

ENERGIE-KONZEPT

Zur Behandlung des LB 4, GK Klasse 11
„Energie bei chemischen Reaktionen“

bzw.

LB 1, LK Klasse 12

„Chemische Reaktionen – energetisch betrachtet“

Inhalte, die im Kontext chemischer Reaktionen quantitativ betrachtet werden

Stoffsystembeschreibung

- durch Zustandsgrößen, -gleichungen: p , T , c
- Innere Energie U

Chemische Reaktionen

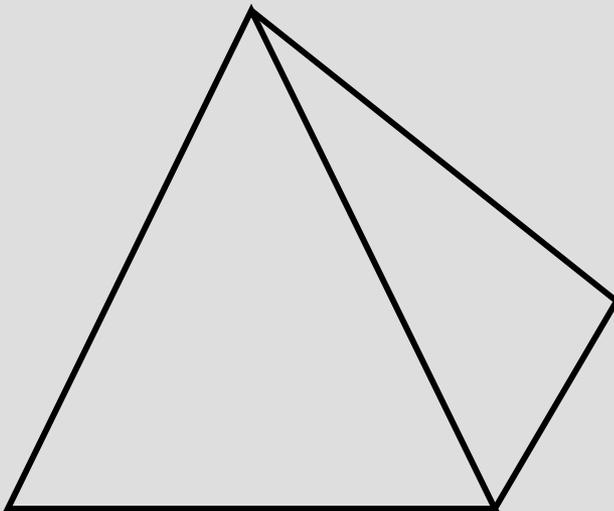
- Stoffumsatzberechnung für die vollständige Reaktion
- Stoffumsatzberechnung bei Gleichgewichtsreaktion (Massenwirkungsgesetz)
- Zeitlicher Ablauf chemischer Reaktionen \Rightarrow Reaktionskinetik
- Energieumsatz bei chemischen Reaktionen (Thermodynamik)
 - Energieerhaltungssatz (1. Hauptsatz)
 - Reaktionsenergie (= aufgenommene bzw. abgegebene Wärme bei konstantem Volumen)
 - Reaktionsenthalpie (= aufgenommene bzw. abgegebene Wärme bei konstantem Druck)
 - Entropie
 - Freie Enthalpie (Gibbs-Helmholtz-Gleichung)

Elektrochemische Reaktion

- Kopplung von Stoff- und Energieumsatz
(Zusammenhang Stoffumsatz und elektrische Energie \Rightarrow Faraday-Gesetze,
Einflussgrößen auf Redoxpotenzial \Rightarrow Nernst'sche Gleichung)

Sachlogische Beziehungen zur Charakterisierung chemischer Reaktionen

Reaktionsauslösende bzw. –sichernde Bedingungen
(p, T, c, Katalysator, Oberfläche)



Reaktionserscheinungen und deren
Quantifizierung
(Größen, die auf Stattfinden der Reaktion
schließen lassen, wie Farbänderung,
Gasentwicklung ... bzw.
die Ablauf einer Reaktion charakterisieren:
GGW-Lage (K), Ausbeute, RG,
Reaktionswärme)

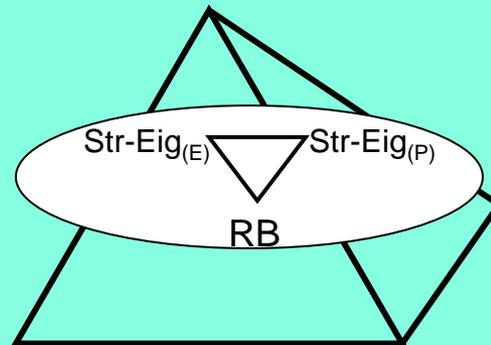
Str(E)
|
Eig(E)

Reaktions-
mechanismus

Zur sachlogischen Strukturierung zur Charakterisierung chemischer Reaktionen

Perspektiven zur Beschreibung bzw. Charakterisierung chemischer Reaktionen

Kinetische Beschreibung:
Reaktionsgeschwindigkeit



Energetische Beschreibung:
- Reaktionswärme
- Enthalpie

Stoffumsatzbeschreibung:
- Ausbeute
- Gleichgewichtslage

Strukturelle Beschreibung des Reaktions-
verlaufes = Reaktionsmechanismus
- Zwischenverbindungen
- Übergangszustände
- Produkte, Nebenprodukte

Sachlogische Beziehungen

Qualitative Bestimmtheit

Wesentliche Eigenschaften bzw. Erscheinungen, die Aneignungsgegenstand charakterisieren



Ziel: Kennzeichnung des Ausprägungsgrades der Eigenschaften bzw. Erscheinungen (= Bestimmungsgröße)
wenn dies nicht direkt möglich, bedarf es Größen zur Ermittlung der Bestimmungsgrößen (= Messgröße)



Funktionale Beziehungen zwischen den Größen (halbquantitativ)



Konkretisieren dieser funktionalen Beziehungen in

Diagramme bzw. andere grafische Darstellungsformen

Größengleichungen

Quantitative Bestimmtheit

= bekannt;
Wiederholung

1. Chemische Reaktionen als Energieumwandlung

qualitativ

Chemisches Stoffsystem der **Ausgangsstoffe** mit seiner **inneren Energie U**:

- Kernenergie
- thermische Energie (Bewegungsenergie der Teilchen)
- **chemische Energie E (vor allem Bindungsenergie usw.)**



Chemisches Stoffsystem der **Reaktionsprodukte** mit seiner **inneren Energie U**:

- Kernenergie
- thermische Energie (Bewegungsenergie der Teilchen)
- **chemische Energie E (Bindungsenergie usw.)**

Halb-quantitativ

FALL A
 $E(AS) > E(RP)$

d. h. Energie wird bei der chem. Reaktion **an die Umgebung** abgegeben, vor allem in Form von Reaktionswärme Q = exotherme Reaktion; $Q = -n \text{ kJ}$

aber auch in Form von z. B.

- Licht (Verbrennung von C)
- mech. Energie (Zn und HCl mit Kolbenprober)
- elektrische Energie (Galvanische Elemente)

FALL B
 $E(AS) < E(RP)$

d. h. Energie wird bei der chem. Reaktion **aus der Umgebung aufgenommen** vor allem in Form von Reaktionswärme Q = endotherme Reaktion; $Q = +n \text{ kJ}$

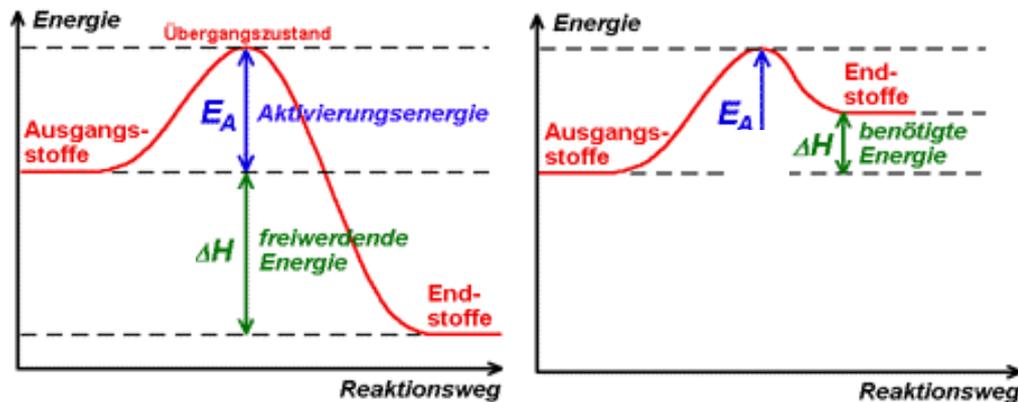
aber auch in Form von z. B.

- Licht (Bromierung von Heptan; Subst., Solartechnik)
- mech. Energie (S und KClO_4 durch Druck)
- elektrische Energie (Elektrolyse)

Zusammenfassung:

Exotherme und endotherme Reaktionen

Energiediagramme unter Berücksichtigung der Aktivierungsenergie



exotherme Reaktion

Es wird Energie frei

endotherme Reaktion

Es wird Energie benötigt

© Thomas Seilnacht

Je nach Art der chemischen Reaktionen spricht man von

- Neutralisationswärme
- Verbrennungswärme
- Bildungswärme

Chemische Reaktionen als Energieumwandlung

⇒ Daraus können spezifische **Fragestellungen** resultieren:

MO/ZO

Aus Sicht des Stoffsystems	Aus Sicht der Umgebung
<p>Worin unterscheiden sich Energien von AS und RP?</p> <p>Wie viel Energie ist nötig um eine Reaktion zu ermöglichen?</p> <p>Lassen sich über Reaktionswärmen Aussagen zum Reaktionsmechanismus ableiten?</p>	<p>Wie viel Energie wird frei bzw. kann gewonnen werden</p> <ul style="list-style-type: none"> - zur Erzeugung von Wärme, siehe Heizwert von Brennstoffen, - bei Stoffwechselprozessen im Körper, siehe Energiegehalt von Lebensmitteln - zum Antrieb von Fahrzeugen <p>Wie viel Energie muss investiert werden um eine Reaktion nutzen für die Produktion von Stoffen zu können. (vgl. Al-Herstellung, Hochofenprozess, Kalkbrennen)</p> <p>-</p>

Antworten hierzu lassen sich über die Analyse der Reaktionswärme finden.

2. Untersuchung der Energieumwandlung

2.1 Auswahl geeigneter Systemgrenzen

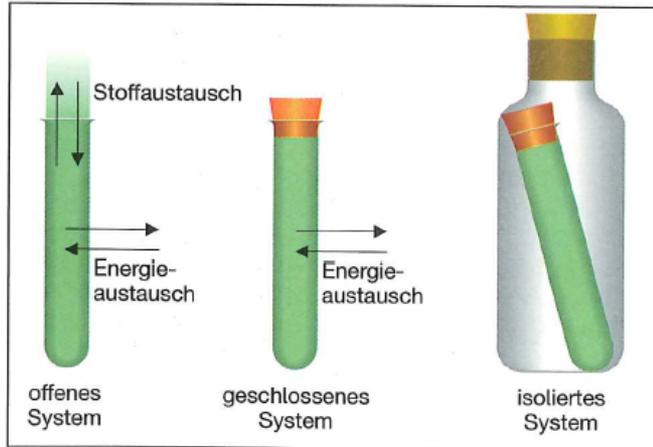
Analyse der Reaktionswärme kann immer nur **von außen** erfolgen:

- Energie, die frei wird bzw.
- Energie, die von außen aufgebracht werden muss.

Analyse erfordert die richtige **Eingrenzung des Untersuchungsgegenstandes, d. h. des Systemausschnittes**, den man betrachtet:

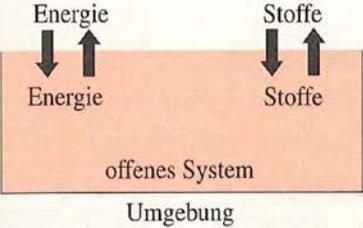
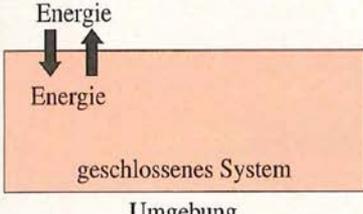
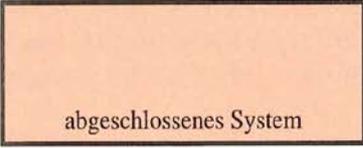
vgl. **Systeme**: offenes, geschlossenes, isoliertes (BILDER, Klett II S. 106)

B1 Chemische Systeme



⇒ Wahl des geeigneten Systems für die energetische Analyse.

Tab. 1 Einteilung stofflicher Systeme

Art des stofflichen Systems	Beziehung zur Umgebung	Beispiele
<p>Offenes System</p> 	<p>Es finden Stoff- und Energieübergang über die Systemgrenzen statt.</p>	<p>Verbrennen von Erdgas in einem Heizkessel – Stoffübergang: ständige Zufuhr von Erdgas und Luft sowie ständige Abfuhr der Verbrennungsprodukte und Restgase (Kohlenstoffdioxid, Wasserdampf und Stickstoff) – Energieübergang: Wärme wird aus dem Heizkessel an die Umgebung abgegeben</p>
<p>Geschlossenes System</p> 	<p>Es findet kein Stoffübergang über die Systemgrenzen, aber Energieübergang in Form von z. B. mechanischer Arbeit, Wärme, elektrischer Arbeit und/oder Lichtstrahlung statt.</p>	<p>Reaktion von Schwefel- mit Eisenpulver in einem Reagenzglas: Energieübergang in Form von Wärme und Licht; Lade- und Entladevorgang eines Bleiakкумуляtors: Energieübergang in Form von elektrischer Arbeit und Wärme</p>
<p>Abgeschlossenes System (isoliertes System)</p> 	<p>Es finden kein Stoffübergang und kein Energieübergang über die Systemgrenzen statt.</p>	<p>Vorgang des Lösens eines Salzes in einem fest verschlossenen Gefäß mit wärmeisolierenden Wänden</p>

2. 2 Reaktionsenergie und Reaktionsenthalpie

Wird später nachgetragen

Im geschlossenen System gilt:

Energieänderung
im Stoffsystem
 $AS \Leftrightarrow RP$

= Energieänderung
der Umgebung

**Energie-
erhaltungssatz**

Nicht unmittelbar
messbar!

Messbar
 \Rightarrow wird zum Untersuchungsgegenstand
(unabhängig davon, welche Frage im
Vordergrund steht)!

Wie können nun die beiden Seiten (chemisches Stoffsystem und Umgebung) beschrieben werden?
Welche Größen sind zur Charakterisierung der Teilsysteme sowie für die Messung der Zustandsänderungen notwendig?

Im geschlossenen System gilt:

Energieänderung
im Stoffsystem
 $AS \Leftrightarrow RP$

= Energieänderung
der Umgebung

= **Änderung der
inneren Energie:**

$$U = U_K + U_{th} + U_{ch}$$

U_K - konst. bei chem. R

U_{th} - wird meist als
konst.
angenommen

U_{ch} - **wird verändert**

Energieänderung in Form von

- Licht E
- elektrische Spannung U
- Wärme Q
- Volumenarbeit (Ausdehnung von Gasen) W

...

⇨ Zum Zweck der eindeutigen Analyse der
Energieänderung der Umgebung, muss diese auf
möglichst wenige Formen **eingegrenzt** werden.

↓
Ideal für Analyse:
Energieänderung vollständig
in Form von **Wärmeenergie Q**

Dann gilt:
 $\Delta U = Q$

Im geschlossenen System gilt:

Energieänderung
im Stoffsystem
 $AS \Leftrightarrow RP$

= **Änderung der inneren Energie**

= Energieänderung
der Umgebung

Ideal für Analyse: \longrightarrow
Energieänderung vollständig
in Form von
Wärmeenergie Q

Real laufen viele Reaktionen unter
Volumenänderung ab, d. h. Aus-
dehnung der Gase wird zugelassen
 \Rightarrow Volumenarbeit wird verrichtet,
für die ein Teil der freiwerdenden
Energie verbraucht wird.

Energieänderung in Form von
**Wärmeenergie Q und
Volumenarbeit W**

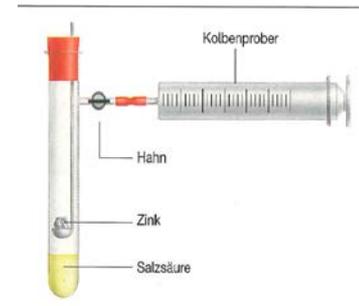
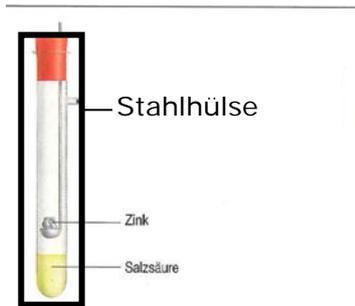
Dann gilt:
 $\Delta U = Q$

Bsp: Zn und HCL

Gedankenexperiment;
real aus Gründen des
Arbeitsschutzes nicht
umsetzbar



Problem: V konstant, aber p steigt wenn Reaktion
mit V-Ausdehnung verbunden ist \Rightarrow Arbeitsschutz



Dann gilt:
 $\Delta U = Q_V$

**Isochore
Prozessführung
V=konst.**

Dann gilt:
 $\Delta U = Q_p + W$

**Isobare
Prozessführung
p = konst.**

**1. Hauptsatz der
Thermodynamik**

Volumenarbeit W

... wird immer dann verrichtet,
wenn sich das Volumen eines
chemischen Systems bei einer
chemischen Reaktion ändert

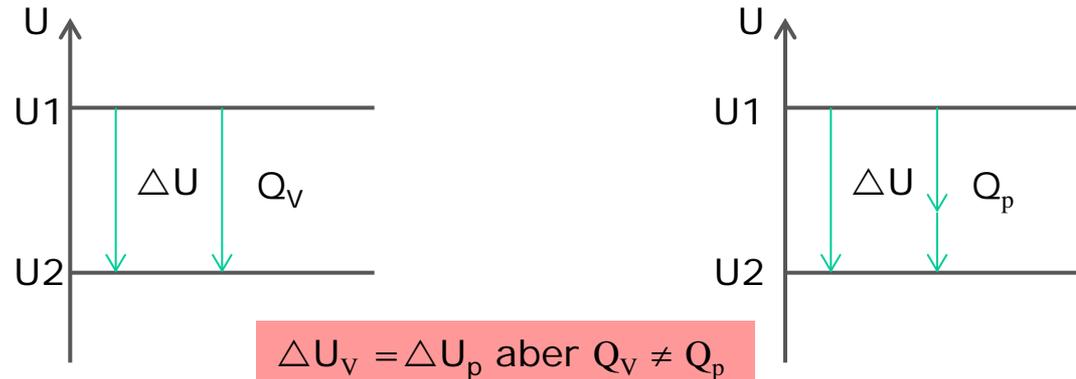
$$W = - p \cdot \Delta V$$

$V = V_2 - V_1$, wenn $V_2 > V_1$,
wird Volumenarbeit vom System
abgegeben = negatives Vorzeichen
(vgl. exotherm)

$$\Delta U = Q_p - p \Delta V$$

Skizzieren Sie den Zusammenhang zwischen innerer Energie,
Reaktionswärme und Volumenarbeit in einem Energieniveauschema:

Skizzieren Sie den Zusammenhang zwischen innerer Energie, Reaktionswärme und Volumenarbeit in einem Energieniveauschema:



Die Energie, die ein System aufgrund einer chemischen R. bei **konst. V** als Wärme an die Umgebung abgibt oder von ihr aufnimmt, wird **Reaktionsenergie** genannt. Sie entspricht der Änderung der inneren Energie des Systems.

Formelzeichen: Q

Die Energie, die ein System aufgrund einer chemischen R. bei **konst. p** als Wärme an die Umgebung abgibt oder von ihr aufnimmt, wird **Reaktionsenthalpie** genannt. (Klett S. 53)

Formelzeichen: ΔH

$$\Delta U = \Delta H + W$$

$$\Delta U = \Delta H - p \Delta V$$

$$\Delta U - W = \Delta H$$

Vergleichen Sie theoretisch den Energieumsatz folgender Reaktionen:

- Reaktion von Calciumcarbid mit Wasser
- Ammoniaksynthese
- Reaktion von Kohlenstoffdioxid und Kohlenstoff zu Kohlenstoffmonoxid
- Distickstoffmonoxid und Sauerstoff reagieren zu Distickstofftrioxid

Nutzen Sie hierfür das Arbeitsblatt.

Arbeitsblatt

Anhand des Arbeitsblattes:

Vergleich der Reaktionsenthalpien, wenn Stoffumsatz nicht auf ein Mol bezogen ist.

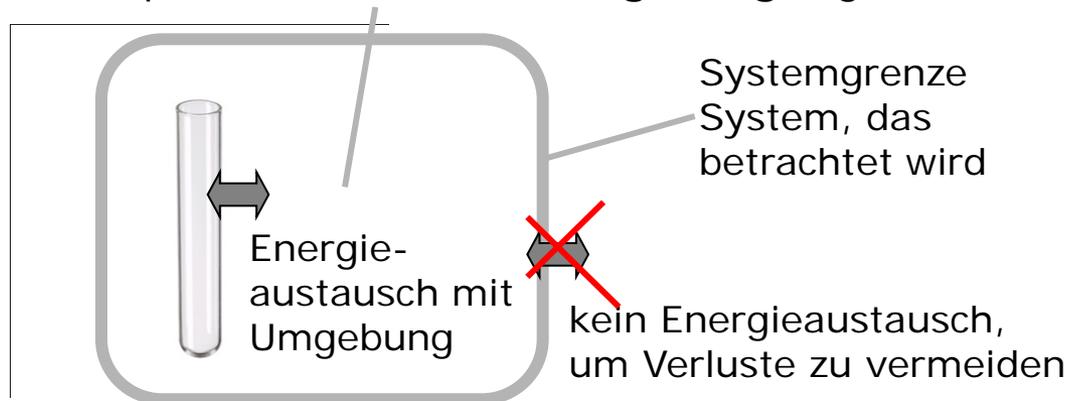
Molare Reaktionsenthalpie

Um Reaktionsenthalpien verschiedener Reaktionen vergleichen zu können (siehe Eingangsfragen), bezieht man die Reaktionsenthalpie auf den Umsatz gleicher Stoffmengen (1mol; vgl. Faradaygesetze).

$$\Delta_{\text{R}}H_{\text{m}} = n \text{ kJ/mol}$$

2. 3 Experimentelle Bestimmung verschiedener Reaktionsenthalpien mittels Kalorimetrie (- Gruppenarbeit)

Reaktionsenthalpie = Energie, die ein System aufgrund einer chemischen R. bei konst. p als **Wärme an die Umgebung** abgibt oder von ihr aufnimmt.



$$Q_{\text{abgeg}} \text{ bzw. } H = Q_{\text{aufgenommen}}$$

Elemente der Umgebung, die Wärme aufzunehmen:

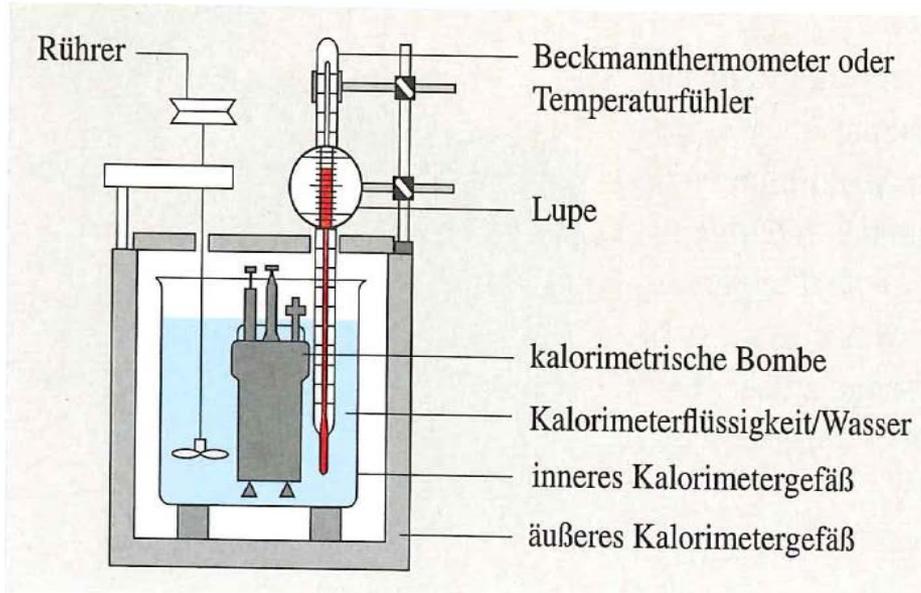
Meist:

Wasser als Umgebung
oder **Reaktionsmedium**

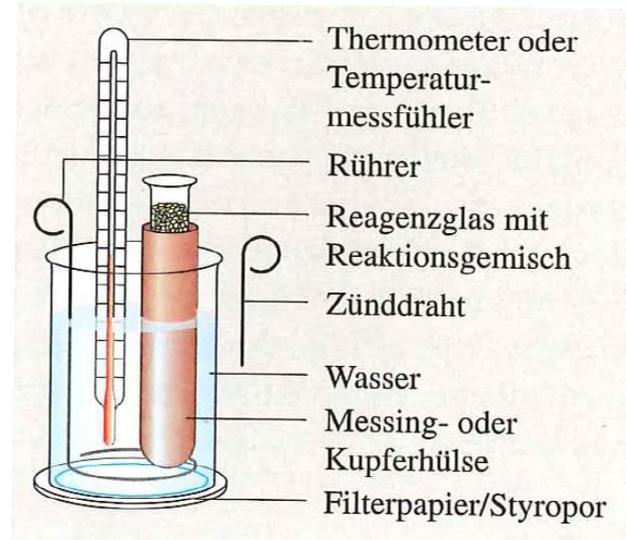
+

Kalorimeter, Gefäß, das System isoliert

1 Laborkalorimeter zur Bestimmung von Reaktionsenthalpien mit hoher Genauigkeit



3 Einfaches Kalorimeter zur Bestimmung von Reaktionsenthalpien



Elemente der Umgebung, die Wärme aufnehmen:

Meist:

**Wasser als Umgebung
oder Reaktionsmedium** + Gefäß, das System isoliert = **Kalorimeter**

Messgrößen, die Aufschluss über ausgetauschte Wärmemenge geben:

$Q \sim \Delta T; m$

Proportionalitätsfaktor:

Jeder Stoff benötigt spezifische Wärmemenge, um ein g um 1 K zu erhöhen =

Spezifische Wärmekapazität c

Wärmemenge, die Kalorimeter aufnimmt, wird nicht auf Masse bezogen, sondern für das jeweilige Gerät bestimmt: **C**

z. B. $c(\text{H}_2\text{O}) = 4,18 \text{ J/g}\cdot\text{K}$

$c(\text{Ethanol}) = 2,42 \text{ J/g}\cdot\text{K}$

$Q = c * m * \Delta T$

$Q = C * \Delta T$

$$\Delta H = Q_{(\text{Wasser})} + Q_{(\text{Kalorimeter})}$$

$$\Delta H = c * m * \Delta T + C * \Delta T$$

$$\Delta H = (c * m + C) \Delta T$$

$$\Delta H_m = \frac{(c * m + C) \Delta T}{n}$$

Aufgabe:

Bestimmen Sie die Reaktionsenthalpien verschiedener Reaktionen experimentell !

Der Kalibrierfaktor des Kalorimeters wird jeweils vernachlässigt. Arbeiten Sie in Gruppen, wobei jede Gruppe ein Beispiel bearbeitet.

(s. Arbeitsblätter)

Auswertung u.a.:

Kalorimeter ist Fehlerquelle, da es selbst Wärme aufnimmt.

In der Forschung muss dieser Fehler ausgeschlossen werden.

Das heißt: der Wärmekapazität des Kalorimeters C muss bestimmt werden.

Aufgabe:

Bestimmen Sie die Wärmekapazitäten der Kalorimeter.

Entwickeln Sie ein geeignetes Verfahren hierfür. (Diskussion in der Klasse ist erwünscht).

Lösung: siehe Experiment „Wärmekapazität“.

2.3 Satz von Hess (später nachgetragen)

EA durch experimentelle Erkundung (s. Experiment)

Aufgabe:

Es werden 4 g Natriumhydroxid auf verschiedenem Weg neutralisiert.
Ermitteln Sie jeweils die freiwerdende Enthalpie.

Gruppe A: Lösen Sie das NaOH in 50 g Wasser und neutralisieren Sie anschließend mit 50 ml 2 mol HCL.	Gruppe B: Lösen und neutralisieren Sie das NaOH in 100 ml 1 mol HCL.
---	---

Erstellen Sie ein Protokoll und führen Sie die Bestimmung durch.
Vergleichen und begründen Sie die Ergebnisse.

Leiten Sie weitere Anwendungen ab!

2.4 Anwendungen

Energetische Betrachtungen als Zugang

- verschiedenen thermodynamischen Kennwerten der Substanzen, wie z.B. Bildungsenthalpie
- zu Reaktionsmechanismen

Nährstoffe als Energiequelle

Nachhaltige Heiztechnik

Gedanklicher Übergang zur Entropie

Endotherme Reaktionen experimentell durchführen und Triebkraft hierfür diskutieren!

Unlogisch, dass ein System freiwillig vom Zustand geringerer Energie zum Zustand höherer Energie übergeht.

Verweis darauf, dass der Energieunterschied von Ausgangs- und Endzustand immer nur auf die chemische Energie bezogen wurde. Andere Energien, wie die thermische E der Teilchen wurden vernachlässigt.

Vergleichen Sie die thermische E der Systeme vor und nach der Reaktion. Begründen Sie Ihre Annahme.

Dann wird auf die Unordnung als statistische Größe übergegangen (Wie viele Realisierungsmöglichkeiten gibt es für den jeweiligen Zustand eines Stoffes (gas – flüssig – fest)).

Empfehlung: Arbeitsblätter 58ff; Schrödel 1998