



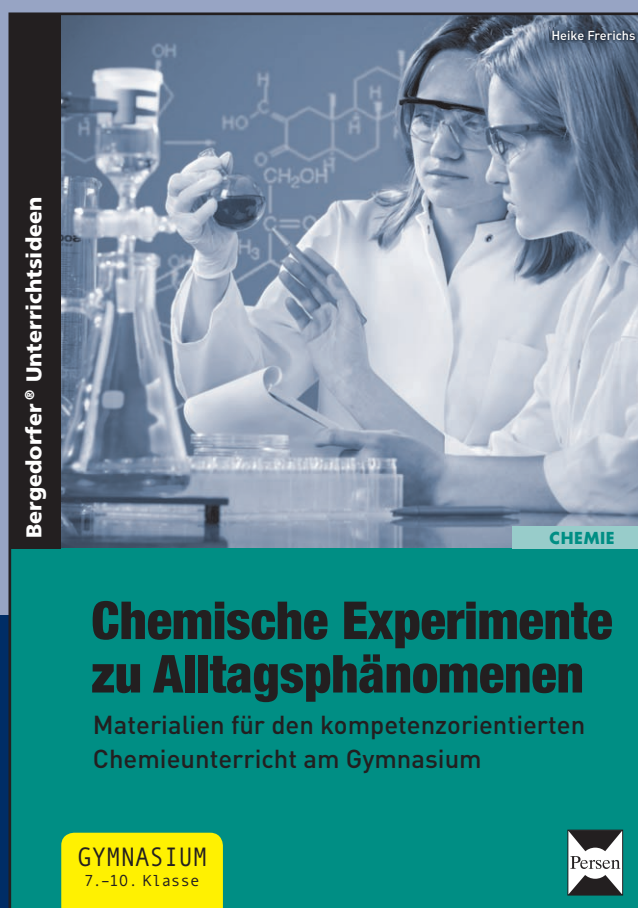
# DOWNLOAD

Heike Frerichs

## Experimente zum Thema Winter

Materialien für den kompetenzorientierten  
Chemieunterricht am Gymnasium

Downloadauszug  
aus dem Originaltitel:



Das Werk als Ganzes sowie in seinen Teilen unterliegt dem deutschen Urheberrecht. Der Erwerber des Werkes ist berechtigt, das Werk als Ganzes oder in seinen Teilen für den eigenen Gebrauch und den **Einsatz im eigenen Unterricht** zu nutzen. Die Nutzung ist nur für den genannten Zweck gestattet, **nicht jedoch für** einen schulweiten Einsatz und Gebrauch, für die Weiterleitung an Dritte (einschließlich aber nicht beschränkt auf Kollegen), für die Veröffentlichung im Internet oder in (Schul-)Intranets oder einen weiteren kommerziellen Gebrauch.

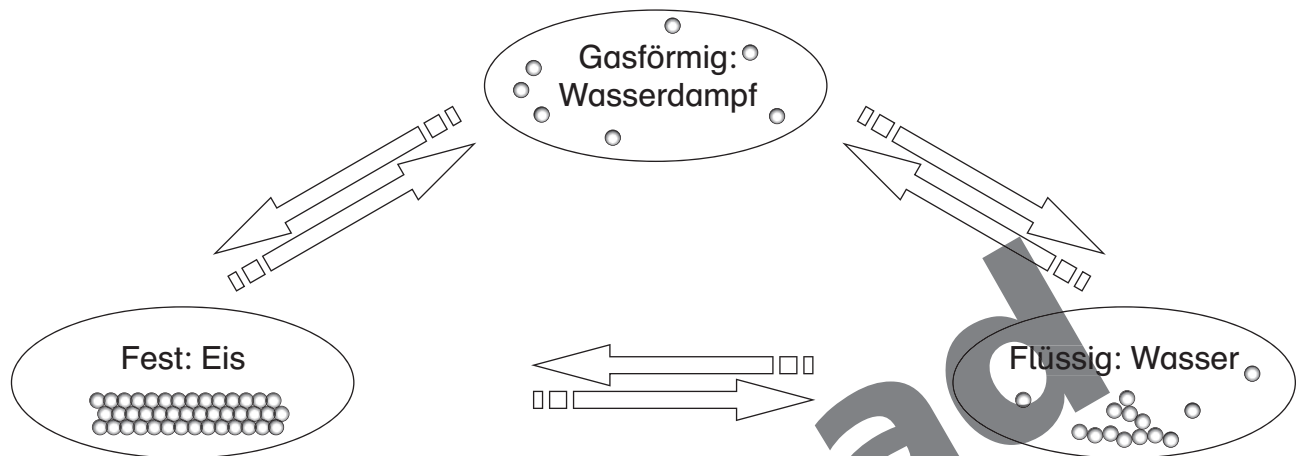
**Eine über den genannten Zweck hinausgehende Nutzung bedarf in jedem Fall der vorherigen schriftlichen Zustimmung des Verlages.**

**Verstöße gegen diese Lizenzbedingungen werden strafrechtlich verfolgt.**

Download  
zur Ansicht

## Versuch 1: Gefrierpunktbestimmung von Wasser

Falls das destillierte Wasser vorgekühlt wurde (z. B. Kühlschranks-temperatur, ca. 6 °C), geht der Versuch schneller.



Fest	→	gasförmig	sublimieren
Gasförmig	→	fest	resublimieren
Fest	→	flüssig	schmelzen
Flüssig	→	fest	erstarren
Gasförmig	→	flüssig	kondensieren
Flüssig	→	gasförmig	sieden

Nach dem Teilchenmodell sind im Eis die Wasserteilchen regelmäßig angeordnet, zwischen den Teilchen herrschen starke Anziehungskräfte, die einzelnen Teilchen schwingen nur leicht. Bei zunehmender Temperatur verschieben sich die Teilchen gegeneinander, einzelne Teilchen verlassen die Wasseroberfläche (verdunsten). Wegen der großen Abstände im Wasserdampf gehen nach dem Teilchenmodell die Anziehungskräfte zwischen den Teilchen gegen Null. Betrachtet man Wasserdampf als ideales Gas (mit einem Molvolumen von 22,4 Liter) verdampft ein Liter Wasser zu ungefähr 1 300 Liter Wasserdampf.

Versuch 1 wird als Vorversuch für Versuch 2 (Erlernen der Technik der Schmelzpunktbestimmung) empfohlen.

## Versuch 2: Kältemischungen

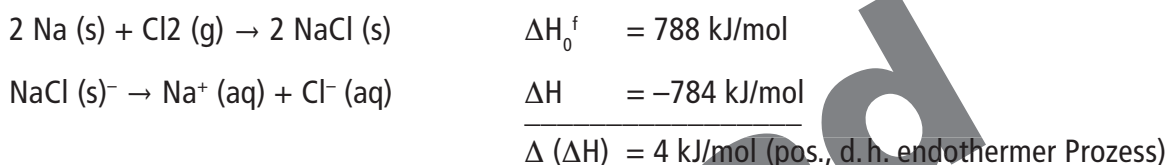
Dieser Versuch baut auf Versuch 2 auf. Folgende Kältemischungen kommen infrage:

Substanz	Zusammensetzung des Gemischs	Max. erreichbare Temperatur	Ca.-Preis pro kg
		°C	Merck, 2013, jeweils mind. Qualität
NH <sub>4</sub> Cl	30 g / 100 g Kaltwasser	-5	19,70 €
NaNO <sub>3</sub>	75 g / 100 g Kaltwasser	-5	38,20 €
CaCl <sub>2</sub> ·6H <sub>2</sub> O	41 g / 100 g Eis	-9	37,25 €
KCl	30 g / 100 g Eis	-10,5	41,00 €
Harnstoff	10 g / 100 g Eis	-10,8	19,70 €
NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>	14 g / 100 g Eis	-13,6	41,50 €
NH <sub>4</sub> Cl	25 g / 100 g Eis	-15,4	19,70 €
NaCl	33 g / 100 g Eis	-21,3	29,00 €
CaCl <sub>2</sub> ·6H <sub>2</sub> O	81 g / 100 g Eis	-21,5	37,25 €

Eis kann leicht aus Eiswürfeln hergestellt werden, die (in einen Gefrierbeutel gepackt) mit einem Hammer zer schlagen werden. Es sollte ein Alkoholthermometer verwendet werden, da die Schülerinnen und Schüler dazu neigen, das Thermometer zum Rühren zu benutzen. Der Effekt der Gefrierpunktserniedrigung kann trotz der minderen Genauigkeit dieser Thermometer befriedigend gemessen werden. Die Literaturwerte werden mit diesem Versuchsaufbau nicht erreicht, realistisch sind 2/3 der angegebenen Minusgrade.

Beim Lösen von den im Versuch verwendeten Salzen wird Energie benötigt, es handelt sich um endotherme Prozesse. Die Energie wird der Umgebung entzogen, die daher abkühlt. Diese Hydratationsenergie ist direkt proportional der molaren Menge des gelösten Salzes.

Die Energiebilanz stellt sich am Beispiel des Natriumchlorids wie folgt dar:



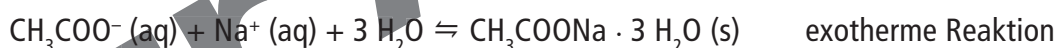
Standardbildungsenthalpie  $\Delta H_0^f$ : Theoretische Energie, die bei der Bildung der Substanz aus den Elementen entsteht.

### Versuch 3: Funktionsweise von Wärmekissen I

Bei Natriumacetat-Trihydrat handelt es sich um einen sog. Latentwärmespeicher, wie er in vielen käuflichen Wärmekissen vorliegt. Das hydratisierte Salz liegt in dem Wärmekissen als unterkühlte Schmelze vor und kann bis deutlich unter die Schmelztemperatur von 58 °C abkühlen, ohne zu kristallisieren. Es handelt sich um ein metastabiles System, um die Kristallisation zu starten, muss ein Kristallisationskeim gelegt werden. Dies geschieht in den handelsüblichen Kissen durch Knicken eines Metallplättchens.

Das Natriumacetat-Trihydrat ( $\text{CH}_3\text{COONa} \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$ ) ist in Wasser sehr gut löslich (365 g/l bei 20 °C, Roempp®); im Versuch wird jedoch eher geschmolzen als gelöst.

Folgende Reaktion findet statt:



Bei Temperaturen oberhalb von 58 °C gibt das Trihydrat sein Kristallwasser ab und löst sich darin. Käufliche Wärmekissen, die nach diesem Prinzip funktionieren, kann man daher wieder aufladen, indem man sie auf über 58 °C erhitzt.

### Versuch 4: Funktionsweise von Wärmekissen II

Folgende Redox-Reaktion findet statt:



Es handelt sich um die – hier beschleunigte – Reaktion von Eisen und (Luft-)Sauerstoff, d. h. um schlichtes Rosten. Da diese Reaktion exotherm ist, wird dabei Energie frei. Die Beimengung von Kochsalz unterstützt die Elektronenübergänge, auch diese Wirkung kann man beim langsamen Rosten von Eisengegenständen beobachten (z. B. schädliche Wirkung von Streusalz). Aktivkohle wirkt hier katalytisch, außerdem verhindert sie das Zusammenklumpen der Eisenteilchen (und den damit verbundenen fehlenden Sauerstoffzutritt).

In Drogeriemärkten kann man sehr günstig „Zehenwärmer“ kaufen, die nach diesem Prinzip funktionieren.

Als thematische Ergänzung passt zu diesem Experiment der Versuch „Wir lassen Eisen rosten!“, in dem die unkatalysierte, langsame Reaktion von Eisen mit Sauerstoff behandelt wird. Eine Kopiervorlage zur Versuchsanordnung findet sich in „Chemische Versuche aus dem Alltag“, Heike Frerichs, Persen Verlag, 3. Auflage 2012.

**Download  
zur Ansicht**

## Versuch 1: Gefrierpunktbestimmung von Wasser

### Geräte und Materialien

400 ml Becherglas (hohe Form)  
 Glasstab  
 Reagenzglas  
 Thermometer  
 Draht

### Chemikalien

destilliertes Wasser (gekühlt)  
 Leitungswasser (gekühlt) } für die Kältemischung  
 Ammoniumchlorid

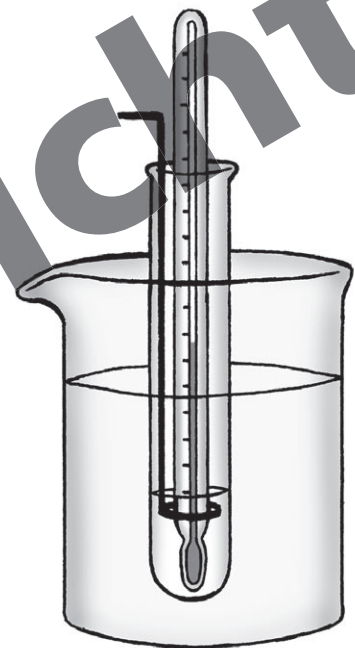


**Sicherheitshinweis**  
 Schutzbrille

**Entsorgung:** Ausguss

### Versuchsanleitung

1. Bereite die Kältemischung zu. Füge dafür zu 250 ml gekühltem Leitungswasser 75 g Ammoniumchlorid hinzu.
2. Baue die Versuchsanordnung auf. Biege dazu um das Thermometer eine Drahtschleufe mit langem Ende (siehe Skizze).
3. Gib 10 ml destilliertes Wasser in das Reagenzglas. Prüfe, ob du durch Hoch- und Runterbewegen des Drahtes das Wasser im Reagenzglas umrühren kannst, ohne das Thermometer zu bewegen.
4. Lies die Temperatur des Wassers ab und notiere den Wert ( $t/\text{min} = 0$ ).
5. Stelle nun das Reagenzglas in das Becherglas mit der Kältemischung und rühre durch Auf- und Abwärtsbewegen des Drahtes. Lies alle zwei Minuten die Temperatur ab.



Zeit t/min	0	2	4	6	8	10	12
Temperatur (°C)							

### Aufgaben

1. Trage die ermittelten Werte in eine Grafik ein:  
x-Achse: Zeit  $t$ ,  
y-Achse: Temperatur  $T$ .  
Wo liegt der Gefrierpunkt von destilliertem Wasser?
2. Erkläre den Schmelzvorgang mithilfe des Teilchenmodells. Benutze dabei den Begriff Schmelzwärme.
3. Benenne die Aggregatzustände von Wasser.
  - a) Wie nennt man die Übergänge der verschiedenen Aggregatzustände allgemein?
  - b) Zeichne deine Vorstellung von der Anordnung der Teilchen in den einzelnen Aggregatzuständen.



## Versuch 2: Kältemischungen

### Geräte und Materialien

250 ml Becherglas (hohe Form)  
 Glasstab  
 Thermometer  
 Draht

### Chemikalien

Eis (zerstoßen)  
 destilliertes Wasser (gekühlt)  
 Natriumchlorid  
 Harnstoff  
 Calciumchlorid-Dihydrat  
 Streusalz



### Sicherheitshinweise

**Schutzbrille**

*Nicht mit dem Thermometer rühren!*

**Entsorgung:** Ausguss

### Versuchsanleitung

1. Baue die Versuchsanordnung auf. Biege dazu um das Thermometer eine Drahtschleife mit langem Ende, wie in der Skizze zu Versuch 1 gezeigt.
2. Bereite die Kältemischung zu. Füge dafür zu 90 g Eis und ca.10 ml gekühltem destilliertem Wasser die in der Tabelle angegebenen Mengen Kältemittel hinzu. Verwende für jeden Teilversuch neues Eis.
3. Bestimme die niedrigste erreichbare Temperatur.

Versuch	Menge Eis + dest. Wasser	Gruppe A Natriumchlorid	Gruppe B Harnstoff	Gruppe D Calciumchlorid-Dihydrat	Gruppe C Streusalz
1	100 g	5 g	2 g	20 g	5 g
2	100 g	15 g	5 g	50 g	15 g
3	100 g	33 g	10 g	80 g	33 g



### Aufgaben

1. Präsentiert eure Versuchsergebnisse und vergleicht sie miteinander.
2. Erkläre den Effekt der Gefrierpunktniedrigung mithilfe des Teilchenmodells.
3. Wovon ist die Gefriertemperatur von Lösungen abhängig? Wodurch ist der Effekt begrenzt?
4. Folgender Zeitungsartikel fand sich am 24.01.2013 in einer Norddeutschen Zeitung:

#### Der Norden streut Billigsalz – ab minus 7 Grad wird es rutschig

Bad Oldesloe. Die Fahrbahnen sind dick vereist, Autos und Lastwagen geraten ins Rutschen, es kommt zu mehreren Unfällen – am Morgen des 15. Januar geht auf der A 1 Hamburg-Lübeck gar nichts mehr. Weil Schleswig-Holstein beim Streumittel spart? Seit Jahresbeginn setzt der Winterdienst im Norden eine spezielle Salzmixtur ein,

bei der das körnige Natriumchlorid nicht mehr wie bisher mit Magnesiumchlorid-Sole versetzt wird. Der Vorteil: Das Land spart rund 600 000 Euro pro Jahr, auch die Umwelt wird geschont. Der Nachteil: Ab minus sieben Grad nimmt die Wirksamkeit des Streusalzes deutlich ab.

- a) Wodurch hat die Wirksamkeit des neuerdings verwendeten Streusalzes abgenommen? Nimm als Chemikerin bzw. Chemiker Stellung.
- b) Welches Streumittel empfiehlst du dem Bundesland Schleswig-Holstein?

## Versuch 3: Funktionsweise von Wärmekissen I

### Geräte und Materialien

500 ml Erlenmeyerkolben (Weithals)  
 Heizplatte  
 Glasstab  
 Thermometer

### Chemikalien

Wasser  
 Natriumacetat-Trihydrat



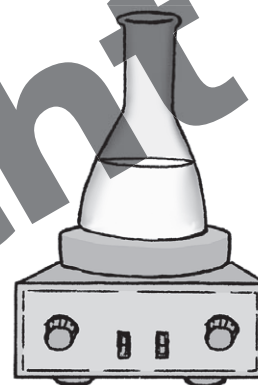
### Sicherheitshinweise Schutzbrille

Zum Umrühren einen Glasstab benutzen, nicht das Thermometer. Es könnte zerbrechen!

**Entsorgung:** Ausguss

### Versuchsanleitung

- Gib 500 g Natriumacetat-Trihydrat in einen Erlenmeyerkolben.
- Erhitze die Mischung zum Schmelzen und kühle sie vorsichtig (ohne Rühren) wieder auf Raumtemperatur ab.
- Kratze nun mit einem Glasstab an der Wandung des Kolbens. Wenn das nicht ausreicht, um die Kristallisation zu starten, gib einen Kristall des Natriumacetat-Trihydrats hinzu.
- Miss die Temperatur und trage sie ein.



Zeit (min)	1	2	3	4	5	6	7
Temperatur (°C)							

### Aufgaben

- Trage die ermittelten Werte in eine Grafik ein: x-Achse: Zeit t, y-Achse: Temperatur T.
- Folgendes Gleichgewicht liegt in derartigen Wärmekissen vor:

$$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+ + 3 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COONa} \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$$
  - Auf welcher Seite des Gleichgewichts liegt die Reaktion zu Beginn des Versuchs, wo gegen Ende?
  - Interpretiere deine Versuchsbeobachtungen und benutze dabei die Begriffe „exotherm“ und „endotherm“.
- Die nach diesem Reaktionstyp arbeitenden Wärmekissen nennt man auch Latentwärmekissen (latent = verborgen). Begründe diesen Namen.

## Versuch 4: Funktionsweise von Wärmekissen II

### Geräte und Materialien

Becherglas (50 ml, hohe Form)  
 Glasstab  
 Thermometer  
 Stoppuhr

### Chemikalien

Eisenpulver  
 Aktivkohle  
 Kochsalz  
 Wasser



### Sicherheitshinweise Schutzbrille

Zum Umrühren einen Glasstab benutzen, nicht das Thermometer. Es könnte zerbrechen!

**Entsorgung:** Ausguss

### Versuchsanleitung

- Gib in das Becherglas 25 g Eisenpulver, 6 g Aktivkohle und 5 g Kochsalz.
- Gib so viel Wasser hinzu, dass die Mischung sich gerade so rühren lässt (max. 10 ml.).
- Rühre mit dem Glasstab gut um und fange an, die Temperatur zu messen.
- Lies das Thermometer alle 30 Sekunden ab und trage sie ein. Rühre dabei die Mischung immer wieder um. Nach 8 Minuten beende deinen Versuch.

Zeit (min)	0	0,5	1	1,5	2	2,5	3	3,5	4	4,5	5 ...
Temperatur (°C)											



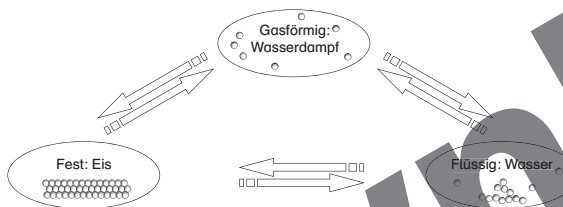
### Aufgaben

- Trage die ermittelten Werte in eine Grafik ein:  
 x-Achse: Zeit  $t$ ,  
 y-Achse: Temperatur  $T$ .
- Es findet eine Reaktion zwischen Eisen, Sauerstoff und Wasser statt. Ermittle die Reaktionsgleichung. Wie nennt man diesen Reaktionstyp?
- In welchem Zusammenhang kennt man die Reaktion noch?
- Überlege: Wozu dienen im Versuchsaufbau Aktivkohle und Kochsalz?
- Vergleiche diese Reaktion mit der Reaktion aus Versuch 3. Nenne Gemeinsamkeiten und Unterschiede.

## Versuch 1: Gefrierpunktbestimmung von Wasser

- 0 °C
- Im Eis sind die Teilchen regelmäßig angeordnet, kein Teilchen kann seinen Platz verlassen, zwischen den Teilchen herrschen starke Anziehungskräfte. Erwärmt man das Eis, nimmt die Bewegung der Teilchen zu, schließlich bricht die regelmäßige Teilchenordnung zusammen, das Eis wird flüssig. Dieser Vorgang benötigt Energie (Schmelzenergie, auch Schmelzwärme genannt).
- |    |           |   |           |               |
|----|-----------|---|-----------|---------------|
| a) | Fest      | → | gasförmig | sublimieren   |
|    | Gasförmig | → | fest      | resublimieren |
|    | Fest      | → | flüssig   | schmelzen     |
|    | Flüssig   | → | fest      | erstarren     |
|    | Gasförmig | → | flüssig   | kondensieren  |
|    | Flüssig   | → | gasförmig | sieden        |

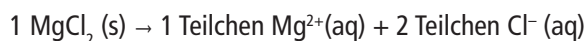
b)



## Versuch 2: Kältemischungen

- Beim Lösen von den im Versuch verwendeten Salzen wird Energie benötigt, die Dipol-Dipol-Wechselwirkungen, die die H<sub>2</sub>O-Moleküle zusammenhalten, werden auseinandergelöst. Die Energie wird der Umgebung entzogen, die daher abkühlt. Der Schmelzpunkt von Lösungen kann daher unter dem des reinen Lösungsmittels liegen, diesen Effekt nennt man Gefrierpunktniedrigung.
- Die der Umgebung entzogene Energie (Hydratationsenergie) ist direkt proportional zur Teilchenzahl der gelösten Ionen (molale Menge) in der Lösung. Daher ist der Effekt durch die Löslichkeit des für die Kältemischung verwendeten Salzes begrenzt.
- Statt eines Gemisches aus Natrium- und Magnesiumchlorid wird reines Natriumchlorid verwendet. Die Teilchenzahl (und damit die der Umgebung entzogene Energie) wurde dadurch verringert.

Früher:



Neuerdings:



Durch die verringerte Teilchenzahl nimmt der Effekt der Gefrierpunktniedrigung und damit die Effektivität des Streusalzes ab. Die Wirksamkeit des Streusalzes würde durch Verwendung von (zweiwertigen) Erdalkalisalzen erhöht. Zu empfehlen sind also Streusalze, die Magnesium- oder Calciumchlorid enthalten.

## Versuch 3: Funktionsweise von Wärmekissen I

- Das System erreicht sehr schnell (nach weniger als einer Minute) sein Maximum von ca. 58 °C. Dieses hält länger als eine halbe Stunde an.
- Zu Beginn liegt das Gleichgewicht rechts, das Trihydrat bildet eine unterkühlte Schmelze, d. h. ein Zustand, in dem ein Stoff beim Erstarren (zunächst) nicht fest wird. Die Reaktion ist exotherm (es wird Energie frei). Die Rückreaktion, d. h. das Freiwerden des Kristallwassers und die Lösung des Trihydrats in seinem eigenen Kristallwasser, ist endotherm (benötigt Energiezufuhr).
- Bei einem Vorgang mit Freisetzung latenter Wärme ändert sich der Zustand des Systems, ohne dass sich die Temperatur ändert. Bei Temperaturen oberhalb von 58 °C gibt das Trihydrat sein Kristallwasser ab und löst sich darin. Käufliche Wärmekissen, die nach diesem Prinzip funktionieren, kann man daher wieder aufladen, indem man sie auf über 58 °C erhitzt.

## Versuch 4: Funktionsweise von Wärmekissen II

- Die Temperatur steigt innerhalb von ungefähr 5 Minuten bis zum Maximum von ca. 50 °C an und bleibt dann auf diesem Maximum.
- Folgende Redox-Reaktion findet statt:  

$$4 \text{ Fe} + 3 \text{ O}_2 + 6 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{ Fe}(\text{OH})_3$$
- Die Reaktion von Eisen und (Luft-)Sauerstoff kennt man auch als Rosten.
- Die Beimengung von Kochsalz unterstützt die Elektronenübergänge, auch diese Wirkung kann man beim langsamen Rosten von Eisengegenständen beobachten (z. B. schädliche Wirkung von Streusalz). Aktivkohle wirkt hier katalytisch, außerdem verhindert sie das Zusammenklumpen der Eisenteilchen (und damit verbundenem fehlenden Sauerstoffzutritt).
- Bei beiden Reaktionen entsteht Wärme. Die Wärmeerzeugung durch die Reaktion von Eisen mit Sauerstoff ist jedoch nicht umkehrbar, d. h. Wärmekissen nach diesem Prinzip können nicht wieder „aufgeladen“ werden.



**Bergedorfer® Unterrichtshilfen**

... und das Lehrerleben wird leichter!

Weitere Downloads, E-Books und Print-Titel des umfangreichen Persen-Verlagsprogramms finden Sie unter [www.persen.de](http://www.persen.de)

**Hat Ihnen dieser Download gefallen?** Dann geben Sie jetzt auf [www.persen.de](http://www.persen.de) direkt bei dem Produkt Ihre Bewertung ab und teilen Sie anderen Kunden Ihre Erfahrungen mit.



Download  
zur Ansicht

© 2014 Persen Verlag, Hamburg  
AAP Lehrerfachverlage GmbH  
Alle Rechte vorbehalten.

Das Werk als Ganzes sowie in seinen Teilen unterliegt dem deutschen Urheberrecht. Der Erwerber des Werkes ist berechtigt, das Werk als Ganzes oder in seinen Teilen für den eigenen Gebrauch und den Einsatz im Unterricht zu nutzen. Die Nutzung ist nur für den genannten Zweck gestattet, nicht jedoch für einen weiteren kommerziellen Gebrauch, für die Weiterleitung an Dritte oder für die Veröffentlichung im Internet oder in Intranets. Eine über den genannten Zweck hinausgehende Nutzung bedarf in jedem Fall der vorherigen schriftlichen Zustimmung des Verlages.

Sind Internetadressen in diesem Werk angegeben, wurden diese vom Verlag sorgfältig geprüft. Da wir auf die externen Seiten weder inhaltliche noch gestalterische Einflussmöglichkeiten haben, können wir nicht garantieren, dass die Inhalte zu einem späteren Zeitpunkt noch dieselben sind wie zum Zeitpunkt der Drucklegung. Der Persen Verlag übernimmt deshalb keine Gewähr für die Aktualität und den Inhalt dieser Internetseiten oder solcher, die mit ihnen verlinkt sind, und schließt jegliche Haftung aus.

Illustrationen: Roman Lechner und Manfred Koch (S. 9); Cover-Foto © Alexander Rath – Fotolia.com  
Satz: Satzpunkt Ursula Ewert GmbH, Bayreuth

Bestellnr.: 23340DA4

[www.persen.de](http://www.persen.de)