

Titration Essigsäure

Ein Schüler soll den Säuregehalt eines handelsüblichen Essigs mithilfe einer Säure-Base-Titration überprüfen.

Dazu stellt der Schüler zuerst 250 mL Natronlauge her, welche 1g festes Natriumhydroxid enthält.

- (a) Beschreiben Sie Schritt für Schritt die Vorgehensweise, um diese Lösung herzustellen. Dabei geben Sie auch alle Namen der benutzten Materialien an.
- (b) Bestimmen Sie die Konzentration der hergestellten Natronlauge.
- (c) Nun wird eine Säure-Base-Titration durchgeführt, indem jeweils 5mL der Essigsäurelösung mit der hergestellten Natronlauge (aus Punkt (b)) titriert wird.
 - i. Geben Sie eine genaue Beschreibung des Versuchsaufbaus und der Versuchsdurchführung.
 - ii. Die Ergebnisse der Titration sind in der nachfolgenden Tabelle zusammengefasst.

| Titration | Titration 1 | Titration 2 | Titration 3 |
|--------------------------|-------------|-------------|-------------|
| Startvolumen [mL] | 2,00 | 23,10 | 10,00 |
| Endvolumen [mL] | 23,10 | 44,40 | 31,20 |
| Zugegebenes Volumen [mL] | | | |

- 1. Warum werden Titrations oft mehrmals nacheinander durchgeführt?
- 2. Berechnen Sie das mittlere zugegebene Titrationsvolumen.
- 3. Berechnen Sie die Konzentration der Essigsäurelösung.

- (d) Welchen Einfluss haben folgende Punkte auf die ermittelte Konzentration der Essigsäurelösung?
 - i. Der Bürettenhahn wird erst 0,5mL nach Farbumschlag geschlossen.
 - ii. Der Schüler spült beim Titrieren die Innenwand des Erlenmeyerkolbens von Zeit zu Zeit mit destilliertem Wasser ab.
 - iii. Die benutzte Maßlösung ist in Wirklichkeit weniger konzentriert als theoretisch berechnet.

Titration Natronlauge

In einem Praktikum soll ein Schüler die Stoffmengenkonzentration einer Säure ermitteln mit Hilfe einer Säure-Base-Titration.

Dazu soll er zuerst 250 mL Natronlauge mit der Konzentration 0,1 mol/L herstellen und anschließend 10mL der unbekanntes Säure damit titrieren.

- (a) Um die Maßlösung herzustellen wird festes Natriumhydroxid in Wasser gelöst. Berechnen Sie die erforderliche Feststoffmasse.
- (b) Der Lehrer stellt während dem Praktikum fest, dass die hergestellte Natronlauge zu konzentriert ist für den Versuchszweck. Der Schüler soll die Natronlauge auf 0,02 mol/L verdünnen.

Geben Sie alle Teilschritte an die erforderlich sind um 100 mL der verdünnten Lösung herzustellen. Geben Sie dabei alle Namen des benutzten Glasmaterials an.

- (c) Das ermittelte durchschnittliche Titrationsvolumen beträgt 13,00 mL.
- Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration der Säure.
 - Skizzieren Sie die Titrationskurve die man erhält, wenn es sich bei der Säure um Perchlorsäure (HClO_4) handelt. (keine genaue Berechnung von Punktwerten erforderlich)
 - Warum kann man bei dieser Titration die Identität der Säure nicht mit Hilfe des Halbäquivalenzpunktes ermitteln.

- (d) Bei der Titration unterlaufen dem Schüler einige versehentliche Fehler.

Schätzen Sie jeweils ab, wie der einzelne Fehler sich auf die unbekanntes Konzentration der Säure auswirkt.

- Die Nullstellung der Burette wird falsch abgelesen: 0,10 mL statt 0,00 mL
- Am Farbumschlagpunkt schliesst der Schüler das Bürettenventil zu spät.
- Der Schüler nimmt etwas weniger Volumen Probelösung als vorgegeben.

Speiseessig

In einem Praktikumsversuch soll ein Schüler die Angabe der Konzentration eines kommerziellen Speiseessigs mit Hilfe einer Säure-Base Titration überprüfen:

AUFSCHRIFT: Der Säuregehalt dieses Speiseessigs beträgt 5%

(es handelt sich bei dieser Angabe um den Massengehalt)

- (a) Vorbereitungsarbeit

- i. Beweisen Sie, dass der Speiseessig eine Stoffmengenkonzentration von 0,0839 mol/L aufweist. (Zusatzangabe: Dichte Essig: $\rho = 1,007 \text{ g/mL}$)
- ii. Zur Titration des Speiseessigs steht dem Schüler eine Natronlauge der Konzentration 0,1 mol/L zur Verfügung. Der Schüler entscheidet sich vor der Durchführung der Titration, den Speiseessig 10x zu verdünnen.

Stellen Sie eine Versuchsanleitung auf, um 100 mL verdünnte Essigsäure herzustellen. Geben Sie dabei die einzelnen Schritte an, die der Schüler durchführen muss und benutzen Sie die Namen des notwendigen Glasmaterials.

- iii. Skizzieren Sie den beschrifteten Versuchsaufbau für die Titration.

(b) Durchführung der Titration

- i. Erklären Sie, wie man nun praktisch vorgehen muss, um die Konzentration des verdünnten Speiseessigs zu ermitteln.
- ii. Welches Titrationsvolumen erhält der Schüler, wenn die Angaben des Herstellers stimmen (Säuregehalt Speiseessig: 5%)? Es werden 25 mL von dem verdünnten Speiseessig titriert.
- iii. Wie weicht der Wert des Titrationsvolumens von dem berechneten Wert aus dem vorherigen Punkt ab (das heißt: ist das Titrationsvolumen größer oder kleiner?), wenn der Speiseessig in Wirklichkeit weniger Säure enthält als vom Hersteller angegeben?

(c) Zusatzfragen

- i. Warum hat der Schüler entschieden, den Speiseessig vor der Titration zuerst zu verdünnen?
- ii. Der Schüler will während der Titration die Innenwand des Erlenmeyerkolbens mit destilliertem Wasser abspülen, um festhaftende Tropfen der Maßlösung ins Reaktionsgemisch aufzunehmen.

Erklären Sie, warum dieser Vorgang keinen Einfluss auf das Ergebnis bei einer Titration hat, wo das Ende der Titration durch einen Farbumschlag ermittelt wird.

Titration unbekannter schwache Säure

In einem Praktikum soll ein Schüler die Stoffkonzentration einer unbekannter schwachen Säure ermitteln mit Hilfe einer Säure-Base Titration.

Dazu soll er zuerst durch Verdünnung 100 mL Kalilauge mit der Konzentration 0,1 mol/L herstellen. Anschliessend sollen 10mL der unbekannter Säure mit der verdünnten Kalilauge titriert werden.

- (e) Stellen Sie eine Versuchsanleitung auf, um 100mL verdünnte Kalilauge (0,1 mol/L) herzustellen, ausgehend von einer Kalilauge der Konzentration 1 mol/L. Geben Sie dabei

die einzelnen Schritte an, die der Schüler durchführen muss und benutzen Sie die Namen des notwendigen Glasmaterials.

- (f) Skizzieren Sie den beschrifteten Versuchsaufbau für die Titration.
- (g) Das ermittelte durchschnittliche Titrationsvolumen beträgt 13,00 mL.
- iv. Berechnen Sie die Stoffkonzentration der unbekanntes Säure.
 - v. Erklären Sie, wie man bei einer Titration die Identität der schwachen Säure ermitteln kann. Erklären Sie auch, warum diese Methode nicht funktioniert, wenn es sich bei der unbekanntes Säure um eine starke Säure handelt.
- (a) Bei der Lagerung von Kalilauge, kann das Kaliumhydroxid mit dem Kohlendioxid der Luft in einer Säure-Base-Reaktion reagieren. Dabei werden Hydroxidionen verbraucht und es entsteht unter anderem Kaliumcarbonat.
- i. Wie ändert sich durch das Lösen des Kohlendioxids die Kaliumhydroxid - Konzentration?
 - ii. Wie ändert sich durch dieses Phänomen das Titrationsvolumen bei der Titration? Begründen Sie Ihre Antwort.

Titration einer Säure

25 ml Ameisensäure werden mit 0,1 mol/L Natronlauge titriert. Nach Zugabe von 13 mL Natronlauge ist der Äquivalenzpunkt erreicht.

(a) Geben Sie den Namen, die chemischen Formel und den Aggregatzustand der Probelösung sowie der Maßlösung an.

(b) Praktische Durchführung: Kommentieren Sie folgende praktischen Arbeitsschritte. Geben Sie jeweils an, ob sie notwendig sind oder weshalb man sie unterlassen sollte oder muss.

(i) Vor jeder Titration wird das Probegefäß ausgiebig mit destilliertem Wasser gespült und dann sorgfältig getrocknet.

(ii) Die Bürette wird vor dem Auffüllen mit destilliertem Wasser gespült.

(iii) Die Pipette wird vor dem Ansaugen der Probe mit destilliertem Wasser gespült.

(c) Bestimmen Sie die Stoffmengenkonzentration der Ameisensäure. Berechnen Sie dann den pH-Wert der Ameisensäure an.

(d) Welchen Charakter besitzt das Reaktionsgemisch am Äquivalenzpunkt? Begründen Sie mithilfe der Protolysegleichung des pH-bestimmenden Teilchens.

Titration einer Base

25 ml einer wässrigen Lösung von Natriumacetat werden mit 0,1 mol/L Salzsäure titriert. Nach Zugabe von 13,5 mL Salzsäure ist der Äquivalenzpunkt erreicht.

(a) Geben Sie den Namen, die chemischen Formel und den Aggregatzustand der Probelösung sowie der Maßlösung an.

(b) Praktische Durchführung: Kommentieren Sie folgende praktischen Arbeitsschritte. Geben Sie jeweils an, ob sie notwendig sind oder weshalb man sie unterlassen sollte oder muss.

(i) Vor jeder Titration wird das Probegefäß ausgiebig mit destilliertem Wasser gespült und dann sorgfältig getrocknet.

(ii) Die Bürette wird vor dem Auffüllen mit destilliertem Wasser gespült.

(iii) Die Pipette wird vor dem Ansaugen der Probe mit destilliertem Wasser gespült.

(c) Bestimmen Sie die Stoffmengenkonzentration der des Acetat-ions. Berechnen Sie dann den pH-Wert der Natriumacetat-Lösung an.

(d) Welchen Charakter besitzt das Reaktionsgemisch am Äquivalenzpunkt? Begründen Sie mithilfe der Protolysegleichung des pH-bestimmenden Teilchens.

Titration einer Natronlauge

Eine Natronlauge (5 mol/L \pm 2%) aus dem Handel soll mit 0,1 M Salzsäure titriert werden.

(a) Praktische Durchführung

(i) Wie sollte die Bürette für die Titration vorbereitet werden? Was sollte man nach dem Auffüllen der Bürette überprüfen?

(ii) Die Titration soll dreimal durchgeführt werden, dafür benutzt man einen einzigen Erlenmeyerkolben. Wie muss der Erlenmeyerkolben nach jeder Titration gereinigt werden? Muss jeweils eine neue Pipette benutzt werden?

(b) Aus der 5M Natronlauge werden mit einer Vollpipette 25 mL entnommen in einen mit destilliertem Wasser bis zur Hälfte gefüllten 1L-Messkolben gegeben. Dann wird bis zur Eichmarke mit destilliertem Wasser aufgefüllt und homogenisiert. Welche Verdünnung der Ausgangslösung wurde dabei erreicht?

Welche Stoffmengenkonzentration besitzt die verdünnte Lösung?

(c) Aus welchem praktischen Grund kann man nicht einfach 5 mL der 5M Natronlauge mit 0,1M Salzsäure titrieren?

(d) Die 5M Natronlauge wird 100 mal verdünnt. Aus dieser verdünnten Lösung werden mit einer Vollpipette 5 mL entnommen.

(i) Welches Volumen an Salzsäure 0,1 M würde man in etwa für diese Titration benötigen?

(ii) Die Abweichung sollte kleiner als 1 % sein. Weshalb ist die Titration mit einer Probe von 5 mL ungenau? (Bürette $\pm 0,05$ mL, Abweichung = $\frac{|\text{Fehler}|}{\text{Messwert}} \cdot 100 \%$)

(iii) Für 25 mL Probe benötigt man 11,9 mL Salzsäure 0,01M. Überprüfen Sie mithilfe dieser Daten, ob die Angabe des Herstellers zutrifft.

PUFFER

Ein Schüler soll 100 mL einer Pufferlösung mit einem pH-Wert von 9,25 herstellen aus Ammoniaklösung mit der Stoffmengenkonzentration 0,1 mol/L und festem Ammoniumchlorid.

(a) Wie soll er vorgehen? (Material beschreiben, Berechnungen angeben)

(b) Berechnen Sie den pH-Wert der Ammoniaklösung und vergleichen Sie mit dem experimentell bestimmten Wert (10,8). Erklären Sie eventuelle Unterschiede.

(c) Geben Sie 1 mL HCl zu 40 mL der Pufferlösung. Wie verändert sich der pH Wert?

- i. Erklären Sie, ohne Rechnung, was Sie erwarten.
- ii. Quantitative Auswertung: Berechnen Sie den pH-Wert der Pufferlösung nach Zugabe von 1mL HCl.

Stellen Sie dazu das Protolyse Gleichgewicht am Anfang des Versuches und nach der Reaktion auf (Tabelle!)

(d) Puffersysteme im Blut
Im Blut liegen folgende Puffersysteme vor: Phosphatpuffer ($\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$) und Kohlensäure-Hydrogencarbonat-Puffer ($\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^{2-}$)

- i. In welchem pH-Bereich puffern beide Puffersysteme?
- ii. Wie wird dieses Puffersystem im Blut beansprucht bei Überanstrengung? Welche Pufferkomponenten reagieren in diesem Fall?

Herstellung von Pufferlösungen

1. 250 ml eines 1,5 mol/L $\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-$ -Puffer sollen aus folgenden Ausgangsstoffen und Geräten hergestellt werden. Geben Sie jeweils die Vorgehensweise an und begründen Sie, ob man die Lösung mit den angegebenen Geräten genau herstellen kann.

(a) Ameisensäure ($\rho = 1,22$ g/mL), Natriumformiat, destilliertes Wasser, 250 mL Messkolben, Waage ($\pm 0,01$ g), Messpipette 20 mL ($\pm 0,1$ mL).

(b) Ameisensäure ($c = 5,0 \text{ M}$), Natriumformiat-Lösung ($c = 2,5 \text{ M}$), destilliertes Wasser, 250 mL Messkolben, Vollpipetten 5,10, 20 und 25 mL, Messzylinder 200 mL ($\pm 1 \text{ mL}$), Messzylinder 100 mL ($\pm 0,5 \text{ mL}$).

(c) Ameisensäure ($c = 7,5 \text{ M}$), Natronlauge ($c = 5,0 \text{ M}$), destilliertes Wasser, 250 mL Messkolben, 2 Messzylinder 100 mL ($\pm 0,5 \text{ mL}$). Geben Sie die globale Gleichung mit den Stoffmengen am Ende der Reaktion an und berechnen Sie dann die Stoffmengen am Anfang.

2. Eine Lösung (2,50 L) enthält 28,536 g Natriumphosphat und 24,708 g Natriumhydrogenphosphat.

(a) Berechnen Sie den pH-Wert der Lösung.

(b) Wie viel g Natriumhydrogenphosphat muss man zur Lösung hinzugeben um einen pH-Wert von 12,5 zu erhalten?

Säure-Base-Reaktionen und Stereochemie

Apfelsaft, enthält Apfelsäure und Weinsäure.

(a)

Als Maßlösung wird Natronlauge der Stoffmengenkonzentration $0,3 \text{ mol/l}$ benutzt. 100 ml der Natronlauge sollen hergestellt werden, ausgehend von festem Natriumhydroxid. Erklären Sie ihre praktische Vorgehensweise und geben Sie alle notwendigen Berechnungen an.

(b)

Weinsäure: $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2(\text{COOH})_2$ Apfelsäure: $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}(\text{COOH})_2$

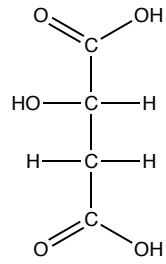
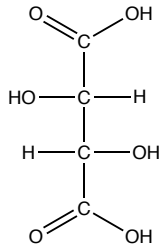
(i) Wie viele Protonen kann die Weinsäure abgeben? Wie viele Protonen kann die Apfelsäure abgeben? Wie viele Protonen geben beide Säuren insgesamt ab?

(ii) Geben Sie die Gesamtgleichung der Neutralisation (beide Säuren in der Gleichung als Edukt A und B) an. Achten Sie besonders auf das Ausgleichen.

(c)

Weinsäure

Apfelsäure



(i) Markieren Sie in beiden Molekülen die chiralen Kohlenstoffatome.

Stellen Sie die beiden Enantiomere der Apfelsäure dar. Geben Sie die (R,S)-Konfiguration an.

Wie kann man die beiden Enantiomere der Apfelsäure praktisch unterscheiden?

(ii) Wie nennt man die zur Darstellung der Weinsäure und Apfelsäure benutzte Schreibweise?

(iii) Stellen Sie die Weinsäure anhand der Skelettformel dar.