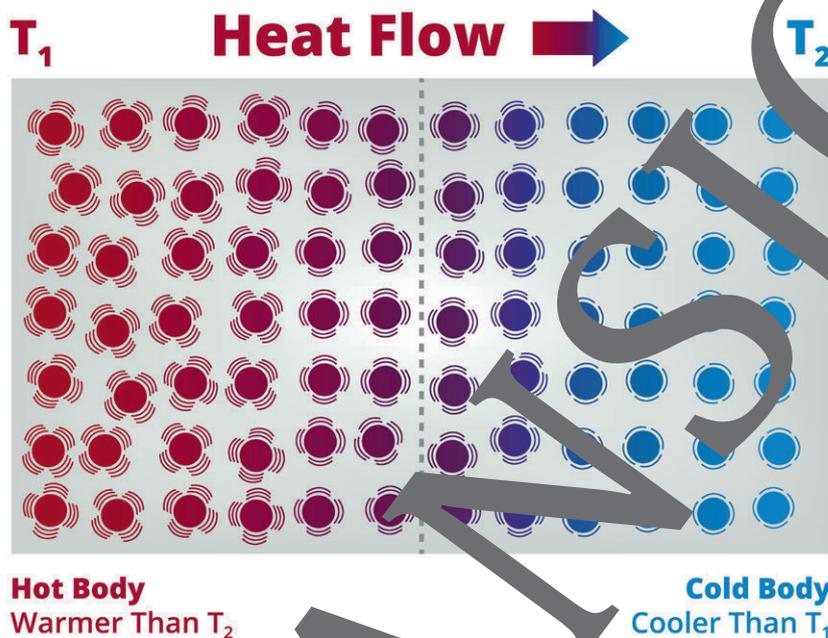


II.F.25

Energetik – chemisches Gleichgewicht – Kinetik

Aufgaben rund um das Thema Thermodynamik – Abiturvorbereitung

Nach einer Idee von Dennis Dietz



© RAABE 2024

© petroudhny/iStock / Getty Images Plus

In diesen Materialien erhalten Sie verschiedenen differenzierte Aufgaben, die sich mit dem Themengebiet der Thermodynamik auseinandersetzen. Dabei wurden alle vier Kompetenzbereiche berücksichtigt, um ein möglichst effektives Training für das Abitur zu gewährleisten. Es werden die wesentlichen Inhalte des Themenfelds, wie die Volumenarbeit, die innere Energie, die Enthalpie, die Entropie und die freie Reaktionsenthalpie, wiederholt und vertieft. Außerdem werden der erste und zweite Hauptsatz der Thermodynamik, das experimentelle und theoretische Ermitteln von Reaktionsenthalpien sowie die Bestimmung der Freiwilligkeit einer chemischen Reaktion aus energetischer Perspektive genauer betrachtet.

KOMPETENZPROFIL

Klassenstufe: 12, 13

Dauer: 2–3 Unterrichtsstunden

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

Inhalt: 1. und 2. Hauptsatz der Thermodynamik, System, ideales Gas,
innere Energie, Volumenarbeit, Enthalpie, Kalorimetrie,
Satz von Hess, Entropie, freie Reaktionsenthalpie,
Gibbs-Helmholtz-Gleichung

Auf einen Blick

1. Stunde

Thema: Theoretische Einleitung in das Themenfeld „Thermodynamik“

M 1 Einleitung für die Schülerinnen und Schüler / Systeme, Die Zustandsgröße innere Energie U , Volumenarbeit und ideale Gase, Die Zustandsgröße Enthalpie H , Kalorimetrie, Satz von Hess, Entropie, Beurteilung der Freiwilligkeit von Reaktionen: die Gibbs-Helmholtz-Gleichung

2./3. Stunde

Thema: Übungsaufgaben „Thermodynamik“

M 2 Aufgaben – Grundlegendes Niveau

M 3 Aufgaben – Mittleres Niveau

M 4 Aufgaben – Erweitertes Niveau



Erklärung zu den Symbolen

| | | |
|--|---|--------------------|
| | Dieses Symbol markiert differenziertes Material. Wenn nicht anders ausgewiesen, befinden sich die Materialien auf mittlerem Niveau. | |
| | leichtes Niveau | |
| | | |
| | | schwieriges Niveau |
| | Zusatzaufgabe | |
| | | Alternative |
| | | |
| | | Selbsteinschätzung |

M 1

Einleitung für die Schülerinnen und Schüler

Liebe Schülerin, lieber Schüler, in den folgenden Aufgaben geht es um zentrale Inhalte und Kompetenzen, die Sie im Themenfeld der Thermodynamik kennengelernt haben. Ein sicheres Beherrschen dieser Grundlagen wird Ihnen die Bearbeitung von thermodynamischen Aufgaben im Abitur erleichtern: Nutzen Sie dieses Angebot, um Ihr Chemiewissen aufzufrischen, anzuwenden oder zu vertiefen! Je nachdem, wie fest Ihr Wissen bezüglich dieses Themenfeldes ist, können Sie sich auf anspruchsvollere Aufgaben (**M 3**, **M 4**) konzentrieren oder mit einfacheren Aufgabenstellungen (**M 2**, **M 3**) beginnen. Worum geht es in dieser Aufgabensammlung? Folgende Inhalte und Kompetenzen stehen im Mittelpunkt dieser Grundlagenwiederholung:

Das Unterscheiden verschiedener Systeme und Zustandsgrößen wie innere Energie und Enthalpie, das Berechnen der Volumenarbeit unter Zuhilfenahme des idealen Gasgesetzes, die Anwendung der Hauptsätze der Thermodynamik sowie des Satzes von Hess, das Berechnen wichtiger thermodynamischer Größen inklusive derer qualitativen Abschätzung und die Beurteilung der Freiwilligkeit chemischer Reaktionen mithilfe der Gibbs-Helmholtz-Gleichung.

Eine ausführliche Behandlung der Theorie würde diesen Rahmen sprengen, dafür empfehle ich Ihnen, falls notwendig, eine selbstständige Wiederholung mit einem Lehrbuch oder anhand von Internetressourcen. Dennoch möchte ich Ihnen mit einer kurzen theoretischen Einleitung dabei helfen, Ihr Wissen aus diesem Themenfeld als Vorbereitung auf den praktischen Aufgabenteil zu reaktivieren.

Systeme

In der Thermodynamik ist es von zentraler 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:

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

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 W verrichtet. 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.

M 3

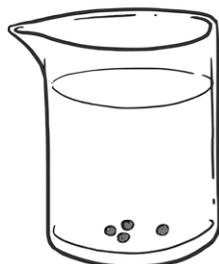


Aufgaben – Mittleres Niveau

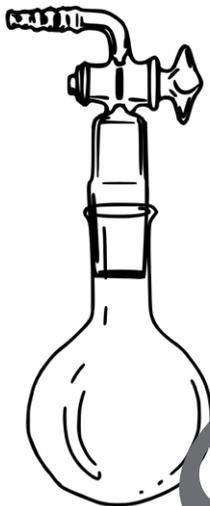
Aufgabe 1

Begründen Sie, ob ein offenes, geschlossenes oder abgeschlossenes System vorliegt.

a)



b)



c)



© verändert nach Julia Lenzmann und tribion/ iStock / Getty Images Plus

Aufgabe 2

Berechnen Sie mithilfe des idealen Gasgesetzes das molare Volumen eines idealen Gases unter Standardbedingungen.

Aufgabe 3

Bei der Verbrennung eines Gramm Kohlenstoffbriketts werden 2 mol Kohlenstoffdioxid gebildet. Berechnen Sie die geleistete Volumenarbeit unter der Annahme, dass es sich bei Kohlenstoffdioxid um ein ideales Gas handelt, das Raumtemperatur besitzt.

Aufgabe 4

Ammoniak kann über das Haber-Bosch-Verfahren aus den Elementverbindungen Wasserstoff und Stickstoff hergestellt werden. Die molare Standardreaktionsenthalpie hierfür beträgt

$\Delta_r H^\circ = -46,1 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$. Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für die Bildung eines Mols (gasförmigen) Ammoniaks und berechnen Sie die Änderung der inneren Energie unter der Annahme, dass es sich bei allen Verbindungen um ideale Gase handelt.

Aufgabe 5

Berechnen Sie die Standardreaktionsenthalpien für die folgenden Reaktionen:

- $\text{CO (g)} + 0,5 \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{ (g)}$
- $\text{CH}_4 \text{ (g)} + 2 \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{ (g)} + 2 \text{ H}_2\text{O (g)}$
- $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH (l)} + \text{CuO (s)} \rightarrow \text{CH}_3\text{CHO (g)} + \text{Cu (s)} + \text{H}_2\text{O (g)}$

Aufgaben – Erweitertes Niveau

M 4

Aufgabe 1

Begründen Sie, ob ein offenes, geschlossenes oder abgeschlossenes System vorliegt.

- eine Kühltruhe
- ein Automotor
- eine Batterie

Aufgabe 2

Zehn Gramm Kalk (Calciumcarbonat) werden mit einem sauren Reinigungsmittel entfernt. **Berechnen** Sie das freigesetzte Volumen an Kohlenstoffdioxid unter der Annahme, dass es sich bei Kohlenstoffdioxid um ein ideales Gas handelt.

Aufgabe 3

Es werden 1 kg Kalk (Calciumcarbonat) bei 900 °C zu Branntkalk (Calciumoxid) und Kohlenstoffdioxid umgesetzt. **Berechnen** Sie die geleistete Volumenarbeit für den Fall einer vollständigen Umsetzung des Kalks und der Annahme, dass es sich bei Kohlenstoffdioxid um ein ideales Gas handelt.

Aufgabe 4

Berechnen Sie die Änderung der inneren Energie für die vollständige Verbrennung von Propen.

Die experimentell bestimmte Reaktionsenthalpie für die Verbrennung beträgt $\Delta_r H_m^\circ = -2058 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$.

Diskutieren Sie mögliche Fehlerquellen Ihrer Berechnung.

Aufgabe 5

Berechnen Sie die Standardreaktionsenthalpien für die folgenden Reaktionen:

- Die Reaktion von Kohlenstoffmonoxid mit Wasserstoff zu Methanol.
- Die Reaktion von Calciumoxid und Kohlenstoffdioxid zu Kalk.
- Die Darstellung von Salpetersäure aus der Reaktion von Kohlenstoffdioxid, Wasser und Sauerstoff.

| Verbindung | $\Delta_f H_m^\circ \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ | Verbindung | $\Delta_f H_m^\circ \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ |
|------------------------|---|-----------------------|---|
| CO (g) | -110,5 | CaCO ₃ (s) | -1207,1 |
| CH ₃ OH (l) | -239,7 | NO ₂ (g) | +33,1 |
| CaO (s) | -635,5 | H ₂ O (l) | -285,8 |
| CO ₂ (g) | -393,5 | HNO ₃ (l) | -174,1 |

Aufgabe 6

Berechnen Sie die zu erwartende Temperaturerhöhung bei der Reaktion von 50 ml 0,5 M Schwefelsäure mit 50 ml 0,5 M Natronlauge. Verwenden Sie dazu die molare Neutralisationsenthalpie

$\Delta_r H_m^\circ = -56 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$ und **begründen** Sie, weshalb diese für jede Neutralisationsreaktion, unabhängig

ob für eine Brønsted-Säure oder Brønsted-Base verwendet werden kann.

Hinweis: Die Dichte der verwendeten Lösungen wird zur Vereinfachung mit der Dichte von Wasser gleichgesetzt und darf daher vernachlässigt werden.

$$c_p \cdot (H_2O) = 4,19 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot \text{K}}$$

Mehr Materialien für Ihren Unterricht mit RAAbits Online

Unterricht abwechslungsreicher, aktueller sowie nach Lehrplan gestalten – und dabei Zeit sparen.
Fertig ausgearbeitet für über 20 verschiedene Fächer, von der Grundschule bis zum Abitur: Mit RAAbits Online stehen redaktionell geprüfte, hochwertige Materialien zur Verfügung, die sofort einsetz- und editierbar sind.

- ✓ Zugriff auf bis zu **400 Unterrichtseinheiten** pro Fach
- ✓ Didaktisch-methodisch und **fachlich geprüfte Unterrichtseinheiten**
- ✓ Materialien als **PDF oder Word** herunterladen und individuell anpassen
- ✓ Interaktive und multimediale Lerneinheiten
- ✓ Fortlaufend **neues Material** zu aktuellen Themen



Testen Sie RAAbits Online
14 Tage lang kostenlos!

www.raabits.de

