

# Abiturtraining 1 – Thermodynamik

Ein Beitrag von Dennis Dietz



© kali9/E+/Getty Images

Dieser erste Beitrag der Reihe „Abiturtraining“ nimmt das bedeutsame Thema der Thermodynamik in den Blick. Auf drei unterschiedlichen Niveaustufen können die Schülerinnen und Schüler wesentliche Aspekte dieses Themenfelds wiederholen und vertiefen. Dazu gehören der Systembegriff, die Volumenarbeit, thermodynamische Größen wie die innere Energie, die Enthalpie, die Entropie und die freie Reaktionsenthalpie, der erste und zweite Hauptsatz der Thermodynamik, das experimentelle und theoretische Ermitteln von Reaktionsenthalpien sowie die Beurteilung der Freiwilligkeit einer chemischen Reaktion aus energetischer Perspektive. Bei der Konzeption der differenzierten Aufgaben wurden in alle vier Kompetenzbereiche berücksichtigt, um ein möglichst effektives Training für das Abitur zu gewährleisten.

## Kompetenzprofil:

<b>Niveau</b>	Weiterführend, vertiefend
<b>Fachlicher Bezug</b>	Thermodynamik
<b>Methode</b>	Einzelarbeit, Instrument für die Selbstdiagnose, Instrument für die Diagnose durch den Lehrer
<b>Basiskonzepte</b>	Energie-Konzept, Konzept der chemischen Reaktion
<b>Erkenntnismethoden</b>	Diskussion von Fehlerquellen (experimentell und in Modellannahmen), einen Versuchsaufbau skizzieren
<b>Kommunikation</b>	Erstellen von Diagrammen
<b>Bewertung/Reflexion</b>	Schlussfolgerung mit Verweis auf thermodynamische Daten ziehen
<b>Inhalt in Stichworten</b>	1. und 2. Hauptsatz der Thermodynamik, System, ideales Gas, innere Energie, Volumenarbeit, Enthalpie, Kalorimetrie, Satz von Hess, Entropie, freie Reaktionsenthalpie, Gibbs-Helmholtz-Gleichung

## Überblick:

Legende der Abkürzungen:

AB Arbeitsblatt

ÜA Übungsaufgaben

TX Text

Thema	Material	Methode
Einleitung für die Schülerinnen und Schüler	M 1	TX
Grundlegendes Niveau	M 2	AB, ÜA
Mittleres Niveau	M 3	AB, ÜA
Erweitertes Niveau	M 4	AB, ÜA

# Abiturtraining 1 – Thermodynamik

## Methodisch-didaktische Hinweise

Dieses Material ist das erste einer Reihe von Übungsaufgaben, die eine gezielte Vorbereitung auf das Abitur ermöglichen sollen. Ziel dieses ersten Materials ist es, den Schülerinnen und Schülern nach einer kurzen theoretischen Einleitung in das Themenfeld „Thermodynamik“ Aufgaben unterschiedlicher Schwierigkeitsgrade und Kompetenzbereiche im Sinne eines Aufgabenpools anzubieten. Diese Aufgabensammlung kann sowohl von der Lehrperson als diagnostisches Instrument eingesetzt werden, um Informationen über den Wissensstand einer Lerngruppe zu erheben, wie auch den Schülerinnen und Schülern als bewertungsfreien Lernraum zum selbstständigen Auffrischen, Anwenden und Vertiefen von Unterrichtsinhalten zur Verfügung gestellt werden. Um Gründe der Differenzierung werden die Aufgaben in drei verschiedene Niveaus eingeteilt, so dass sich die leistungsstärkeren Schüler schwerpunktmäßig auf anspruchsvollere Aufgaben konzentrieren können, während die Schüler mit höherem Nachholbedarf mit einfacheren Aufgaben beginnen dürfen, um sich dann nach und nach an die komplexeren Aufgabenstellungen heranzuwagen. Ob eine Aufgabe persönlich als leichter eingeschätzt wird, kann sowohl vom Anforderungsniveau (Reproduktion, Anwendung, Transfer) als auch vom Aufgabenformat (geschlossen, halb offen, offen) als auch natürlich von der Kombination dieser zwei Dimensionen abhängen. Die Aufgaben sprechen unterschiedliche Kompetenzen an, so werden neben Fachwissen auch Kommunikation, Erkenntnisgewinnung und Bewertung berücksichtigt.

In diesem ersten Beitrag geht es inhaltlich um: 1. und 2. Hauptsatz der Thermodynamik, System, ideales Gas, innere Energie, Volumenarbeit, Enthalpie, Kalorimetrie, Satz von Hess, Entropie, freie Reaktionsenthalpie, Gibbs-Helmholtz-Gleichung.

## 1. Systeme

In der Thermodynamik ist es von entscheidender Bedeutung, welches System betrachtet wird. Dabei werden drei Arten von Systemen unterschieden:

System	Stoffaustausch	Energieaustausch
offen	möglich	möglich
geschlossen	nicht möglich	möglich
abgeschlossen	nicht möglich	nicht möglich

Die Standardbedingungen für ein System werden in der Thermodynamik folgendermaßen definiert:

$$T = 298 \text{ K (25 °C)}, p = 1 \text{ bar (1013 hPa)}.$$

## 2. Die Zustandsgröße innere Energie $U$

Die Gesamtenergie eines Systems wird in der Thermodynamik als innere Energie  $U$  bezeichnet. Diese Gesamtenergie eines Systems kann sich dadurch ändern, dass Wärme  $Q$  übertragen wird oder das System Arbeit leistet. Dementsprechend gilt für die Änderung der inneren Energie:

$$\Delta U = \Delta Q - \Delta W$$

Der erste Hauptsatz der Thermodynamik stellt folgerichtig fest, dass in einem abgeschlossenen System die Energie erhalten bleibt.

## 3. Volumenarbeit und ideale Gase

Chemische Reaktionen, bei denen Energie in Form von Wärmeenergie abgegeben wird, nennt man exotherm. Wird dagegen Wärmeenergie von der Umgebung aufgenommen, ist die Reaktion endotherm. Der Term  $\Delta Q$  ist uns also schon gut bekannt. Doch welche Arten von Arbeit kann ein System leisten? Neben der elektrischen Arbeit ist hier die Volumenarbeit von besonderer Bedeutung. Chemische Reaktionen, bei denen aus festen Stoffen neue, gasförmige Stoffe gebildet werden, leisten Volumenarbeit. Das liegt daran, dass ein Mol eines gasförmigen Stoffes viel mehr Raum einnimmt als das Mol eines festen

oder flüssigen Stoffes. Bei der Einnahme des Volumens leistet das Gas Arbeit an der Umgebung. Eine einfache Formel zur Berechnung der Volumenarbeit lautet:

$$\Delta W_{\text{Vol}} = -p \cdot \Delta V$$

Um zahlreiche Berechnungen zu erleichtern, wurde das ideale Gasgesetz entwickelt. Ein ideales Gas zeichnet sich durch zwei Bedingungen aus:

- Die Teilchen des Gases besitzen kein Eigenvolumen.
- Die Teilchen des Gases wechselwirken nicht miteinander.

Die Bedingungen gelten zwar in erster Näherung allerhöchstens für die Edelgase, dennoch wird die folgende Formel für ideale Gase häufig verwendet:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$R$  ist dabei die ideale Gaskonstante und beträgt:  $R = 8,314 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$ ;

$p$ : Druck in Pa ( $1 \text{ Pa} = 1 \frac{\text{N}}{\text{m}^2}$ );  $V$ : Volumen in  $\text{m}^3$ ;  $n$ : Stoffmenge in mol;  $T$ : Temperatur in K.

Für eine Abschätzung der Volumenarbeit ist es häufig hilfreich, die Stoffmengenänderung  $\Delta n$  gasförmiger Stoffe auf der Produktseite und der Eduktseite zu bestimmen. Anschließend kann die Volumenarbeit folgendermaßen berechnet werden:

$$\Delta W_{\text{Vol}} = -p \cdot \Delta V = -p \cdot \frac{\Delta n \cdot R \cdot T}{p} = -\Delta n \cdot R \cdot T$$

#### 4. Die Zustandsgröße Enthalpie $H$

Neben der inneren Energie gibt es in der naturwissenschaftlichen Praxis eine noch wichtigere Größe, die Enthalpie  $H$ . Weshalb wird nun aber eine zweite Größe benötigt? Um das zu erklären führen wir noch mal die Formel für die innere Energie mit der Volumenarbeit zusammen. Es gilt:

$$\Delta U = \Delta Q - p \cdot \Delta V$$

Das bedeutet, dass bei konstantem Volumen ( $\Delta V = 0$ , isochore Bedingungen), die ausgetauschte Wärme eines Systems mit seiner Umgebung der Änderung der inneren Energie entspricht:

$$\Delta U(V = \text{konst.}) = \Delta Q$$

In der Praxis arbeitet man aber nur äußerst selten unter isochoren Bedingungen. In der Regel wird in offenen Systemen gearbeitet und hier ist der Druck konstant ( $\Delta p = 0$ , isobare Bedingungen). Um nun eine Größe zu haben, die unter isobaren Bedingungen der ausgetauschten Wärmeenergie mit der Umgebung entspricht, hat man die Enthalpie  $H$  definiert:

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

Also gilt:

$$\Delta H(p = \text{konst.}) = \Delta Q$$

## 5. Kalorimetrie

Eine wichtige Methode zur experimentellen Bestimmung von Enthalpien ist die Kalorimetrie. Denn klar ist auch, dass es kein direktes Messgerät gibt, mit dem man Wärmeenergien messen kann. Man kann aber Temperaturdifferenzen mit einem Thermometer messen. In einem Kalorimeter kann man eine chemische Reaktion so ablaufen lassen, dass die Temperaturänderung innerhalb der Umgebung gemessen werden kann, beispielsweise die Temperaturänderung von Wasser. Mithilfe der Wärmekapazität  $c_p$ , die besagt, wieviel Energie ein Stoff benötigt, um ein Kelvin wärmer zu werden, kann man mit der folgenden Gleichung auf die Reaktionsenthalpie schließen:

$$\Delta_{\text{R}} H_{\text{m}}^0 = - \frac{c_p \cdot m \cdot \Delta T}{n_{\text{f}}}$$

$c_p$ : Wärmekapazität in  $\frac{\text{J}}{\text{g} \cdot \text{K}}$ ;  $m$ : Masse in g;  $\Delta T$ : Temperaturänderung in K;  $n_{\text{f}}$ : Formelumsatz in mol.

## Der RAABE Webshop: Schnell, übersichtlich, sicher!



### Wir bieten Ihnen:



Schnelle und intuitive Produktsuche



Übersichtliches Kundenkonto



Komfortable Nutzung über  
Computer, Tablet und Smartphone



Höhere Sicherheit durch  
SSL-Verschlüsselung

**Mehr unter: [www.raabe.de](http://www.raabe.de)**