

II.F.19

Energetik – chemisches Gleichgewicht – Kinetik

Chemische Energetik – Klausuren auf Abiturniveau

Ein Beitrag von der Redaktion Chemie
Illustrationen von Wolfgang Zettlmeier



Der Unterricht in den Bereichen chemische Energetik, chemische Gleichgewichte und Säure-Base-Gleichgewichte ist zentraler Bestandteil der Sekundarstufe. Dabei spielen viele verschiedene Aspekte wie das Erläutern chemischer Reaktionen unter stofflichen und energetischen Aspekten, die Anwendung der Gibbs-Helmholtz-Gleichung und des Prinzips von Le Chatelier, das Beschreiben des chemischen Gleichgewichts oder die Übertragung des Donator-Akzeptor-Prinzips auf Säure-Base-Reaktionen eine wichtige Rolle. In diesem Beitrag erhalten Sie zwei komplett ausgearbeitete Klausuren für den schnellen und komfortablen Einsatz zur Hand.

KOMPETENZPROFIL

Klassenstufe: 11/12 (G8), 12/13 (G9)

Dauer: 4 Unterrichtsstunden

Kompetenzen: 1. Chemische Reaktionen unter stofflichen und energetischen Aspekten erläutern; 2. Reaktionsenthalpien berechnen; 3. Die Entropie als Maß für die Wahrscheinlichkeit eines Zustandes beschreiben; 4. Die Gibbs-Helmholtz-Gleichung auf geeignete Beispiele anwenden; 5. Das Donator-Akzeptor-Prinzip auf Säure-Base-Reaktionen übertragen

Thematische Bereiche: Chemisches Gleichgewicht, Reaktionsenthalpie, Entropie, Säure-Base-Chemie, Kinetik

Medien: Texte, Grafiken, Schaubilder

Hintergrundinformationen

Trotz teils unterschiedlicher Ansätze sind Klassenarbeiten oder Klausuren bundesweit immer noch die gängigste Form der Leistungsbeurteilung an deutschen Schulen.

Um dem breiten Spektrum der Ansprüche für die Abiturvorbereitung gerecht zu werden, müssen regelmäßig Klausuren mit angemessenen Bewertungsrichtlinien erstellt werden, die die wichtigsten Aspekte des Chemieunterrichts abdecken.

Die vorliegenden zwei Klausuren behandeln hauptsächlich die Themenbereiche chemische Energetik, chemisches Gleichgewicht und Säure-Base-Gleichgewichte und sind direkt einsetzbar.

Hinweise zur Didaktik und Methodik

Um die zwei Klausuren sinnvoll einsetzen zu können, ohne größere Änderungen vornehmen zu müssen, ist es selbstverständlich nötig, dass bestimmte Themen im Unterricht durchgenommen worden sein müssen. Für den Einsatz von **M 1** ist es wichtig, dass die Grundlagen der Redox-Chemie und der Säure-Base-Chemie wiederholt wurden. Darüber hinaus ist es unerlässlich, dass die Thermochemie, die Thermochemie sowie der Verbrennungskalorimeter behandelt wurden. In diesem Zusammenhang müssen auch Punkte wie die Wärmemenge, die Wärmekapazität, die Verbrennungswärme sowie deren Berechnungen im Unterricht durchgenommen worden sein.

In **M 2**, das thematisch etwas breiter aufgestellt ist, werden ebenfalls die Grundlagen der Redox-Chemie und der Säure-Base-Chemie benötigt. Des Weiteren wird im Bereich der Energetik das Wissen über die Verbrennungsenthalpie, die Entropie, die Enthalpie und die Gibbs-Helmholtz-Gleichung abgefragt. Dabei spielen Berechnungen erneut eine zentrale Rolle. Weitere Punkte innerhalb der Klausur betreffen unter anderem die metastabile Zustände, die RGT-Regel und auf Katalysatoren eingegangen wird, und zum anderen das chemische Gleichgewicht.

M 1

Klausur I

Aufgabe 1

Die Reaktionen in der anorganischen Chemie unterliegen bestimmten Gesetzmäßigkeiten, sodass man die Reaktionen zwei verschiedenen Reaktionstypen zuordnen kann.

- Bei höheren Temperaturen liegt Schwefel in Form zweiatomiger Moleküle vor. In dieser Form wird der Stoff mit Aluminium zur Reaktion gebracht, wobei ein Salz entsteht. **Geben Sie** für diese Reaktion eine Reaktionsgleichung **an** und **benennen Sie** das Reaktionsprodukt. **Bestimmen Sie** den vorliegenden Reaktionstyp.
- Natriumoxid und Kohlenstoffdioxid werden jeweils in Wasser gelöst. Welches Ergebnis erwarten Sie, wenn Sie die entstehenden Lösungen mit Universalindikator prüfen? **Begründen Sie** Ihre Antwort anhand von Reaktionsgleichungen und **benennen Sie** die entstehenden Teilchen.
- Im Labor stehen folgende Gefäße: eine Flasche mit „Ammoniaklösung“, die mit „NH₃“ beschriftet ist und eine Salzsäureflasche, die die Beschriftung „HCl“ trägt. Beide Beschriftungen sind eigentlich nicht ganz korrekt, da sie der Tatsache nicht Rechnung tragen, dass in beiden Lösungen bestimmte Molekül-Ionen vorliegen, die für die alkalischen bzw. sauren Eigenschaften der Lösungen verantwortlich sind. **Geben Sie** die Namen und die Lewisformeln aller Ionen **an**, die in der Ammoniaklösung bzw. in der Salzsäure vorliegen.
- Salzsäure reagiert sowohl mit Magnesium als auch mit Calciumhydroxid zu Magnesiumchlorid, jedoch entsteht nur bei einer der beiden Reaktionen zusätzlich Wasserstoff. Zwischen den Reaktionspartnern laufen prinzipiell dieselben Vorgänge ab. **Formulieren Sie** jeweils die Reaktionsgleichung. **Erläutern Sie** die ablaufenden Reaktionen und **begründen Sie** hieran den jeweiligen Reaktionstyp.

Aufgabe 2

Alle anorganischen Stoffe lassen sich verschiedenen Gruppen zuordnen. Eine solche Gruppe bilden beispielsweise die Salze, die aus Natrium aufgebaut sind.

- Geben Sie an**, welche Lauge mit welcher Säure neutralisiert werden muss, damit Bariumnitrat entsteht. **Formulieren Sie** die Reaktionsgleichung für diese Neutralisationsreaktion.
- Nennen Sie** die Summenformeln folgender Säurerest-Anionen und geben Sie an, von welchen Elementen sie sich herleiten lassen (Name, Summenformel, Oxidationszahl):
(I) Carbonat, (II) Dihydrogenphosphit, (III) Sulfid, (IV) Hypochlorid, (V) Sulfat.
- Im Labor befinden sich außer einer Glasflasche, die mit „Al₂O₃“ beschriftet ist, noch weitere Gefäße, die mit verschiedenen anderen Salzen befüllt werden sollen: (I) Lithiumphosphat, (II) Natriumnitrid, (III) Kaliumhydrogenphosphat und (IV) Calciumhydrogencarbonat. **Geben Sie an**, welche Verhältnisformeln jeweils auf die Etiketten geschrieben werden müssen.

Aufgabe 3

Ammoniumnitrat zerfällt bei einer Temperatur von über 170 °C explosionsartig in Wasser und Lachgas (Distickstoffmonoxid).

- Geben** Sie die Reaktionsgleichung für diese Reaktion **an** (Ionenschreibweise). **Ermitteln** Sie für alle Atome die Oxidationszahlen und **erläutern** Sie, ob es sich um eine Redoxreaktion handelt.
- Zeichnen** Sie für den Zerfall von Ammoniumnitrat ein Energieschema, aus dem der Zusammenhang von innerer Energie, Reaktionswärme bei konstantem Druck und Volumenarbeit hervorgeht.

Aufgabe 4

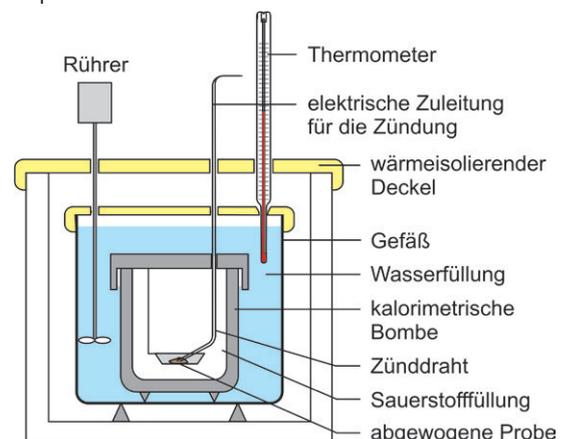
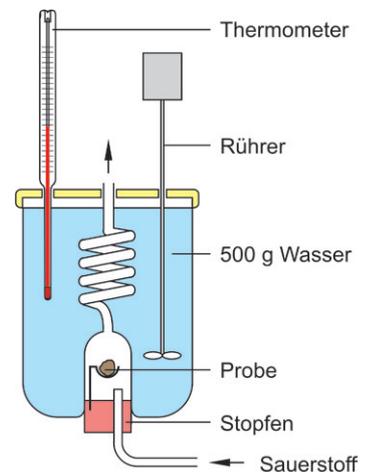
Wenn man ein Gemenge aus Eisenoxid (Fe_3O_4) und Aluminium zur Reaktion bringt, erhält man während des Reaktionsablaufs weißglühendes Eisen und Schlacke aus Aluminiumoxid. Diese Reaktion ist auch als „Thermitreaktion“ oder „aluminothermische Reaktion“ bekannt und dient zum Verschweißen von Eisenteilen.

- Geben** Sie für die Thermitreaktion eine Reaktionsgleichung **an** und **berechnen** Sie, welche Masse Eisen entsteht, wenn 150 g Eisenoxid zur Reaktion gebracht werden.
- Bei der Reaktion wird pro mol Eisenoxid eine Wärmemenge Q von -702 kJ frei. **Berechnen** Sie die Wärmemenge, die beim Einsatz von 150 g Eisenoxid frei wird.
- Man könnte die frei werdende Wärmemenge zum Schmelzen von Eis verwenden. Die Wärmemenge, die man zum Schmelzen von 1 mol Eis benötigt, beträgt 6 kJ . **Berechnen** Sie, welche Masse Eis durch den Einsatz von 150 g Eisenoxid bei der Thermitreaktion zum Schmelzen gebracht werden kann.

Aufgabe 5

Der sogenannte „physikalische Brennwert“ eines Stoffes gibt an, welche Wärmemenge bei der vollständigen Verbrennung pro Gramm des Stoffes frei wird. Zur Ermittlung des Brennwertes von Glucose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) wird eine Stoffportion von $0,5 \text{ g}$ Glucose in einem „Verbrennungskalorimeter“ zur Reaktion gebracht (siehe Abbildung).

- Die im Kalorimeter ablaufende Reaktion entspricht der Reaktion, die bei der Zellatmung in den Mitochondrien abläuft. **Geben** Sie für diese Verbrennungsreaktion eine Reaktionsgleichung mit Verhältnisformeln **an**.
- Vor Versuchsbeginn wird die Wärmekapazität des Kalorimeters bestimmt. Hierzu werden 250 ml Wasser von 20 °C mit 250 ml Wasser von $36,5 \text{ °C}$ gemischt. Man erhält eine Mischtemperatur von 28 °C . **Berechnen** Sie die Wärmekapazität des Kalorimeters und **geben** Sie hierbei die Zwischenschritte Ihrer Berechnung **an**.
- Bei der Verbrennung der oben genannten Glucosemenge wurde eine Temperaturerhöhung des Wassers im Verbrennungskalorimeter um $2,2 \text{ °C}$ gemessen. **Berechnen** Sie hieraus den „physikalischen Brennwert“ von Glucose sowie deren „molare Verbrennungsenthalpie“ in kJ/mol (d.h. die pro mol freiwerdende Wärmemenge).
- Man kann für die physikalischen Untersuchungen von Verbrennungsreaktionen auch sogenannte Bombenkalorimeter verwenden. Die Abbildung zeigt den Aufbau eines solchen Gerätes. **Erläutern** Sie den prinzipiellen Unterschied zwischen beiden Messsystemen. **Begründen** Sie, in welchem Fall bei der Verbrennung von Glucose ein höherer Energiebetrag freigesetzt wird.



© Wolfgang Zettlmeier