

II.F.26

Energetik – chemisches Gleichgewicht – Kinetik

Reaktionsenthalpien experimentell bestimmen – Von der Bildungs- zur Neutralisationsenthalpie

Nach einer Idee von Klaus-Dieter Krüger



© Vithun Khamkong/Moment/Getty Images

In dieser Unterrichtseinheit bestimmen die Lernenden Reaktionsenthalpien kalorimetrisch anhand zweier Experimente. Es werden zwei verschiedene Reaktionen betrachtet: Eine Neutralisationsreaktion in wässriger Lösung und die Bildungsreaktion von Zinkiodid aus den Elementen. Die Einheit verbindet die Kalorimetrie, die Begriffsbildung von Reaktionsenthalpie im Gegensatz zu Bildungsenthalpie sowie die Reflexion von Messunsicherheiten.

KOMPETENZPROFIL

Klassenstufe: 11,12,13

Dauer: 4 Unterrichtsstunden

Kompetenzen: 1. Erkenntnisgewinnungskompetenz; 2. Fachkompetenz;
3. Kommunikationskompetenz; 4. Bewertungskompetenz

Inhalt: Energetik, Reaktionsenthalpie, Bildungsenthalpie, Neutralisationsenthalpie, Kalorimetrie, Energieumsatz, Satz von Hess, exotherm, endotherm, Thermodynamik

Auf einen Blick

Vorbemerkung

Die Gefährdungsbeurteilungen zu den Versuchen finden Sie als Download.



1./2.Stunde

Thema: Theoretischen Grundlagen und der Satz von Hess

M 1 Theoretischen Grundlagen

M 2 Reaktionsenthalpie vs. Bildungsenthalpie

3./4. Stunde

Thema: Experimente zu Reaktionsenthalpien

M 3 Kalorimetrische Untersuchung der Reaktion von Zink und Iod

Dauer: **Vorbereitung:** 20 min, **Durchführung:** 25 min

Chemikalien:

- ☐ Iod
- ☐ Zinkpulver

Geräte:

- ☐ Schutzbrille pro Person
- ☐ Mörser mit Pistill
- ☐ Reagenzglas
- ☐ Waage
- ☐ 100-ml-Becherglas möglichst isoliert (z. B. kann hierfür Alufolie verwendet werden)
- ☐ Digitalthermometer
- ☐ Pipette (1 ml)
- ☐ Watte

M 4 Experimentelle Bestimmung der molaren Reaktionsenthalpie von Neutralisationsreaktionen

Dauer: **Vorbereitung:** 10 min, **Durchführung:** 30 min

Chemikalien:

- ☐ Natriumhydroxid-Lösung ($c = 1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$)
- ☐ Salzsäure ($c = 1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$)
- ☐ Schwefelsäure ($c = 1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$)

Geräte:

- ☐ Schutzbrille pro Person
- ☐ Messpipetten bzw. Messzylinder
- ☐ 50-ml-Becherglas, möglichst isoliert (z. B. kann hierfür Alufolie verwendet werden)
- ☐ zwei weitere 50-ml-Bechergläser
- ☐ Digitalthermometer



M 1

Theoretische Grundlagen

Die Enthalpie H ist eine Zustandsgröße, die energetische Betrachtungen von chemischen Reaktionen bei konstantem Druck relativ einfach zugänglich macht. Die Reaktionsenthalpie setzt sich aus der Änderung der inneren Energie U und der durch die Reaktion geleisteten Volumenarbeit ($p \cdot \Delta V$) zusammen:

$$\Delta_r H = \Delta_r U + p \cdot \Delta V$$

Die innere Energie beschreibt dabei die Gesamtenergie eines Systems, die sich aus verschiedenen Energieformen zusammensetzt.

Bei konstantem Druck (also offenen Reaktionssystemen) gilt darüber hinaus, dass die Reaktionswärme, also die Wärmemenge, die bei einer chemischen Reaktion an die Umgebung abgegeben bzw. aus der Umgebung aufgenommen wird,

$$Q_r = \Delta_r U + p \cdot \Delta V$$

ist. Hieraus ergibt sich für konstanten Druck, dass

$$\Delta_r H = Q_r$$

ist.

Die Verbrennungsenthalpie $\Delta_c H$ ist die Reaktionsenthalpie eines Verbrennungsvorgangs und stellt demnach die Reaktionswärme dieses Prozesses (bei konstantem Druck) dar. Alle Verbrennungen setzen Wärme frei. Die Verbrennungsenthalpie hat daher ein negatives Vorzeichen. Generell werden Prozesse mit negativen Enthalpiewerten als exotherm bezeichnet.

Aufgaben

1. **Definieren** Sie den Begriff „exotherm“ und leiten Sie die Definition des gegensätzlichen Begriffs „endotherm“ her.
2. **Stellen** Sie die Zusammenhänge zwischen den markierten Begrifflichkeiten des Textes mithilfe einer Concept-Map dar.
3. **Zeigen** Sie mathematisch die Herleitung der Aussage $\Delta_r H = Q_r$.

M 3



Kalorimetrische Untersuchung der Reaktion von Zink und Iod

Experimentelle Bestimmung der Bildungsenthalpie von Zinkiodid

Vorbereitung: 20 min, Durchführung: 25 min

Chemikalien	Geräte
☐ Iod  ☐ Zinkpulver 	☐ Schutzbrille pro Person ☐ Mörser mit Pistill ☐ Reagenzglas ☐ Waage ☐ 100-ml-Becherglas möglichst isoliert (z. B. kann hierfür Alufolie verwendet werden) ☐ Digitalthermometer ☐ Pipette (1 ml) ☐ Watte
Entsorgung: Behälter für feste, anorganische Abfälle.	

Versuchsdurchführung

- Mischen Sie 1,27 g im Mörser feingepulvertes Iod mit ca. 1,7 g Zinkpulver (im Überschuss) sorgfältig im Reagenzglas durch Drehen und Schütteln.
Vorsicht beim Umgang mit Iod: Es greift Metallteile der Waage an und verursacht braune Flecken. Schutzbrille tragen!
- Geben Sie 100 ml Wasser in das Becherglas und stellen Sie das Reagenzglas mit dem Reaktionsgemisch hinein. Messen Sie die Temperatur des Wassers auf 0,1 K genau und warten Sie bis die Temperatur einen konstanten Wert angenommen hat.
- Füllen Sie die Pipette mit 1 ml Wasser und klemmen Sie diese mit Watte im Reagenzglas fest. Bringen Sie anschließend das Iod/Zink-Gemisch unter dem Abzug mit dem Wasser aus der Pipette zur Reaktion.
- Rühren Sie stetig mit dem Reagenzglas und ermitteln Sie die maximale Temperaturänderung des Wassers im Kalorimeter.

