

## 1. Direkttitrationen

- 1.1 Bei der Titration von 40,0 mL Natronlauge wurden 19,2 mL Schwefelsäure-Maßlösung  $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,5 \text{ mol/L}$  verbraucht. Welche Masse an NaOH enthielt die Natronlaugeprobe?
- 1.2 Bei der Titration von 20 mL Natronlauge unbekanntem Gehalts werden 12,5 mL HCl-Maßlösung der Konzentration  $c(\text{HCl}) = 0,75 \text{ mol/L}$  verbraucht. Berechnen Sie die a) Stoffmenge NaOH b) Stoffmengenkonzentration NaOH
- 1.3 1,621 Gramm Natronlauge werden auf 100 mL verdünnt. Bei der anschließenden Titration von 25 mL der Lösung werden 5,30 mL  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -Maßlösung der Konzentration  $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1 \text{ mol/L}$  verbraucht. Berechnen Sie den Massenanteil  $w(\text{NaOH})$  in der ursprünglichen Natronlauge.
- 1.4 Bei der Titration von 15 mL verdünnter Schwefelsäure werden 20 mL NaOH-Maßlösung der Konzentration  $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/L}$  verbraucht. Berechnen Sie die Konzentration der verdünnten Schwefelsäure.
- 1.5 Bei der Titration von 30 mL Calciumhydroxidlösung  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  mit einer Maßlösung Salzsäure ( $c = 0,1 \text{ mol/L}$ ) werden 20 mL Salzsäure verbraucht. Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration an Calciumhydroxidlösung.
- 1.6 Eine Maßlösung hat eine angestrebte Stoffmengenkonzentration, der Titer beträgt  $t = 0,995$ . Wie groß ist die tatsächliche Stoffmengenkonzentration  $c(\text{HCl})$ ?
- 1.7 30,0 mL einer Schwefelsäureprobe werden durch 22,2 mL Natronlauge-Maßlösung der Konzentration  $c = 0,1 \text{ mol/L}$  ( $t = 1,0152$ ) neutralisiert (beide Protolysestufen). Welche Masse an Schwefelsäure ist in der Probe enthalten?
- 1.8 50 mL Abfall-Salzsäure verbrauchen zur Neutralisation 16,80 mL Natronlauge-Maßlösung der Konzentration von ca.  $c_{\text{sol}}(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/L}$  ( $t = 1,026$ ). Welche Masse ist in 650 m<sup>3</sup> Abfallsäure gelöst?
- 1.9 10 mL einer Kalilauge werden auf 100 mL verdünnt. 25,0 mL dieser Stammlösung verbrauchen zur Neutralisation 29,4 mL Schwefelsäure-Maßlösung ( $\tilde{c}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,05 \text{ mol/L}$ ,  $t = 0,997$ ). Wie groß ist die Konzentration der untersuchten Lauge?
- 1.10 Welchen Titer hat eine Natronlauge-Maßlösung  $\tilde{c}(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/L}$ , wenn 25,0 mL davon bei der Titration 25,2 mL Salzsäure-Maßlösung mit  $\tilde{c}(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/L}$  ( $t = 0,989$ ) verbrauchen?
- 1.11 25,0 mL Soda-Lösung ( $\text{Na}_2\text{CO}_{3\text{aq}}$ ) werden mit demin. Wasser zu 250 mL Stammlösung aufgefüllt. 20 mL der Stammlösung verbrauchen bis zum Äquivalenzpunkt 21,24 mL Salzsäure-Maßlösung,  $\tilde{c} = 0,1 \text{ mol/L}$ , ( $t = 1,0329$ ). Berechnen Sie die Massenkonzentration  $\beta(\text{Na}_2\text{CO}_3)$  der Stammlösung und der Ausgangslösung.
- 1.12 4,5035 g einer Ammoniaklösung werden eingewogen und auf 250 mL verdünnt. 50 mL der Stammlösung werden mit 28,0 mL Salzsäure-Maßlösung ( $c_{\text{sol}} = 0,1 \text{ mol/L}$ ,  $t = 0,950$ ) bis zum ÄP titriert. Berechnen Sie den Massenanteil  $w(\text{NH}_3)$  der Ausgangslösung.
- 1.13 3,5000 g verunreinigtes KOH werden gelöst und mit demin.  $\text{H}_2\text{O}$  auf 500 mL aufgefüllt. 25,0 mL verbrauchen bei der Titration 28,35 mL Salzsäure ( $\tilde{c} = 0,1 \text{ mol/L}$ ,  $t = 0,987$ ). Welchen Massenanteil an KOH enthält der Ausgangsstoff?
- 1.14 Wegen eines Herstellungsfehlers haben 100 mL einer Schwefelsäuremaßlösung einen Titer von  $t = 1,2044$ . Aufgrund der Qualitätsvorschriften des Labors ist es wichtig, dass der Titer möglichst nahe an  $t = 1,0$  liegt. Wie muss die Lösung verdünnt werden? Warum muss der Titer auf jeden Fall danach erneut bestimmt werden?
- 1.15 Die günstigste lebensmitteltauglich herzustellende Säure ist die Phosphorsäure ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ). Sie wird deshalb häufig für den sauren Geschmack in Erfrischungsgetränken eingesetzt.
- a) Bei der Titration mit Phenolphthalein als Indikator tritt der Farbumschlag bei der zweifachen Deprotonierung der Phosphorsäure auf (zweite Protolysestufe). Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für die Titration mit Natronlauge.
- b) Ein Erfrischungsgetränk besitzt einen ungefähren Gehalt von  $\beta(\text{H}_3\text{PO}_4) = 170 \text{ mg/L}$ . Welches Volumen muss hiervon bei einer Titration eingesetzt werden, damit ca. 20 mL Natronlauge ( $0,2 \text{ mol/L}$ ) verbraucht werden.

## 2. Einstellen von Maßlösungen

- 2.1 [Einstellen einer Maßlösung mit einer Ursubstantz]** Der Titer einer 1-molaren Natronlauge-Maßlösung soll mit Oxalsäure-Dihydrat ( $C_2H_2O_4 \cdot 2H_2O$ ) als Ursubstantz ermittelt werden.
- Begründen Sie, welche Anforderungen eine Ursubstantz erfüllen muss.
  - Berechnen Sie die einzuwiegende Masse Oxalsäure-Dihydrat, wenn der Sollverbrauch an Natronlauge bei 20,00 mL liegen soll. *Hinweis:* Oxalsäure reagiert als zweiprotonige Säure, kann also 2  $H^+$  abgeben.
  - Wie hoch ist der Titer, wenn bis zum Umschlagpunkt nur 19,2 mL Natronlauge verbraucht wurden?
- 2.2 [Einstellen einer Maßlösung mit einem sekundären Standard]** Legt man 20 mL einer Natronlauge vor und verdünnt sie mit Wasser auf 50 mL, so ist der Äquivalenzpunkt nach Zugabe von 40,8 mL 0,1M-Salzsäuremaßlösung ( $t = 0,990$ ) erreicht. Geben Sie die mutmaßliche Sollkonzentration und den Titer der Natronlauge an.
- 2.3 [Einstellen mit einer alternativen Ursubstantz]** Salzsäure kann mit wasserfreiem, im Trockenschrank getrockneten, Natriumcarbonat ( $Na_2CO_3$ ) als Ursubstantz eingestellt werden. Welche Masse  $Na_2CO_3$  muss eingewogen werden um nach Auffüllen auf 100 mL mit 25 mL-Aliquoten den Titer zu bestimmen? Die Salzsäure-Maßlösung hat die Sollkonzentration 0,2 M und der Umschlagpunkt soll bei ca. 20 mL liegen.

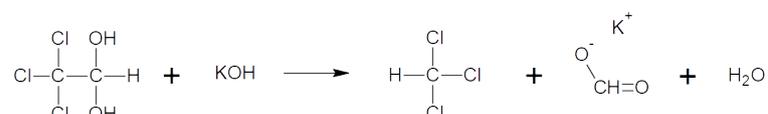
## 3. Rücktitrationen

### Beispielaufgabe

1,000 g kalkhaltige Probe werden mit 30 mL 1,00-molarer Salzsäure versetzt. Nach Reaktionsende wird die verbleibende Salzsäure bis NaOH-Lösung (0,50 mol/L) zurück titriert. Bis zum Äquivalenzpunkt werden 35,2 mL Maßlösung verbraucht. Berechnen Sie  $w(CaCO_3)$ .

### 3.1 Bestimmung von Ammoniumionen

- 1,455 g einer Probe enthalten unter anderem Ammoniumsulfat. Sie wird mit  $H_2O$  gelöst und dann 25,0 mL 0,5-M-NaOH-Lösung ( $t = 0,991$ ) zugegeben. Das entstehende  $NH_3$  wird durch Sieden der Lösung ausgetrieben. Nach Abkühlen werden bis zum Äquivalenzpunkt 28,7 mL Salzsäure (0,1 M,  $t = 1,010$ ) verbraucht. Berechnen Sie  $w((NH_4)_2SO_4)$  in der Probe.
  - 25 mL einer Salzlösung enthalten Ammoniumionen. Es werden 100 mL verdünnte Natronlauge zugegeben und die Lösung einige Zeit gekocht, so dass das  $NH_4^+$  vollständig zu  $NH_3$  reagiert und austreibt. Die überschüssige Natronlauge verbraucht nach dem Abkühlen 17,5 mL Salzsäure (0,1 M,  $t = 1,010$ ). **Blindprobe:** Ersetzt man die Salzlösung durch Wasser, ändert ansonsten in der Durchführung aber nichts, so werden 26,9 mL der Salzsäure-Maßlösung verbraucht. Berechnen Sie  $c(NH_4^+)$  in der Probe,
- 3.2** Zur Bestimmung des Kalkgehalts wurden 5,0000 g einer Bodenprobe mit 50,00 mL Salzsäure-Maßlösung ( $c_{\text{soil}} = 1,0$  mol/L,  $t = 0,9716$ ) versetzt und 10 Minuten gerührt. Anschließend wurde das sich gebildete  $CO_2$  durch kurzzeitiges Kochen ausgetrieben. Nach Auffüllen auf 100 mL im Messkolben wurden 25 mL der Lösung in ein Becherglas abpipettiert und mit NaOH-Lsg ( $c_{\text{soil}} = 0,1$  mol/L,  $t = 1,000$ ) der HCl-Überschuss zurück titriert. Der Umschlagpunkt des Farbindikators (Bromthymolblau) war nach 26,3 mL erreicht. Berechnen Sie  $w(CaCO_3)$  in der Bodenprobe.
- 3.3** Chloralhydrat (2,2,2-Trichlorethan-1,1-diol) wurde erstmals 1832 von JUSTUS VON LIEBIG hergestellt. Seine narkotischen Eigenschaften wurden 1869 in die Medizin eingeführt. Es handelt sich um das erste vollsynthetische Schlafmittel und wird auch heute noch relativ häufig verschrieben.
- Zu 10,00 mL einer Probelösung werden 50 mL Kalilauge unbekannter Konzentration gegeben. Daraufhin kommt es zur Spaltung des Chloralhydrats:



Anschließend wird der KOH-Rest durch Titration mit  $H_2SO_4$ -Maßlösung ( $c_{\text{soil}} = 0,05$  mol/L,  $t = 1,0803$ ) zurück titriert. Es werden bis zum Umschlagpunkt mit Bromthymolblau als Indikator 12,5 mL Schwefelsäure verbraucht.

Bei der Titration einer **Blindprobe** (statt 10 mL Probelösung wurden hier 10 mL H<sub>2</sub>O benutzt, ansonsten gleiche Bedingungen) wurden 28,6 mL Schwefelsäurelösung verbraucht.

- a) Erklären Sie warum bei der Titration der Blindprobe mehr Schwefelsäure verbraucht wird, als bei der Titration der eigentlichen Probe.
- b) Berechnen Sie die Massenkonzentration  $\beta$ (Chloralhydrat) in der Probelösung. Hinweis: M(Chloralhydrat) = 165,40 g/mol

#### 4. Übergreifende Aufgaben und Aufgabenüberschuss

**In diesem Abschnitt finden Sie Aufgaben, die auch ältere behandelte Themen tangieren. Weiterhin finden sich hier einige Aufgaben aus vergangenen Klassenarbeiten und solche, die Prüfungsaufgaben ähneln.**

##### 4.1. Bestimmung von Acetylsalicylsäure (Wirkstoff von *Aspirin*)

Acetylsalicylsäure (ASS) kann durch eine Rücktitration bestimmt werden. Hierzu wird die Probe einige Zeit mit NaOH-Lösung gekocht. Es reagiert im Koeffizientenverhältnis 1:2 mit NaOH-Lösung: **ASS + 2 NaOH<sub>aq</sub> → Produkte**. Die Überschüsse werden an NaOH werden mit HCl zurück titriert.

- a) Mehrere ASS-haltige Tabletten wurden in der Reibschale pulverisiert und gut gemischt. 978 mg des Pulvers wird mit einem Ethanol/Wasser-Gemisch gelöst, von den unlöslichen Bestandteilen abgetrennt, 50 mL NaOH-Lösung ( $c = 1 \text{ mol/L}$ ) zugegeben und einige Zeit erhitzt. Nach Erkalten wird die Lösung im Messkolben auf 200 mL aufgefüllt. 20 mL verbrauchen dann 41,5 mL 0,1-molare HCl-Maßlösung. Berechnen Sie die Masse an ASS in einer Tablette, wenn diese im Mittel 510 mg wiegt. Hinweis: M(ASS) = 180,16 g/mol
- b) Geben Sie den wesentlichen Grund an, die Bestimmung als Rücktitration durchzuführen und nicht als direkte Titration.

Lösungen unter [www.laborberufe.de](http://www.laborberufe.de)

## Musterlösungen zu Säure-Base-Titrationsen – ohne Gewähr

Etwas Wiederholung der Theorie vorneweg

Alle Aufgaben zur Direkttitration lassen sich nach folgendem Schema einfach lösen:

- Aufstellen der Reaktionsgleichung der Säure-Base-Reaktion
- Berechnung der zugesetzten Stoffmenge an Maßreagenz. Zur Berechnung von  $n(\text{Maßreagenz})$  wird die Konzentration der Maßlösung  $c(\text{Maßlösung})$  und das Volumen der Maßlösung ( $V(\text{Maßlsg.})$ ) benötigt. Häufig muss noch der Korrekturfaktor  $t$  (Titer berücksichtigt werden) um die tatsächliche Konzentration zu ermitteln.
- Ermittlung der Stoffmenge Analyt (über das Koeffizientenverhältnis der Reaktionsgleichung).
- Je nach Aufgabenstellung weitere einfache Umrechnungen und evtl. Aliquotierung berücksichtigen.

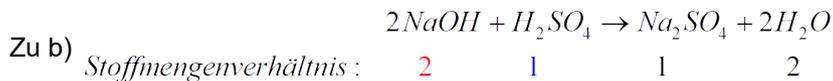
1.1

Lösungsweg 1: a) Ermittlung der verbrauchten Stoffmenge an Schwefelsäure  $n(\text{H}_2\text{SO}_4)$

b) Ermittlung der neutralisierten Stoffmenge Natriumhydroxid  $n(\text{NaOH})$

c) Ermittlung der Masse der Natriumhydroxid  $m(\text{NaOH})$

$$\text{Zu a) } n(\text{H}_2\text{SO}_4) = c(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V(\text{Lsg}) = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,0192\text{L} = 0,0096\text{mol}$$



Es wird also die doppelt so viel Natronlauge neutralisiert, wie Schwefelsäure verbraucht wird.

Da  $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,0096 \text{ mol}$ , folgt  $n(\text{NaOH}) = 0,0192 \text{ mol}$ .

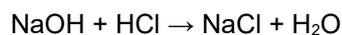
$$\text{Zu c) } m(\text{NaOH}) = M(\text{NaOH}) \cdot n(\text{NaOH}) = 39,9971 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,0192\text{mol} \approx 0,768\text{g} \approx 768\text{mg}$$

1.2

**Berechnung der zugegebenen HCl-Stoffmenge**

$$n(\text{HCl}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{Lsg}) = 0,75 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,0125\text{L} = 0,009375\text{mol}$$

**Angabe von  $n(\text{NaOH})$  – über Koeffizientenverhältnis**



Wegen dem 1:1-Koeffizientenverhältnis folgt:

$$n(\text{NaOH}) = 0,009375 \text{ mol}$$

**b) Berechnung der Konzentration**

$$c(\text{NaOH}) = \frac{n(\text{NaOH})}{V(\text{NaOH})} = \frac{0,009375\text{mol}}{0,02\text{L}} \approx 0,4688 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

1.3



Hochrechnung auf das gesamte Probevolumen (100 mL). Berücksichtigung der Aliquotierung

$$n_{\text{gesamt}}(\text{NaOH}) = \underbrace{\frac{100 \text{ ml}}{25 \text{ mL}}}_{=4 \text{ (Aliquotierfaktor } f_A)} \cdot 1,06 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 4,24 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Umrechnung in m(NaOH) mit M = 39,997 g/mol

$$m(\text{NaOH}) \approx 0,169587 \text{ g}$$

Berechnung w(NaOH)

$$w(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{m(\text{Probe})} \approx \frac{0,169587 \text{ g}}{1,621 \text{ g}} \approx 0,1046 \quad (10,46\%)$$

1.4

[...]

$$c(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{n(\text{H}_2\text{SO}_4)}{V(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{0,001 \text{ mol}}{0,015 \text{ L}} \approx 0,0667 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

1.5



Analyt            Maßsubstanz

$$n_{\text{VL}}(\text{Ca(OH)}_2) = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 20 \cdot 10^{-3} \text{ L} \cdot \frac{1}{2} = 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

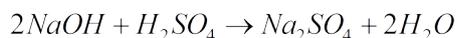
$$c(\text{Ca(OH)}_2) = 1 \text{ mmol} / 30 \text{ mL} = 0,033 \text{ mol/L}$$

1.6

$$t = \frac{c(X)}{\tilde{c}(X)} \Rightarrow c(X) = \tilde{c}(X) \cdot t = 1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,995 = 0,995 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

1.7

**1. Schritt:** Aufstellen der Reaktionsgleichung:



**2. Schritt:** Berechnung der zugesetzten Stoffmenge NaOH (Maßreagenz).

$$t = \frac{c(X)}{\tilde{c}(X)}; \quad \text{Titer} = \frac{\text{tatsächliche Stoffmengenkonzentration}}{\text{Nenn-Konzentration}}$$

$$c(\text{NaOH}) = \tilde{c}(\text{NaOH}) \cdot t$$

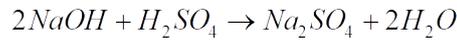
$$= 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 1,0152 = 0,10152 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$c(X) = \frac{n(X)}{V(X)} \Rightarrow n(\text{NaOH}) = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})$$

$$n(\text{NaOH}) = 0,10152 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,0222 \text{ L} = 2,253744 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

**3. Schritt:** Ermittlung der Stoffmenge Analyt (über das Koeffizientenverhältnis der Reaktionsgleichung).

Aus den Koeffizienten der Reaktionsgleichung bekommt man heraus, dass pro Verbrauch von 2 NaOH-Teilchen in titrierter Lösung 1 H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>-Teilchen vorlag. n(H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) ist also halb so groß wie n(NaOH)



Stoffmengenverhältnis:     2            1            1            2

2,253744 · 10<sup>-3</sup> mol NaOH (Ergebnis aus 2. Schritt) reagieren mit also mit n(H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) = 1,126872 · 10<sup>-3</sup> mol.

**4. Schritt:** Umrechnung der Stoffmenge n(H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) in die Masse m(H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{n(\text{H}_2\text{SO}_4)} \Rightarrow m(\text{H}_2\text{SO}_4) = M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot n(\text{H}_2\text{SO}_4)$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,079 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 1,126872 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\approx 0,1105 \text{ g}$$

$$\approx 110,5 \text{ mg}$$

1.8

a) Berechnung der Konzentration c(NaOH) und der Stoffmenge n(NaOH)

b) Berechnung der Stoffmenge n(HCl)

c) Berechnung der Masse m(HCl)

Zu a)

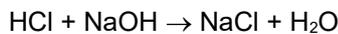
$$c(\text{NaOH}) = \tilde{c}(\text{NaOH}) \cdot t$$

$$= 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 1,026 = 0,1026 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$c(X) = \frac{n(X)}{V(X)} \Rightarrow n(\text{NaOH}) = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})$$

$$n(\text{NaOH}) = 0,1026 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,0168 \text{ L} = 1,72368 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Zu b)



1,72368 · 10<sup>-3</sup> mol NaOH können 1,72368 · 10<sup>-3</sup> mol HCl neutralisieren.

Zu c)

$$m(\text{HCl}) = M(\text{HCl}) \cdot n(\text{HCl}) = 36,4606 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 1,72368 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 0,062847 \text{ g}$$

$$\frac{0,062847 \text{ g}}{0,050 \text{ L}} = \frac{x}{650000 \text{ L}} \Rightarrow x = 817003 \text{ g} = 817,003 \text{ kg}$$

1.9

a) Berechnung von c(H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) und dann n(H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)

b) Ermittlung von n(KOH)

c) Berechnung der Konzentration c(KOH) in der konzentrierten Lösung.

Zu a)

$$c(\text{H}_2\text{SO}_4) = \tilde{c}(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot t$$

$$= 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,997 = 0,04985 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$c(X) = \frac{n(X)}{V(X)} \Rightarrow n(\text{H}_2\text{SO}_4) = c(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V(\text{H}_2\text{SO}_4)$$

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,04985 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,0294 \text{ L} = 1,46559 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Zu b) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> + 2 KOH → K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> + H<sub>2</sub>O

1,46559 · 10<sup>-3</sup> mol H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> können die doppelte Menge (n=2,9312 · 10<sup>-3</sup> mol) KOH neutralisieren.

Da nur 25 mL der 100 mL untersucht wurden, beträgt der Aliquotierfaktor  $f_A = 4$ . 100 ml verdünnte Kalilauge bzw. 10 ml konzentrierte Kalilauge enthalten also  $n(\text{KOH}) = 4 \cdot 2,93118 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \approx 0,011725 \text{ mol}$ .

$$\text{Zu c) } c(\text{KOH}) \approx \frac{0,011725 \text{ mol}}{0,01 \text{ L}} \approx 1,172 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

1.10

a) Berechnung von  $c(\text{HCl})$  und dann  $n(\text{HCl})$

b) Ermittlung von  $n(\text{NaOH})$

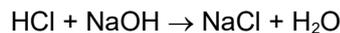
c) Berechnung von  $c(\text{NaOH})$

d) Berechnung von  $t$

Zu a)

$$\begin{aligned} c(\text{HCl}) &= \tilde{c}(\text{HCl}) \cdot t \\ &= 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,989 = 0,0989 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \\ n(\text{HCl}) &= c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) \\ n(\text{HCl}) &= 0,0989 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,0252 \text{ L} = 2,49228 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \end{aligned}$$

Zu b)



$2,49228 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl}$  können  $n(\text{NaOH}) = 2,49228 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaOH}$  neutralisieren.

Zu c)

$$c(\text{NaOH}) = \frac{n(\text{NaOH})}{V(\text{NaOH})} = \frac{2,49228 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,025 \text{ L}} = 0,09969 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Zu d)

$$t = \frac{c(\text{NaOH})}{\tilde{c}(\text{NaOH})} = \frac{0,09969 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 0,9969$$

1.11

[...]

$$m_{\text{Stamm}} = 116,269 \text{ mg} \cdot \frac{250 \text{ mL}}{20,00 \text{ mL}} = 1453,36 \text{ mg} = 1,45336 \text{ g}$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 116,269 \text{ mg}$$

Aliquotierfaktor: Berücksichtigt die Verdünnung (siehe Aufgabenstellung).

$$\beta_{\text{Stamm}} = \frac{1,45336 \text{ g}}{250 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 5,81345 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

$$\beta_{\text{Ausgangslsg}} = \frac{1,31824 \text{ g}}{25 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 58,1345 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

1.12

[...]

$$w(NH_3) = \frac{m(NH_3)}{m(Lsg)} = \frac{226,5123 \cdot 10^{-3} g}{4,5035 g} = 0,0503 = 5,03\%$$

1.13



$$n(\text{HCl}_{\text{aq}}) = c \cdot V \cdot t = 0,00798145 \text{ mol}$$

aus 1:1-Koeffizientenverhältnis folgt:

$$n(\text{KOH}) = 0,00798145 \text{ mol}$$

Berücksichtigung Aliquotierung

$$n_{\text{gesamt}} = \frac{500 \text{ mL}}{25 \text{ mL}} \cdot n = 0,0559629 \text{ mol}$$

$$m(\text{KOH}) = M \cdot n \approx 3,1401 \text{ g}$$

$$w(\text{KOH}) = \frac{m(\text{KOH})}{m_{\text{gesamt}}} \approx \frac{3,1401 \text{ g}}{3,500 \text{ g}} \approx 0,897 \quad (89,7\%)$$

1.14

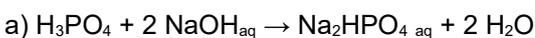
Die Lösung ist 1,2044 mal konzentrierter als sie sein sollte (z.B. 1,2044 mol/L statt 1,0 mol/L). Man muss sie entsprechend verdünnen.

Verdünnungsformel:

$$\underbrace{c_1 V_1}_{\text{Konzentrat}} = \underbrace{c_2 V_2}_{\text{Verdünnung}} \quad \text{z.B.} \quad \Rightarrow \underbrace{1,2044 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}_{\text{Konzentrat}} \cdot 100 \text{ mL} = 1 \underbrace{\frac{\text{mol}}{\text{L}}}_{\text{Verdünnung}} \cdot V_2 \quad \Rightarrow V_2 = 120,44 \text{ mL}$$

Man muss ungefähr 20,44 mL H<sub>2</sub>O dazugeben. Es es aber zu Volumeneffekten kommt (100 mL Lösung + 20,44 mL H<sub>2</sub>O ≠ 120,44 mL Lösung), muss der genaue Titer nachher neu bestimmt werden. Er wird jetzt aber sehr nach an 1,0 liegen.

### 1.15 Phosphorsäure im Erfrischungsgetränk



$$\text{b) } c(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{\beta(\text{H}_3\text{PO}_4)}{M(\text{H}_3\text{PO}_4)} = \frac{0,17 \text{ g/L}}{97,99 \text{ g/mol}} \approx 0,00173487 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

In 20 mL NaOH (0,2 M) sind ca. 0,004 mol NaOH gelöst. Nach dem Koeffizientenverhältnis der Reaktionsgleichung 1:2, wird halb so viel H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> benötigt, also 0,002 mol H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>. Die sind enthalten in:

$$V = \frac{n}{c} = \frac{0,002 \text{ mol}}{0,00173487 \text{ mol/L}} \approx 1,1528 \text{ L}$$

### 2.1 Einstellen einer Maßlösung mit einer Ursubstanz (Oxalsäure-Dihydrat)

a) siehe Lernvideo oder Lernskripte. Hier nur zusammengefasst:

Gut wägbare ⇒ hohe molare Masse, nicht hygroskopisch ⇒ beides erreicht man durch die Verwendung kristallwasserhaltiger Formen, falls diese zur Verfügung stehen.

Hohe chemische Stabilität ⇒ Man muss sich darauf verlassen können, dass die angegebene Reinheit der Chemikalie auch langfristig gegeben ist.

b) Oxalsäure (C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>O<sub>4</sub>) ist eine zweiprotonige Säure!

1. Reaktionsgleichung:  $C_2H_2O_4 + 2 NaOH \rightarrow$  Produkte
2. gegebene Stoffmenge:  $n=cV = 1 \text{ mol/L} \cdot 0,02 \text{ L} = 0,02 \text{ mol}$
3. auf Stoffmenge  $C_2H_2O_4$  schließen:  $n = 0,01 \text{ mol}$
4. Umrechnung in Masse:  $m = nM = 1,261 \text{ g}$  ( $M(\text{Oxalsäure-Dihydrat}) = 126,1 \text{ g/mol}$ )

c) Hier abgekürzter Rechenweg über Volumina: Es wird nur weniger Natronlauge benötigt, um 1,261 g Ursubstanz  
 $\Rightarrow$  Die Lauge ist konzentrierter als gedacht! Der Faktor um den sie konzentrierter ist ergibt sich mit dem Sollvolumen  
 (20 mL):  $t = 20 \text{ mL} / 19,2 \text{ mL} \approx 1,0417$

## 2.2 Einstellen einer Maßlösung mit einem sekundären Standard



$$n(\text{HCl}_{\text{aq}}) = c \cdot V \cdot t = 0,0040392 \text{ mol}$$

aus 1:1-Koeffizientenverhältnis folgt:

$$n(\text{KOH}) = 0,0040392 \text{ mol}$$

$$c(\text{NaOH}) = n/V = 0,0040392 \text{ mol} / 0,02 \text{ L} = 0,20196 \text{ mol/L}$$

*[dass man noch einen Schluck Wasser vor der Titration dazugegeben hat, ändert ja nicht die Stoffmenge. Die ermittelte Stoffmenge lag ursprünglich in den 20 mL vor!]*

Der Ist-Gehalt 0,20196 mol/L liegt nahe an 0,2 mol/L  $\Rightarrow c_{\text{soll}} = 0,2 \text{ mol/L}$

$$t = \frac{c_{\text{ist}}}{c_{\text{soll}}} = \frac{0,20196 \text{ mol/L}}{0,2 \text{ mol/L}} \approx 1,0098$$

## 2.3

Kohlensäure ist eine zweiprotonige Säure:  $H_2CO_3$ . Sie ist instabil und zerfällt zu  $CO_2$  und  $H_2O$ . Das können sie an einer Sprudelflasche erkennen. Dort steigen ja auch  $CO_2$  – Bläschen auf, weil Kohlensäure zerfällt.

Das Carbonat-Ion ( $CO_3^{2-}$ ) wird doppelt protoniert (er reagiert deshalb mit 2 HCl) und das sich dabei bildende  $H_2CO_3$  zerfällt. Zusammengefasst kann man also schreiben:



$$n(\text{HCl}_{\text{aq}}) = c \cdot V = 0,004 \text{ mol}$$

[Wir gehen von aus, dass der Titer ca. 1 ist. In 20 mL einer ca. 0,2 M HCl-Lsg. sind also 0,004 mol  $HCl_{\text{aq}}$  enthalten.]

aus 1:2-Koeffizientenverhältnis folgt:

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,002 \text{ mol}$$

Bei der einzelnen Titration muss also eingesetzt

---

werden:

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,002 \text{ mol} \cdot 106,0 \text{ g/mol} = 0,212 \text{ g}$$

---

Berücksichtigung der Aliquotierung:

Es muss die vierfache Masse auf 100 mL

eingewogen werden, da 25 mL eingesetzt werden.

$$\text{Aliquotierfaktor: } f_A = 100 \text{ mL} / 25 \text{ mL} = 4$$

$$m_{\text{gesamt}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 4 \cdot 0,212 \text{ g} = 0,848 \text{ g}$$

---

### 3.1 Bestimmung von Ammoniumsulfat

#### a) Rücktitration. Variante mit genau bekanntem Gehalt an Reagenz

$$\text{Anfangsmenge Reagenz: } n_0(\text{NaOH}) = c \cdot V \cdot t = 0,0123875 \text{ mol}$$

$$\text{Restmenge Reagenz (bestimmt durch Titration: } \text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}): n_{\text{Rest}}(\text{NaOH}) = n(\text{HCl}) = cVt = 0,0028987 \text{ mol}$$

Differenz:  $n(\text{NaOH}) = n_0 - n_{\text{Rest}} = 0,0094888 \text{ mol}$ . Wurde zum Abreagieren des Ammoniumsulfats verbraucht:



---

$$0,0094888 \text{ mol}$$

---

$$\text{Koeffizientenverhältnis: } n = 0,0047444 \text{ mol}$$

$$\text{Das sind ca. } 0,6272 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$$

$$\Rightarrow w((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) \approx 0,431 \text{ (43,1 \%)}$$

---

#### b) Rücktitration. Variante mit Blindprobe

Hier ist der Natronlaugegehalt nicht bekannt!

Salzsäure-Differenz:  $V = 26,9 \text{ mL} - 17,5 \text{ mL} = 9,4 \text{ mL} \Rightarrow n(\text{HCl}) = cVt = 0,009494 \text{ mol}$ . Dies entspricht auch der Stoffmenge NaOH die abreagiert hat (wegen des 1:1-Verhältnisses:  $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ )



---

$$0,009494 \text{ mol}$$

---

MAN BEACHTE DEN UNTERSCHIED IM

KOEFFIZIENTENVERHÄLTNIS im Vgl. ZU A),

WEIL HIER VON  $\text{NH}_4^+$  AUSGEGANGEN WIRD.

$$\text{Koeffizientenverhältnis: } n = 0,009494 \text{ mol}$$

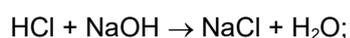
$$c = n / V = 0,009494 \text{ mol} / 0,025 \text{ L} \approx 0,3798 \text{ mol/L}$$

---

### 3.2 Bestimmung Kalkgehalt

1.: Zuerst muss durch das Ergebnis der Titration berechnet werden, wie viel HCl, nach der Abreaktion mit  $\text{CaCO}_3$  der Bodenprobe noch vorhanden war ( $n_{\text{Rest}}$ ). 2.: Da die anfangs zugesetzte Stoffmenge  $n_0(\text{HCl})$  aus der Aufgabenstellung berechenbar ist, kann anschließend durch Differenzbildung ausgerechnet werden, wie viel HCl bei der Reaktion mit dem  $\text{CaCO}_3$  verbraucht wurde ( $n_{\text{Verbrauch}}$ ). 3.: Daraus lässt sich über das Koeffizientenverhältnis berechnen, wie viel  $\text{CaCO}_3$  vorgelegen haben muss. Zum Schluss wird in die Masse  $m(\text{CaCO}_3)$  umgerechnet und der Massenanteil  $w(\text{CaCO}_3)$  berechnet.

Zu 1:



$$n(\text{NaOH}) = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{Lsg}) = 0,1000 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,0263 \text{L} = 0,00263 \text{mol}$$

Aus dem 1:1-Koeffizientenverhältnis folgt:  $n_{\text{Rest}}(\text{HCl}) = 0,0263 \text{ mol}$  (in 25 mL der Lösung).

Berücksichtigung der Aliquotierung/Hochrechnung auf 100 mL Probelösung:

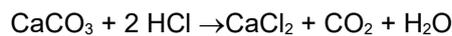
$$n_{\text{Rest}}(\text{HCl}) = \frac{100 \text{mL}}{25 \text{mL}} \cdot 0,00263 \text{mol} = 0,01052 \text{mol}$$

Zu 2:

$$n_0(\text{HCl}) = c(\text{HCl}) \cdot t \cdot V(\text{Lsg}) = 1,0 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,9716 \cdot 0,05 \text{L} = 0,04858 \text{mol}$$

$$n_{\text{Verbrauch}}(\text{HCl}) = n_0(\text{HCl}) - n_{\text{Rest}}(\text{HCl}) = 0,04858 \text{mol} - 0,01052 \text{mol} = 0,03806 \text{mol}$$

Zu 3:



Aus dem 2:1-Koeffizientenverhältnis folgt: Es muss halb so viel  $\text{CaCO}_3$  vorgelegen haben, wie HCl verbraucht wurde.

$$n(\text{CaCO}_3) = \frac{n_{\text{Verbrauch}}(\text{HCl})}{2} = \frac{0,03806 \text{mol}}{2} = 0,01903 \text{mol}$$

$$\text{Zu 4: } m(\text{CaCO}_3) = n(\text{CaCO}_3) \cdot M(\text{CaCO}_3) = 0,01903 \text{mol} \cdot 100,087 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \approx 1,9047 \text{g}$$

$$w(\text{CaCO}_3) = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{m_{\text{gesamt}}} = \frac{1,9047 \text{g}}{5 \text{g}} \approx 0,381$$

### 3.3 Chloralhydrat

28,6 mL – 12,5 mL = 16,1 mL des Schwefelsäure-Verbrauchs sind indirekt auf die Spaltung von Chloralhydrat zurückzuführen: Die KOH-Stoffmenge die dieser Schwefelsäure-Stoffmenge entspricht, wurde benutzt um Chloralhydrat zu spalten.

In 16,1 mL Schwefelsäure-Lsg sind  $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = c(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot t \cdot V(\text{Lsg}) = 0,05 \text{ mol/L} \cdot 1,0803 \cdot 0,0161 \text{L} = 0,0008696415 \text{ mol}$   $\text{H}_2\text{SO}_4$  enthalten. Aus dem 2:1-Koeffizientenverhältnis der Titration ( $2 \text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$ ) folgt, dass  $n_{\text{Verbrauch}}(\text{KOH}) = 0,00173928 \text{ mol}$  KOH verbraucht wurden, um Chloralhydrat zu spalten. Aus dem 1:1-Koeffizientenverhältnis der Chloralhydratspaltung (*Reaktionsgleichung: siehe Aufgabenstellung*) folgt:  $n(\text{Chloralhydrat}) = 0,00173928 \text{ mol}$ . Die Umrechnung in die Masse liefert:  $m(\text{Chloralhydrat}) = n(\text{Chloralhydrat}) \cdot M(\text{Chloralhydrat}) = 0,00173928 \text{ mol} \cdot 165,40 \text{ g/mol} \approx 0,2877 \text{ g}$ . Damit folgt  $\beta(\text{Chloralhydrat}) = m(\text{Chloralhydrat}) / V(\text{Lsg}) = 0,2877 \text{ g} / 0,01 \text{ L} = 28,76 \text{ g/L}$

### 4.1 Rücktitration Acetylsalicylsäure

Bestimmung der Reste an NaOH (mittels Titration)

Reaktionsgleichung der Titration:  $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Da 41,5 mL HCl Verbraucht werden:  $n(\text{HCl}) = cV = 0,1 \text{ mol/L} \cdot 0,0415 \text{ L} = 0,00415 \text{ mol HCl}$

Schließen auf NaOH über das Koeffizientenverhältnis:  $n_{\text{Rest}}(\text{NaOH}) = 0,00415 \text{ mol NaOH}$

Berücksichtigung des Aliquotierfaktors  $f_a = 10$ :  $n_{\text{Rest}}(\text{NaOH}) = 0,0415 \text{ mol NaOH}$

Berechnung der Anfangsmenge  $n_0(\text{NaOH})$ :  $n_0(\text{NaOH}) = cV = 1 \text{ mol/L} \cdot 0,05 \text{ L} = 0,05 \text{ mol NaOH}$

Berechnung der NaOH-Differenz:  $n(\text{NaOH}) = n_0(\text{NaOH}) - n_{\text{Rest}}(\text{NaOH}) = 0,0085 \text{ mol NaOH}$

Berechnung der ASS-Stoffmenge und Masse

Schließen auf ASS über das Koeff.verh.  $\text{ASS} + 2 \text{NaOH}_{\text{aq}} \rightarrow \text{Produkte}$ :  $n(\text{ASS}) = 0,0085 \text{ mol} : 2 = 0,000425$

mol

Umrechnung in eine Masse:  $m(\text{ASS}) = 0,000425 \cdot 180,16 \text{ g/mol} = 0,76568 \text{ g} = 765,68 \text{ mg ASS}$

Hochrechnung auf die Masse in einer Tablette (a 510 mg)

Wenn 765,68 mg in 978 mg Pulver enthalten sind, dann sind es in 510 mg folglich 399,28 mg.

Die Überschüsse werden an NaOH werden mit HCl zurück titriert.

Einige ASS-haltige Tabletten wurden in der Reibschale pulverisiert und gut gemischt. 978 mg des Pulvers wird mit einem Ethanol/Wasser-Gemisch gelöst, von den unlöslichen Bestandteilen abgetrennt und 50 mL 1 molarer NaOH-Lösung zugegeben und einige Zeit erhitzt. Nach Erkalten wird die Lösung im Messkolben auf 200 mL aufgefüllt. 20 mL verbrauchen dann 41,5 mL 0,1-molare HCl-Maßlösung.