

Rückblick

Rückblick Aufgaben

A1 Je stärker die Anziehungskräfte zwischen den kleinsten Teilchen eines Stoffes sind, desto höher ist die Siedetemperatur des Stoffes, denn zum Verdampfen müssen die Anziehungskräfte zwischen den Teilchen vollständig überwunden werden.

A2 Ein Ergebnis in Tabellenform kann so aussehen:

| Stoff \ Teilchenart | Atome | Moleküle | Ionen |
|---------------------|-------|----------|-------|
| Aluminium | X | | |
| Argon | X | | |
| Brom | | X | |
| Natriumbromid | | | X |
| Chlorwasserstoff | | X | |

A3

- **Sprödigkeit:** In den Ionenverbindungen sind die einzelnen Kationen und Anionen in einem Ionenverband regelmäßig angeordnet. Wird auf einen Teil des Kristalls eine Kraft ausgeübt, so können sich die Schichten so gegeneinander verschieben, dass gleich geladene Ionen nebeneinander liegen. Die Abstoßungskräfte überwiegen, die Schichten stoßen sich ab, der Kristall wird gespalten.
- **Hohe Schmelztemperatur:** Jedes Kation ist von einer bestimmten Anzahl Anionen und jedes Anion ist von einer bestimmten Anzahl Kationen umgeben. Beim Schmelzen muss sehr viel Energie aufgewendet werden, um die einzelnen Ionen aus diesem Verband herauszulösen.
- **Löslichkeit in Wasser:** Von den Ionen an der Oberfläche eines Kristalls werden die Dipolmoleküle des Wassers angezogen und lagern sich am Gitter an. Sie umgeben die Ionen und bewirken so deren Trennung vom Gitter. Die Ionenverbindung löst sich. In der Lösung liegen die von Wassermolekülen umgebenen Ionen vor, die hydratisierten Ionen.

A4

| Stoff | Wasserstoff | Methan | Chlorwasserstoff | Wasser | Kaliumchlorid |
|-----------------|-------------|---------|------------------|--------|---------------|
| Siedetemperatur | –253 °C | –182 °C | –85 °C | 100 °C | 1420 °C |

Begründung: Die Siedetemperatur ist abhängig von den Anziehungskräften zwischen den Teilchen. Wasserstoff besteht aus kleinen unpolaren Molekülen; die Anziehungskräfte sind sehr schwach. Die unpolaren Methanmoleküle sind größer als Wasserstoffmoleküle, daher sind die Anziehungskräfte (hier Van-der-Waals-Kräfte) stärker. Die Chlorwasserstoffmoleküle sind polar; die Anziehungskräfte zwischen permanenten Dipolen (Dipol-Dipol-Kräfte) sind wesentlich stärker. Jedes Wassermolekül kann zwei Wasserstoffbrücken zu Nachbarmolekülen ausbilden, daher sind die Anziehungskräfte noch stärker. (Außerdem ist allgemein bekannt, dass die Siedetemperatur von Wasser 100 °C ist.) Kaliumchlorid besteht aus Ionen, die anderen Verbindungen aus Molekülen. Die Anziehungskräfte zwischen Ionen sind stärker als zwischen Molekülen, folglich hat Kaliumchlorid die höchste Siedetemperatur.

Hinweis: Die Schüler sollten auch ohne ein Tabellenwerk die Siedetemperaturen zuordnen können. Dazu sollten sie sich zunächst überlegen, aus welchen Teilchen die Verbindung besteht und dann die folgenden Regeln anwenden:

- Zwischen Ionen herrschen stärkere Anziehungskräfte als zwischen Atomen (Edelgase) und Molekülen.
- Zwischen kleinen Atomen (Edelgase) bzw. kleinen Molekülen wirken schwächere Anziehungskräfte als zwischen großen Atomen bzw. großen Molekülen.
- Zwischen polaren Molekülen wirken stärkere Anziehungskräfte als zwischen unpolaren Molekülen gleicher Größe.

- Können zwischen den Molekülen Wasserstoffbrücken gebildet werden, so führt dies zumindest bei kleinen Molekülen zu einer Erhöhung der Siedetemperatur im Vergleich zu Molekülen ähnlicher Größe.

A5 Der Atomkern besteht aus Protonen und Neutronen. Jedes Proton trägt eine positive Elementarladung, die Neutronen tragen keine elektrische Ladung. Die kugelförmige Atomhülle besteht aus Elektronen; jedes Elektron trägt eine negative Elementarladung. In einem neutralen Atom ist die Anzahl der Protonen und Elektronen gleich.

Besteht die Atomhülle aus mehr als zwei Elektronen, so unterscheiden diese sich teilweise stark in ihrer Energie. Die Ionisierungsenergien geben Hinweise auf die Differenzierung der Atomhülle. Ein Elektron wird vom Kern umso stärker angezogen, je größer dessen Ladung ist. Je weiter ein Elektron vom Kern entfernt ist, desto geringer ist der Energieaufwand, um dieses Elektron abzuspalten. Die Ionisierungsenergie des n -ten Elektrons ist die Ionisierungsenergie eines Atoms oder Ions mit n Elektronen. Zwischen $n = 11$ und $n = 10$ beobachtet man ein sprunghaftes Ansteigen der Ionisierungsenergie, ebenso zwischen $n = 3$ und $n = 2$.

Beispiel Natrium: Der Atomkern besteht aus 11 Protonen und 12 Neutronen, die Atomhülle besteht aus 11 Elektronen. Wenn man von einem Natriumatom das 11. und das 10. Elektron entfernt, so beobachtet man, dass sich die beiden zugehörigen Ionisierungsenergien beträchtlich unterscheiden. Die jeweiligen Ionisierungsenergien vom 10. bis zum 3. Elektron unterscheiden sich zwar auch, aber nicht so stark. Beim Entfernen des 3. und des 2. Elektrons ist wieder ein großer Unterschied der beiden Ionisierungsenergien zu beobachten. Die 11 Elektronen des Natriumatoms lassen sich folglich den folgenden Energiestufen bzw. Schalen zuordnen:

1. Energiestufe (K-Schale): 2 Elektronen
2. Energiestufe (L-Schale): 8 Elektronen
3. Energiestufe (M-Schale): 1 Elektron

Zusätzliches Beispiel Phosphor: Der Atomkern besteht aus 15 Protonen und 16 Neutronen, die Atomhülle besteht aus 15 Elektronen. Nach der Abspaltung von 5 Elektronen und nach der Abspaltung von 13 Elektronen von einem Phosphoratom tritt jeweils ein sprunghafter Anstieg der Ionisierungsenergien auf. Die 15 Elektronen des Phosphoratoms lassen sich folglich den folgenden Energiestufen bzw. Schalen zuordnen:

1. Energiestufe (K-Schale): 2 Elektronen
2. Energiestufe (L-Schale): 8 Elektronen
3. Energiestufe (M-Schale): 5 Elektronen

A6 Edelgasregel bei Ionenverbindungen: Wenn bei Reaktionen von Atomen Ionen entstehen, so haben diese meist die gleiche Elektronenanzahl und -verteilung in den Schalen wie ein Edelgasatom. Diesen Zusammenhang bezeichnet man als Edelgasregel. Ein Kation, das bei der Abgabe von Elektronen aus einem Metallatom gebildet wird, weist dabei die Elektronenanzahl und -verteilung auf wie ein Atom des im PSE vor ihm stehenden Edelgases. Ein Anion, das durch Aufnahme von Elektronen aus einem Atom entsteht, weist die Elektronenanzahl und -verteilung auf wie ein Atom des im PSE folgenden Edelgases.

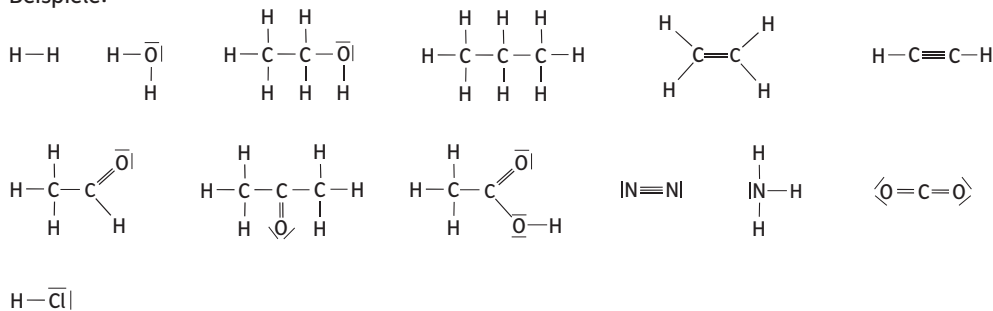
Beispiele:

| Atom | Ion | Anzahl der Elektronen und Verteilung der Elektronen des Ions | Edelgasatom |
|------|------------------|--|-------------|
| Li | Li ⁺ | 2 1. Energieniveau: 2 | He |
| Na | Na ⁺ | 10 1. Energieniveau: 2 - 2. Energieniveau: 8 | Ne |
| Mg | Mg ²⁺ | 10 1. Energieniveau: 2 - 2. Energieniveau: 8 | Ne |
| Al | Al ³⁺ | 10 1. Energieniveau: 2 - 2. Energieniveau: 8 | Ne |
| K | K ⁺ | 18 1. Energieniveau: 2 - 2. Energieniveau: 8 - 3. Energieniveau: 8 | Ar |
| Ca | Ca ²⁺ | 18 1. Energieniveau: 2 - 2. Energieniveau: 8 - 3. Energieniveau: 8 | Ar |
| H | H ⁻ | 2 1. Energieniveau: 2 | He |
| F | F ⁻ | 10 1. Energieniveau: 2 - 2. Energieniveau: 8 | Ne |
| O | O ²⁻ | 10 1. Energieniveau: 2 - 2. Energieniveau: 8 | Ne |
| N | N ³⁻ | 10 1. Energieniveau: 2 - 2. Energieniveau: 8 | Ne |
| Cl | Cl ⁻ | 18 1. Energieniveau: 2 - 2. Energieniveau: 8 - 3. Energieniveau: 8 | Ar |
| S | S ²⁻ | 18 1. Energieniveau: 2 - 2. Energieniveau: 8 - 3. Energieniveau: 8 | Ar |

Hinweis: Die Edelgasregel gilt für die meisten Ionenverbindungen der Hauptgruppenelemente. Es gibt aber auch Ausnahmen, z. B. PbO.

Edelgasregel bei Molekülverbindungen: In vielen Molekülen kann man jedem Atom so viele Elektronen zurechnen wie dem Edelgasatom, das in derselben Periode des PSE wie das betreffende Atom steht. Die nicht bindenden Elektronenpaare werden dabei dem zugehörigen Atom zugerechnet, die bindenden Elektronenpaare werden den beiden an der Bindung beteiligten Atome zugerechnet.

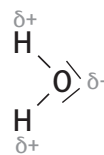
Beispiele:



Das Wasserstoffatom weist in diesen Molekülen die Elektronenanzahl des Heliumatoms auf; die Atome der zweiten Periode weisen die Elektronenanzahl des Neonatoms auf. Damit haben die Atome formal gleich viele Elektronen wie ein Edelgasatom. Die für die Ionen formulierte Edelgasregel lässt sich also auch auf Moleküle übertragen.

Hinweis: Die Edelgasregel gilt für viele Moleküle, aber keineswegs für alle. Sie gilt z. B. nicht für B₂H₆, O₃, NO, NO₂, SO₂ und SO₃.

A7 Das Wassermolekül besteht aus einem Sauerstoffatom und zwei Wasserstoffatomen. Die beiden O—H-Bindungen sind polar. Die Wasserstoffatome weisen positive Teilladungen (Partialladungen) und das Sauerstoffatom eine negative Teilladung auf. Durch den gewinkelten Bau des Moleküls liegt der Schwerpunkt der positiven Teilladung auf der Winkelhalbierenden des Bindungswinkels zwischen den Wasserstoffatomen, er fällt nicht mit der negativen Teilladung zusammen. Das Wassermolekül ist also ein Dipol.

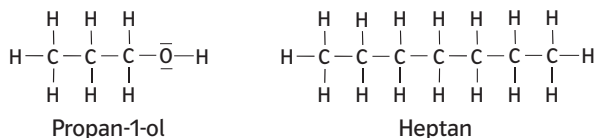


Besondere Eigenschaften des Wassers:

- **Anomalie des Wassers:** Im Eis ist jedes Sauerstoffatom tetraedrisch von vier Wasserstoffatomen umgeben. Zu je zwei Wasserstoffatomen führt je eine Atombindung, zu den beiden anderen, etwas weiter entfernten, je eine Wasserstoffbrücke. Diese Anordnung ergibt ein weitmaschiges Gitter mit durchgängigen Hohlräumen von sechseckigem Querschnitt. Wegen dieser weiträumigen Struktur besitzt Eis eine geringere Dichte als flüssiges Wasser und schwimmt in diesem. Wenn Eis schmilzt, bricht das Gitter zusammen und die Dichte nimmt zu. Mit steigender Temperatur werden die Bruchstücke immer kleiner. Dadurch steigt die Dichte des Wassers bis 4 °C an. Bei weiterer Temperaturerhöhung dehnt sich Wasser wie jede andere Flüssigkeit aus.
- **Hohe Siedetemperatur:** Wasser hat angesichts der geringen Größe seiner Moleküle eine verhältnismäßig hohe Siedetemperatur. Dies ist auf die Wasserstoffbrücken zurückzuführen. Jedes Wassermolekül kann mit bis zu vier Nachbarmolekülen über Wasserstoffbrücken verbunden sein.
- **Hohe Oberflächenspannung:** Auch die hohe Oberflächenspannung beruht auf den Wasserstoffbrücken. Diese werden von den Molekülen im Inneren der Flüssigkeit nach allen Seiten ausgebildet. Da alle Moleküle an der Oberfläche zum Innern 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 als Lösungsmittel:** Wasser ist ein gutes Lösungsmittel für Salze; es hydratisiert deren Ionen. Da das Wassermolekül ein Dipol ist, ist Wasser auch ein gutes Lösungsmittel für molekulare Stoffe, die aus Dipolmolekülen bestehen. Besonders gut lösen sich viele molekulare Stoffe, die aus Molekülen bestehen, mit denen die Wassermoleküle Wasserstoffbrücken eingehen können.

A8 Das Propan-1-ol-Molekül besitzt eine Hydroxygruppe (OH-Gruppe). Die Bindung zwischen dem Wasserstoff- und dem Sauerstoffatom ist stark polar, mit einer positiven Teilladung am Wasserstoffatom und einer negativen am Sauerstoffatom. Es liegt ein Dipolmolekül vor. Zwischen Propan-1-ol-Molekülen und Wassermolekülen können sich Wasserstoffbrücken ausbilden. Diese Wechselwirkungen ermöglichen die Löslichkeit des Propan-1-ols in Wasser.

Die Propylgruppe ist unpolar. Zwischen den Propylgruppen der Propan-1-ol-Moleküle und den Heptanmolekülen können Van-der-Waals-Kräfte wirken, diese ermöglichen die Löslichkeit in Heptan. (Benzin enthält Heptan und andere Kohlenwasserstoffe mit ähnlicher Struktur.)



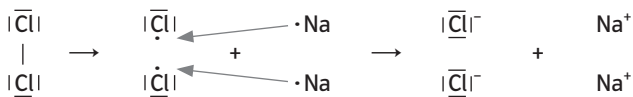
A9

a) Polare Bindung: Eine Bindung zwischen zwei Atomen unterschiedlicher Elektronegativität führt zur polaren Atombindung. Die Ladungsverteilung zwischen den verbundenen Atomkernen ist unsymmetrisch. Das Atom mit der höheren Elektronegativität trägt eine negative Teilladung (δ^-), das andere eine positive (δ^+).

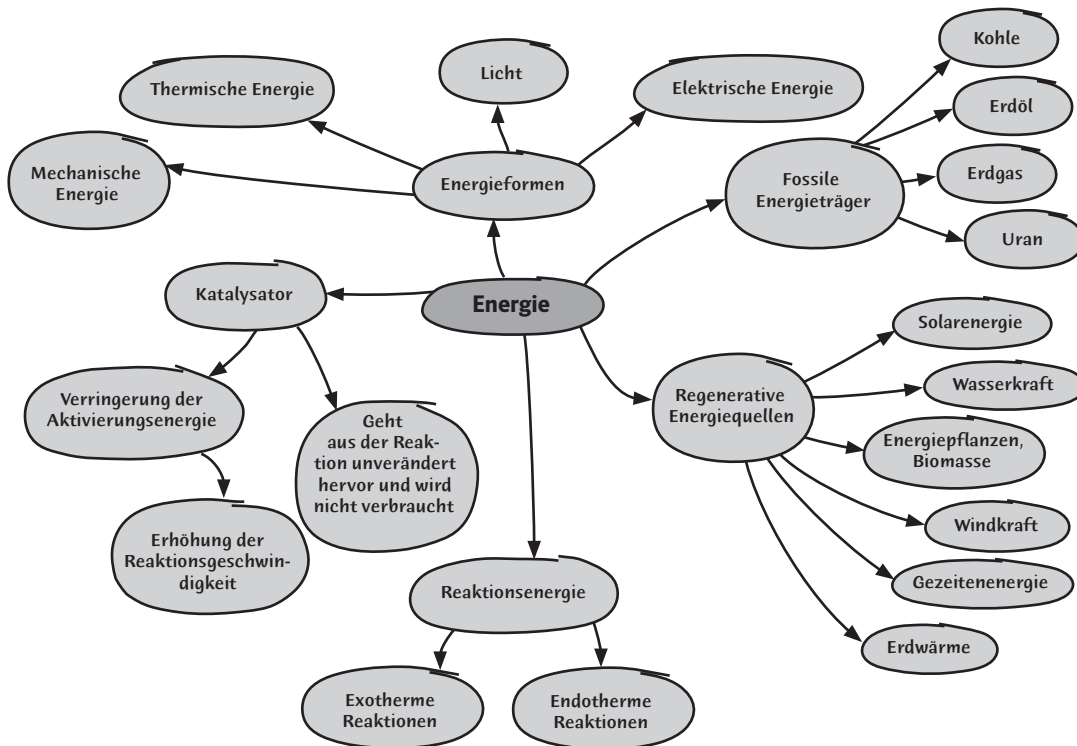
b) Dipolmolekül: In einem Dipolmolekül sind die Teilladungen (δ^+ und δ^-) unsymmetrisch verteilt, sodass die beiden Ladungsschwerpunkte an unterschiedlichen Stellen liegen.

- c) **Hydrophil:** Stoffe mit guter Wasserlöslichkeit werden als hydrophile Stoffe bezeichnet. (Wortbedeutung: hydrophil von griech. hydor, Wasser und griech. philos, liebend)
- d) **Lipophil:** Stoffe mit guter Fettlöslichkeit bzw. guter Löslichkeit in unpolaren Stoffen nennt man lipophil. (Wortbedeutung: lipophil von griech. lipos, Fett und griech. philos, liebend)
- e) **Funktionelle Gruppe:** Unter einer funktionellen Gruppe versteht man eine Atomgruppe, die die Eigenschaften und das Reaktionsverhalten der sie tragenden Verbindung maßgeblich beeinflusst.

A10 Beispiel:



A11 Vorschlag einer Mindmap zum Thema „Energie“:

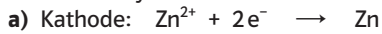


A12

- a) Die Abgabe von Elektronen wird Oxidation genannt, die Aufnahme von Elektronen Reduktion. Bei einer Redoxreaktion laufen eine Reduktion und eine Oxidation gleichzeitig ab. Eine Redoxreaktion ist eine Donator-Akzeptor-Reaktion.
- b) Eine Redoxreaktion lässt sich daran erkennen, dass die einen Teilchen Elektronen abgeben und die anderen Teilchen Elektronen aufnehmen.

A13 Die Dipolmoleküle des Wassers werden von den Kationen und Anionen eines Ionengitters angezogen und lagern sich am Gitter an. Durch die Hydratation (das Umhüllen der Kationen und Anionen mit Wassermolekülen) werden die Kationen und Anionen des Gitters voneinander getrennt. Sie sind dann in der Lösung beweglich.

A14 Elektrolyse von Zinkiodid:

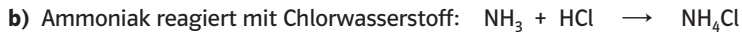
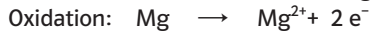


b) An der Kathode findet die Reduktion statt, an der Anode die Oxidation.

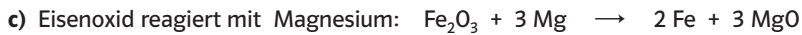
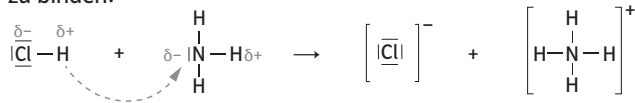
A15



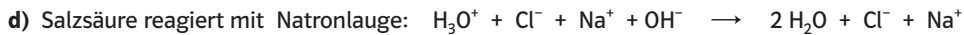
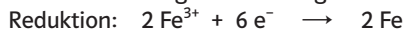
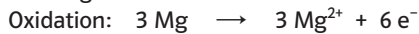
Es liegt ein Elektronenübergang vor. Magnesiumatome geben Elektronen ab, diese werden von Chlormolekülen (Chloratomen) aufgenommen:



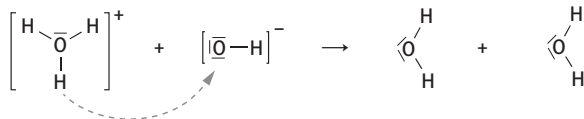
Es liegt ein Protonenübergang vor. Die Chlorwasserstoffmoleküle geben an die Ammoniakmoleküle Protonen ab. Jedes Ammoniakmolekül verfügt über ein freies Elektronenpaar, um ein Proton zu binden:



Es liegt ein Elektronenübergang vor. Die Eisenionen nehmen Elektronen auf, die Magnesiumatome geben Elektronen ab:



Es liegt ein Protonenübergang vor. Die Oxoniumionen geben Protonen an die Hydroxidionen ab:



A16

a) Zink reagiert exotherm mit Kupferoxid. Zink ist ein unedleres Metall als Kupfer. Bei der Bildung von Zinkoxid aus den Elementen wird mehr Energie frei als bei der Bildung von Kupferoxid aus den Elementen. Folglich hat Zinkoxid einen geringeren Energieinhalt als Kupferoxid. Daher wird bei der Reaktion von Zink mit Kupferoxid Energie abgegeben.

b) Die Zerlegung von Chlorwasserstoff in die Elemente ist endotherm. Zur Spaltung der polaren HCl-Moleküle muss ein höherer Energiebetrag aufgewandt werden als der Energiebetrag, bei der Bildung der unpolaren H_2 - und Cl_2 -Moleküle frei wird. Ursache dafür ist die festere Bindung in den polaren Molekülen im Vergleich zur Bindung in den unpolaren Molekülen.

c) Brom reagiert exotherm mit Wasserstoff, da aus unpolaren Molekülen polare Bromwasserstoffmoleküle mit einem geringeren Energieinhalt gebildet werden (vgl. (b)).

d) Die Zerlegung von Lithiumchlorid durch Zufuhr elektrischer Energie ist eine endotherme Reaktion. Der Energieaufwand zur Spaltung des stabilen Ionengitters ist größer als die Energie, die bei der Bildung der elementaren Stoffe Lithium und Chlor frei wird.

A17 Teilreaktionen in einer Brennstoffzelle:

