

# Basiskonzepte

## Stoff-Teilchen-Konzept

### Zu den Aufgaben

#### A1 Heptan oder Ethanol?

a)

	Ethanol	n-Heptan
Siedetemperatur	78 °C	98 °C
Schmelztemperatur	-114 °C	-90,6 °C
Dichte	0,79 g/cm <sup>3</sup>	0,68 g/cm <sup>3</sup>
Löslichkeit in Wasser	beliebig	kaum
Löslichkeit in Benzin	beliebig	beliebig
Zündtemperatur	400 °C	220 °C
Flammpunkt	12 °C	-4 °C

b)

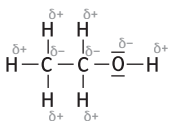
Versuch 1: Löslichkeit in Wasser. Ethanol ist beliebig mit Wasser mischbar, n-Heptan ist in Wasser so gut wie nicht löslich.

Versuch 2: Bestimmung der Siedetemperatur

Versuch 3: Bestimmung der Dichte. Man bestimmt die Masse von z. B. 10 ml der Flüssigkeit und berechnet die Dichte nach  $\rho = m/V$ .

c)

**Ethanol:** Die polaren Bindungen sind so angeordnet, dass insgesamt ein Dipol vorliegt.



#### Aggregatzustand von Ethanol:

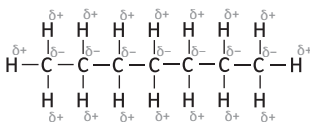
Ethanol hat eine Siedetemperatur von 78 °C. Das Verhalten von Ethanol wird durch die stark polarisierte Hydroxygruppe des Ethanolmoleküls bedingt, in der eine negative Partialladung am Sauerstoffatom und eine positive Partialladung am Wasserstoffatom vorliegt. Daher bilden sich zwischen den Ethanolmolekülen Wasserstoffbrücken aus, was die hohe Siedetemperatur von Ethanol erklärt.

#### Löslichkeit von Ethanol:

Grundsätzlich gilt für die Löslichkeit von Stoffen: „Ähnliches löst sich in Ähnlichem.“

Das Ethanolmolekül besitzt einen Alkylrest und eine Hydroxygruppe, d. h. einen unpolaren und einen polaren Molekülteil. Der unpolare Alkylrest bedingt die Löslichkeit von Ethanol in Benzin. Zwischen dem Alkylrest und den unpolaren Molekülen des Benzins können sich Van-der-Waals-Kräfte ausbilden. Die polare OH-Gruppe bedingt die Löslichkeit in Wasser. Das Wasserstoffatom der OH-Gruppe hat eine große positive Partialladung, sodass sich Wasserstoffbrücken zwischen Ethanol- und Wassermolekülen ausbilden können. Ethanol ist damit lipophil und hydrophil.

**Heptan:** Die schwach polaren Bindungen sind so angeordnet, dass insgesamt *kein* Dipol vorliegt.



*Aggregatzustand von Heptan:*

Während die ersten Glieder der homologen Reihe der Alkane bei Raumtemperatur gasförmig sind, hat n-Heptan eine ähnlich hohe Siedetemperatur wie Wasser. Zwischen den Molekülen müssen also ähnlich starke Anziehungskräfte wie zwischen Wassermolekülen wirken. Heptanmoleküle sind jedoch im Gegensatz zu Wassermolekülen unpolar. Die Wechselwirkungen zwischen den Heptanmolekülen erklärt man damit, dass die Ladung in den Molekülen nicht immer symmetrisch verteilt ist. Durch eine kurzzeitige asymmetrische Ladungsverteilung entsteht ein spontaner Dipol, der in benachbarten Heptanmolekülen ebenfalls eine asymmetrische Ladungsverteilung bewirken kann, d. h., es werden weitere Dipole induziert. Aufgrund der asymmetrischen Ladungsverteilung ziehen sich die Moleküle elektrostatisch an. Diese Wechselwirkung nennt man Van-der-Waals-Kräfte. Innerhalb der homologen Reihe der Alkane nehmen mit wachsender Kettenlänge und damit wachsender Oberfläche und Elektronenzahl die Berührungs- und Polarisierungsmöglichkeiten zu, womit die Zunahme der Van-der-Waals-Kräfte erklärt werden kann. Zwischen Heptanmolekülen sind die Van-der-Waals-Kräfte so stark, dass Heptan bei Zimmertemperatur flüssig ist.

*Löslichkeit von Heptan:*

Hexan ist in Wasser nicht löslich. Wie oben beschrieben, wirken zwischen den unpolaren Heptanmolekülen Van-der-Waals-Kräfte. Zwischen den polaren Wassermolekülen bestehen Wasserstoffbrücken. Die Anziehungskräfte zwischen Heptan- und Wassermolekülen reichen nicht aus, um die starken Anziehungskräfte zwischen den Wassermolekülen zu ersetzen. In Benzin ist Heptan dagegen löslich. Zwischen den Kohlenwasserstoffmolekülen des Benzins und den Heptanmolekülen können sich Van-der-Waals-Kräfte ausbilden, die ähnlich stark sind wie die Anziehungskräfte zwischen den Heptanmolekülen bzw. den Kohlenwasserstoffmolekülen des Benzins, sodass sie diese ersetzen können.

**A2 Zwischenmolekulare Kräfte**

**a)** Bei der Bildung einer Atombindung durchdringen sich die Elektronenwolken der Atome und bilden eine gemeinsame Elektronenwolke. Die beiden Elektronen in der neu gebildeten Elektronenwolke gehören beiden Atomen gemeinsam an. Zwischenmolekulare Kräfte beruhen auf der elektrostatischen Anziehung zwischen den Teilchen, wobei keine Durchdringung der Elektronenwolken stattfindet.

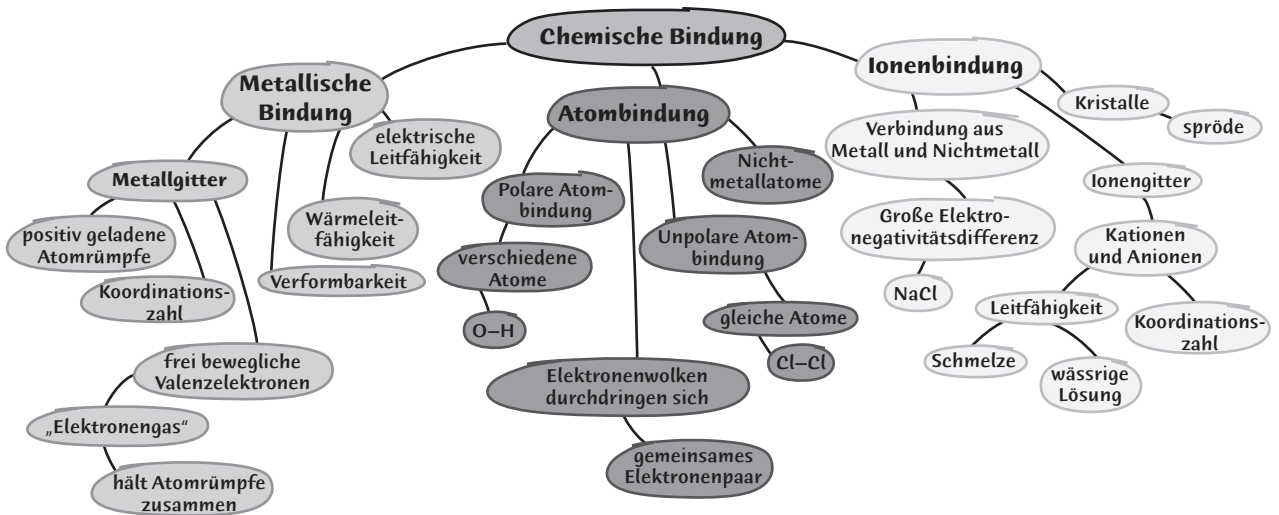
**b)** Van-der-Waals-Kräfte: Octan  
Dipol-Dipol-Kräfte: Dimethylether  
Dipol-Ionen-Kräfte: Kochsalzlösung  
Wasserstoffbrücken: Ethanol

**c)**

- Schmelztemperatur: In der homologen Reihe der Alkane nimmt die Schmelztemperatur mit wachsender Kettenlänge aufgrund der stärker werdenden Van-der-Waals-Kräfte zu. Bei hinreichend hoher Anzahl an C-Atomen im Molekül ist ein Alkan daher bei Zimmertemperatur fest, z. B. Octadecan.
- Löslichkeit: Ethanol ist in Wasser löslich. Zwischen Ethanol- und Wassermolekülen bilden sich Wasserstoffbrücken aus. Natriumchlorid ist in Wasser löslich. Die positiv bzw. negativ geladenen Ionen des Salzes treten mit den Dipolmolekülen des Wassers in Wechselwirkung.
- Siedetemperatur: Propan siedet bei  $-42\text{ }^{\circ}\text{C}$ , Dimethylether dagegen erst bei  $-25\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Im Gegensatz zu den Propanmolekülen besitzen die Dimethylethermoleküle ein permanentes Dipolmoment, wodurch Dipol-Dipol-Kräfte zwischen ihnen wirksam werden können. Dies führt zu der im Vergleich zu Propan höheren Siedetemperatur.

### A3 Bindungstypen und Teilchenmodell

a) Eine Mindmap zur chemischen Bindung könnte so aussehen:



b) Metallische Bindung: Silber

Atombindung: Wasser

Ionenbindung: Natriumchlorid

#### c) Silber

*Hohe Elektrische Leitfähigkeit:*

Nach dem Elektronengasmodell sind die Valenzelektronen der Silberatome zwischen den positiv geladenen Atomrümpfen frei beweglich. Beim Anschluss einer Gleichspannungsquelle bewegen sich die Elektronen zum Pluspol, der sie aufnimmt, während gleichzeitig aus dem Minuspol Elektronen austreten und die „abgewanderten“ Elektronen ersetzen.

*Duktilität (plastische Verformbarkeit):*

Wirkt auf ein Stück Silber eine Kraft, so verschieben sich die Atomrümpfe gegeneinander. Das Elektronengas passt sich der Verformung leicht an, sodass der Zusammenhalt zwischen den Rümpfen der Silberatome nicht verloren geht.

*Hohe Wärmeleitfähigkeit:*

Wie die elektrische Leitfähigkeit kann auch die Wärmeleitfähigkeit mit der Delokalisation der Elektronen erklärt werden. Durch die freie Beweglichkeit der Elektronen kann die Energie schnell durch das Metallstück transportiert werden. Auch die Atomrümpfe tragen zur Wärmeleitfähigkeit bei. Durch Wärme werden sie in Schwingungen versetzt und übertragen Energie auf benachbarte Teilchen.

#### Wasser

*Hohe Oberflächenspannung:*

Die Oberfläche von Wasser wirkt wie eine gespannte elastische Haut. Auf der Teilchenebene kann man dieses Phänomen mit der Ausbildung von Wasserstoffbrücken erklären, welche einen starken Zusammenhalt der Wassermoleküle bewirken. Wasserstoffbrücken werden im Inneren der Flüssigkeit nach allen Seiten ausgebildet. Da alle Wassermoleküle an der Oberfläche zum Inneren der Flüssigkeit gezogen werden, sie diesem Zug wegen der dort schon vorhandenen Moleküle jedoch nicht folgen können, erscheint die Oberfläche wie eine gespannte elastische Haut.

**Hohe Siedetemperatur:**

Wasser ist bei Zimmertemperatur flüssig und weist mit 100 °C eine relativ hohe Siedetemperatur auf. Auch dieses Phänomen ist auf den starken Zusammenhalt der Wassermoleküle durch Wasserstoffbrücken zurückzuführen. Zum Vergleich: Schwefelwasserstoff ist bei Zimmertemperatur gasförmig (seine Siedetemperatur liegt bei -60 °C), obwohl seine Moleküle eine ähnliche Struktur wie Wassermoleküle haben. Wegen der wesentlich kleineren Elektronegativitätsdifferenz bilden Schwefelwasserstoffmoleküle untereinander keine Wasserstoffbrücken aus.

**Gutes Lösungsmittel:**

Wasser ist ein gutes Lösungsmittel für Salze. Wassermoleküle sind Dipole, die mit den positiv bzw. negativ geladenen Ionen des Salzes in Wechselwirkung treten können. Die Kationen des Salzes ziehen dabei den negativ geladenen Pol der Wassermoleküle an, die Anionen den positiven. Die Ionen werden von Hydrathüllen umschlossen.

**Natriumchlorid**

**Sprödigkeit:**

Die Natrium- und Chloridionen sind in einem regelmäßigen, dreidimensionalen Ionengitter angeordnet. Jedes Natriumion ist von sechs Chloridionen umgeben und umgekehrt. Die positiv geladenen Natriumionen und die negativ geladenen Chloridionen werden durch elektrostatische Anziehungskräfte zusammengehalten. Bei Schlageinwirkung auf einen Salzkristall verschieben sich die Ionenschichten des Gitters, sodass sich gleich geladene Ionen gegenüberstehen können. Die gleich geladenen Ionen stoßen sich ab, was die Abspaltung einer ganzen Ionenschicht zur Folge haben kann.

**Hohe Schmelztemperatur:**

Die elektrostatischen Anziehungskräfte zwischen den positiv geladenen Natriumionen und den negativ geladenen Chloridionen sind sehr hoch und es bedarf viel Energie, diese Kräfte zu überwinden, sodass das Ionengitter zusammenbricht. Natriumchlorid geht erst bei 801 °C in den flüssigen Zustand über.

**Elektrische Leitfähigkeit der Schmelze:**

In der Schmelze sind die positiv geladenen Natriumionen und die negativ geladenen Chloridionen nicht mehr an feste Gitterplätze gebunden wie im festen Zustand. Die Ionen sind in der Schmelze frei beweglich und können bei Anschluss einer Spannungsquelle Ladung transportieren.

**A4 Molekülmodelle**

Eine Tabelle könnte so aussehen:

	Valenzstrichformel	Dipol-molekül	$\Delta EN$	Name	Zwischenmolekulare Kräfte
CH <sub>4</sub>	$  \begin{array}{c}  \delta^+ \\  \text{H} \\    \\  \delta^+ \text{H} - \text{C} - \text{H} \delta^+ \\    \\  \text{H}  \end{array}  $	nein	0,4	Methan	Van-der-Waals-Kräfte
NH <sub>3</sub>	$  \begin{array}{c}  \delta^- \\  \text{H} - \text{N} - \text{H} \\    \\  \text{H}  \end{array}  $	ja	0,9	Ammoniak	Dipol-Dipol-Kräfte, Wasserstoffbrücken
H <sub>2</sub> O	$  \begin{array}{c}  \delta^- \\  \text{O} - \text{H} \\    \\  \text{H}  \end{array}  $	ja	1,4	Wasser	Dipol-Dipol-Kräfte, Wasserstoffbrücken
HF	$  \begin{array}{c}  \delta^- \\  \text{H} - \text{F}  \end{array}  $	ja	1,9	Hydrogenfluorid	Dipol-Dipol-Kräfte, Wasserstoffbrücken

## Struktur-Eigenschafts-Konzept

### Zu den Aufgaben

#### A1 Graphen

a) Graphit und Graphen sind Modifikationen des Kohlenstoffs. Das Graphitgitter besteht aus ebenen Schichten, die aus Sechsringen von Kohlenstoffatomen bestehen. Jedes Kohlenstoffatom ist mit drei weiteren Kohlenstoffatomen verbunden. An diesen Bindungen sind drei der vier Valenzelektronen des Kohlenstoffatoms beteiligt. Das vierte Valenzelektron ist über die ganze Schicht frei beweglich, ähnlich wie bei Metallen. Die Schichten sind mit relativ großen Abständen zu einem Gitter übereinander gestapelt und werden durch Van-der-Waals-Kräfte zusammengehalten.

Im Gegensatz zu der dreidimensionalen Struktur des Graphits weist Graphen eine zweidimensionale Struktur auf, die nur aus einer Schicht analog der Schichten des Graphitgitters besteht.

b) Graphen ist sehr reißfest, was mit den starken Kohlenstoff-Kohlenstoff-Atombindungen erklärt werden kann. Graphen leitet den elektrischen Strom und Wärme, da jeweils eines der vier Valenzelektronen der Kohlenstoffatome nicht für Bindungen zu benachbarten Atomen verwendet wird, sondern über die Schicht – ähnlich wie bei Metallen – delokalisiert ist.

#### A2 Chemische Reaktion

Magnesium ist elektrisch leitfähig und duktil (plastisch verformbar). Im Metallgitter sind nach dem Elektronengasmodell die Valenzelektronen der Magnesiumatome zwischen den positiv geladenen Atomrümpfen frei beweglich. Beim Anschluss einer Gleichspannungsquelle bewegen sich die Elektronen zum Pluspol, der sie aufnimmt, während gleichzeitig aus dem Minuspol Elektronen austreten und die „abgewanderten“ Elektronen ersetzen. Wirkt auf ein Stück Magnesium eine Kraft, so verschieben sich die Atomrümpfe gegeneinander. Das Elektronengas passt sich der Verformung leicht an, so dass der Zusammenhalt zwischen den Rümpfen der Magnesiumatome nicht verloren geht.

Sauerstoff ist ein bei Raumtemperatur gasförmiger Stoff, der sich bei  $-183\text{ °C}$  verflüssigen lässt. Sauerstoff besteht aus Molekülen, die aus jeweils zwei Sauerstoffatomen bestehen. Da die Oberfläche der Moleküle klein und die Bindung zwischen den Atomen unpolar ist, wirken nur schwache Van-der-Waals-Kräfte zwischen den Molekülen. Dies erklärt die niedrige Siedetemperatur und den gasförmigen Aggregatzustand bei Raumtemperatur.

Magnesiumoxid ist ein kristalliner, spröder Stoff, der bei  $2852\text{ °C}$  schmilzt und in Wasser kaum löslich ist. Magnesiumoxid ist ionisch aufgebaut. Die Magnesium- und Oxidionen sind einem regelmäßigen, dreidimensionalen Ionengitter angeordnet. Jedes Magnesiumion ist von sechs Oxidionen umgeben und umgekehrt. Die zweifach positiv geladenen Magnesiumionen und die zweifach negativ geladenen Oxidionen werden durch elektrostatische Anziehungskräfte zusammengehalten. Bei Schlageinwirkung auf einen Salzkristall verschieben sich die Ionenschichten des Gitters, sodass sich gleich geladene Ionen gegenüberstehen können. Die gleich geladenen Ionen stoßen sich ab, was die Abspaltung einer ganzen Ionenschicht zur Folge haben kann. Magnesiumoxid ist daher spröde. Die elektrostatischen Anziehungskräfte zwischen den positiv geladenen Magnesiumionen und den negativ geladenen Oxidionen sind sehr hoch, und es bedarf viel Energie, diese Kräfte zu überwinden, sodass das Ionengitter zusammenbricht. Magnesiumoxid geht erst bei  $2852\text{ °C}$  in den flüssigen Zustand über. Im Gegensatz zu beispielsweise Natriumchlorid ist Magnesiumoxid schlecht in Wasser löslich, was durch die hohe Gitterenergie bedingt ist, die bei der Bildung von Magnesiumoxid abgegeben wird. Die Anziehungskräfte im Ionengitter hängen von der Ionenladung und dem Ionenabstand ab. Magnesiumoxid weist im Vergleich zu Natriumchlorid zweifach geladene Ionen auf, und in den kleinen Oxidionen sind im Gegensatz zu Chloridionen nur zwei Schalen der Atomhülle besetzt. Daher sind die Anziehungskräfte im Magnesiumoxidgitter sehr hoch.

**A3 Isomere**

a) Zwischen Alkanmolekülen wirken Van-der-Waals-Kräfte. Diese zwischenmolekularen Kräfte entstehen durch eine zeitweise asymmetrische Ladungsverteilung innerhalb von Alkanmolekülen, wodurch temporäre Dipole entstehen. Diese temporären Dipole üben Anziehungs- bzw. Abstoßungskräfte auf die Elektronenhülle benachbarter Moleküle aus, wodurch in diesen Molekülen ebenfalls asymmetrische Ladungsverteilungen auftreten. Es sind weitere Dipole induziert worden. Die resultierenden Anziehungskräfte heißen Van-der-Waals-Kräfte. Das unverzweigte Pentanmolekül besitzt im Gegensatz zu dem verzweigten 2-Methylbutan eine größere Oberfläche, wodurch es mehr Berührungs- und Polarisationsmöglichkeiten zwischen den Pentanmolekülen gibt. Das 2-Methylbutanmolekül besitzt eine größere Oberfläche als das eher kugelförmige 2,2-Dimethylpropanmolekül, was wiederum bedeutet, dass die Anziehungskräfte zwischen den 2-Methylbutanmolekülen stärker sind als zwischen den 2,2-Dimethylpropanmolekülen. Dadurch nehmen die Van-der-Waals-Kräfte und damit auch die Siedetemperaturen vom Pentan zum 2,2-Dimethylpropan zu.

b) Sowohl im Ethanol- als auch im Dimethylethermolekül findet man mindestens eine Bindung zwischen einem Sauerstoff- und einem Kohlenstoffatom. Aufgrund der Elektronegativitätsdifferenz zwischen Kohlenstoff und Sauerstoff ist die Bindung polar. Sowohl Ethanol- als auch Dimethylethermoleküle besitzen ein permanentes Dipolmoment, sodass zwischen den Ethanol- bzw. Dimethylethermolekülen Dipol-Dipol-Kräfte wirken. Im Ethanolmolekül findet sich aber im Gegensatz zum Dimethylethermolekül eine Hydroxygruppe. Die Bindung zwischen dem Wasserstoff- und dem Sauerstoffatom der Hydroxygruppe ist stark polar, mit einer positiven Partialladung am Wasserstoffatom und einer negativen am Sauerstoffatom. Diese partial positiv geladenen Wasserstoffatome treten in Wechselwirkung mit den nicht bindenden Elektronenpaaren der Sauerstoffatome von anderen Ethanolmolekülen. Es bilden sich Wasserstoffbrücken aus. Diese sind stärker als Dipol-Dipol-Kräfte, was die im Vergleich zu Dimethylether erhöhte Siedetemperatur von Ethanol erklärt.

**A4 Alkohole und Löslichkeit**

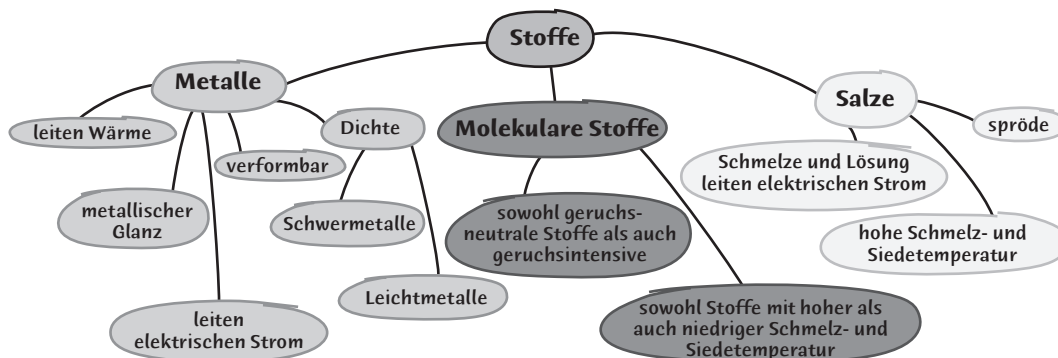
a) Bei Alkoholen, deren Moleküle kurze Kohlenwasserstoffketten haben, überwiegt der Einfluss der polaren Hydroxygruppe den der unpolaren Kohlenwasserstoffgruppe. Die gute Löslichkeit in z. B. Wasser kann damit erklärt werden, dass sich zwischen den polaren Hydroxygruppen der Alkohole und den Wassermolekülen Wasserstoffbrücken ausbilden. Die Anziehungskräfte zwischen den Alkohol- und Wassermolekülen sind stark genug, um die Anziehungskräfte zwischen den Alkohol- bzw. Wassermolekülen zu ersetzen. Diese Argumentation kann auch auf andere hydrophile Lösungsmittel übertragen werden, die über polare Gruppen mit Sauerstoff- oder Stickstoffatomen verfügen, zu denen Wasserstoffbrücken gebildet werden können.

b)  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$

Nach dem Prinzip „Ähnliches löst sich in Ähnlichem“ lösen sich Alkohole, die über eine lange Kohlenwasserstoffkette verfügen wie Hexadecan-1-ol, gut in der Fettphase einer Creme. Fette sind Ester des dreiwertigen Alkohols Glycerin mit Monocarbonsäuren, sogenannten Fettsäuren. Zwischen den Fettmolekülen wirken Van-der-Waals-Kräfte. Zwischen dem Alkylrest der Hexadecan-1-ol-Moleküle und den Fettmolekülen können sich ebenfalls Van-der-Waals-Kräfte ausbilden. Die Anziehungskräfte zwischen den Fett- und Cetylalkoholmolekülen sind stark genug, um die Anziehungskräfte zwischen den Fett- bzw. Cetylalkoholmolekülen zu ersetzen. Der Einfluss des langen Alkylrestes überwiegt bei Hexadecan-1-ol den der polaren Hydroxygruppe.

## A5 Stoffklassen

a) Eine Mindmap könnte so aussehen:



b) Die unterschiedlichen Eigenschaften können über die Struktur der Stoffe erklärt werden:

## Metalle

... *leiten den elektrischen Strom:*

Nach dem Elektronengasmodell sind die Valenzelektronen der Metallatome zwischen den positiv geladenen Atomrümpfen frei beweglich. Beim Anschluss einer Gleichspannungsquelle bewegen sich die Elektronen zum Pluspol, der sie aufnimmt, während gleichzeitig aus dem Minuspol Elektronen austreten und die „abgewanderten“ Elektronen ersetzen.

... *sind verformbar:*

Wirkt auf ein Metallstück eine Kraft, so verschieben sich die Atomrümpfe gegeneinander. Das Elektronengas passt sich der Verformung leicht an, sodass der Zusammenhalt zwischen den Rümpfen der Metallatome nicht verloren geht.

... *leiten Wärme:*

Wie die elektrische Leitfähigkeit kann auch die Wärmeleitfähigkeit mit der Delokalisation der Elektronen erklärt werden. Durch die freie Beweglichkeit der Elektronen kann die Energie schnell durch das Metallstück transportiert werden. Auch die Atomrümpfe tragen zur Wärmeleitfähigkeit bei. Durch Wärme werden sie in Schwingungen versetzt und übertragen Energie auf benachbarte Teilchen.

... *glänzen:*

Mit dem Elektronengasmodell kann man den metallischen Glanz damit erklären, dass die frei beweglichen Elektronen durch elektromagnetische Strahlung angeregt werden. Sie fallen jedoch gleich wieder auf den tieferen Energiezustand zurück und geben die Energie in Form von Licht ab.

... *haben zum Großteil hohe Dichten:*

Im Vergleich zu den Nichtmetallen haben die meisten Metalle hohe Dichten (Ausnahme: Alkali- und Erdalkalimetalle), was auf die dichte Packung der Atome im Gitter der meisten Metalle zurückzuführen ist. Man unterteilt die Metalle in Leicht- und Schwermetalle, wobei die Grenze meist bei  $\rho = 5 \text{ g/cm}^3$  gezogen wird.

## Salze

... *sind spröde:*

Das Ionengitter eines Salzes ist aus Kationen und Anionen aufgebaut. Die positiv geladenen Kationen sind von negativ geladenen Anionen umgeben und umgekehrt. Die entgegengesetzt geladenen Ionen werden durch elektrostatische Anziehungskräfte zusammengehalten. Bei Schlageinwirkung auf einen Salzkristall verschieben sich die Ionenschichten des Gitters, sodass sich gleich geladene Ionen gegenüberstehen können. Die gleich geladenen Ionen stoßen sich ab, was die Abspaltung einer ganzen Ionenschicht zur Folge haben kann.

... *haben hohe Schmelz- und Siedetemperaturen:*

Die elektrostatischen Anziehungskräfte zwischen den positiv geladenen Kationen und den negativ geladenen Anionen sind sehr hoch und es bedarf viel Energie, diese Kräfte zu überwinden, sodass Salze hohe Schmelz- und Siedetemperaturen aufweisen.

... *leiten den elektrischen Strom in der Schmelze oder als wässrige Lösung:*

In der Schmelze sind die positiv geladenen Kationen und die negativ geladenen Anionen nicht mehr an feste Gitterplätze gebunden wie im festen Zustand. Die Ionen sind in der Schmelze frei beweglich und können bei Anschluss einer Spannungsquelle Ladung transportieren. In wässrigen Lösungen sind die Kationen und Anionen ebenfalls nicht mehr an feste Gitterplätze gebunden, sondern sind, umgeben von Hydrathüllen, in der Lösung frei beweglich. Bei Anschluss einer Spannungsquelle können sie in der Lösung Ladung transportieren.

### Molekulare Stoffe

... *haben hohe und niedrige Schmelz- und Siedetemperaturen:*

Die zwischenmolekularen Kräfte, die zwischen den Teilchen molekularer Stoffe wirken, können unterschiedlich stark sein. Zwischen Methanmolekülen wirken nur schwache Van-der-Waals-Kräfte, sodass Methan schon bei  $-182\text{ °C}$  vom festen in den flüssigen Zustand übergeht. Hexadecan dagegen weist eine Schmelztemperatur von  $18\text{ °C}$  auf, da aufgrund der längeren Kohlenwasserstoffketten die Van-der-Waals-Kräfte stärker sind als zwischen den kleinen Methanmolekülen. Schwefelwasserstoff siedet bereits bei  $-60\text{ °C}$ , während Wasser erst bei  $100\text{ °C}$  siedet. Die Bindung zwischen Sauerstoff- und Wasserstoffatomen ist stärker polarisiert als die zwischen Schwefel- und Wasserstoffatomen, sodass stärkere Dipol-Dipol-Kräfte wirken können. Zusätzlich bilden die Wassermoleküle untereinander Wasserstoffbrücken aus, was einen starken Zusammenhalt der Moleküle bewirkt.

... *haben oft einen spezifischen Geruch:*

Viele molekulare Stoffe liegen bei Zimmertemperatur gasförmig vor oder sind leicht flüchtig und können an ihrem spezifischen Geruch wahrgenommen werden. Die niedrigen Siedetemperaturen und die Flüchtigkeit vieler Stoffe, insbesondere solcher, die aus kleinen Molekülen aufgebaut sind, kann mit den schwachen oder nur mäßig starken zwischenmolekularen Kräften erklärt werden.

c)

Stoff	Stoffklasse	Siedetemperatur	Viskosität	Lösungsverhalten
Ethan	Alkane	Nimmt mit steigender Kettenlänge zu. Butan ist bei Zimmertemperatur gasförmig, Pentan bereits flüssig.	Nimmt mit steigender Kettenlänge zu. Höhere Alkane mit neun oder mehr C-Atomen findet man daher selten im Benzin.	Ineinander und in anderen lipophilen Stoffen löslich; in Wasser nur in Spuren.
Propen	Alkene	Nimmt mit steigender Kettenlänge zu. Ähnlich wie bei den Alkanen.	Nimmt mit steigender Kettenlänge zu.	Ineinander und in anderen lipophilen Stoffen löslich; in Wasser nur in Spuren.
Methanol	Alkanole	Nimmt mit steigender Kettenlänge zu. Bei den niederen Alkanolen liegt die Siedetemperatur weit über der der Alkane. So ist bereits Methanol bei Zimmertemperatur flüssig.	Nimmt mit steigender Kettenlänge zu.	Bis Propan-1-ol unbegrenzt in Wasser löslich. Ab Butan-1-ol nimmt die Löslichkeit in Wasser immer mehr ab. In Benzin ist nur Methanol schlecht löslich. Alle anderen Alkanole sind unbegrenzt in Benzin löslich.
Hexan-1-ol	Alkanole	s. Methanol	s. Methanol	s. Methanol



**A6 Wasser**

a) Große Oberflächenspannung, hohe spezifische Wärmekapazität, Dichteanomalie

b)

*Eis schwimmt auf Wasser:*

Fast alle Stoffe haben im festen Zustand eine höhere Dichte als im flüssigen. Der Stoff Wasser zeigt ein anderes Verhalten, was durch die Ausbildung von Wasserstoffbrücken erklärt werden kann.

Im Eiskristall ist jedes Sauerstoffatom tetraedrisch von vier Wasserstoffatomen umgeben. Neben den beiden „eigenen“ Wasserstoffatomen, die durch Atombindungen an das Sauerstoffatom gebunden sind, haben sich Wasserstoffbrücken zu zwei Wasserstoffatomen anderer Wassermoleküle gebildet. So entsteht ein weitmaschiges Molekülgitter mit großen Hohlräumen. In flüssigem Wasser ist jedes Sauerstoffatom auch von vier Wasserstoffatomen umgeben. Die Wasserstoffbrücken werden jedoch ständig neu gebildet und gelöst. Es liegt keine starre Struktur mit großen Hohlräumen wie im Molekülgitter des Eises vor. Eis hat daher eine geringere Dichte als flüssiges Wasser und schwimmt auf diesem.

*Im Winter können Wasserrohre platzen:*

Das spezifische Volumen ist der Kehrwert der Dichte. Da Eis wie oben begründet eine geringere Dichte als Wasser hat, nimmt eine bestimmte Masse an Eis ein größeres Volumen ein als die gleiche Masse an flüssigem Wasser, wodurch die Rohre platzen können.

*Salze lösen sich gut in Wasser:*

Salze sind aus positiv und negativ geladenen Ionen aufgebaut. Wassermoleküle sind polar und können sich aufgrund ihres Dipolcharakters an Salzkristalle anlagern. Dabei richten sie sich entsprechend der Ladung der Ionen aus. Die Kationen des Kristalls werden von den negativ polarisierten Sauerstoffatomen der Wassermoleküle umlagert, die Anionen von den positiv polarisierten Wasserstoffatomen. Aus dem Kristall herausgelöste Ionen werden von Hydrathüllen umgeben, wobei sich die Wassermoleküle wieder entsprechend der Ladung der Ionen ausrichten. So können nach und nach immer mehr Ionen aus dem Kristall herausgelöst werden.

*Ein Wasserläufer geht nicht unter:*

Die Oberfläche von Wasser wirkt wie eine gespannte elastische Haut, die den Wasserläufer trägt. Auf der Teilchenebene kann man dieses Phänomen mit der Ausbildung von Wasserstoffbrücken erklären, welche einen starken Zusammenhalt der Wassermoleküle bewirken. In Wassermolekülen ist die Bindung zwischen den Sauerstoff- und Wasserstoffatomen aufgrund der großen Elektronegativitätsdifferenz stark polarisiert. Die positiv polarisierten Wasserstoffatome eines Moleküls treten mit freien Elektronenpaaren negativ polarisierter Sauerstoffatome anderer Moleküle in Wechselwirkung. Es sind Wasserstoffbrücken entstanden. Diese werden im Inneren der Flüssigkeit nach allen Seiten ausgebildet. Da alle Wassermoleküle an der Oberfläche zum Inneren der Flüssigkeit gezogen werden, sie diesem Zug wegen der dort schon vorhandenen Moleküle jedoch nicht folgen können, erscheint die Oberfläche wie eine gespannte elastische Haut.

*Wasser ist ein gutes Kühlmittel:*

Beim Erwärmen von flüssigem Wasser wird viel Energie benötigt, um die Wasserstoffbrücken zu überwinden. Deshalb hat Wasser eine große spezifische Wärmekapazität. Dies bedeutet, dass auf flüssiges Wasser viel Energie übertragen werden kann und dabei die Temperatur des Wassers nicht stark steigt.

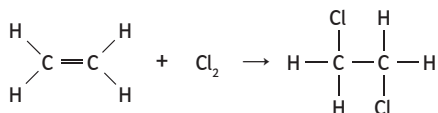
## Donator-Akzeptor-Konzept

### Zu den Aufgaben

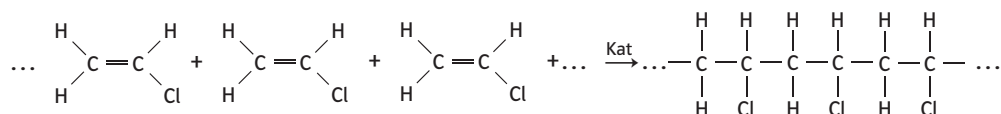
#### A1 Reaktionstypen in der organischen Chemie

a)

Beispiel einer Additionsreaktion:



Beispiel einer Polymerisationsreaktion:



b) Die o.g. Addition ist eine Redoxreaktion, die Polymerisation nicht.

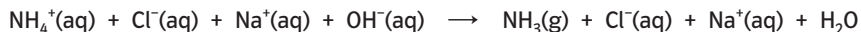
#### A2 Verbrennung



Octan ( $\text{C}_8\text{H}_{18}$ ) ist das Reduktionsmittel, Sauerstoff ( $\text{O}_2$ ) ist das Oxidationsmittel.

#### A3 Lakritz

Es liegt eine Säure-Base-Reaktion vor. Salmiak bzw. Ammoniumchlorid ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) enthält das Ammoniumion ( $\text{NH}_4^+$ ). Natriumhydroxid ( $\text{NaOH}$ ) enthält Hydroxidionen ( $\text{OH}^-$ ). Gibt man Lakritz, das Salmiak enthält, und Natriumhydroxidplätzchen sowie etwas Wasser zusammen und erwärmt, so reagieren die Ammoniumionen mit den Hydroxidionen. Die Ammoniumionen fungieren als Säure, die Hydroxidionen als Base. Ammoniumionen sind Protonendonatoren, Hydroxidionen Protonenakzeptoren. Durch Abgabe eines Protons entstehen aus Ammoniumionen Ammoniakmoleküle:

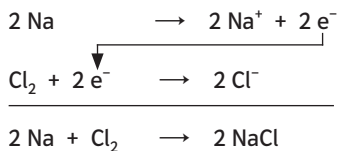


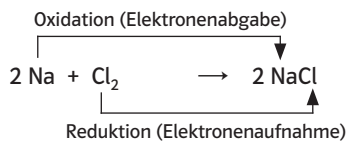
Ammoniak entweicht als Gas und reagiert mit dem Wasser des feuchten Indikatorpapiers zu Hydroxidionen, das eine basische Reaktion (Blaufärbung) anzeigt:



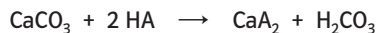
Bei beiden Reaktionen wird ein Proton übertragen. Sie sind also Säure-Base-Reaktionen.

#### A4 Salzbildung

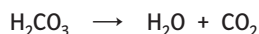


**A5 Essigreiniger**

Marmor ist ein Gestein, das Calcium- und Magnesiumcarbonate enthält. Die Carbonate werden von der Essigsäure angegriffen und zerstört:



Die entstandene Kohlensäure ist instabil und zerfällt nach folgender Gleichung:

**A6 Redox- oder Säure-Base-Reaktion?**

a) Magnesium + Chlor

Reaktionstyp: Elektronenübergang



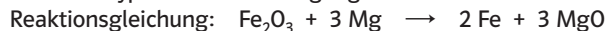
b) Ammoniak + Hydrogenchlorid

Reaktionstyp: Protonenübergang



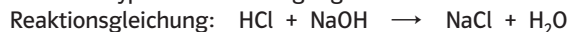
c) Eisenoxid + Magnesium

Reaktionstyp: Elektronenübergang



d) Salzsäure + Natronlauge

Reaktionstyp: Protonenübergang

**Energie-Konzept****Zu den Aufgaben****A1 Mindmap Energie**

a) Individuelle Lösungen

b) In verschiedenen Kapiteln wird das Energie-Konzept in unterschiedlichen Zusammenhängen angesprochen. So werden beispielsweise die Themen Reaktionsenergie und Energieumwandlung betrachtet. Auch Energiebetrachtungen im Atom werden angestellt. Im Folgenden wird eine Auswahl an Kapiteln mit kurzen Zusammenfassungen vorgestellt.

**Rückblick Chemische Reaktionen und Energie**

Bei einer chemischen Reaktion ändert sich im Allgemeinen die innere Energie  $E_i$  des reaktionsfähigen Systems. Den Unterschied  $\Delta E_i$  zwischen den Energiewerten nach und vor der Reaktion nennt man Reaktionsenergie. Sie kann positiv sein, dann muss in der Gesamtbilanz Energie von außen zugeführt werden; die Reaktion ist endotherm. Die Reaktionsenergie kann auch negativ sein, dann wird Energie abgegeben; die Reaktion ist exotherm.

Auch bei exothermen Reaktionen ist oft ein Anschlag der Reaktion durch Energiezufuhr erforderlich. Die zum Auslösen der Reaktion erforderliche Energie heißt Aktivierungsenergie.

### Rückblick Atombau und Periodensystem

In einem Atom kann sich ein Elektron nur auf bestimmten Energiestufen befinden. Die unterschiedlichen Energiestufen zeigen sich in den unterschiedlichen Ionisierungsenergien. Die Atomhülle ist (entsprechend den Energiestufen) in Schalen strukturiert. Das Entfernen eines Elektrons aus einer äußeren Schale erfordert weniger Energie als das Entfernen eines Elektrons aus einer inneren Schale.

### Rückblick Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen

An die Energiebilanz bei der Bildung eines Salzes (z. B. Natriumchlorid) aus den elementaren Stoffen (Natrium und Chlor) wird erinnert. Bemerkenswert ist Folgendes: Nicht die Bildung der Ionen ( $\text{Na}^+$  und  $\text{Cl}^-$ , „abgeschlossene Edelgasschalen“) ist der Grund dafür, dass die Salzbildung exotherm ist, sondern die Gitterenergie, die beim Zusammenführen der entgegengesetzt geladenen Ionen zum Kristallgitter abgegeben wird.

### Kap. 1.12 Elektrochemische Spannungsquellen

Galvanische Elemente wandeln chemische Energie, die in einem reaktionsfähigen System vorliegt, in elektrische Energie um. So können mit einer Batterie, deren Funktionieren auf chemischen Vorgängen beruht, elektrische Geräte betrieben werden. Wenn die chemische Reaktion zu ihrem Ende gekommen ist, ist die Batterie „leer“. Es gibt wiederaufladbare galvanische Elemente. Sie heißen Akkumulatoren, kurz Akkus.

### Kap. 1.13 Batterien und Akkumulatoren

Ein Akkumulator ist ein Gerät, mit dessen Hilfe elektrische Energie gespeichert werden kann. Sie wird dazu zum „Erzwingen“ einer chemischen Reaktion eingesetzt, die freiwillig umgekehrt ablaufen würde.

So werden im Bleiakkumulator beim Laden (Zufuhr elektrischer Energie) metallisches Blei und Bleidioxid gebildet, also  $\text{Pb}(0)$  und  $\text{Pb}(IV)$ , beim Entladen erfolgt Synproportionierung zu Blei(II)-Ionen. Es gibt viele weitere Typen von Akkumulatoren, u. a. den Lithiumionen-Akku.

Die Möglichkeit, elektrische Energie zu speichern, spielt bei der zunehmenden Verwendung erneuerbarer Energien eine große Rolle.

### Kap.1.14 Elektromobilität

Die Vorteile von elektrisch betriebenen Fahrzeugen werden herausgestellt.

Beim Elektroantrieb werden über 80% der elektrischen Energie in Bewegungsenergie umgewandelt. Nur ein sehr geringer Teil wird in Form von Wärme abgegeben, sodass der Wirkungsgrad – im Vergleich zu Fahrzeugen mit Verbrennungsmotoren – sehr hoch ist. Die elektrische Energie stammt aus Akkumulatoren oder Brennstoffzellen.

### Kap. 1.16 Exkurs Mobile Energiewandler – Brennstoffzellen

In einer Brennstoffzelle wird chemische Energie in elektrische Energie umgewandelt. Die chemische Energie steht dadurch zur Verfügung, dass z. B. Wasserstoff und Sauerstoff zu Wasser reagieren können, wobei Energie abgegeben wird. Wenn diese Reaktion in einer Brennstoffzelle abläuft, wird die abgegebene Energie in elektrische Energie umgewandelt und kann z. B. in einem Elektromotor genutzt werden.

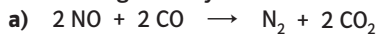
### Kap. 3.26 Exkurs Erneuerbare Energiequellen

Als erneuerbare (regenerative) Energiequellen werden genannt: Fotovoltaik, Windenergie, Wasser, „Kraft“, thermische Energie, d. h. Geothermie und thermische Energie aus Sonnenkollektoren (Solarthermie) und Energie aus nachwachsenden Rohstoffen (Biomasse, Biotreibstoffe). Bei der Solar-Wasserstoff-Technik wird zunächst die Strahlungsenergie der Sonne in elektrische Energie umgewandelt. Mit ihr kann durch Elektrolyse Wasserstoff gewonnen werden. Mit Wasserstoff kann dann eine Brennstoffzelle (z. B. in einem Auto) betrieben werden.

**A2 Die Zink-Kohle Batterie**

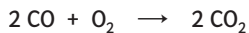
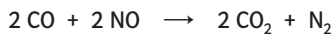
a) Am Minuspol werden Zinkatome zu  $\text{Zn}^{2+}$ -Ionen oxidiert, die in Lösung gehen. Die abgegebenen Elektronen wandern von der Zinkelektrode durch den Draht und die Glühlampe zur Kohlelektrode. Dort werden die Elektronen von  $\text{Mn}^{4+}$ -Ionen aufgenommen; diese werden zu  $\text{Mn}^{3+}$ -Ionen reduziert.

b) An den Elektroden wird chemische Energie in elektrische Energie umgewandelt. In der Glühlampe wird elektrische Energie in thermische Energie und thermische Energie in Strahlungsenergie umgewandelt.

**A3 Der Abgaskatalysator**

b) Ein Katalysator erhöht die Reaktionsgeschwindigkeit einer chemischen Reaktion, indem er die Aktivierungsenergie für die chemische Reaktion herabsetzt. Der Katalysator selbst geht dabei unverändert aus der Reaktion hervor.

c) Eine schematische Abbildung eines Abgaskatalysators findet man im Schülerbuch, Kap. 3.17, B4. Durch den geregelten Abgaskatalysator wird der Schadstoffanteil der Autoabgase verringert. Der Katalysator besteht aus einem Keramikwabekörper, der mit zahlreichen dünnen Kanälen durchzogen ist. Diese sind mit den katalytisch wirksamen Edelmetallen Platin, Rhodium und einem geringen Anteil an Palladium beschichtet. Die Abgase aus dem Motor strömen durch die Kanäle und reagieren an der Metalloberfläche zu weniger schädlichen Abgasen. Dabei werden die drei Schadstoffe bzw. Schadstoffgruppen Kohlenwasserstoffe, Stickstoffoxide und Kohlenstoffmonoxid zu Kohlenstoffdioxid, Wasser und Stickstoff umgesetzt:



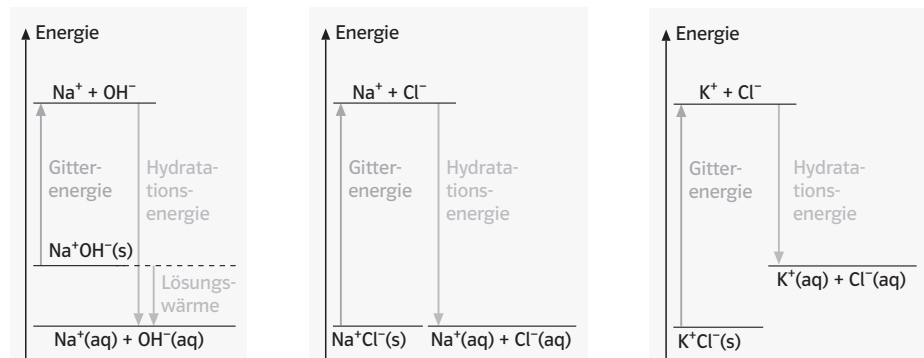
Zur optimalen Umsetzung der Schadstoffe ist ein bestimmtes Luft-Abgas-Verhältnis notwendig. Bei einem geregelten Katalysator überprüft die Lambda-Sonde den Anteil des Restsauerstoffs im Abgas und passt entsprechend das Verhältnis von Benzin und Luft in der Einspritzanlage des Motors an. Man erreicht durch einen geregelten Abgaskatalysator eine Schadstoffminderung von ca. 90%.

d) Die Verbrennung von Benzin im Motor läuft nicht vollständig ab. Neben Kohlenstoffdioxid und Wasser entsteht auch das hochgiftige Kohlenstoffmonoxid. Ein Teil des Benzins verbrennt gar nicht, sodass die Abgase krebserregende Stoffe wie Benzol enthalten. Aufgrund der hohen Temperaturen im Zylinder wird ein Teil des Stickstoffs der angesaugten Luft oxidiert, sodass Stickstoffoxide entstehen. Stickstoffoxide sind giftig und mitverantwortlich für die Bildung von bodennahem Ozon und saurem Regen. Bei einem 3-Wege-Katalysator werden die Schadstoffe Kohlenstoffmonoxid, Kohlenwasserstoffe und Stickstoffoxide fast vollständig zu Wasser, Stickstoff und Kohlenstoffdioxid umgesetzt.

*Hinweis:* Der Abgaskatalysator wandelt giftige Stoffe in ungiftige Reaktionsprodukte um, u. a. das Treibhausgas Kohlenstoffdioxid. Da auch Kohlenstoffmonoxid, Kohlenwasserstoffe und Stickstoffoxide Treibhausgase wären, hat der Abgaskatalysator praktisch keinen Einfluss auf den anthropogenen Treibhauseffekt. Kohlenstoffdioxid ist außerdem eines der Hauptprodukte der Verbrennung von Benzin. Es wird durch keinen Katalysator unschädlich gemacht. Die „Vernichtung“ von Kohlenstoffdioxid (z. B. Umwandlung in Kohlenstoff und Sauerstoff) wäre eine endotherme Reaktion, d. h., man würde die durch die Verbrennung gewonnene Energie wieder verlieren.

#### A4 Salzlösungen

a)



b)

Natriumhydroxid:  $| \text{Gitterenergie} | < | \text{Hydratationsenergie} |$   
 Natriumchlorid:  $| \text{Gitterenergie} | \approx | \text{Hydratationsenergie} |$   
 Kaliumchlorid:  $| \text{Gitterenergie} | > | \text{Hydratationsenergie} |$

#### A5 Gewinnung von elektrischer Energie in einem Kohlekraftwerk

a) Kohle wird zermahlen und verbrannt. Die dabei entstehende Wärme wird genutzt, um aus Wasser Wasserdampf zu erzeugen, der eine Turbine antreibt. Die Turbine ist mit einem Generator verbunden, der durch die Turbine angetrieben wird. Unterhalb der Turbine ist ein Kondensator, in dem der Wasserdampf wieder verflüssigt wird, wobei ein Großteil seiner Wärme an das Kühlwasser abgegeben wird. Das verflüssigte Wasser im Kondensator wird über eine Pumpe wieder dem Kesselhaus zugeführt, und das erwärmte Kühlwasser fließt zum Kühlturm. Die bei der Verbrennung entstehenden Abgase werden durch einen Rauchgasfilter geleitet, bevor sie über den Kamin abgelassen werden.

b) Neben Kohlenstoffdioxid, Kohlenstoffmonoxid, Schwefeldioxid und Stickstoffoxiden entstehen schwermetallhaltige Stäube.

c) Bei der Verbrennung von Kohle wird aus Wasser Wasserdampf erzeugt. Dabei wird chemische Energie in thermische Energie umgewandelt. Der Wasserdampf wird durch eine Turbine geleitet, wobei thermische Energie in mechanische Energie umgewandelt wird. Die Turbine treibt einen Generator an, was eine Umwandlung von mechanischer Energie in elektrische Energie bewirkt.

d) Bei Energieumwandlungen wird ein Teil der Energie als Wärme an die Umgebung abgegeben, wodurch er für die weitere technische Nutzung verloren geht. Man spricht von „Energieentwertung“. Wie oben beschrieben wird in Kohlekraftwerken Wärme ans Kühlwasser abgegeben. Diese sogenannte Abwärme kann für Fernwärmenetze zur Beheizung von Gebäuden genutzt werden. Weiterhin können die entstehenden heißen Verbrennungsgase einer Gasturbine zur Stromerzeugung zugeführt werden.