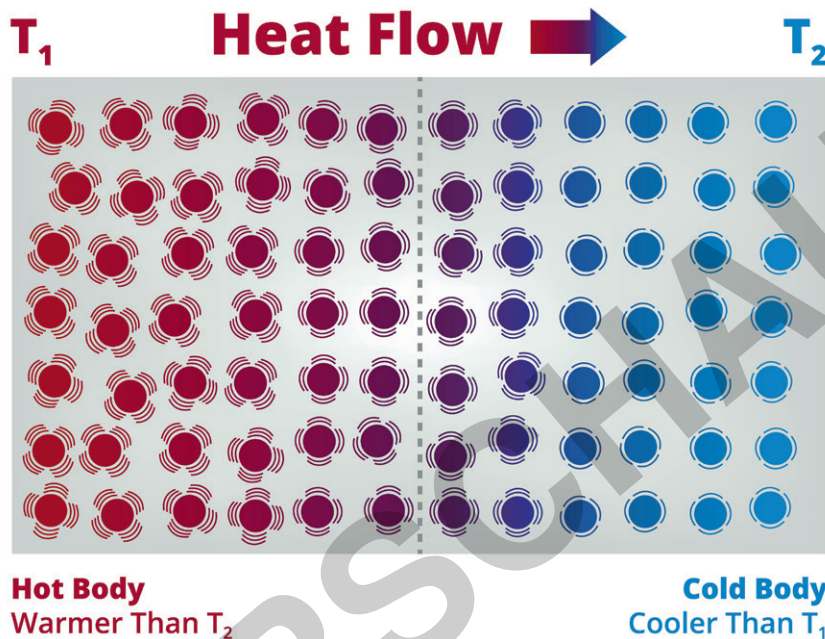


II.F.25

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 Beurteilung 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 |



netzwerk
lernen

zur Vollversion

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 | | mittleres 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 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:

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

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.

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 ΔQ 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 m^3 ; n : Stoffmenge in mol; T : Temperatur in K.

Für eine Abschätzung der Volumenarbeit ist es häufig hilfreich, die Stoffmengendifferenz Δn gasförmiger Stoffe auf der Produktseite und der Eduktseite zu bestimmen. Anschließend kann die Volumenarbeit folgendermaßen berechnet werden:

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

Die Zustandsgröße Enthalpie H

Neben der inneren Energie U 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:

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

M 2



Aufgaben – Grundlegendes Niveau

Aufgabe 1

Definieren Sie die Begriffe offenes, geschlossenes und abgeschlossenes System.

Aufgabe 2

Nennen Sie das ideale Gasgesetz und begründen Sie, für welche Gase dieses gilt.

Aufgabe 3

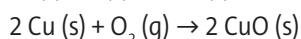
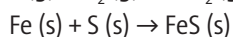
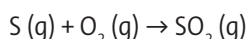
Es wird ein Stück Zink in ein Reagenzglas mit Salzsäurelösung gegeben. Dabei werden 2,4 l Wasserstoff gebildet. Formulieren Sie die Reaktionsgleichung und berechnen Sie die Volumenarbeit.

Aufgabe 4

Erläutern Sie die Notwendigkeit für die Unterscheidung zwischen innerer Energie U und Enthalpie H und erläutern Sie, unter welchen Bedingungen diese Größen der ausgetauschten Wärmeenergie Q mit der Umgebung entsprechen.

Aufgabe 5

Berechnen Sie die Standardreaktionsenthalpien für die folgenden Reaktionen:



| Verbindung | $\Delta_{\text{B}} H_{\text{m}}^{\circ}$ in $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ |
|---------------------------|---|
| $\text{SO}_2 \text{ (g)}$ | -296,8 |
| FeS (s) | -95,1 |
| CuO (s) | -155,8 |

Aufgabe 6

Erstellen Sie eine beschriftete Skizze eines Kalorimeters.

Aufgabe 7

Es ist nicht möglich, die Standardbildungsenthalpie von Kohlenstoffmonoxid experimentell zu bestimmen, da bei der Verbrennung von Graphit (Kohlenstoff) immer auch Kohlenstoffdioxid gebildet wird. Bei ausreichender Sauerstoffzufuhr verbrennen Graphit und Kohlenstoffmonoxid aber vollständig zu Kohlenstoffdioxid. Die molaren Standardreaktionsenthalpien betragen:

$$\Delta_{\text{r}} H_{\text{m}} = -394 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \quad (\text{für die vollständige Verbrennung von Graphit zu Kohlenstoffdioxid})$$

$$\Delta_{\text{r}} H_{\text{m}} = -283 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \quad (\text{für die vollständige Verbrennung von Kohlenstoffmonoxid zu Kohlenstoffdioxid})$$

Bestimmen Sie mithilfe des Satzes von Hess die molare Standardbildungsenthalpie von Kohlenstoffmonoxid.

Aufgabe 8

Begründen Sie qualitativ, ob und in welche Richtung Sie eine Entropieänderung bei den folgenden Reaktionen erwarten:

- $2 \text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$
- $\text{CH}_4 (\text{g}) + 2 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g}) + \text{CO}_2 (\text{g})$
- $2 \text{Na} (\text{s}) + \text{Br}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{NaBr} (\text{s})$

Aufgabe 9

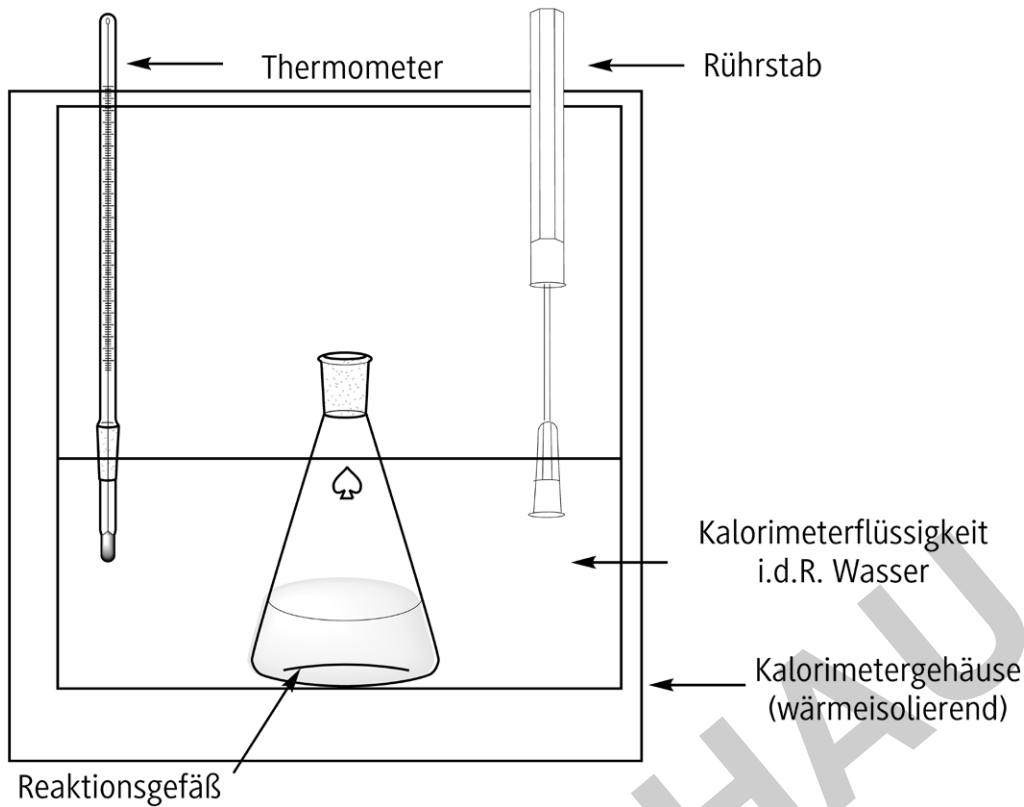
Nennen Sie die Gibbs-Helmholtz-Gleichung und beschreiben Sie, unter welchen Bedingungen eine chemische Reaktion freiwillig ablaufen kann.

Aufgabe 10

Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für die Bildungsreaktion von Ozon aus Sauerstoff. Beurteilen Sie mithilfe der Gibbs-Helmholtz-Gleichung, ob diese Reaktion unter Standardbedingungen energetisch freiwillig ablaufen kann.

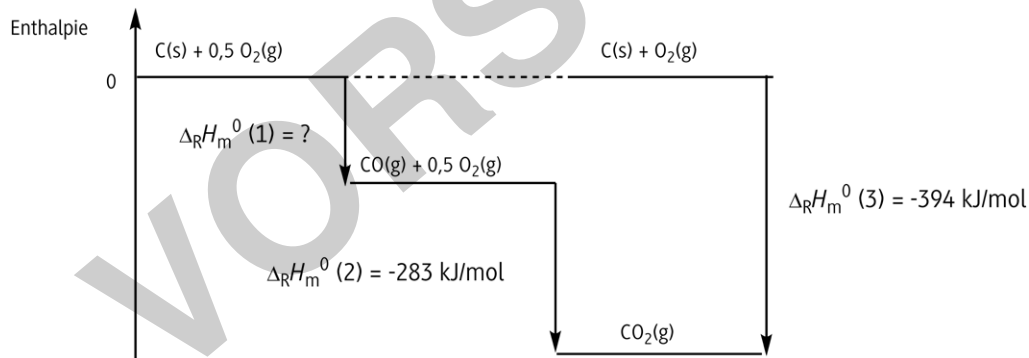
| Verbindung | $\Delta_{\text{B}}H_{\text{m}}^{\circ}$ in $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ | $\Delta_{\text{B}}S_{\text{m}}^{\circ}$ in $\text{J}\cdot(\text{mol}\cdot\text{K})^{-1}$ |
|-------------------------|--|--|
| $\text{O}_2 (\text{g})$ | 0 | +205,0 |
| $\text{O}_3 (\text{g})$ | +142,7 | +238,8 |

VORSCHAU



Grafik: Dennis Dietz

Aufgabe 7



Entsprechend der grafischen Darstellung des Satzes von Hess an diesem Beispiel gilt:

$$\Delta_R H_m^0(3) = \Delta_R H_m^0(1) + \Delta_R H_m^0(2)$$

$$\Delta_R H_m^0(1) = \Delta_R H_m^0(3) - \Delta_R H_m^0(2)$$

$$\Delta_R H_m^0(1) = -394 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - \left(-283 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right)$$

$$\Delta_R H_m^0(1) = -111 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$