

## Hess'sches Gesetz



Klassenstufe	Oberthemen	Unterthemen	Anforderung	Durchführung	Vorbereitung
Sek II + Chemie G-Kurs	Reaktionswärme	Hess'sches Gesetz	••	•	•

### Aufgabenstellung

Die Schüler untersuchen, wie man indirekt die Hitzeentwicklung einer Reaktion bestimmen kann, die experimentell nicht durchführbar ist.



## Einleitung

### Was sagt das Hess'sche Gesetz aus?

Die Kalorimetrie kann genutzt werden, um die Wärme chemischer Reaktionen zu berechnen. Einige Reaktionen sind experimentell schwer durchführbar. Die Hitze dieser Reaktionen können aber mit Hilfe des Hess'schen Gesetzes indirekt bestimmt werden.

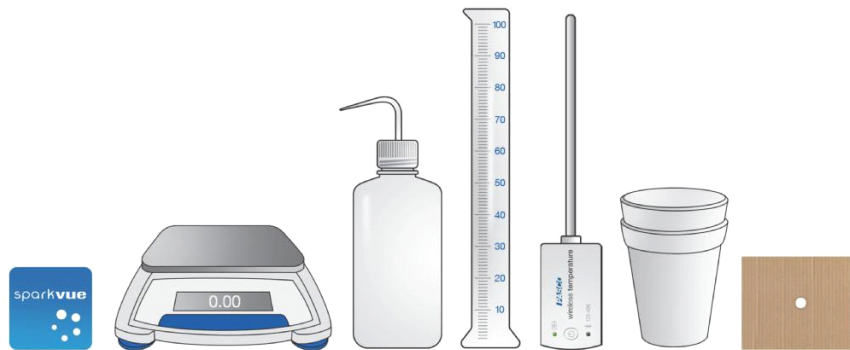
Wenn chemische Gleichungen zu einer neuen Gleichung kombiniert werden können, kann auch die Enthalpiewerte für die bekannten Gleichungen kombinieren und addieren werden, um die Enthalpie der unbekanntes Gleichung zu erhalten.

In diesem Experiment wird die Wärme der Bildung von Magnesiumoxid (MgO) bestimmt, indem die Energie gemessen wird, die mit Reaktionen verbunden ist, die zu seiner Bildung führen. Die Gesamtenergie in dem System, das das MgO enthält, bleibt konstant. Die Energieänderungen sind wegunabhängig, so dass es keine Rolle spielt, wie das MgO gebildet wird. In diesem Experiment werden die gemessenen Daten verwendet, um das Gesetz von Hess zu beweisen.

## Material & Methoden

Für jeden Schüler oder jede Gruppe werden folgende Materialien benötigt:

- Datenerfassungssystem
- [Smart Temperatursensor](#)
- [Messzylinder](#), 100 ml
- Schaumstoffbecher, 250 ml (2)
- Schaumstoffbecherdeckel (oder Karton mit Sensorloch)
- [Waage](#) (Ablesbarkeit: 0,01 g)
- [Magnesiumband](#), 0,6 g
- [Magnesiumoxid](#) (MgO), 1,0 g
- [Spülflasche](#) mit [destilliertem Wasser](#)



## Sicherheit

Beachten Sie neben Ihren gewohnten Sicherheitsvorkehrungen bitte folgende Sicherheitshinweise:

- Tragen Sie immer eine Schutzbrille.

## Gestaltung und Durchführung eines Experiments

1. Öffnen Sie SPARKvue.
2. Verwenden Sie das Bluetooth-Symbol, um den Temperatursensor zu verbinden.
3. Wiegen Sie Ihren leeren Kalorimeter-Zusammenbau aus den zwei Schaumstoffbechern und notieren Sie die Masse in die entsprechende Leerstelle über Tabelle 1 für Versuch 1. Fügen Sie 60 ml 1.0 M HCl hinzu und wiegen Sie erneut. Tragen Sie die Gesamtmasse in die entsprechende Leerstelle über Tabelle 1 ein und tragen Sie dann die Masse nur der HCl-Lösung in Tabelle 1 ein.
4. Setzen Sie den Deckel auf das Kalorimeter und stecken Sie den Temperatursensor durch die dafür vorgesehene Bohrung. Beginnen Sie mit der Datenerfassung. Notieren Sie die Temperatur des HCl in Tabelle 1, sobald sich die Temperatur stabilisiert hat.
5. Wiegen Sie etwa 0,6 g Magnesiumband ab. Tragen Sie die genaue Masse des Magnesiums in Tabelle 1 ein.
6. Geben Sie das Magnesiumband vorsichtig Ihrem Kalorimeter, das die Säure enthält, hinzu. Platzieren Sie sofort den Deckel über das Gemisch und rühren Sie es vorsichtig um.
7. Beenden Sie die Datenerfassung, sobald sich die Temperatur stabilisiert. Tragen Sie die höchste erreichte Temperatur und die Temperaturänderung in Tabelle 1 ein.
8. Gießen Sie Das Gemisch nach Abschluss der Reaktion in die Spüle. Spülen Sie die Schaumstoffbecher gründlich (3- oder 4-mal) mit Leitungswasser. Trocknen Sie die Innen- und Außenseite des Schaumstoffbecher-Kalorimeters für die nächste Reaktion.
9. Wiegen Sie den leeren Kalorimeter-Zusammenbau aus den zwei Schaumstoffbechern und notieren Sie die Masse in die entsprechende Leerstelle über Tabelle 1 für Versuch 2. Geben Sie 60 ml 1,0 M HCl-Lösung hinzu und wiegen Sie neu. Tragen Sie die Gesamtmasse in die entsprechende Leerstelle über Tabelle 1 ein und tragen Sie dann die Masse nur der HCl-Lösung in Tabelle 1 ein.
10. Setzen Sie den Deckel auf das Kalorimeter und stecken Sie den Temperatursensor durch die dafür vorgesehene Bohrung. Beginnen Sie mit der Datenerfassung. Notieren Sie die Anfangstemperatur des HCl in Tabelle 1, sobald sich die Temperatur stabilisiert hat.
11. Wiegen Sie etwa 1,0 g MgO ab. Tragen Sie die genaue Masse des Magnesiums in Tabelle 1 ein.

12. Geben Sie das MgO vorsichtig Ihrem Kalorimeter, das die Säure enthält, hinzu. Platzieren Sie sofort den Deckel über das Gemisch und rühren Sie es vorsichtig um, bis das gesamte MgO reagiert hat.
13. Beenden Sie die Datenerfassung, sobald sich die Temperatur stabilisiert. Tragen Sie die höchste erreichte Temperatur und die Temperaturänderung in Tabelle 1 ein.
14. Gießen Sie Das Gemisch nach Abschluss der Reaktion in die Spüle. Spülen Sie die Schaumstoffbecher gründlich (3- oder 4-mal) mit Leitungswasser. Trocknen Sie die Innen- und Außenseite des Schaumstoffbecher-Kalorimeters für die nächste Reaktion.

## Datenanalyse

Tabelle 1 – Temperaturänderung

<u>Versuch 1</u>	<u>Versuch 2</u>
Leere Kalorimeter- masse = _____ g	Leere Kalorimeter- masse = _____ g
Volle Kalorimeter- masse (mit HCl) = _____ g	Volle Kalorimeter- masse (mit HCl) = _____ g

Versuch #	Masse der HCl-Lösung [g]	Masse des Reaktanten (Mg oder MgO) [g]	Anfangs-temperatur [°C]	Endtemperatur [°C]	Änderung der Temperatur [°C]
1 (Mg)					
2 (MgO)					

1. Bestimmen Sie die Molzahl an Magnesium und Magnesiumoxid für Ihre beiden Versuche und tragen Sie sie in Tabelle 2 ein.

2. Berechnen Sie die Wärmemenge, die die Lösung aufgenommen hat. Die Wärme kann (in Joule) mit der folgenden Gleichung berechnet werden:

$$-\Delta H_{\text{rxn}} = Q = m \times 4,18 \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot \text{K}} \times \Delta T$$

Die Masse für die Berechnung für Versuch 1 ergibt sich aus der Gesamtmasse der HCl-Lösung und dem Magnesiumband sowie für Versuch 2 aus der Masse der HCl-Lösung und dem Magnesiumoxid.

Um die Wärme zu berechnen, benötigen Sie auch die Änderung der Temperatur und der spezifischen Wärmekapazität. Da es sich bei der Lösung überwiegend um Wasser handelt, können Sie davon ausgehen, dass die spezifische Wärmekapazität  $4,18 \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot \text{K}}$  beträgt. Tragen Sie die Ergebnisse Ihrer Berechnungen in Tabelle 2 ein.

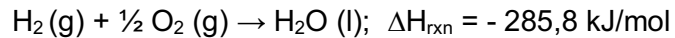
3. Die Wärme der Reaktion ist der gleiche Wert mit umgekehrtem Vorzeichen, da die Wärme von der Lösung absorbiert wird (siehe Gesetz zur Erhaltung der Energie!). Berechnen Sie die Reaktionswärme und rechnen Sie die Einheiten in kJ um. Tragen Sie diese Werte in Tabelle 2 ein.
4. Die Reaktionswärme wird auf Molbasis formuliert. Bestimmen Sie  $\Delta H_{\text{rxn}}$  in kJ/mol, indem Sie durch die Molzahl des limitierenden Reaktanten dividieren. Der limitierende Reaktant war der magnesiumhaltige Reaktant. Tragen Sie diese Werte in Tabelle 2 ein.

Tabelle 1 – Temperaturänderung

Versuch #	Molzahl des magnesiumhaltigen Reaktanten [mol]	Reaktionswärme [J]	Reaktionswärme [kJ]	$\Delta H_{\text{rxn}}$ [kJ/mol]
1 (Mg)				
2 (MgO)				

5. Schreiben Sie die ausgeglichenen, thermochemischen Gleichungen für beide Reaktionen dieses Experiments nieder und schreiben Sie  $\Delta H_{\text{rxn}}$  jeweils neben die Reaktion.
6. Die Standardwärme der Bildung von flüssigem Wasser kann wie folgt beschrieben werden:

<sup>1</sup> spezifische Wärmekapazität von flüssigem Wasser



Kombinieren Sie diese Gleichung und die Gleichungen aus dem vorherigen Schritt, um eine Gleichung für die Bildung von MgO (s) zu erhalten.

Gewünschte Gleichung:



### Abschließende Fragen

1. Beschreiben Sie, was Sie in diesem Experiment über kalorimetrische Reaktionen gelernt haben.
2. Was ist Ihrer Meinung nach die größte Fehlerquelle?
3. Wie sehen Ihre Reaktionswärmen für die Versuche 1 und 2 im Vergleich zu denen anderer Gruppen, die das Experiment durchgeführt haben, aus? Erklären Sie die Unterschiede.
4. Welche war die ungenaueste Messung, die Sie bei der Erfassung Ihrer Daten durchgeführt haben? Erklären Sie, wie es dazu kam.
5. Warum muss  $\Delta H_{\text{rxn}}$  pro Mol eines Feststoffes (Mg oder MgO) berechnet werden? Erklären Sie, wieso.

**Literaturverzeichnis:**

- [PASCO Digital Library](#)

**Bilderverzeichnis:**

PASCO