

Thermometrische Titration

Bestimmung des Äquivalenzpunktes durch Temperaturmessung



LNCU.de
ID 24594
CC-BY-SA 4.0
[Online abrufen](#)

Aufgaben

- 1 **Führen** Sie eine Thermometrische Titration gemäß **V1** durch und **skizzieren** Sie die Titrationskurve.
- 2 **Werten** Sie die Titrationskurve mit Hilfe ihres Vorwissens und **M1** aus.
- 3 **Beschreiben** Sie mithilfe von **M2**, was man unter einem Kalorimeter versteht und was mithilfe der Kalorimetrischen Grundgleichung berechnet werden kann.
- 4 **Berechnen** Sie die Neutralisationswärme für ihren Versuch.
- 5 **Vergleichen** Sie die Werte untereinander und mit dem Literaturwert. **Geben** Sie Gründe **an**, warum unser berechneter Wert ggf. vom Literaturwert abweicht.

V1 Thermometrische Titration

Materialien

- **Schutzbrille** 
- Stativmaterial
Stativ, Stativklammern, Stativmuffen
- Bürette
Nur in Versuchsaufbau B in Abb. 2
- 50 mL Messzylinder
- Hohes Becherglas 250 mL
- digitales Thermometer

Chemikalien

- Salzsäure 2 mol/L 
oder höher konzentriert
- Essigsäure 2 mol/L 
Oder höher konzentriert
- Natronlauge 2 mol/L 
oder höher konzentriert
- dest. Wasser

Hinweis

Sie titrieren hier insgesamt 75 mL Natronlauge zur Säure hinzu. Da ihre Bürette ggf. nicht dieses Volumen aufnehmen kann, empfiehlt es sich, zwei Büretten parallel zu befüllen (z.B. zwei 25 mL Büretten). Sobald der Inhalt einer Bürette hinzu titriert wurde, wechseln Sie zur zweiten vorbereiteten Bürette. Füllen Sie parallel die erste Bürette wieder auf.

Durchführung

- Titrationsapparatur aufbauen.
- 50 mL Säure in den Becherglas vorlegen.
- Bürette mit der Maßlösung befüllen.
- Digitales Thermometer in Betrieb nehmen und Anfangstemperatur messen.
- Die Maßlösung in 2 mL Portionen zur Säure titrieren, rasch mit dem Thermometer umrühren und zügig die Temperatur messen.
- Die Titration ist beendet, wenn 75 mL Natronlauge zugegeben wurde.
- Aus den Messwerten ein Diagramm erstellen.

Aufräumen

- Gegebenenfalls Reste vereinen und über den Abguss entsorgen.
- Alles mit Wasser spülen und an den Ursprungsort zurückstellen.

M1 Neutralisationswärme

Endotherm vs. Exotherm

Eine chemische Reaktion findet fast immer unter Aufnahme oder Abgabe von Wärme statt. Die Wissenschaft, die sich mit der Messung dieser Wärmemengen befasst, ist die **Kalorimetrie**.

Der Begriff Wärme bezieht sich in der Chemie auf die Energie, die zwischen einem System (z.B. einer chemischen Reaktion) und seiner Umgebung ausgetauscht wird. **Exotherme Reaktionen** geben Wärme an die Umgebung ab. **Endotherme Reaktionen** nehmen Wärme aus

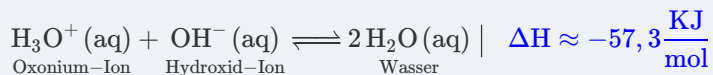
der Umgebung auf.

Die international gültige und wissenschaftlich korrekte Einheit für **Energie** (und damit auch für Wärme) ist das **Joule**. Da die Energiemengen in chemischen Reaktionen oft sehr groß sind, wird häufig das Kilojoule (kJ) verwendet.

Stellen Sie sich vor, Sie verbrennen ein Streichholz und ein Lagerfeuer. Das Lagerfeuer setzt insgesamt viel mehr Energie frei, weil deutlich mehr Material verbrannt wird. Wenn wir aber wissen wollen, wie viel Energie die chemische Reaktion der Verbrennung selbst liefert, müssen wir die Menge an Energie auf eine **vergleichbare Basis** ziehen.

In der Chemie wird daher die Energie pro Stoffmenge, also pro Mol angegeben. Zum Beispiel:

1 Neutralisationswärme wird frei



Das negative Vorzeichen kennzeichnet, dass Energie an die Umgebung abgegeben wird (**exotherm**).

M2 Kalorimetrie

Die Kalorimetrische Grundgleichung

Um die bei einer chemischen Reaktion freigesetzte oder aufgenommene Wärmemenge zu messen, verwendet man ein spezielles gut isoliertes Gefäß, das **Kalorimeter**. Es sorgt dafür, dass möglichst die gesamte Wärme, die bei einer Reaktion freigesetzt wird, an das umgebende Medium (meist Wasser) abgegeben wird und nicht an die weitere Umgebung verloren geht.

Die gesamte von der Reaktion freigesetzte oder aufgenommene Wärmemenge Q kann mit der **Kalorimetrischen Grundgleichung** berechnet werden:

2 Die Kalorimetrische Grundgleichung

$$Q = (C_K + c \cdot m) \cdot \Delta T$$

Symbol	Bedeutung	Einheit
Q	Die Wärmemenge (Reaktionswärme)	Joule (J)
C_K	Die spezifische Wärmekapazität des Kalorimeters . Sie gibt an, wie viel Energie nötig ist, um das leere Kalorimeter um 1 K (oder 1 °C) zu erwärmen.	$\frac{\text{J}}{\text{K}}$
c	Die spezifische Wärmekapazität der Kalorimeterflüssigkeit. Sie ist eine Stoffkonstante und gibt an, wie viel Energie nötig ist, um ein Gramm dieser Flüssigkeit um 1 Kelvin (oder 1 °C) zu erwärmen.	$\frac{\text{J}}{\text{g} \cdot \text{K}}$
m	Die Masse der erwärmten Kalorimeterflüssigkeit (meist Wasser)	Gramm (g)
ΔT	Die Temperaturänderung im Kalorimeter (Differenz zwischen End- und Anfangstemperatur)	Kelvin (K) oder Grad Celsius (°C)



In der Schule wird die Kalorimetrische Grundgleichung fast immer **ohne C_K** verwendet. Das geschieht aus pragmatischen Gründen:

1. Die Bestimmung von C_K erfordert einen weiteren Kalibrierversuch mit leerem Kalorimeter.
2. Bei den meisten Versuchen ist C_K im Vergleich zu $c \cdot m$ der Kalorimeterflüssigkeit oft deutlich kleiner. Sein Einfluss daher oft vernachlässigbar.

Das Weglassen von C_K führt jedoch unausweichlich zu einem systematischen Fehler, der aufgrund seiner geringen Größenordnung oft in Kauf genommen wird.

Berechnung der Neutralisationswärme

Mit den Messwerten aus der thermometrischen Titration lässt sich näherungsweise die Neutralisationswärme ermitteln. Hierfür verwendet man die Kalorimetrische Grundgleichung in **Formel 2**. Die **Wärmekapazität c von Wasser** ist **4,186 J/g*K**. Es folgt eine Beispielrechnung

für den Fall, dass bei einer thermometrischen Titration von 5 molarer Salzsäure mit 5 molarer Natronlauge eine Anfangstemperatur von 21,6°C und eine Höchsttemperatur von 56,8 °C gemessen wurde. Zudem betrug die Gesamtmasse der zu erwärmenden Substanz (hier Wasser) 100 mL: 50 mL Ausgangssubstanz + 50 mL zugegebenes Volumen an Natronlauge bis zum Erreichen der Höchsttemperatur (= Äquivalenzpunkt).

3 Berechnung der Temperaturänderung

$$\Delta T = 56,8^{\circ}\text{C} - 21,6^{\circ}\text{C} = 35,2^{\circ}\text{C} = 35,2\text{ K}$$

4 Einsetzen der Werte in die Formel

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T = 100\text{ g} \cdot 4,186 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot \text{K}} \cdot 35,2\text{ K} = 14734,72\text{ J} \approx 14,73\text{ KJ}$$

Bei der Titration der Säure werden also **14,73 KJ** an Wärme freigesetzt. Die molare Neutralisationswärme kann wie folgt berechnet werden:

5 Berechnung der Stoffmenge an vorgelegter Säure

$$n(\text{HCl}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) = 5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,05\text{ L} = 0,25\text{ mol}$$

6 Berechnung der molaren Neutralisationswärme

$$\Delta H = -\frac{14,73\text{ KJ}}{0,25\text{ mol}} = -58,92 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$$



Pro Mol neutralisierter Salzsäure wurden in diesem Experiment also rechnerisch **58,92 KJ** Wärmeenergie frei.



Weitergedacht

- 6 Recherchieren Sie, was man unter dem Begriff **Dissoziationsenergie** versteht.
- 7 Ließe sich die Dissoziationsenergie von Essigsäure aus unseren Messwerten / berechneten Werten herleiten?

Einzelnachweise