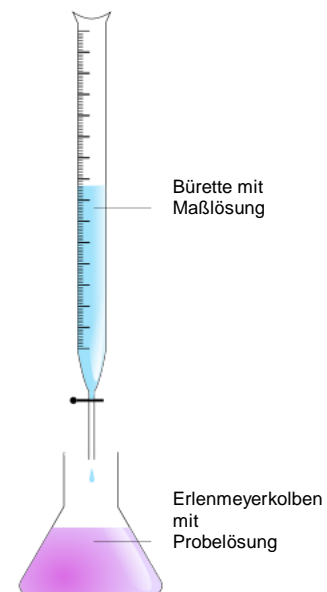
Die Maßanalyse (Volumetrie oder Titrimetrie) wurde 1830 von Louis Joseph Gay-Lussac in die analytische Chemie eingeführt.

Ein bekannter Stoff, dessen Konzentration unbekannt ist (Probelösung), wird in einer gezielten chemischen Reaktion mit einer Maßlösung umgesetzt, deren Konzentration genau bekannt ist. Das Volumen der verbrauchten Maßlösung wird dabei gemessen. Bei Kenntnis des chemischen Reaktionsablaufes kann aus dem Verbrauch und der Konzentration der Maßlösung die gesuchte Masse des gelösten Stoffes berechnet werden.

3. Durchführung

Geräte:	Chemikalien:
Maßkolben 100 mL (mit NaOH)	Salzsäure, $c = 0,1 \text{ mol/L}$, HCl
Bürette 25 mL	Natronlauge, $c = \text{unbekannt}$, NaOH
Trichter, klein	Thymolphthalein
Messpipette 10 mL	
2 Erlenmeyerkolben 250 mL	

- In einem Maßkolben befinden sich 100 mL Natronlauge unbekanntem Gehaltes.
- Man entnimmt aus dem Maßkolben mit einer Messpipette 10 mL der Natronlauge, gibt sie in einen Erlenmeyerkolben, füllt mit destilliertem Wasser auf ca. 100 mL auf und fügt 3-5 Tropfen Indikator hinzu.
- Nun titriert man mit der Salzsäure bis zum Farbumschlag von blau nach farblos.
- Es wird eine zweite Probe entnommen und genauso titriert. Für die Berechnung des Gehaltes an Natronlauge wird der Mittelwert aus beiden Titrationen verwendet



4. Auswertung

Errechnen Sie den Gehalt an Natronlauge in mg nach folgender Gleichung:

$$m_{\text{NaOH}} = c_{\text{HCl}} \cdot M_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{HCl}} \cdot 10$$

m_{NaOH}	Masse Natronlauge
c_{HCl}	Konzentration der Salzsäure (0,1 mol/L)
V_{HCl}	Verbrauch an Maßlösung in mL
M_{NaOH}	molare Molmasse Natronlauge 39,997 g/mol
10	Verdünnungsfaktor (bei der Titration wurde 1/10 der Gesamtmenge verwendet)

Versuch 2 Gehaltsbestimmung Salzsäure

1. Aufgabenstellung

Bestimmen Sie durch Titration den Gehalt einer unbekannt Salzsäure.

2. Grundlagen

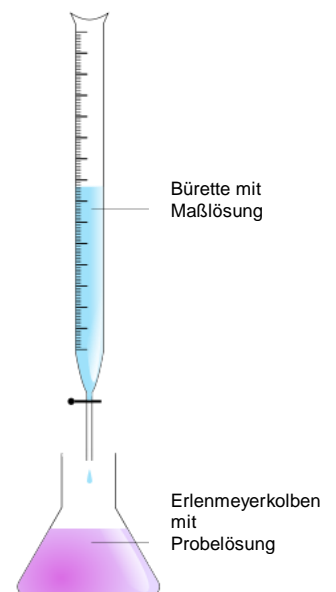
Die Maßanalyse (Volumetrie oder Titrimetrie) wurde 1830 von Louis Joseph Gay-Lussac in die analytische Chemie eingeführt.

Ein bekannter Stoff, dessen Konzentration unbekannt ist (Probelösung), wird in einer gezielten chemischen Reaktion mit einer Maßlösung umgesetzt, deren Konzentration genau bekannt ist. Das Volumen der verbrauchten Maßlösung wird dabei gemessen. Bei Kenntnis des chemischen Reaktionsablaufes kann aus dem Verbrauch und der Konzentration der Maßlösung die gesuchte Masse des gelösten Stoffes berechnet werden.

3. Durchführung

Geräte:	Chemikalien:
Maßkolben 100 mL (mit Salzsäure)	Natriumhydroxid, $c = 0,1 \text{ mol/L}$, NaOH
1 Bürette 25 mL	Salzsäure, $c = \text{unbekannt}$, HCl
Trichter klein	Thymolphthalein
2 Erlenmeyerkolben 250 mL	
Meßpipette 10 mL	

- In einem Maßkolben befindet sich 100 mL Salzsäure unbekanntes Gehaltes.
- Man entnimmt aus dem Maßkolben mit einer Messpipette 10 mL der Salzsäure, gibt sie in einen Erlenmeyerkolben, füllt mit destilliertem Wasser auf ca. 100 mL auf und fügt 3-5 Tropfen Indikator hinzu.
- Nun titriert man mit der Natronlauge bis zum Farbumschlag von farblos nach blau.
- Es wird eine zweite Probe entnommen und genauso titriert. Für die Berechnung des Gehaltes an Salzsäure wird der Mittelwert aus beiden Titrationen verwendet.



4. Auswertung

Errechnen Sie den Gehalt an Salzsäure in mg nach folgender Gleichung:

$$m_{\text{HCl}} = c_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} \cdot M_{\text{HCl}} \cdot 10$$

m_{HCl}	Masse Salzsäure
c_{NaOH}	Konzentration der Natronlauge (0,1 mol/L)
V_{NaOH}	Verbrauch an Maßlösung in mL
M_{HCl}	molare Molmasse Salzsäure, 36,46 g/mol
10	Verdünnungsfaktor (bei der Titration wurde 1/10 der Gesamtmenge verwendet)

Versuch 3 Titration von mehrwertiger Säuren

1. Aufgabenstellung

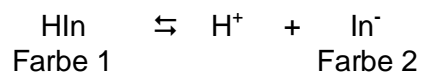
- Bestimmen Sie durch Titration den Gehalt einer unbekanntes Schwefelsäure.
- Titrieren Sie Phosphorsäure auf das erste Proton mit dem Indikator Bromphenolblau und auf das zweite Proton mit dem Indikator Thymolphthalein.

2. Grundlagen

Die genaue Bestimmung des pH-Wertes erfolgt durch Messungen mit einem pH-Meter. In der Praxis wendet man oft auch das kolorimetrische Verfahren an. Hierbei dienen sog. funktionelle organische Farbstoffe als Indikatoren.

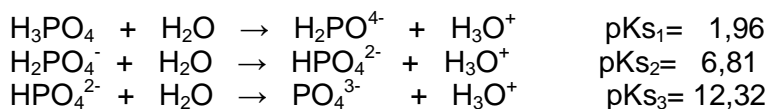
Indikatoren können je nach dem pH-Wert ihre Farbe ändern. Es handelt sich stets um Säuren, deren korrespondierende Basen eine andere Farbe haben.

In der wässrigen Lösung stellt sich für einen Indikator HIn folgendes Gleichgewicht ein:



z.B. Thymolphthalein blau farblos

Einige Säuren können mehr als ein Proton abgeben. Mehrwertige (mehrprotonige) Säuren können stufenweise titriert werden, wenn sich die pKs-Werte der einzelnen Dissoziationsstufen um mehr als 4 Einheiten unterscheiden. Für die Phosphorsäure ist diese Bedingung erfüllt:



Sind die aus der 1. Dissoziationsstufe stammenden H_3O^+ -Ionen mit der Natronlauge umgesetzt, liegt das amphotere H_2PO_4^- -Ion vor und der pH-Wert der Lösung am 1. Äquivalenzpunkt ergibt sich zu $\text{pH} = (1,96 + 6,81) : 2 = 4,4$.

Am 2. Äquivalenzpunkt liegt das amphotere Ion HPO_4^{2-} vor. Der pH-Wert der Lösung berechnet sich zu $\text{pH} = (6,81 + 12,32) : 2 = 9,6$

Der Äquivalenzpunkt der 3. Dissoziationsstufe liegt im stark alkalischen Gebiet und ist durch eine Titration im wässrigen Medium nicht mehr exakt erfassbar.

Für die Titration der 1. Stufe ist Methylorange (oder Bromkresolgrün) als Indikator geeignet, da es ein Umschlagsintervall von pH 3,0 - 4,6 besitzt. Soll bis zur zweiten Stufe titriert werden, erfolgt der Umschlag bei pH 9,6. Geeignet ist hier als Indikator Thymolphthalein mit einem Umschlagsintervall zwischen pH 9,3 – 10,5.

3. Durchführung

Geräte:	Chemikalien:
4 Erlenmeyerkolben 250 mL	Natronlauge, c = 0,1 mol/L, NaOH
Maßkolben 100 mL (mit Schwefelsäure)	Schwefelsäure, c = unbekannt, H_2SO_4
Maßkolben 100 mL (mit Phosphorsäure)	Phosphorsäure, c = unbekannt, H_3PO_4
1 Bürette	Methylorange
1 kleinen Trichter	Thymolphthalein
2 Messpipetten 10 mL	

3.1 Titration der unbekanntes Schwefelsäure

- In einem Maßkolben befindet sich 100 mL Schwefelsäure unbekanntes Gehaltes.
- Man entnimmt aus dem Maßkolben mit einer Messpipette 10 mL der Schwefelsäure, gibt sie in einen Erlenmeyerkolben, füllt mit destilliertem Wasser auf ca. 100 mL auf und fügt 3 Tropfen Indikator hinzu.

- Nun titriert man mit der Natronlauge bis zum Farbumschlag von farblos nach blau.
- Es wird eine zweite Probe entnommen und genauso titriert. Für die Berechnung des Gehaltes an Schwefelsäure wird der Mittelwert aus beiden Titrationsen verwendet.

Verbrauch Titration 1: _____ mL

Verbrauch Titration 2: _____ mL Mittelwert : _____ mL

3.2 Titration der Phosphorsäure - Stufe 1 und Stufe 2 in getrennten Proben

a) Stufe 1

- In einem Maßkolben befindet sich 100 mL Phosphorsäure unbekanntes Gehaltes.
- Man gibt mit der Messpipette 10 mL Phosphorsäure in einen Erlenmeyerkolben und verdünnt mit dest. Wasser auf etwa 100 mL.
- Nach Zugabe von 3 Tropfen Methylorange titriert man die Lösung mit Natronlauge bis zum Umschlag nach orange.
- Verbrauch V_1 notieren: _____ mL

b) Stufe 2

- Man gibt mit der Messpipette 10 mL Phosphorsäure in einen Erlenmeyerkolben und verdünnt mit dest. Wasser auf etwa 100 mL.
- Nach Zugabe von 3 – 4 Tropfen Thymolphthalein titriert man die Lösung mit Natronlauge bis zum Umschlag von farblos nach blau.
- Verbrauch V_2 notieren: _____ mL

4. Auswertung

4.1 Berechnen Sie den Gehalt an Schwefelsäure in mg:

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = c_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} \cdot M_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot 10 \cdot 2$$

⇒ In der Probelösung befinden sich $m =$ _____ mg Schwefelsäure.

4.2 Berechnen Sie den Gehalt an Phosphorsäure in mg:



$$m_{\text{H}_3\text{PO}_4} = c_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} \cdot M_{\text{H}_3\text{PO}_4} \cdot 10$$



$$m_{\text{H}_3\text{PO}_4} = c_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} \cdot 0,5 M_{\text{H}_3\text{PO}_4} \cdot 10$$

Masse Stufe 1: _____ mg

Masse Stufe 2: _____ mg Mittelwert der beiden Massen: _____ mg

⇒ In der Probelösung befinden sich $m =$ _____ mg Phosphorsäure.

$m_{\text{H}_2\text{SO}_4}$	molare Masse Schwefelsäure, 98,08 g/mol
$m_{\text{H}_3\text{PO}_4}$	molare Masse H_3PO_4 , 97,99g/mol
c_{NaOH}	Konzentration der Natronlauge (0,1 mol/L)
V_{NaOH}	Verbrauch an Maßlösung in mL
V_1	Verbrauch NaOH Stufe 1 in mL
V_2	Verbrauch NaOH Stufe 2 in mL
10	Verdünnungsfaktor (bei der Titration wurde 1/10 der Gesamtmenge verwendet)
2	da $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2} n(\text{NaOH})$

Versuch 4 Aufnahme der Titrationskurve von Phosphorsäure

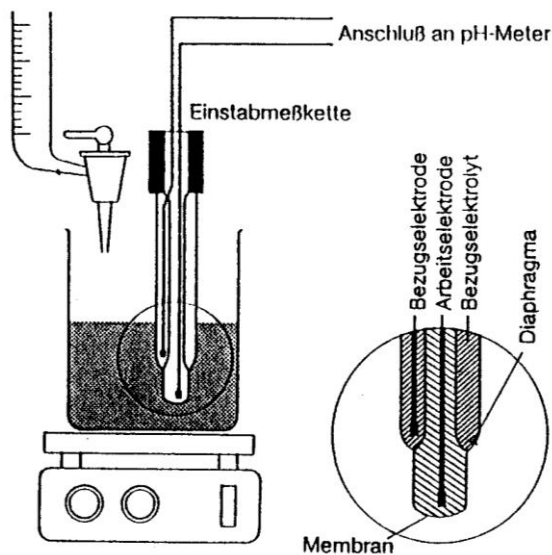
1. Aufgabenstellung

- Titrieren Sie Phosphorsäure mit Natronlauge unter Verfolgung des pH-Wertes.
- Zeichnen Sie die Titrationskurve, indem Sie die pH-Werte als Funktion des Volumens der zugesetzten Maßlösung auftragen.

2. Grundlagen

Die Titration mehrwertiger Säuren verläuft stufenweise, wobei mehrere Äquivalenzpunkte existieren. Man kann sie einzeln titrimetrisch erfassen, wenn sich die Dissoziationskonstanten der Stufen um mehr als 4 Zehnerpotenzen unterscheiden und geeignete Indikatoren vorhanden sind. Bei Titrationskurven mehrwertiger Säuren H_nA entspricht die Zahl der Äquivalenzpunkte der Anzahl n der als H^+ -Ionen abspaltbaren H-Atome (= Wertigkeit der Säure). Ein typisches Beispiel ist die Phosphorsäure H_3PO_4 .

Die Titration der Phosphorsäure mit Natronlauge liefert zwei gut titrierbare Äquivalenzpunkte.



Der pH-Wert wird in dem Versuch elektrochemisch mit einer Einstabmesskette gemessen.

3. Durchführung

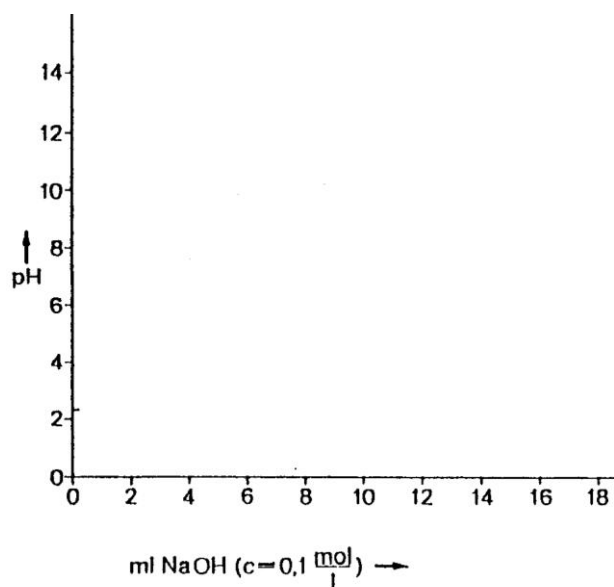
Geräte:	Chemikalien:
Bürette 25 mL	Natronlauge, $c = 0,1 \text{ mol/L}$, NaOH
Becherglas 150 mL	Phosphorsäure, $c = 0,1 \text{ mol/L}$, H_3PO_4
Magnetrührer	
Messpipette 10 mL	
pH-Meter mit Messelektrode	

- Man gibt mit der Messpipette 10 mL Phosphorsäure in ein Becherglas und füllt mit destilliertem Wasser auf etwa 75 mL auf.
- Man setzt die Messelektrode ein und nimmt den Magnetrührer in Betrieb. (Vorsicht: der Magnetrührer darf die Elektrode nicht berühren.)
- Nun tropft man die Natronlauge wie in der Tabelle angegeben und notiert die pH-Werte nach dem jeweiligen Zusatz an Lauge (Konstanz der Werte abwarten).
- Die Titration ist zweimal auszuführen.

Zugabe NaOH in mL	pH-Wert	pH-Wert	Zugabe NaOH in mL	pH-Wert	pH-Wert
0			10,0		
2,0			11,0		
4,0			11,2		
5,0			11,3		
5,2			11,4		
5,4			11,5		
5,6			11,6		
5,7			11,7		
5,8			11,8		
5,9			11,9		
6,0			12,0		
6,1			13,0		
8,0			15,0		

4. Auswertung

Zeichnen Sie die Titrationskurve für die Titration der Phosphorsäure entsprechend dem dargestellten Diagramm:



Versuch 5 Potentiometrische Säure-Base-Titration

1. Aufgaben

- 1.1. Titrieren Sie Salzsäure (starke Säure) und Essigsäure (schwache Säure) mit Natronlauge.
- 1.2. Tragen Sie für beide Titrationsen die gemessenen pH-Werte als Funktion der zugesetzten Natronlauge menge auf (Titrationskurve).

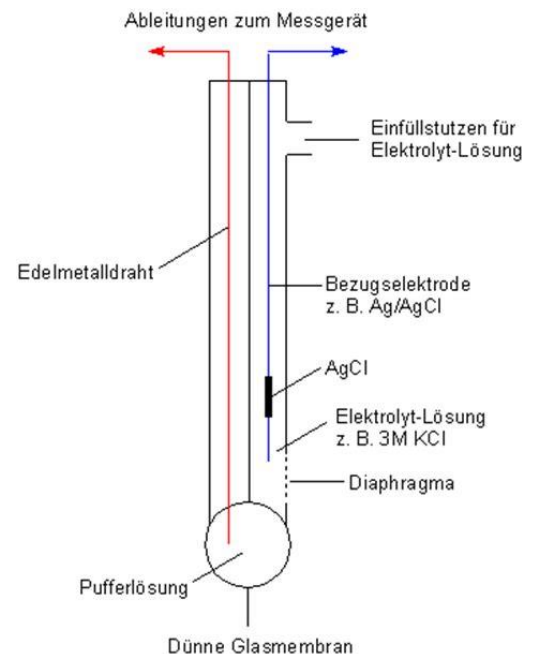
2. Grundlagen

Titrationskurven zeigen die Änderung des pH-Wertes im Verlaufe der Titration, d.h. in Abhängigkeit von der Zugabe der Maßlösung, an. Sie besitzen in allen Fällen ein charakteristisches stufenförmiges Aussehen. Titrationskurven kann man mit Hilfe eines pH-Meters potentiometrisch bestimmen.

Den senkrechten Teil einer Titrationskurve, d.h. die Stelle der größten pH-Änderung bezeichnet man als pH-Sprung.

Der Äquivalenzpunkt liegt in der Mitte des pH-Sprunges (d.h. im Wendepunkt der Titrationskurve). Die pH-Sprünge sind umso kleiner, je schwächer die titrierte Säure bzw. Base ist. Der pH-Sprung wird zudem mit abnehmender Konzentration der Probelösung kleiner.

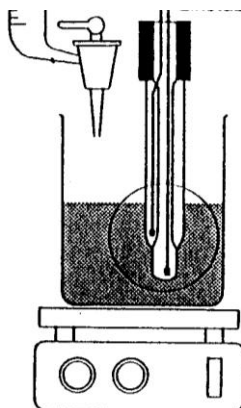
Die pH-Werte werden mit einer Einstabmesskette (s. Abb.) gemessen.



3. Durchführung:

Geräte:	Chemikalien:
pH-Messgerät	Natronlauge, $c = 0,1 \text{ mol/L}$, NaOH
Einstabmesskette	Salzsäure, $c = 0,1 \text{ mol/L}$, HCl
Magnetrührer	Essigsäure, $c = 0,1 \text{ mol/L}$, CH_3COOH
Stativ mit Klammern	
2 Büretten 50 mL	
2 Pipetten 20 mL	
2 Bechergläser 250 mL	
2 Messpipetten 20 mL	

3.1 Titration von Salzsäure mit Natronlauge



- Man gibt mit der Messpipette 20 mL Salzsäure in ein Becherglas und füllt mit destilliertem Wasser ca. 100 mL auf.
- Man setzt die Messelektrode des pH-Meters ein und nimmt den Magnetrührer in Betrieb. (Vorsicht: Rührmagnet darf die Elektrode nicht berühren.)
- Nun tropft man die Natronlauge entsprechend den Angaben der nachfolgenden Tabelle zu und notiert die pH-Werte nach dem jeweiligen Zusatz an Lauge (Konstanz der Werte abwarten)
- **Die Inbetriebnahme des pH-Meters erfolgt nach der am Arbeitsplatz ausliegenden Vorschrift.**

3.2. Titration der Essigsäure mit Natronlauge

- Man gibt mit der Messpipette 20 mL Essigsäure in ein Becherglas und füllt mit destilliertem Wasser ca. 100 mL auf.
- Alle weiteren Schritte der Titration werden wie im Versuch 3.1 durchgeführt.

Zugabe NaOH in mL	Titration von Salzsäure pH-Wert	Titration von Essigsäure pH-Wert
0		
2		
4		
6		
8		
10		
12		
usw. s. Arbeitsblatt		

4. Auswertung:

Fertigen Sie aus Ihren Titrationswerten für beide Titrationsen eine Titrationskurve an. Tragen Sie die pH-Werte gegen die zugesetzten mL an Natronlauge auf.
Bestimmen Sie die Äquivalenzpunkte

Arbeitsblatt Versuch 5

Zusatz NaOH in mL	Titration von Salzsäure Leitwert G	Titration von Essigsäure Leitwert G
0		
2		
4		
6		
8		
10		
12		
14		
16		
18		
19		
19,5		
20		
20,5		
21		
22		
24		
26		

Versuch 6 Konduktometrische Säure-Base-Titration

1. Aufgabenstellung

- 1.1 Titrieren Sie Salzsäure (starke Säure) und Essigsäure (schwache Säure) mit Natronlauge.
- 1.2 Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen.
- 1.3 Tragen Sie den Leitwert G gegen den Verbrauch an Natronlauge (in mL) auf Millimeterpapier auf und bestimmen Sie durch graphische Extrapolation die Äquivalenzpunkte.
- 1.4 Errechnen Sie aus dem Verbrauch an Natronlauge den Gehalt der Probelösungen an Salz- bzw. Essigsäure (mg/L).

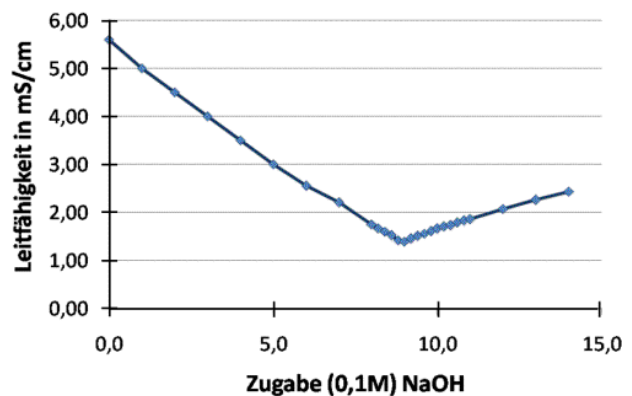
2. Grundlagen

Bei der Konduktometrie oder der Leitfähigkeitsmessung beobachtet man die Änderung der Leitfähigkeit, die durch Zusetzen der Maßlösung hervorgerufen wird. Die erhaltenen Werte der Leitfähigkeit werden in Abhängigkeit von der zugesetzten Menge der Maßlösung aufgetragen. Zu Beginn leiten H^+ (Wasserstoff-Kationen) und Cl^- (Chlorid-Anionen) den Strom. Durch Zugabe von Natriumhydroxid treten die Hydroxidionen der Lauge mit dem Wasserstoff der Säure zu dissoziiertem Wasser zusammen.

Die Natriumionen treten mehr und mehr an Stelle der Wasserstoffionen. Da nun Natriumionen eine geringere Äquivalentleitfähigkeit haben als Wasserstoffionen nimmt die Leitfähigkeit mehr und mehr ab.

Am Äquivalenzpunkt sind alle Wasserstoffionen durch Natriumionen ersetzt worden. Gibt man nach dem Äquivalenzpunkt weiter Natronlauge zu, steigt die Gesamtleitfähigkeit wieder an. Da zusätzlich zu Na^+ und Cl^- nun auch noch OH^- den Strom leiten.

Den Äquivalenzpunkt findet man durch Extrapolation (niedrigster Leitfähigkeitswert). Das heißt durch Verbinden der beiden Geraden. Der Äquivalenzpunkt wird somit nicht gemessen, sondern graphisch ermittelt.



3. Durchführung

Geräte:	Chemikalien:
Leitfähigkeitsmessgerät mit Messzelle	Salzsäure, c= 0,1 mol/L, HCl
2 Büretten	Natronlauge, c= 0,1 mol/L, NaOH
4 Bechergläser 200 mL	Essigsäure, c= 0,1 mol/L, CH ₃ COOH
2 Pipetten 10 mL	Thymolphthalein- Lösung
Magnetrührwerk	
2 Bechergläser 25 mL	
2 Messpipetten 10 mL	

3.1 Titration von Salzsäure

- Man gibt mit der Messpipette 10 mL Salzsäure in ein Becherglas und füllt mit destilliertem Wasser auf etwa 100 mL.
- Man taucht die Leitfähigkeitsmesszelle soweit ein, dass der Rührmagnet ungehindert rühren kann (Achtung!) und die Messzelle mit der Flüssigkeit bedeckt ist. Nun wird das Leitfähigkeitsmessgerät angeschlossen und nach Anleitung in Betrieb genommen.
- Zur Lösung im Becherglas gibt man zur *visuellen* Kontrolle 3 Tropfen Thymolphthalein.

- Man tropft aus der Bürette genau 1 mL Natronlauge dazu, wartet bis sich ein konstanter Wert einstellt und notiert den Leitwert.
- Man verfährt analog so weiter, bis 20 mL Natronlauge zugesetzt sind (nach der Zugabe von je 1 mL Natronlauge den Leitwert notieren).
- Außerdem wird das Volumen an Natronlauge notiert, bei der die Farbe des Thymolphthaleins umschlägt.

3.2 Titration von Essigsäure

- Man gibt mit der Messpipette 10 mL Essigsäure in ein Becherglas und füllt mit destilliertem Wasser ca. 100 mL auf.
- Alle weiteren Schritte der Titration werden wie im Versuch 3.1 durchgeführt.

Zugabe NaOH in mL	Elektrischer Leitwert/ Salzsäure in μS	Elektrischer Leitwert/ Essigsäure in μS
0		
1		
2		
3		
4		
5		
6		
usw.		

4. Auswertung

1. Bestimmung Sie grafisch den Äquivalenzpunkt durch Auftragen der Leitwerte gegen den Verbrauch an Natronlauge in mL (s. Abb. unter Grundlagen).
2. Berechnen Sie den Gehalt an Salzsäure und Essigsäure

$$m = M \cdot c_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}$$

⇒ In der Probelösung befinden sich $m = \underline{\hspace{2cm}}$ mg Salzsäure.

⇒ In der Probelösung befinden sich $m = \underline{\hspace{2cm}}$ mg Essigsäure.

m	Masse des zu bestimmenden Stoffes (HCl bzw. CH_3COOH in mg)
M	molare Masse des zu bestimmenden Stoffes (g/mol) Salzsäure = 36,46 g/mol Essigsäure = 60,05 g/mol
c_{NaOH}	Konzentration der Natronlauge
V_{NaOH}	Volumen an Natronlauge bis zum Äquivalenzpunkt (in mL)

Arbeitsblatt Versuch 6

Zugabe NaOH in mL	Elektrischer Leitwert/ Salzsäure in μS	Elektrischer Leitwert/ Essigsäure in μS
0		
1		
2		
3		
4		
5		
6		
7		
8		
9		
10		
11		
12		
13		
14		
15		
16		
17		
18		
19		
20		

Versuch 7 Gesamtsäuregehalt in Weißwein

1. Aufgabenstellung

Bestimmen Sie den Gehalt an titrierbarer Gesamtsäure im Weißwein.

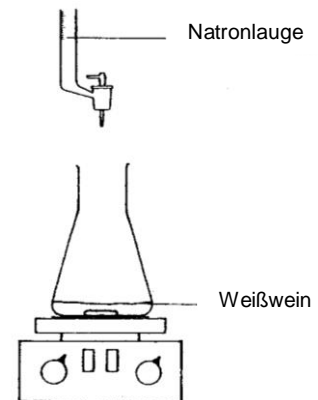
2. Grundlagen

Weine enthalten gewöhnlich eine große Zahl verschiedener Säuren wie Weinsäure, Äpfelsäure, Bernsteinsäure, Milchsäure und schweflige Säure. Da es sehr schwierig wäre, den Gehalt an den einzelnen, chemisch sehr ähnlichen Säuren zu bestimmen, misst man lediglich die so genannte titrierbare Gesamtsäure.

3. Durchführung

Geräte:	Chemikalien:
Magnetrührer	Natronlauge, $c = 0,1 \text{ mol/L}$, NaOH
Erlenmeyerkolben 250 mL	Thymolphthalein
Bürette 25 mL	Weißwein
Messpipette 10 mL	
Pipettierhilfe	
Becherglas 100 mL	
kleiner Trichter	

Für die Titration wird folgender Versuchsaufbau verwendet:



- Man befüllt über einen kleinen Trichter die Bürette mit Natronlauge bis der Flüssigkeitsspiegel auf der Nullmarke steht.
- Man gibt mit der Messpipette 10 mL Wein in den Erlenmeyerkolben, verdünnt mit destilliertem Wasser auf ungefähr 50 mL und gibt 3 Tropfen Thymolphthalein dazu.
- Nun titriert man mit der Natronlauge bis zur bleibenden Blaufärbung und notiert den Verbrauch an Natronlauge in mL.
- Es wird eine zweite Probe entnommen und genauso titriert. Für die Berechnung des Gehaltes an Säure wird der Mittelwert aus beiden Titrationen verwendet.

$$V_1 = \text{_____ mL}$$

$$V_2 = \text{_____ mL}$$

$$\text{Mittelwert: _____ mL}$$

4. Auswertung

Berechnen Sie aus dem Verbrauch an Natronlauge die Säurekonzentration im Wein in mol/L.

Versuch 8 Gesamtsäuregehalt in Obstsaft

1. Aufgabenstellung

Bestimmen Sie den Gehalt an titrierbarer Gesamtsäure in einem Obstsaft.

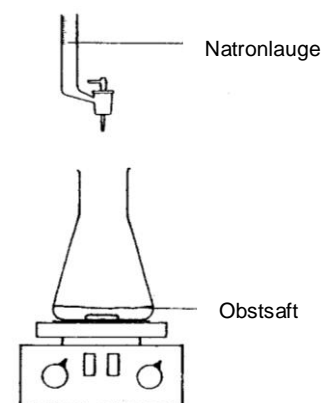
2. Grundlagen

In Obstsäften sind verschiedener Säuren wie Zitronensäure, Weinsäure und Äpfelsäure in verschiedenen Konzentrationen enthalten. Da es sehr schwierig wäre, den Gehalt an den einzelnen, chemisch sehr ähnlichen Säuren zu bestimmen, misst man lediglich die so genannte titrierbare Gesamtsäure.

3. Durchführung

Geräte:	Chemikalien:
Magnetrührer	Natronlauge, $c = 0,1 \text{ mol/L}$, NaOH
Erlenmeyerkolben 250 ml	Thymolphthalein
Bürette 25 ml	Obstsaft hell
Messpipette 10 ml	Thymolphthalein
Pipettierhilfe	
Becherglas 100 ml	
kleiner Trichter	

Für die Titration wird folgender Versuchsaufbau verwendet:



- Man befüllt über einen kleinen Trichter die Bürette mit Natronlauge bis der Flüssigkeitsspiegel auf der Nullmarke steht.
- Man gibt mit der Messpipette 10 mL Obstsaft in den Erlenmeyerkolben, verdünnt mit destilliertem Wasser auf ungefähr 50 mL und gibt 3 Tropfen Thymolphthalein dazu.
- Nun titriert man mit der Natronlauge bis zur bleibenden Blaufärbung und notiert den Verbrauch an Natronlauge in mL.
- Es wird eine zweite Probe entnommen und genauso titriert. Für die Berechnung des Gehaltes an Säure wird der Mittelwert aus beiden Titrationen verwendet.

$$V_1 = \text{_____ mL}$$

$$V_2 = \text{_____ mL}$$

$$\text{Mittelwert: _____ mL}$$

4. Auswertung

Berechnen Sie aus dem Verbrauch an Natronlauge die Säurekonzentration im Obstsaft in mol/L.

Versuch 9 Phosphorsäuregehalt in Cola

1. Aufgabenstellung

Bestimmen Sie den Gesamtsäuregehalt an Phosphorsäure in Vita Cola.

2. Grundlagen

Cola enthält als Säuerungsmittel Phosphorsäure (H_3PO_4)s. Die Titration mehrwertiger Säuren erfolgt stufenweise unter Bildung ihrer sauren Salze. Durch die Titration mit Natronlauge werden alle 3 Stufen der Phosphorsäure neutralisiert.

3. Durchführung

Geräte:	Chemikalien:
Bürette 25 mL	Vita Cola
Messpipette 10 mL	Natronlauge, $c = 0,01 \text{ mol/L}$, NaOH
Magnetrührer, heizbar	Aktivkohle (Pulver)
2 Bechergläser 100 mL	Thymolphthalein
2 Erlenmeyerkolben 200 mL	
Trichter	
Faltenfilter	

3.1 Entfärben der Cola

- Man füllt etwa 70 mL Vita Cola in ein Becherglas und rührt auf dem Magnetrührer solange, bis kein entweichendes CO_2 mehr zu beobachten ist. Dies kann einige Minuten dauern.
- Anschließend gibt man 4 Spatellöffel Aktivkohle hinzu und erwärmt unter Rühren bis zum Sieden.
- Man lässt das Gemisch etwas abkühlen und filtriert dann zweimal durch Faltenfilter. Das Filtrat sollte nahezu farblos aussehen.

3.2 Titration der entfärbten Cola

- Man befüllt über einen kleinen Trichter die Bürette mit Natronlauge bis der Flüssigkeitsspiegel auf der Nullmarke steht.
- Man entnimmt mit der Messpipette 10 mL entfärbte Cola, gibt sie in den Erlenmeyerkolben, verdünnt mit destilliertem Wasser auf ca. 50 mL und fügt 3 Tropfen Thymolphthalein hinzu.
- Nun titriert man mit der Natronlauge bis zur bleibenden Blaufärbung und notiert den Verbrauch an Natronlauge in mL.
- Es wird eine zweite Probe entnommen und genauso titriert. Für die Berechnung des Gehaltes an Säure wird der Mittelwert aus beiden Titrationen verwendet.

$V_1 = \text{_____ mL}$

$V_2 = \text{_____ mL}$

Mittelwert: _____ mL

4. Auswertung

Berechnen Sie aus dem Verbrauch an Natronlauge die Säurekonzentration der Vita Cola in mol/L.

Berechnen Sie den Gehalt an Phosphorsäure in 1 L Cola.

Versuch 10 Wirkstoffmenge im Bullrich Salz®

1. Aufgabenstellung

Ermitteln Sie die Wirkstoffmenge in einer Tablette Bullrich Salz®.

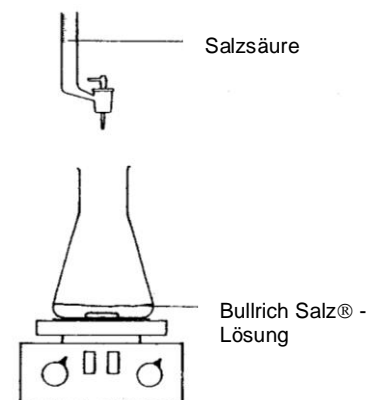
2. Grundlagen

Der Berliner Apotheker August Wilhelm Bullrich, selbst unter starkem Sodbrennen leidend, entdeckte durch einige Selbstversuche die heilsame Wirkung von Natriumhydrogencarbonat. Bullrich Salz® hat sich traditionell als mild wirkendes Arzneimittel bei Sodbrennen und säurebedingten Magenbeschwerden bewährt. Durch seinen Wirkstoff Natriumhydrogencarbonat neutralisiert es überschüssige Magensäure. Das Natriumhydrogencarbonat kann durch Titration mit Salzsäure bestimmt werden.

3. Durchführung

Geräte:	Chemikalien:
Bürette 50 mL	Salzsäure, $c = 1 \text{ mol/L}$, HCl
Mörser mit Pistill	Indikator M
Trichter klein	Bullrich Salz® (Tabletten)
Pulvertrichter	
2 Erlenmeyerkolben 250 mL	

Für die Titration wird folgender Versuchsaufbau verwendet:



- Man befüllt über einen kleinen Trichter die Bürette mit Salzsäure bis der Flüssigkeitsspiegel auf der Nullmarke steht.
- Man zerreibt im Mörser eine Tablette Bullrich Salz® und überführt das feine Pulver in den Erlenmeyerkolben: Man spült den Mörser mit ca. 75 mL destilliertem Wasser aus und gibt die Flüssigkeit in den Erlenmeyerkolben.
- Man fügt 3 Tropfen Indikator M hinzu (die Lösung färbt sich grün) und titriert langsam mit der Salzsäure bis zu einem dauerhaften Farbumschlag nach lila.
- Es wird eine zweite Probe entnommen und genauso titriert. Für die Berechnung des Gehaltes an Wirkstoff wird der Mittelwert der beiden Messungen verwendet.

4. Auswertung

Berechnen Sie die Wirkstoffmenge Natriumhydrogencarbonat in einer Tablette (in mg).

Versuch 11 Hydrogencarbonat-Gehalt in Mineralwasser

1. Aufgabenstellung

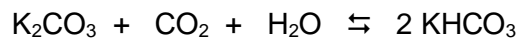
Bestimmen Sie den Hydrogencarbonat-Gehalt von Apollinaris CLASSIC.

2. Grundlagen

Mineralwasser entsteht durch das Herauslösen von Salzen aus Tiefengesteinen. Getrieben von Kohlendioxid werden diese Wässer an die Oberfläche gedrückt. In Deutschland gibt es heute etwa 1000 Quellen und Tiefbrunnen, aus denen Mineralwasser gefördert wird.

Die Geschichte der Apollinaris-Quelle, der heute wohl bekanntesten Quelle von Bad Neuenahr-Ahrweiler, geht auf eine zufällige Entdeckung des Winzers Georg Kreuzberg im Jahr 1852 zurück. Dieser stellte fest, dass an einer bestimmten Stelle in seinem Weinberg die Rebstöcke nicht mehr wuchsen und dort dicht über den Boden gehaltene Streichhölzer verlöschten. Bei Bodenuntersuchungen stieß man auf eine Mineralwasserquelle, deren Wasser aus den Tiefen der Vulkaneifel stammte. Kreuzberg gab der Quelle den Namen des heiligen Apollinaris, dessen Statue seit Jahrhunderten am Fuße des Weinberges stand.

Leitet man Kohlendioxid in eine carbonathaltige Lösung, wird dieses in folgender Weise gebunden:

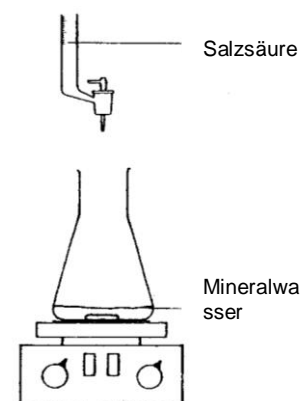


Die Lage dieses Gleichgewichtes ist temperatur- und druckabhängig.

3. Durchführung

Geräte:	Chemikalien:
3 Erlenmeyer 200 mL	Apollinaris CLASSIC
Bürette 25 mL	Indikator M
Rührmotor	Salzsäure, c= 0,1 mol/L, HCl
Messpipette 50 mL	

Für die Titration wird folgender Versuchsaufbau verwendet:



- Man befüllt über einen kleinen Trichter die Bürette mit Salzsäure bis der Flüssigkeitsspiegel auf der Nullmarke steht.
- Man gibt mit der Messpipette 50 mL Mineralwasser in den Erlenmeyerkolben und gibt 3 Tropfen Indikator M dazu. Die Lösung färbt sich hellgrün.
- Dann titriert man mit der Salzsäure bis zum Farbumschlag nach violett.

4. Auswertung

Berechnen Sie den Gehalt an Hydrogencarbonat pro Liter Mineralwasser. Der Verbrauch von 1 mL Salzsäure (c= 0,1 mol/L) entspricht dabei 6,1 mg Hydrogencarbonat.

Versuch 12 Kalkgehalt von Eierschalen (Rücktitration)

1. Aufgabenstellung

Bestimmen Sie durch indirekte Titration (Rücktitration) den Kalkgehalt von Eierschalen.

2. Grundlagen

Bei der indirekten Titration wird ein (in Wasser schwer löslicher) zu untersuchender Stoff vor der Titration in einer chemischen Reaktion umgesetzt. Bei der Rücktitration wird die Probelösung mit einem definierten Volumen an Maßlösung vollständig umgesetzt. Anschließend wird der unverbrauchte Teil der Maßlösung durch Titration bestimmt.

Calciumcarbonat (CaCO_3) in Eierschalen lässt sich durch die Rücktitration bestimmen, indem zunächst ein definiertes Volumen an Maßlösung Salzsäure zugegeben wird. Dabei wird das Calciumcarbonat zu einer löslichen Form umgesetzt. Mit einer Maßlösung Natronlauge titriert man den nicht verbrauchten Anteil der Salzsäure zurück.

3. Durchführung

Geräte:	Chemikalien:
Becherglas 50 mL, 100 mL, 250 mL	Natriumhydroxid, $c = 1 \text{ mol/L}$, NaOH
Maßkolben 100 mL	Salzsäure, $c = 1 \text{ mol/L}$, HCl
Trichter größer, klein	(zum Lösen der Eierschalen)
3 Erlenmeyerkolben 250 mL	Thymolphthalein-Lösung
Bürette 50 mL	
Pipette 10 mL, 20 mL	

- Sie erhalten 50 mL einer Lösung, welche folgendermaßen hergestellt wurde:
1 g fein zerriebene, getrocknete Eierschale wurde mit 50 mL Salzsäure (1 mol/L) versetzt und über Nacht stehen gelassen. Nach dem Aufkochen wurden unlösliche Bestandteile abfiltriert.
- Nun pipettiert man 20 mL dieser Probenlösung in einen Erlenmeyer und füllt mit destilliertem Wasser auf etwa 100 mL auf.
- Nach Zugabe des Indikators Thymolphthalein und titriert man mit der Natronlauge bis zum Farbumschlag (von farblos nach blau).

4. Auswertung

- Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für das Auflösen des CaCO_3 im Überschuss an Maßlösung sowie für die Rücktitration.
- Berechnen Sie die Stoffmenge an Calciumcarbonat.
- Berechnen Sie die Masse an Calciumcarbonat, die in 1 g Eierschale enthalten ist.
Berechnen Sie den prozentualen Anteil an Kalk, der in 1 g Eierschale enthalten ist.

Versuch 13 Quantitative Analyse einer Aspirin-Tablette (Rücktitration)

1. Aufgabenstellung

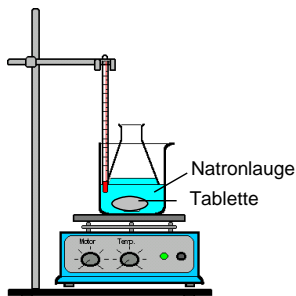
Bestimmen Sie den Gehalt an Acetylsalicylsäure (in mg) in einer Aspirin-Tablette.

2. Grundlagen

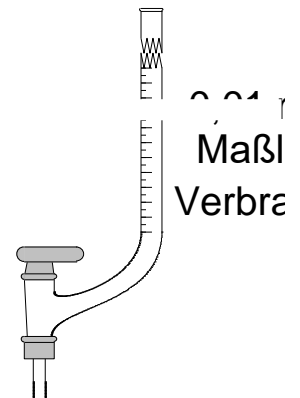
1 Mol Acetylsalicylsäure (Molekülmasse = 180 g/mol) verseift mit 2 Mol NaOH.

3. Durchführung

Geräte	Chemikalien
Erlenmeyerkolben 250 mL	Natronlauge, $c=0,1$ mol/L, NaOH
2 Büretten	Salzsäure, $c=0,1$ mol/L, HCl
	Thymolphthalein



- Man gibt eine Tablette Aspirin in einen Erlenmeyerkolben und fügt aus der Bürette genau 13 mL NaOH hinzu.
- Man kocht die Lösung ca. 10 min, wobei verdampftes Wasser ersetzt wird.
- Nach dem Abkühlen wird mit destilliertem Wasser auf ca. 50 mL verdünnt und mit einigen Tropfen Thymolphthalein versetzt.
- Die Lösung ist zunächst blau und wird mit der Salzsäure bis zum Äquivalenzpunkt titriert (Farbumschlag zu farblos).



4. Auswertung

Verseift wurde mit 1,3 mmol NaOH.

Verbrauch an HCl = mL, das entspricht mmol HCl

Zur Verseifung benötigte Menge an NaOH:

1,3 mmol - mmol (=mmol verbrauchter HCl) = mmol NaOH

Nachdem 1 Mol Aspirin mit 2 Mol NaOH reagiert haben, sind in einer Tablette nur halb soviel mmol Aspirin enthalten wie mmol NaOH verbraucht wurden.

Durch Multiplikation mit der Molekülmasse von Aspirin lässt sich die Menge an Acetylsalicylsäure in mg berechnen.

Versuch 14 Wirkstoffmenge im Antacidum Rennie® (Rücktitration)

1. Aufgabenstellung

Bestimmen Sie die Menge an Carbonat (Magnesium- plus Calciumcarbonat) in einer Rennie®-Tablette.

2. Grundlagen

Die Menge an Carbonat wird durch Rücktitration (Säure-Base-Titration) einer bestimmten zugegebenen Menge an Salzsäure mit Natronlauge bestimmt.

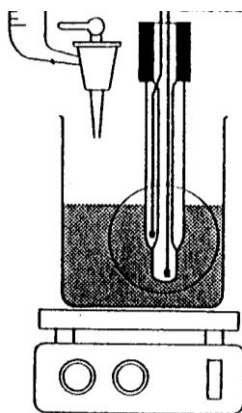
3. Durchführung

Geräte:	Chemikalien:
Erlenmeyerkolben 250 mL	Salzsäure, $c = 1 \text{ mol/L}$, HCl
Becherglas 250 mL breit	Natronlauge, $c = 1 \text{ mol/L}$, NaOH
Bürette 25 mL	Thymolphthalein
Bürette 50 mL	Rennie®
pH-Meter	
Magnetrührer	

Versuch 1

- Man gibt in einen Erlenmeyerkolben mit der Bürette genau 25 mL Salzsäure, löst darin eine Rennie-Tablette und füllt mit destilliertem Wasser auf ca. 100 mL auf. Es werden 3 Tropfen Thymolphthalein als Indikator zugesetzt.
- Anschließend titriert man mit der Natronlauge bis zu einer dauerhaften Blaufärbung.
- Man notiert den Verbrauch an Natronlauge.

Versuch 2



- Verwendet man bei der Titration ein pH-Meter, ist es möglich, die gesamte Titrationskurve aufzunehmen. Man gibt dann über den Äquivalenzpunkt hinaus noch einige mL Natronlauge hinzu.
- Man gibt in ein Becherglas mit der Bürette genau 25 mL Salzsäure, löst darin eine Rennie-Tablette und füllt mit destilliertem Wasser auf ca. 100 mL auf.
- Man setzt die Messelektrode des pH-Meters ein und nimmt den Magnetrührer in Betrieb. (Vorsicht: Rührmagnet darf die Elektrode nicht berühren.)
- Nun tropft man die Natronlauge in 1mL-Schritten zu und notiert die pH-Werte nach dem jeweiligen Zusatz an Lauge (Konstanz der Werte abwarten).
- Ist der Äquivalenzpunkt erreicht, werden noch 6 x 1 mL Natronlauge zugetropft und die pH-Werte notiert.

4. Auswertung

1. Berechnen Sie anhand der verbrauchten Menge an Natronlauge die Menge an Carbonat in mol.
2. Fertigen Sie aus den Titrationswerten von Versuch 2 eine Titrationskurve an. Tragen Sie die pH-Werte gegen die zugesetzten mL an Natronlauge auf. Bestimmen Sie den Äquivalenzpunkt.

Versuch 15 Gesamthärte von Leitungswasser (Komplextitration)

1. Aufgabenstellung

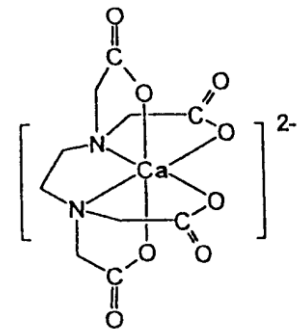
Bestimmen Sie die Gesamthärte von Leitungswasser.

2. Grundlagen

Unter der Gesamthärte des Wassers versteht man den Gehalt an Calcium- und Magnesiumionen. Sie kann angegeben werden als Summe der Stoffmengen von Ca^{2+} und Mg^{2+} in mmol/L. Eine andere Möglichkeit ist die Angabe in Grad Deutscher Härte ($^{\circ}\text{dH}$). Dabei entsprechen 1 $^{\circ}\text{dH}$ 10 mg CaO/L.

	$^{\circ}\text{dH}$		$^{\circ}\text{dH}$
sehr weiches Wasser	0 – 4	ziemlich hartes Wasser	12 – 18
weiches Wasser	4 – 8	hartes Wasser	18 – 30
mittelhartes Wasser	8 – 12	sehr hartes Wasser	über 30

Zur quantitativen Bestimmung der Calcium- und Magnesiumionen nutzt man deren Eigenschaft aus, mit Ethylendiamintetraacetat (EDTA, Komplexon III) Chelatkomplexe (Chelat: griech. = Krepsschere) zu bilden. Zur Erkennung des Äquivalenzpunktes gibt es für die komplexometrischen Titrationsmetallspezifische Indikatoren, wie Eriochromschwarz T, die auf eine Änderung der Metallionen-Konzentration ansprechen. Diese Indikatoren bilden mit den Metallionen Chelat-Komplexe, die anders gefärbt sind als die freien Indikatoren. Der Farbumschlag beim Äquivalenzpunkt erfolgt durch den Zerfall des Metallindikatorkomplexes und das Auftreten der Farbe des freien Indikators.



3. Durchführung

Geräte:	Chemikalien:
3 Erlenmeyerkolben 250 mL	Pufferlösung
Messpipette 100 mL	Komplexonmaßlösung (0,01784 mol/L)
Bürette 50 mL	Indikator (Eriochromschwarz T)
Heizplatte	
Messzylinder 10 mL	

- Man gibt in die drei Erlenmeyerkolben jeweils 100 mL Leitungswasser, 5 mL Pufferlösung und eine kleine Spatelspitze Indikator.
- Man erwärmt die Lösungen auf der Heizplatte auf 40 °C (etwas wärmer als die Hand).
- Dann nimmt man eine Probe von der Heizplatte und titriert mit der Maßlösung, bis sich die Farbe von weinrot nach blau ändert.
- Die Titration wird mit den anderen beiden Proben wiederholt. Zur Berechnung der Wasserhärte wird der Mittelwert der Verbräuche verwendet.

$V_1 =$ _____ mL

$V_2 =$ _____ mL

$V_3 =$ _____ mL

$V_{\text{Mittelwert}} =$ _____ mL

4. Auswertung

1 mL zugetropfter Maßlösung entspricht 1 $^{\circ}\text{dH}$ des Wassers.

Versuch 16 Bestimmung der schwefligen Säure in Wein

(Iodometrie - Redoxtitration)

1. Aufgabenstellung

Bestimmen Sie durch Titration von Weißwein den Gesamtanteil an schwefliger Säure.

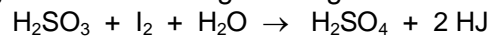
2. Grundlagen

Das Schwefeln von Wein (Verbrennen von elementarem Schwefel oder Zusatz von Natriumdisulfid) ist seit alters her eine bewährte Methode, um Wein längere Zeit haltbar zu machen. Schwefeldioxid bzw. schwefelige Säure wirkt keimtötend, verhindert das Braunwerden, stoppt unerwünschte Enzym-Reaktionen (z. B. Sauerwerden). Für Konsumweine sind 50mg/l freies SO₂ und 200 mg/l gesamtes SO₂ (= freies SO₂ + gebundenes SO₂) erlaubt.

In geringen Mengen ist schwefelige Säure unbedenklich, wobei die einzelnen Personen unterschiedlich darauf reagieren können.

Die freie schwefelige Säure kann sofort bestimmt werden. Die gebundene schwefelige Säure kann durch Verseifung freigesetzt und auf die gleiche Weise erfasst werden.

Die Reaktion läuft nach folgender Reaktionsgleichung ab:



3. Durchführung

Geräte:	Chemikalien:
2 Erlenmeyerkolben 250 mL	Natronlauge, c= 1 mol/L, NaOH
3 Messzylinder 10 mL	Schwefelsäure, w= 10%, H ₂ SO ₄
2 Messpipetten 25 mL	Kaliumiodat-Lösung, c= 0,0026 mol/L, KIO ₃ (enthält Stärke und NaOH)
1 Bürette 50 mL	Kaliumiodid-Lösung, c= 0,12 mol/L, KI (enthält Stärke und NaOH)
Magnetrührer	Natriumthiosulfat-Lösung, c= 0,0156 mol/L, Na ₂ S ₂ O ₃ (enthält NaOH)
	Weißwein

- 10 mL Natronlauge werden mit dem Messzylinder abgemessen und in den Erlenmeyerkolben gegeben.
- Es werden 25 mL Wein so in den Erlenmeyerkolben pipettiert, dass die Pipettenspitze gerade in die vorgelegte Flüssigkeit eintaucht.
- Zu diesem Gemisch gibt man mit der Messpipette genau 25 mL Kaliumiodatlösung.
- Danach fügt man unter Umschwenken des Kolbens in einem Guss 10 mL Schwefelsäure hinzu und sofort danach ebenfalls in einem Guss 10 mL Kaliumiodid-Lösung. (Eine eventuelle Blaufärbung vor der Iodidzugabe ist darauf zurückzuführen, dass die Iodationen teilweise von den Sulfitionen zu Iod reduziert werden. Dies hat auf den Gesamtverlauf der Bestimmung jedoch keinen Einfluss).
- Es wird ein Rührmagnet in den Erlenmeyerkolben gegeben und dieser auf den Magnetrührer gestellt. Nun wird mit Natriumthiosulfat-Lösung vorsichtig titriert bis die ursprüngliche Farbe des Weines wieder zu erkennen ist.
- Der Verbrauch an Natriumthiosulfat-Lösung wird notiert.
- Der Versuch ist zu wiederholen und der Mittelwert des Verbrauchs zur Berechnung zu verwenden.

4. Auswertung

Berechnen Sie den Gehalt an schwefliger Säure mg/L.

Versuch 17 Bestimmung des Gehaltes an Oxalsäure

(Manganometrie, Redox Titration)

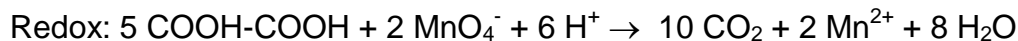
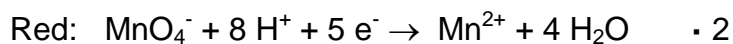
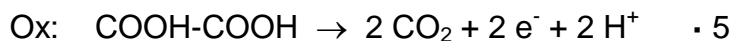
1. Aufgabenstellung

Bestimmen Sie durch Titration den Gehalt an Oxalsäure in einer Analyselösung.

2. Grundlagen

Die Manganometrie ist ein wichtiges Analyseverfahren zur Bestimmung der Konzentration von reduzierenden Substanzen. Es spielt zum Beispiel bei Gewässeruntersuchungen eine große Rolle für die Ermittlung einer wichtigen Sauerstoffkennzahl - den CSB-Wert. Darunter versteht man den chemischen Sauerstoffbedarf (Chemical Oxygen Demand). Je größer der Wert ist, desto belasteter ist das Wasser von reduzierenden Substanzen.

Grundlage der Manganometrie ist die starke Oxidationskraft von Kaliumpermanganat KMnO_4 . Dabei ist der Verlauf des Redoxprozesses vom pH-Wert des Reaktionsmilieus abhängig. Zur Abspaltung der Sauerstoff-Ionen aus den Permanganat-Ionen dienen in erster Linie Protonen. Das Redoxpotential des Systems ist im sauren Milieu besonders hoch, es bildet sich hier das nahezu farblose Mn^{2+} . Zum Erkennen des Äquivalenzpunktes muss man das Reaktionsgemisch also sauer einstellen.



3. Durchführung

Geräte:	Chemikalien:
Maßkolben 50 mL	Oxalsäure-Lösung (unbekannte Konzentration) in 50 mL-Maßkolben
Becherglas 100 mL	
Vollpipette 10 mL	Schwefelsäure, $c = 1 \text{ mol/L}$, H_2SO_4
Bürette	Kaliumpermanganat-Lösung, $c = 0,05 \text{ mol/L}$
Trichter	
Magnetrührer	
Heizplatte	

- Aus dem Maßkolben mit der Oxalsäure-Lösung unbekannter Konzentration werden 10 mL in einen Erlenmeyerkolben pipettiert. Man füllt bis zur 100mL-Marke mit destilliertem Wasser auf und säuert mit Schwefelsäure an (pH-Wert prüfen!).
- Nun erwärmt man die Lösung auf 70 °C.
- Man füllt die Bürette mit der Kaliumpermanganat-Lösung und stellt den Nullpunkt ein.
- Die Titration erfolgt unter ständigem Rühren mit einem Magnetrührer. Nach jedem Tropfen KMnO_4 wird die Entfärbung der Lösung abgewartet. Die Titration wird beendet sobald ein Tropfen eine mind. 15 Sekunden lange Rosafärbung verursacht und sich die Lösung nicht mehr entfärbt. Die verbrauchte Menge Kaliumpermanganat wird notiert.
- Die Titration wird noch mindest. einmal wiederholt. Zur Berechnung wird der Mittelwert des Verbrauches an Kaliumpermanganat-Lösung verwendet.

$$V_{1 \text{ KMnO}_4} = \text{_____ mL}$$

$$V_{2 \text{ KMnO}_4} = \text{_____ mL}$$

$$V_{3 \text{ KMnO}_4} = \text{_____ mL}$$

$$\text{Mittelwert: } V_{\text{KMnO}_4} = \text{_____ mL}$$

4. Auswertung

Berechnen Sie unter Zugrundelegung der Redoxgleichung der Reaktion den Gehalt von Oxalsäure (in g) in 1 L Analyselösung.

$$m_{\text{Ox}} = \frac{\gamma_{\text{Ox}}}{\gamma_{\text{Mn}}} \cdot C_{\text{Mn}} \cdot V_{\text{Mn}} \cdot M_{\text{Ox}}$$

m_{Ox} = Masse an Oxalsäure in g

γ_{Ox} = Stöchiometriezahl für Oxalsäure in der Redoxgleichung

γ_{Mn} = Stöchiometriezahl für Permanganation in der Redoxgleichung C_{Mn} =
Stoffmengenkonzentration der Permanganatlösung in mol/l

V_{Mn} = Volumen der für die Titration verbrauchten Permanganatlösung in mL

M_{Ox} = Molmasse der Oxalsäure in g/mol