

Gruppe 1

Arbeitsauftrag: Führe die beschriebenen Versuche durch und bereite einen Vortrag zum Thema vor, worin über die Versuche und die recherchierten Hintergrundinformationen berichtet wird.

Es soll eine schriftliche Ausarbeitung abgegeben werden (1 Exemplar pro Gruppe).

Thema: Wissenswertes über Essig

1. **Bestimme den pH-Wert von Haushaltssessig.**
2. **Wie viel Essigsäure (in mol/l und in g/L) ist in Haushaltssessig enthalten?**
3. **Wie wird Essigsäure hergestellt (Ausgangsstoffe, Verfahren)?**
4. **Wie viel Essig wird in Deutschland verbraucht?**
5. **In welchen Lebensmitteln ist Essig enthalten? Wozu?**

Geräte

Bürette (50 ml), Erlenmeyerkolben (Weithalsform; 300 ml), Vollpipette (20 ml), Indikatorpapier.

Chemikalien

Haushaltssessig (Xi), Natronlauge (c = 1 mol/l) (Xi), Phenolphthalein-Lösung (F).

Durchführung

1. Der Haushaltssessig wird mit Universalindikatorpapier geprüft und der pH-Wert wird durch Vergleich mit der Farbskala ermittelt.
2. Wir füllen die Bürette mit Natronlauge. Dann geben wir (genau abgemessen) 20 ml Haushaltssessig in den Erlenmeyerkolben, verdünnen mit etwa 50 ml dest. Wasser und tropfen etwas Phenolphthalein-Lösung zu.
Wir titrieren mit Natronlauge bis zur bleibenden Rotfärbung.
3. Die Titration wird mindestens 3 mal durchgeführt. Es wird der Mittelwert der Messungen gebildet. „Ausreißer“ werden zuvor ausgeschlossen.

Hinweise zur Auswertung

zu 2. Die Konzentration c der Essigsäure in mol/l lässt sich berechnen nach

$$c(\text{Säure}) = \frac{\text{Volumen}(\text{Lauge})}{\text{Volumen}(\text{Säure})} \cdot c(\text{Lauge})$$

Die Molmasse von Essigsäure beträgt 60 g/mol.

Gruppe 2

Arbeitsauftrag: Führe die beschriebenen Versuche durch und bereite einen Vortrag zum Thema vor, worin über die Versuche und die recherchierten Hintergrundinformationen berichtet wird.

Es soll eine schriftliche Ausarbeitung abgegeben werden (1 Exemplar pro Gruppe).

Thema: Sauer wie eine Zitrone

- 1. Bestimme den pH-Wert von Zitronensaft.**
- 2. Wie viel Lauge (in mol) wird zur Neutralisation der im Zitronensaft enthaltenen Säure benötigt?**
- 3. Eigenschaften der Zitronensäure**

Geräte

Bürette (50 ml), Erlenmeyerkolben (Weithalsform; 300 ml), Vollpipette (10 ml) oder Messpipette (10 ml), Indikatorpapier, Trichter, Filterpapier, 2 Bechergläser.

Chemikalien

Zitronensaft, Natronlauge ($c = 1 \text{ mol/l}$) (Xi), Phenolphthalein-Lösung (F).

Durchführung

- Der Zitronensaft wird mit Universalindikatorpapier geprüft und der pH-Wert wird durch Vergleich mit der Farbskala ermittelt.
- Der Zitronensaft wird filtriert.
- Wir füllen die Bürette mit Natronlauge. Dann geben wir (genau abgemessen) 10 ml Zitronensaft in den Erlenmeyerkolben, verdünnen mit ca. 50 ml dest. Wasser und tropfen etwas Phenolphthalein-Lösung zu.
Wir titrieren mit Natronlauge ($c = 1 \text{ mol/l}$) bis zur bleibenden Rotfärbung. Wenn hierbei weniger als 5 ml Natronlauge verbraucht werden, muss die Natronlauge genau um den Faktor 10 verdünnt und erneut titriert werden.
Zum exakten Verdünnen werden genau 10 ml Natronlauge mittels einer Vollpipette in einen 100-ml-Messkolben gefüllt. Mit dest. Wasser wird bis zur 100-ml-Markierung aufgefüllt und gut gemischt.
- Die Titration wird mindestens 3 mal durchgeführt. Es wird der Mittelwert der Messungen gebildet. „Ausreißer“ werden zuvor ausgeschlossen.

Hinweise zur Auswertung

zu 3. Die Konzentration c der Säure in mol/l lässt sich berechnen nach

$$c(\text{Säure}) = \frac{\text{Volumen(Lauge)}}{\text{Volumen(Säure)}} \cdot c(\text{Lauge})$$

Die beiden wichtigsten im Zitronensaft enthaltenen Säuren sind Zitronensäure und Ascorbinsäure, die bei dieser Titration gemeinsam erfasst werden (d.h. sie können nicht unterschieden werden).

Gruppe 3

Arbeitsauftrag: Führe die beschriebenen Versuche durch und bereite einen Vortrag zum Thema vor, worin über die Versuche und die recherchierten Hintergrundinformationen berichtet wird.

Es soll eine schriftliche Ausarbeitung abgegeben werden (1 Exemplar pro Gruppe).

Thema: Vitamin C ist eine Säure

- 1. Bestimme den pH-Wert einer wässrigen Lösung von Vitamin C (Ascorbinsäure).**
- 2. Wie viel Lauge (in mol) wird zur Neutralisation der in der Ascorbinsäure-Lösung enthaltenen Säure benötigt?**
- 3. Herstellung, weitere Eigenschaften und besondere biologische Bedeutung der Ascorbinsäure**

Geräte

Bürette (50 ml), Messkolben (100 ml), Erlenmeyerkolben (Weithalsform; 300 ml), Vollpipette (10 ml) oder Messpipette (10 ml), Indikatorpapier.

Chemikalien

Ascorbinsäure (Vitamin C), Natronlauge ($c = 0,1 \text{ mol/l}$) (Xi), Phenolphthalein-Lösung (F), dest. Wasser.

Durchführung

1. Eine Lösung von 2,00 g Ascorbinsäure in 100 ml dest. Wasser wird in einem 100 ml-Messkolben hergestellt.
2. Die Lösung wird mit Universalindikatorpapier geprüft und der pH-Wert wird durch Vergleich mit der Farbskala ermittelt.
3. Wir füllen die Bürette mit Natronlauge ($c = 0,1 \text{ mol/l}$). Dann geben wir (genau abgemessen) 10 ml der unter 1. hergestellten Lösung in den Erlenmeyerkolben, verdünnen mit ca. 50 ml dest. Wasser und tropfen etwas Phenolphthalein-Lösung zu.
Wir titrieren mit Natronlauge ($c = 0,1 \text{ mol/l}$) bis zur bleibenden Rotfärbung. Falls hierbei weniger als 5 ml Natronlauge verbraucht werden, muss die Natronlauge genau um den Faktor 10 verdünnt und erneut titriert werden.
Zur Herstellung der Natronlauge mit $c = 0,1 \text{ mol/l}$ werden genau 10 ml Natronlauge (1 M, $c = 1 \text{ mol/l}$) mittels einer Vollpipette in einen 100-ml-Messkolben gefüllt. Mit dest. Wasser wird bis zur 100-ml-Markierung aufgefüllt und gut gemischt. Bei einer erneuten Verdünnung verfährt man entsprechend, wobei man mit der 0,1 M Natronlauge beginnt.
4. Die Titration wird mindestens 3 mal durchgeführt. Es wird der Mittelwert der Messungen gebildet. „Ausreißer“ werden zuvor ausgeschlossen.

Hinweise zur Auswertung

zu 3. Die Konzentration c der Säure in mol/l lässt sich berechnen nach

$$c(\text{Säure}) = \frac{\text{Volumen}(\text{Lauge})}{\text{Volumen}(\text{Säure})} \cdot c(\text{Lauge})$$

Durch Umstellen der Gleichung kann man bei bekannten Werten für c (Säure), c (Lauge) und Volumen (Säure) den Erwartungswert für Volumen (Lauge) berechnen. Das kann man für 1, 2 und 3 H_3O^+ -Ionen pro Ascorbinsäure-Molekül durchspielen.

Die Molmasse der Ascorbinsäure beträgt 176 g/mol.

Gruppe 4

Arbeitsauftrag: Führe die beschriebenen Versuche durch und bereite einen Vortrag zum Thema vor, worin über die Versuche und die recherchierten Hintergrundinformationen berichtet wird.

Es soll eine schriftliche Ausarbeitung abgegeben werden (1 Exemplar pro Gruppe).

Thema: Sauer wie eine Grapefruit

1. **Bestimme den pH-Wert von Grapefruitsaft.**
2. **Wie viel Lauge (in mol) wird zur Neutralisation der im Grapefruitsaft enthaltenen Säure benötigt?**
3. **Welche Fruchtsäuren gibt es, wo kommen sie vor?**

Geräte

Bürette (50 ml), Erlenmeyerkolben (Weithalsform; 300 ml), Vollpipette (10 ml), Indikatorpapier.

Chemikalien

Grapefruitsaft, Natronlauge ($c = 1 \text{ mol/l}$) (Xi), Phenolphthalein-Lösung (F).

Durchführung

1. Der Grapefruitsaft wird mit Universalindikatorpapier geprüft und der pH-Wert wird durch Vergleich mit der Farbskala ermittelt.
2. Der Grapefruitsaft wird filtriert.
3. Wir füllen die Bürette mit Natronlauge. Dann geben wir (genau abgemessen) 10 ml Grapefruitsaft in den Erlenmeyerkolben, verdünnen mit ca. 50 ml dest. Wasser und tropfen etwas Phenolphthalein-Lösung zu.
Wir titrieren mit Natronlauge ($c = 1 \text{ mol/l}$) bis zur bleibenden Rotfärbung. Wenn hierbei weniger als 5 ml Natronlauge verbraucht werden, muss die Natronlauge genau um den Faktor 10 verdünnt und erneut titriert werden.
Zum exakten Verdünnen werden genau 10 ml Natronlauge mittels einer Vollpipette in einen 100-ml-Messkolben gefüllt. Mit dest. Wasser wird bis zur 100-ml-Markierung aufgefüllt und gut gemischt.
4. Die Titration wird mindestens 3 mal durchgeführt. Es wird der Mittelwert der Messungen gebildet. „Ausreißer“ werden zuvor ausgeschlossen.

Hinweise zur Auswertung

zu 3. Die Konzentration c der Säure in mol/l lässt sich berechnen nach

$$c(\text{Säure}) = \frac{\text{Volumen(Lauge)}}{\text{Volumen(Säure)}} \cdot c(\text{Lauge})$$

Die beiden wichtigsten im Grapefruitsaft enthaltenen Säuren sind Zitronensäure und Ascorbinsäure, die bei dieser Titration gemeinsam erfasst werden (d.h. sie können nicht unterschieden werden).

Gruppe 5

Arbeitsauftrag: Führe die beschriebenen Versuche durch und bereite einen Vortrag zum Thema vor, worin über die Versuche und die recherchierten Hintergrundinformationen berichtet wird.

Es soll eine schriftliche Ausarbeitung abgegeben werden (1 Exemplar pro Gruppe).

Thema: Wie viel Säure ist in Coca-Cola enthalten?

1. **Bestimme den pH-Wert von Coca-Cola.**
2. **Wie viel Lauge (in mol) wird zur Neutralisation der in Coca-Cola enthaltenen Säure benötigt?**
3. **Literatur-/Internetrecherche: Welche Stoffe sind in Coca-Cola enthalten? – Von besonderem Interesse sind die Säuren.**
4. **Was passiert beim Entfärben mit Aktivkohle?**

Geräte

Bürette (50 ml), 2 Bechergläser, Trichter, Filterpapier, Erlenmeyerkolben (Weithalsform; 300 ml), Vollpipette (10 ml), Universal-Indikatorpapier, Becherglas (250 ml), elektr. Heizplatte.

Chemikalien

Coca-Cola, Natronlauge ($c = 1 \text{ mol/l}$) (Xi), Phenolphthalein-Lösung (F).

Durchführung

1. Die Coca-Cola wird mit Universalindikatorpapier geprüft und der pH-Wert wird durch Vergleich mit der Farbskala ermittelt.
2. Die Kohlensäure wird aus der Coca-Cola entfernt, indem man sie wenige Minuten kocht (ca. 100 ml).
3. Die Coca-Cola wird durch Zugabe einiger Löffel Aktivkohle, Umrühren und anschließende Filtration entfärbt.
4. Wir füllen die Bürette mit Natronlauge. Dann geben wir (genau abgemessen) 10 ml Coca-Cola in den Erlenmeyerkolben, verdünnen mit ca. 50 ml dest. Wasser und tropfen etwas Phenolphthalein-Lösung zu.
Wir titrieren mit Natronlauge ($c = 1 \text{ mol/l}$) bis zur bleibenden Rotfärbung. Wenn hierbei weniger als 5 ml Natronlauge verbraucht werden, muss die Natronlauge genau um den Faktor 10 verdünnt und erneut titriert werden.
Zum exakten Verdünnen werden genau 10 ml Natronlauge mittels einer Vollpipette in einen 100-ml-Messkolben gefüllt. Mit dest. Wasser wird bis zur 100-ml-Markierung aufgefüllt und gut gemischt.
5. Die Titration wird mindestens 3 mal durchgeführt. Es wird der Mittelwert der Messungen gebildet. „Ausreißer“ werden zuvor ausgeschlossen.

Hinweise zur Auswertung

zu 4. Die Konzentration c der Säure in mol/l lässt sich berechnen nach

$$c(\text{Säure}) = \frac{\text{Volumen(Lauge)}}{\text{Volumen(Säure)}} \cdot c(\text{Lauge})$$

Die beiden wichtigsten in Coca-Cola enthaltenen Säuren sind Zitronensäure und Phosphorsäure, die bei dieser Titration gemeinsam erfasst werden (d.h. sie können nicht unterschieden werden).

Gruppe 6

Arbeitsauftrag: Führe die beschriebenen Versuche durch und bereite einen Vortrag zum Thema vor, worin über die Versuche und die recherchierten Hintergrundinformationen berichtet wird.

Es soll eine schriftliche Ausarbeitung abgegeben werden (1 Exemplar pro Gruppe).

Thema: Milchsäure – eine wichtige Säure in der Natur

1. **Bestimme den pH-Wert einer wässrigen Lösung von Milchsäure.**
2. **Wie viel Lauge (in mol) wird zur Neutralisation der in der Milchsäure-Lösung enthaltenen Säure benötigt?**
3. **Vorkommen, weitere Eigenschaften und besondere biologische Bedeutung der Milchsäure**

Geräte

Bürette (50 ml), Messkolben (100 ml), Erlenmeyerkolben (Weithalsform; 300 ml), Vollpipette (10 ml), Indikatorpapier.

Chemikalien

Milchsäure, Natronlauge ($c = 0,1 \text{ mol/l}$) (Xi), Phenolphthalein-Lösung (F), dest. Wasser.

Durchführung

1. Eine Lösung von 2,00 g Milchsäure in 100 ml dest. Wasser wird in einem 100 ml-Messkolben hergestellt.
2. Die Lösung wird mit Universalindikatorpapier geprüft und der pH-Wert wird durch Vergleich mit der Farbskala ermittelt.
3. Wir füllen die Bürette mit Natronlauge ($c = 0,1 \text{ mol/l}$). Dann geben wir (genau abgemessen) 10 ml der unter 1. hergestellten Lösung in den Erlenmeyerkolben, verdünnen mit ca. 50 ml dest. Wasser und tropfen etwas Phenolphthalein-Lösung zu.
Wir titrieren mit Natronlauge ($c = 0,1 \text{ mol/l}$) bis zur bleibenden Rotfärbung. Wenn hierbei weniger als 5 ml Natronlauge verbraucht werden, muss die Natronlauge genau um den Faktor 10 verdünnt und erneut titriert werden.
Zur Herstellung der Natronlauge mit $c = 0,1 \text{ mol/l}$ werden genau 10 ml Natronlauge (1 M, $c = 1 \text{ mol/l}$) mittels einer Vollpipette in einen 100-ml-Messkolben gefüllt. Mit dest. Wasser wird bis zur 100-ml-Markierung aufgefüllt und gut gemischt. Bei einer erneuten Verdünnung verfährt man entsprechend, wobei man mit der 0,1 M Natronlauge beginnt.
4. Die Titration wird mindestens 3 mal durchgeführt. Es wird der Mittelwert der Messungen gebildet. „Ausreißer“ werden zuvor ausgeschlossen.

Hinweise zur Auswertung

zu 3. Die Konzentration c der Säure in mol/l lässt sich berechnen nach

$$c(\text{Säure}) = \frac{\text{Volumen(Lauge)}}{\text{Volumen(Säure)}} \cdot c(\text{Lauge})$$

Durch Umstellen der Gleichung kann man bei bekannten Werten für c (Säure), c (Lauge) und Volumen (Säure) den Erwartungswert für Volumen (Lauge) berechnen. Das kann man für 1, 2 und 3 H_3O^+ -Ionen pro Milchsäure-Molekül durchspielen.

Die Molmasse der Milchsäure beträgt 90 g/mol.

Gruppe 7

Arbeitsauftrag: Führe die beschriebenen Versuche durch und bereite einen Vortrag zum Thema vor, worin über die Versuche und die recherchierten Hintergrundinformationen berichtet wird.

Es soll eine schriftliche Ausarbeitung abgegeben werden (1 Exemplar pro Gruppe).

Thema: Oxalsäure – eine wichtige Säure in der Natur

1. **Bestimme den pH-Wert einer wässrigen Lösung von Oxalsäure.**
2. **Wie viel Lauge (in mol) wird zur Neutralisation der in der Oxalsäure-Lösung enthaltenen Säure benötigt?**
3. **Vorkommen, weitere Eigenschaften und besondere biologische Bedeutung der Oxalsäure**

Geräte

Bürette (50 ml), Messkolben (100 ml), Erlenmeyerkolben (Weithalsform; 300 ml), Vollpipette (10 ml), Indikatorpapier.

Chemikalien

Oxalsäure, Natronlauge (c = 0,1 mol/l) (Xi), Phenolphthalein-Lösung (F), dest. Wasser.

Durchführung

1. Eine Lösung von 2,00 g Oxalsäure in 100 ml Wasser wird hergestellt.
2. Die Lösung wird mit Universalindikatorpapier geprüft und der pH-Wert wird durch Vergleich mit der Farbskala ermittelt.
3. Wir füllen die Bürette mit Natronlauge (c = 0,1 mol/l). Dann geben wir (genau abgemessen) 10 ml der unter 1. hergestellten Lösung in den Erlenmeyerkolben, verdünnen mit ca. 50 ml dest. Wasser und tropfen etwas Phenolphthalein-Lösung zu.
Wir titrieren mit Natronlauge (c = 0,1 mol/l) bis zur bleibenden Rotfärbung. Wenn hierbei weniger als 5 ml Natronlauge verbraucht werden, muss die Natronlauge genau um den Faktor 10 verdünnt und erneut titriert werden.
Zur Herstellung der Natronlauge mit c = 0,1 mol/l werden genau 10 ml Natronlauge (1 M, c = 1 mol/l) mittels einer Vollpipette in einen 100-ml-Messkolben gefüllt. Mit dest. Wasser wird bis zur 100-ml-Markierung aufgefüllt und gut gemischt. Bei einer erneuten Verdünnung verfährt man entsprechend, wobei man mit der 0,1 M Natronlauge beginnt.
4. Die Titration wird mindestens 3 mal durchgeführt. Es wird der Mittelwert der Messungen gebildet. „Ausreißer“ werden zuvor ausgeschlossen.

Hinweise zur Auswertung

zu 3. Die Konzentration c der Säure in mol/l lässt sich berechnen nach

$$c(\text{Säure}) = \frac{\text{Volumen(Lauge)}}{\text{Volumen(Säure)}} \cdot c(\text{Lauge})$$

Durch Umstellen der Gleichung kann man bei bekannten Werten für c (Säure), c (Lauge) und Volumen (Säure) den Erwartungswert für Volumen (Lauge) berechnen. Das kann man für 1, 2 und 3 H₃O⁺-Ionen pro Oxalsäure-Molekül durchspielen.

Die Molmasse der Oxalsäure beträgt 90 g/mol.

Gruppe 8

Arbeitsauftrag: Führe die beschriebenen Versuche durch und bereite einen Vortrag zum Thema vor, worin über die Versuche und die recherchierten Hintergrundinformationen berichtet wird.

Es soll eine schriftliche Ausarbeitung abgegeben werden (1 Exemplar pro Gruppe).

Thema: Aspirin – ein wichtiges Schmerzmittel – ist eine Säure

1. **Bestimme den pH-Wert einer wässrigen Lösung/Aufschlammung von Aspirin (Acetylsalicylsäure).**
2. **Wie viel Lauge (in mol) wird zur Neutralisation der in der Aspirin-Lösung enthaltenen Säure benötigt?**
3. **Vorkommen, weitere Eigenschaften und besondere biologische Bedeutung der Salicylsäure**
4. **Wissenswertes über Acetylsalicylsäure, eine künstlich hergestellte Säure, die mit der Salicylsäure verwandt ist**

Geräte

Bürette (50 ml), Erlenmeyerkolben (Weithalsform; 300 ml), Vollpipette (10 ml), Indikatorpapier.

Chemikalien

Acetylsalicylsäure (ASS-ratiopharm 500 mg, Tabletten), Natronlauge ($c = 0,1 \text{ mol/l}$) (Xi), Phenolphthalein-Lösung (F), dest. Wasser.

Durchführung

1. Eine Lösung/Aufschlammung von 0,500 g Acetylsalicylsäure (1 Tablette) in ca. 100 ml dest. Wasser wird hergestellt.
2. Die Lösung wird mit Universalindikatorpapier geprüft und der pH-Wert wird durch Vergleich mit der Farbskala ermittelt.
3. Wir füllen die Bürette mit Natronlauge ($c = 0,1 \text{ mol/l}$). Dann geben wir (genau abgemessen) 10 ml der unter 1. hergestellten Lösung in den Erlenmeyerkolben, verdünnen mit ca. 50 ml dest. Wasser und tropfen etwas Phenolphthalein-Lösung zu.
Wir titrieren **langsam** mit Natronlauge ($c = 0,1 \text{ mol/l}$) bis zur bleibenden Rotfärbung. Falls hierbei weniger als 5 ml Natronlauge verbraucht werden, muss die Natronlauge genau um den Faktor 10 verdünnt und erneut titriert werden.
Zur Herstellung der Natronlauge mit $c = 0,1 \text{ mol/l}$ werden genau 10 ml Natronlauge (1 M, $c = 1 \text{ mol/l}$) mittels einer Vollpipette in einen 100-ml-Messkolben gefüllt. Mit dest. Wasser wird bis zur 100-ml-Markierung aufgefüllt und gut gemischt. Bei einer erneuten Verdünnung verfährt man entsprechend, wobei man mit der 0,1 M Natronlauge beginnt.
4. Die Titration wird mindestens 3 mal durchgeführt. Es wird der Mittelwert der Messungen gebildet. „Ausreißer“ werden zuvor ausgeschlossen.

Hinweise zur Auswertung

zu 3. Die Konzentration c der Säure in mol/l lässt sich berechnen nach

$$c(\text{Säure}) = \frac{\text{Volumen(Lauge)}}{\text{Volumen(Säure)}} \cdot c(\text{Lauge})$$

Durch Umstellen der Gleichung kann man bei bekannten Werten für c (Säure), c (Lauge) und Volumen (Säure) den Erwartungswert für Volumen (Lauge) berechnen. Das kann man für 1, 2 und 3 H_3O^+ -Ionen pro Acetylsalicylsäure-Molekül durchspielen. Die Molmasse der Acetylsalicylsäure beträgt 180 g/mol.