



## 1. Versuch - Herstellung von Biodiesel im Mini-Format

Biokraftstoffe werden aus nachwachsenden Rohstoffen hergestellt. Ein Beispiel dafür ist Biodiesel. Biodiesel kann bspw. aus Rapsöl und Methanol hergestellt werden. Dabei entsteht Glycerin und Biodiesel. Chemisch gesehen ist Biodiesel ein Fettsäuremethylester.

**Chemikalien:** Rapsöl, Natriumethanolat

**Geräte:** 400mL Becherglas, 3 große Reagenzgläser (ø 2,5 cm), Thermometer, Magnetrührer, kleiner Rührfisch, RG-Rückflusskühler (durchbohrter Stopfen mit etwa 40 cm langem Glasrohr), Pipetten, Muffen, Stativklammern, Stativ



**Sicherheitshinweise:** Schutzkittel und -brille tragen. Leichtentzündliche und ätzende Flüssigkeiten.

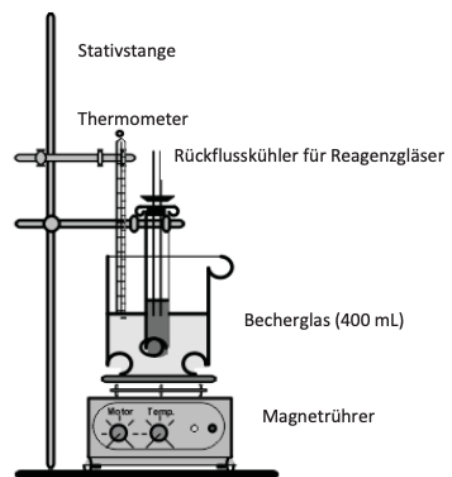
Natriumethanolat

H228-251-314 P210-253-260-280-303+361+353 - 305+251+338



### Durchführung:

1. Fülle das Becherglas bis zur Hälfte mit Wasser und erhitze es auf 75 °C.
2. Gib 8 mL der Ethanolat-Lösung, 4 mL Rapsöl und einen Rührfisch in ein trockenes Reagenzglas. Setze das Glasrohr als Kühler auf.
3. Erwärme das Reagenzglas für 5- 10 Minuten im Wasserbad unter Rühren. Die Lösung sollte klar werden.
4. Fülle ein Reagenzglas Nr. 2 bis zu etwas  $\frac{3}{4}$  mit Wasser.
5. Gib den Inhalt des ersten Reagenzglas in das zweite Reagenzglas.
6. Warte bis du zwei Phasen erkennen kannst.





## Energetik



7. Pipettiere die obere Phase in ein drittes Reagenzglas.

 **Beobachtung:**

---

---

---


 **Auswertung:**

a) Beschreiben Sie die Reaktion:

---

---

b) Stellen Sie die Reaktionsgleichung auf.

 **Entsorgung:** Die wässrige Phase in den Sammelbehälter für organische Lösungsmittel.



## 2. Versuch – Heizwert von Biodiesel und konventionellen Dieselkraftstoffen (Kalorimeter)

Je höher der Heizwert eines Stoffes ist, desto mehr Wärmeenergie wird bei der Verbrennung des Brennstoffs frei. Um Heizwerte von Kraftstoffen zu vergleichen, werden die Kraftstoffe so lange verbrannt, bis eine feste Menge Wasser um 5 °C erwärmt ist. Je mehr Masse für diesen Vorgang verbrannt werden muss, desto kleiner ist der Heizwert des jeweiligen Brennstoffes.

**Chemikalien:** Biodiesel, Wasser

**Geräte:** Verbrennungskalorimeter, Thermometer, Glasstab, Kerzendocht, Ampullengläschen, Waschflasche, Silikonschläuche, Waage

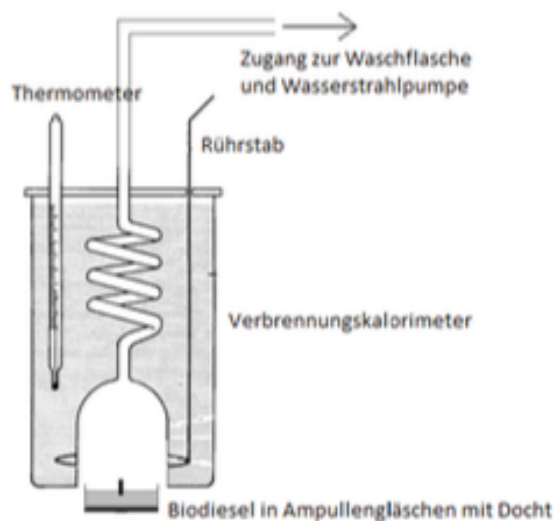


**Sicherheitshinweise:** Kittel und Brille tragen.



### Durchführung:

1. Fülle das Ampullengläschen zu  $\frac{3}{4}$  mit Biodiesel. Verschließe es.
2. Tränke den Docht in etwas Biodiesel und führe ihn in das Gläschen ein.
3. Wiege das Ampullengläschen. Notiere die Masse.
4. Baue den Versuchsaufbau entsprechend der Skizze (rechts) auf.
5. Fülle 700 mL Wasser in das Verbrennungskalorimeter.
6. Zünde den Docht an und stelle die Wasserstrahlpumpe ein.
7. Rühre das Wasser während der Verbrennung des Biokraftstoffes.
8. Lösche die Flamme, wenn sich das Wasser um 5 °C erwärmt hat.
9. Wiege erneut das Ampullengläschen. Notiere die Masse





## Energetik



### Auswertung:

- a) Um 700 g Wasser durch konventionellen Dieseldieselkraftstoff um 5 °C zu erwärmen, werden 0,31 g konventioneller Dieseldieselkraftstoff benötigt. Begründe, ob sich Biodiesel als Kraftstoff eignet.

---

---

- b) Erkläre, wie sich der Einsatz von Biodiesel auf den Kraftstoffverbrauch eines Autos auswirken würde.

---

---



**Entsorgung:** In den Sammelbehälter für organische Lösungsmittel.



## Energetik

### 3. Versuch – Temperaturänderungen beim Lösen

Beim Lösen von Salzen in Wasser wird Energie benötigt, um das Ionengitter aufzulösen. Diese Energie wird Gitterenergie genannt und aus der Umgebung aufgenommen. Bei der Ausbildung der Hydrathülle um die einzelnen Anionen und Kationen wird aber auch Energie frei. Diese Energie wird Hydratationsenergie genannt. Die Lösungsenthalpie setzt sich aus der Gitterenergie und Hydratationsenergie zusammen:

Hydratationsenergie > Gitterenergie

exothermer Lösungsvorgang

Hydratationsenergie < Gitterenergie

endothermer Lösungsvorgang

**Chemikalien:** Kaliumchlorid, Ammoniumchlorid, Natriumchlorid, Natriumcarbonat, Wasser

**Geräte:** 4 Bechergläser, Spatel, Thermometer



**Sicherheitshinweise:** Kittel und Brille tragen.

Ammoniumchlorid

H 302, 319 P305+351+338



**Durchführung:**

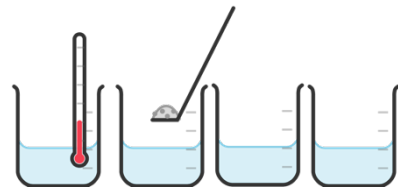
1. Fülle in jedes Becherglas 100 mL Wasser.
2. Miss die Temperatur des Wassers:

\_\_\_\_\_ °C

3. Gib in jedes Glas etwa 2 Löffel:

a) Kaliumchlorid, b) Ammoniumchlorid, c) Natriumchlorid und d) Natriumcarbonat.

4. Miss die Temperatur der einzelnen Bechergläser nach 5 und nach 10 min.



**Beobachtung:**

Tragt eure gemessenen Temperaturen ein.

Salz	Kaliumchlorid	Ammoniumchlorid	Natriumchlorid	Natriumcarbonat
Temperatur [°C]				





## Energetik



### Auswertung:

a) Nenne die Salze, die sich exotherm auflösen.

---

---

b) Erkläre, warum beim Lösen dieser Salze die Temperatur steigt.

---

---

---

c) Begründe, welche der untersuchten Salze sich gut für ein Wärmepad eignen würden.

---

---

---



**Entsorgung:** Lösungen von Kaliumchlorid, Natriumchlorid, Natriumcarbonat in den Ausguss. Ammoniumchloridlösung in den Schwermetallbehälter.



## Energetik



### 4. Versuch – Kältepackung

Kältepacks kommen z.B. bei Sportverletzungen zum Einsatz. Ein Kältepack besteht aus zwei voneinander getrennten Bereichen. In dem einem Bereich befindet sich Wasser, im anderen ist ein Salz oder eine Salzmischung. Die verwendeten Salze haben immer eine positive Lösungsenthalpie. Kommen diese Salze mit Wasser in Kontakt, so lösen sie sich und entziehen ihrer Umgebung Energie in Form von Wärme. Dadurch entsteht der kühlende Effekt.

**Chemikalien:** Kaliumchlorid, Ammoniumchlorid, Natriumchlorid, Natriumcarbonat, Wasser

**Geräte:** 2 Bechergläser, verschiedene Plastikbeutel (wiederverschließbare Beutel, Gefrierbeutel etc.), Frischhaltefolie, Plastikpetrischalen, Reißzwecken, Gummibänder, Klebeband, kleine Plastikdose mit Loch und eine große Plastikdose



**Sicherheitshinweise:** Kittel und Brille tragen.

Ammoniumchlorid

H 302, 319 P305+351+338



**Auftrag:**

Baut euer eigene Kältepackung und probiert sie aus. Ihr dürft alle Materialien an der Station dafür nutzen. Überlegt euch vorher, welche der vier Salze in Frage kommen. Notiert euer Vorgehen:

Chemikalien: \_\_\_\_\_

Geräte: \_\_\_\_\_



**Durchführung:**

---

---

---

---

---

---

Skizze:





## Energetik



### Auswertung:

a) Stellen Sie die Reaktionsgleichung für Ihre angefertigte Kältepackung auf.

---

b) Erläutern Sie den endothermen Vorgang beim Auslösen einer Kältepackung.

---

---

---

c) Recherchieren Sie, welche Wärmepackungen es gibt. Erläutern Sie an einem Beispiel die zugrundeliegende chemische Reaktion.

---

---

---

---

---



**Entsorgung:** Lösungen von Kaliumchlorid, Natriumchlorid, Natriumcarbonat in den Ausguss. Ammoniumchloridlösung in den Schwermetallbehälter.







## 5. Versuch – Bildungsenthalpie

Eisen und Schwefel reagieren bei Standardbedingungen (25 °C, 1013 hPa) exotherm. Mithilfe eines Kalorimeters kann die Temperaturdifferenz und so die Wärmemenge berechnet werden. Die bei der Bildung von einem Mol messbare Enthalpieänderung wird als molare Standardbildungsenthalpie bezeichnet.

**Chemikalien:** Eisendraht, Eisenpulver und Schwefelpulver im Massenverhältnis 7:4

**Geräte:** Kalorimeter, Venier-Elektrode (Thermometer), iPad, Glaswolle, Gasbrenner, Waage, kleines Reagenzglas, Pulvertrichter, Spatel, Stativ, 2 Muffen, 2 Stativklammern, Pinzette



### Sicherheitshinweise:

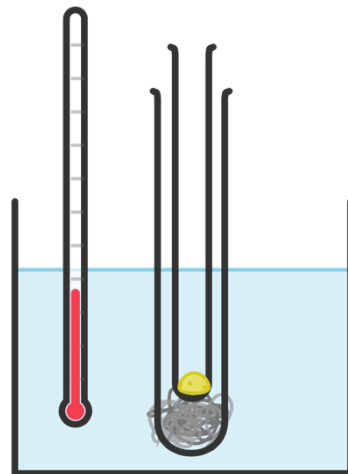
Kittel; Handschuhe und Brille tragen. Schwefel- und Eisenpulver sind leicht entzündlich. Von offenen Flammen und Zündquellen fernhalten. Schwefel reizt die Haut.

Eisen	H228, 251	P 210, 260, 370+378	
Schwefel	H 228, 315 280, 302+352	P 210, 240, 241, 264,	



### Durchführung:

1. Fülle 200 mL Wasser in das Kalorimeter.
2. Gib etwas Glaswolle in das große Reagenzglas, sodass der Boden bedeckt ist.
3. Befestige das große Reagenzglas mit den Stativklammern so, dass es in das Wasser eintaucht.
4. Wiege genau 3 g des Eisen-Schwefel-Gemisches ab. Fülle das Gemisch in das kleine Reagenzglas.
5. Stelle das kleine Reagenzglas in das große Reagenzglas.
6. Miss die Wassertemperatur:  $T_0 = \underline{\hspace{2cm}}$  °C.





## Energetik

7. Erhitze einen Eisendraht mit dem Brenner bis er glüht.
8. Starte die Reaktion, indem du den glühende Eisendraht in das Eisen-Schwefel-Gemisch hältst.
9. Beobachte den Temperaturverlauf des Wassers. Notiere die höchste Temperatur: T1 = \_\_\_\_\_ °C



### Auswertung:

- a) Stellen Sie die Reaktionsgleichung auf.

- b) Berechnen Sie die molare Reaktionsenthalpie von Eisen.
- c) Vergleichen Sie Ihr Ergebnis mit dem Literaturwert. Begründen Sie, die Abweichung.



**Entsorgung:** In den Feststoffabfall.



## 6. Versuch – Neutralisationsenthalpie

Die Neutralisationsenthalpie kann kalorimetrisch bestimmt werden. Bei der Neutralisationsenthalpie handelt es sich um die ausgetauschte Wärmeenergie bei der Neutralisation von Säuren mit Laugen.




**Chemikalien:** Salzsäure 2 mol/L, Natronlauge 2 mol/L

**Geräte:** 2 ineinander gesteckte Plastikbecher, 2 Messzylinder 50 mL, Thermometer, iPad, Magnetrührer, Rührfisch



### Sicherheitshinweise:

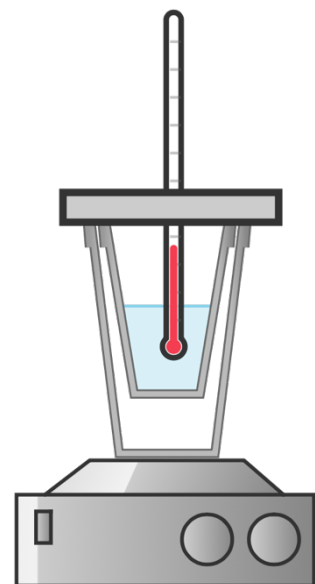
Kittel und Brille tragen. Salzsäure und Natriumhydroxid sind ätzend.

Salzsäure	H 290, 314, 335	P 280, 305+351+338, 303+361+353	 
Natriumhydroxid	H 290, 314	P 280, 301+330+331, 305+351+338, 308-310	



### Durchführung:

1. Fülle 50 mL Salzsäure bzw. 50 mL Natronlauge mit den Messzylindern ab.
2. Bestimme die Temperaturen der Salzsäure und Natronlauge. Beide sollten die gleiche Temperatur haben. Das ist eure Anfangstemperatur.
  - a. Temperatur  $T_0$ : \_\_\_\_\_ °C
3. Gebt den Rührfisch in den oberen Plastikbecher. Steckt das Thermometer durch das Loch im Plastikdeckel.
4. Gebt die Salzsäure in den Becher. Schaltet den Rührer an und gebt die Natronlauge hinzu. Verschließt das Reaktionsgefäß mit dem Deckel.
5. Bestimmt die höchste Temperatur.  $T_1 =$  \_\_\_\_\_ °C





## Energetik



### Auswertung:

a) Stellt die Reaktionsgleichung auf.

---

---

b) Berechnen Sie die Reaktionswärme  $Q$  und die molare Neutralisationsenthalpie.

---

---

c) Vergleichen Sie Ihren berechneten Wert mit den Literaturwerten. Erläutern Sie, die Abweichung.

---

---



**Entsorgung:** Die Lösung kann in den Ausguss.



## 7. Versuch – Butanol oder Ethanol? - Verbrennungsenthalpie

Mit einem Verbrennungskalorimeter wird die Wärmeenergie gemessen, die bei einer chemischen Reaktion frei wird.

**Chemikalien:** Wasser, Ethanol, Butan-1-ol

**Geräte:** Verbrennungskalorimeter, 2 Thermometer, Brennlampe, Rührdraht, Vakuumpumpe, Gaswaschflasche, Feuerzeug, Kerzendocht, Ampullengläschen, Silikonschläuche, Waage



**Sicherheitshinweise:** Kittel und Brille tragen.

Ethanol H 225, 319 P 210, 240, 305+351+338, 403+233

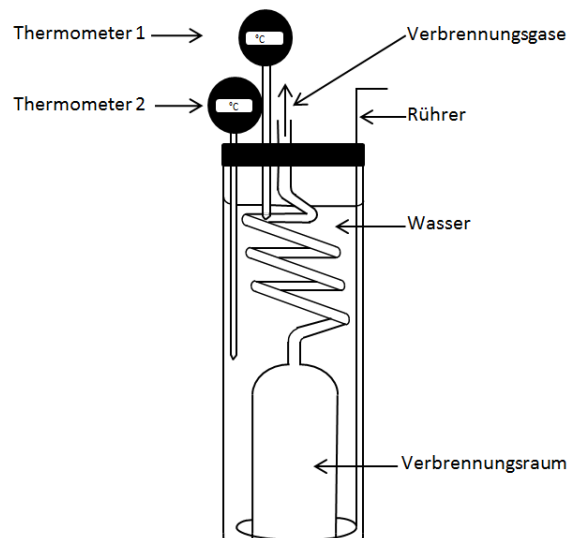


Butan-1-ol H 226, 302, 318, 315, 335, 336 P 210, 280, 302+352, 305+351+338, 313



### Durchführung:

- Wiege das Kalorimetergefäß und den Kupferdraht:  
Masse (Kupferdraht) = \_\_\_\_\_ g  
Masse (Kalorimetergefäß) = \_\_\_\_\_ g.
- Gib 400 mL in das Verbrennungskalorimeter.
- Fülle das Ampullengläschen zu  $\frac{3}{4}$  mit Probe A bzw. Probe B. Verschließe es.
- Tränke den Docht in etwas Probe A bzw. B und führe ihn in das Gläschen ein.
- Wiege das Ampullengläschen samt Inhalt: \_\_\_\_\_ g.
- Führe das Ampullengläschen in den Verbrennungsraum ein.
- Zünde den Docht an und stelle die Wasserstrahlpumpe ein.
- Rühre das Wasser während der Verbrennung des Biokraftstoffes.
- Nach ca. 5 min wird die Flamme gelöscht.





## Energetik

10. Miss die Temperatur unter Rühren nach dem Erlöschen der Flamme mindestens 5 min weiter. Es sollte ein deutlicher Temperaturabfall erfolgen.
11. Stell danach die Pumpe ab.
12. Wieg erneut das Ampullengläschen samt Inhalt: \_\_\_\_\_ g
13. Wiederhole den Versuch mit Probe B.



### Auswertung:

- a) Berechne die Verbrennungsenthalpien für Stoff A und Stoff B.

- b) Begründe anhand der Verbrennungsenthalpien und der chemischen Struktur, welcher der untersuchten Stoffe Ethanol bzw. Butanol ist.

---

---

---

---

---



**Entsorgung:** Lösungsmittelabfall.



## 8. Versuch – Taschenwärmer

Latentwärmespeicher speichern den Großteil der ihnen zugeführten Wärmeenergie in Form von latenter (lateinisch für verborgener) Wärme. Sie können rund um den Phasenwechsel sehr große Wärmemengen speichern. Auch Kühlakkus und Taschenwärmer zählen zu den Latentwärmespeichern.

**Chemikalien:** Natriumacetat-trihydrat, Impfkristall, destilliertes Wasser, Eis

**Geräte:** Becherglas 100 mL, 400 mL Becherglas, Magnetrührer, Thermometer, Glasstab

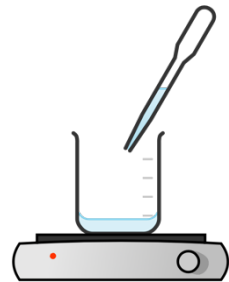


**Sicherheitshinweise:** Kittel und Brille tragen.



**Durchführung:**

1. Fülle 2 mL Wasser in ein Becherglas.
2. Gib 20 g Natriumacetat-trihydrat zum Wasser.
3. Erhitze den Inhalt des Becherglases unter Rühren auf 60 °C bis zur Schmelze.
4. Kühle die Lösung auf Raumtemperatur ab. Hierfür kannst du das Eiswasserbad benutzen.



**!Achtung das Becherglas darf nicht angestoßen werden!**

5. Gib einen Impfkristall oder rühre mit dem Glasstab, um den Taschenwärmer auszulösen.
6. Beobachtet die Lösung und den Temperaturverlauf.



**Beobachtung:**

---

---

---



## Energetik



### Auswertung:

- a) Stelle die Reaktionsgleichung für den endothermen und exothermen Prozess des Taschenwärmers auf.

---

- b) Nenne den Stoff, der im Taschenwärmer als Speichermaterial fungiert.

---

- c) Erkläre die Wirkungsweise eines Taschenwärmers. Nutze die Begriffe „endotherm“, „exotherm“ und „Kristallisation“.

---

---

---

---



**Entsorgung:** Mit viel Wasser über den Abfluss entsorgen.





## 9. Versuch – Brennwert von Lebensmitteln

**Chemikalien:** Wasser, Proben: Schokolade, Bananenchips, verschiedene Nüsse

**Geräte:** Verbrennungskalorimeter, Thermometer, Tiegelvorrichtung, Brennlampe, Rührdraht, Vakuumpumpe, Gaswaschflasche, Feuerzeug, gebogenes Sauerstoffzugaberohr, Silikonschläuche, Waage

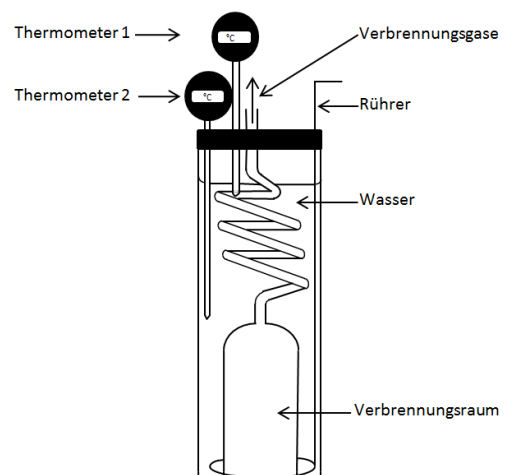


**Sicherheitshinweise:** Kittel und Brille tragen.



### Durchführung:

1. Wiege das Kalorimetergefäß und den Kupferdraht:  
Masse Kupferdraht = \_\_\_\_\_ g  
Masse Kalorimetergefäß = \_\_\_\_\_ g.
2. Gib 400 mL in das Verbrennungskalorimeter.
3. Fülle den Tiegel mit einer Versuchsprobe. Lege einen Docht auf die Probe.
4. Wiege den Tiegel samt Probe: \_\_\_\_\_ g
5. Bring das Sauerstoffzugaberohr über der Tiegelvorrichtung im Verbrennungsraum an.
6. Schließ eine Sauerstoffflasche an diesem Rohr an. Stelle einen Sauerstoffstrom von 5 mL/s ein.
7. Schalte die Vakuumpumpe ein und entzünde über den kleinen Docht die Probe.
8. Miss die Temperatur in regelmäßigen Abständen von je 30 Sekunden. Rühre das Wasser während der Verbrennung des Feststoffes.
9. Nach ca. 5 min wird die Flamme gelöscht.
10. Miss die Temperatur unter Rühren nach dem Erlöschen der Flamme mindestens 5 min weiter. Es sollte ein deutlicher Temperaturabfall erfolgen.
11. Stell danach die Pumpe ab.
12. Wiege den Tiegel samt der Verbrennungsrückstände: \_\_\_\_\_ g.





## Energetik



### Auswertung:

- a) Vergleichen Sie die Wärmemenge, die bei der Verbrennung von Schokolade/einer Nuss/einem Bananenchip freigesetzt wird, mit den Brennwertangaben auf der Verpackung.

---

---

---

---



**Entsorgung:** Reststoffe können im normalen Abfall entsorgt werden.



## 10. Versuch – Entropie

Ob eine Reaktion freiwillig abläuft oder nicht, hängt sowohl von der Enthalpie als auch von der Entropie ab. Die Entropie beschreibt dabei das Maß für die Unordnung eines Systems. Dieser Zusammenhang wird auch durch die Gibbs-Helmholtz-Gleichung beschrieben:  $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$ . Reaktionen laufen freiwillig ab, wenn  $\Delta G < 0$  ist. Eine solche Reaktion wird als exergon bezeichnet. Eine endogene Reaktion ( $\Delta G > 0$ ) läuft dagegen nicht freiwillig ab.





**Chemikalien:** Ammoniumthiocyanat, Bariumhydroxid-Octahydrat

**Geräte:** 100 mL Erlenmeyerkolben, Holzbrett, Thermometer, Stopfen, Kunststofflöffel, Universalindikator-Papier



### Sicherheitshinweise:

Kittel, Schutzhandschuhe und Brille tragen. Gesundheitsschädlich beim Einatmen, beim Verschlucken und beim Hautkontakt. Unter dem Abzug arbeiten!

Bariumhydroxid-Octahydrat	H 302+332, 314 P 260, 280, 301+312+330, 303+361+353, 304+340+312	 
Ammoniumthiocyanat	H 302+312+332, 318, 412 EUH032 P 273, 280, 301+312, 302+352+312, 304+340+312, 305+351+338	 



### Durchführung:

1. Tropfe Wasser auf das Brett, bis eine kleine Pfütze entsteht.
2. Gib je zwei Löffel Bariumhydroxid und Ammoniumthiocyanat in den Erlenmeyerkolben.
3. Stecke das Thermometer durch den Stopfen.
4. Verschließe den Kolben mit dem Stopfen und schüttle gut durch.
5. Stelle den Kolben auf das Brett. Hebe den Kolben nach kurzer Zeit wieder hoch. Miss dabei die Temperatur.
6. Prüfe den Gasraum mit einem feuchten Universalindikator-Papier.



## Energetik



### Beobachtung:

---

---

### Auswertung:

a) Stellen Sie die Reaktionsgleichung auf.

---

b) Erklären Sie den spontanen Ablauf der Reaktion. Verwenden Sie die Begriffe Enthalpie, Entropie und Gibbs-Energie.

---

---


---

c) Begründen Sie, warum wasserfreies Bariumhydroxid für diesen Versuch nicht funktioniert hätten.

---

---

---

 **Entsorgung:** Lösung neutralisieren und in den schwermetallhaltigen Lösungsmittelabfall geben.



# Energetik



## I. Formelsammlung

Formel	Einheiten
$Q = \Delta T * m * c_p$	$\Delta T$ = Temperaturänderung
	m = Masse
	$c_p$ = spezifische Wärmekapazität ( $c_p$ (H <sub>2</sub> O) = $4,18 \frac{J}{g * K}$ )
	Q = aufgenommene Wärmemenge
$\Delta_r H_m = \frac{Q}{n}$	n = Stoffmenge
	$\Delta_r H_m$ = molare Reaktionsenthalpie



## Energetik



### II. Checkliste

Versuche	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Kalorimeter		x			x	x	x		x	
Verbrennungsenthalpie							x		x	
Lösungsenthalpie			x	x						
Neutralisationsenthalpie						x				
Entropie										x
Brenn-/Heizwerte									x	
Molare Reaktionsenthalpie		x			x					
Latentwärmespeicher				x				x		

#### Anmerkungen:

- Statt eines Kalorimeters können auch zwei ineinander gesteckte Plastikbecher, ein Styroporbecher oder eine Thermoflasche genutzt werden.
- Ansatz Versuch 5: Ansatz:  
1,909 g Eisen und 1,091 g Schwefel pro Zweiergruppe  
28,636 g Eisen und 16,364 g Schwefel für eine Klasse
- Versuch 9 Schritt 6: Zwischen dieses Rohr und den Sauerstoffhahn am Laborplatz wird eine Gaswaschflasche geschaltet, um die Sauerstoffzugabe sicht- und kontrollierbar zu machen. Der erforderliche Sauerstoffstrom von 5 mL/s wird mit Hilfe eines Kolbenprobers vor dem Versuchsbeginn eingestellt.