

Basiskonzepte

Basiskonzept Teilchen – Materie/Stoff

Zu den Aufgaben

A1 a)

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

b) Bestimmung der Flüssigkeit anhand der Stoffeigenschaften

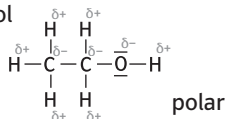
Versuch 1: Löslichkeit in Wasser. Ethanol ist in jedem Verhältnis in Wasser löslich, n-Heptan ist in Wasser so gut wie nicht löslich.

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



Aggregatzustand von Ethanol:

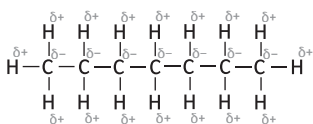
Propan und Dimethylether sind bei Raumtemperatur beide gasförmig, Ethanol dagegen flüssig mit einer Siedetemperatur von 78 °C. Das Verhalten von Ethanol wird durch die stark polare Hydroxygruppe des Ethanol-Moleküls bedingt, in der eine negative Partialladung am Sauerstoff-Atom und eine positive Partialladung am Wasserstoff-Atom vorliegen. Während zwischen den Propan-Molekülen Van-der-Waals-Kräfte und zwischen Dimethylether-Molekülen Dipol-Dipol-Kräfte wirken, bilden sich zwischen den Ethanol-Molekülen Wasserstoffbrücken aus. Diese sind stärker als die zwischenmolekularen Kräfte zwischen den Propan- und Dimethylether-Molekülen, was die hohe Siedetemperatur von Ethanol erklärt.

Löslichkeit von Ethanol:

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

Das Ethanol-Molekül 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 Wasserstoff-Atom der OH-Gruppe hat eine große positive Partialladung, sodass sich Wasserstoffbrücken zwischen Ethanol- und Wasser-Molekülen ausbilden können. Ethanol ist damit lipophil und hydrophil.

Heptan



unpolar

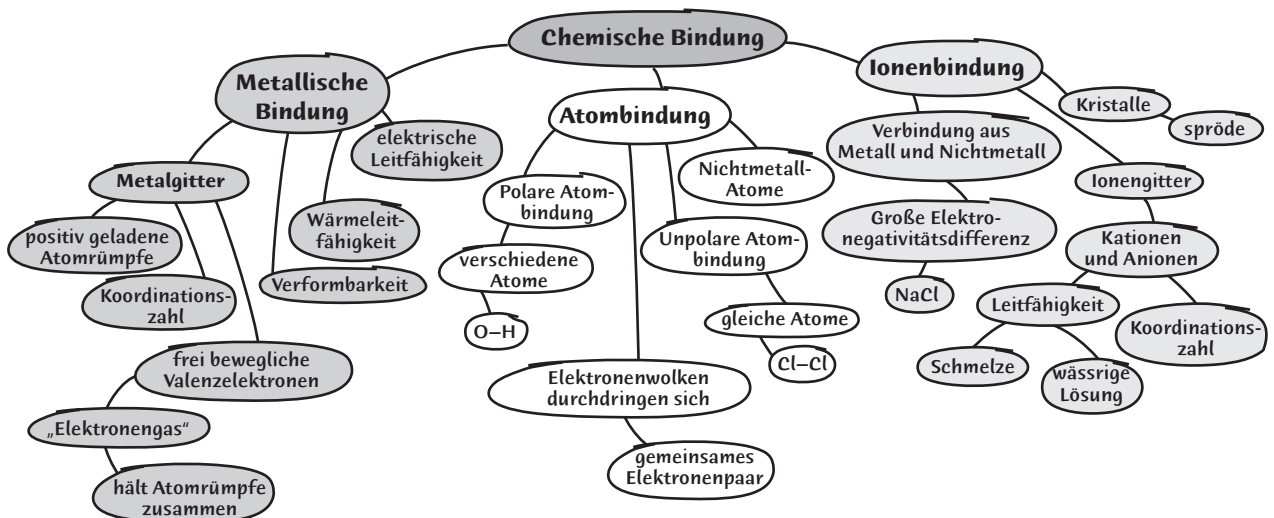
Aggregatzustand von Heptan:

Während die ersten Glieder der homologen Reihe der Alkane bei Zimmertemperatur gasförmig sind, hat n-Heptan eine ähnlich hohe Siedetemperatur wie Wasser. Zwischen den Molekülen müssen also ähnlich starke Anziehungskräfte wie zwischen Wasser-Molekülen wirken. Heptan-Moleküle sind jedoch im Gegensatz zu Wasser-Molekülen unpolar. Die Wechselwirkungen zwischen den Heptan-Molekülen 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 Heptan-Molekülen ebenfalls eine asymmetrische Ladungsverteilung bewirken kann, wodurch induzierte Dipole entstehen. 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 Heptan-Molekülen sind die Van-der-Waals-Kräfte so stark, dass Heptan bei Zimmertemperatur flüssig ist.

Löslichkeit von Heptan:

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

A2 a) Eine Mindmap zur chemischen Bindung könnte so aussehen:



- b)** Metallische Bindung: Silber
- Atombindung: Wasser
- Ionenbindung: Natriumchlorid

A3 Eine Tabelle könnte so aussehen:

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

A4

	${}^4_2\text{He}$	${}^{16}_8\text{O}$	${}^{23}_{11}\text{Na}$
Anzahl Neutronen	2	8	12
Anzahl Protonen	2	8	11
Anzahl Elektronen	2	8	11
Verteilung Elektronen	2	2,6	2,8,1

Basiskonzept Struktur – Eigenschaft – Funktion

Zu den Aufgaben

A1 Diese Sprödigkeit resultiert daraus, dass bei der Verschiebung der Schichten eines Salzkristalls plötzlich gleichgeladene Ionen nebeneinander liegen. Die Abstoßungskräfte überwiegen, die Schichten stoßen sich ab und der Kristall wird gespalten.

A2

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: Natriumchlorid-Lösung

Wasserstoffbrücken: Ethanol

A3 Magnesium ist elektrisch leitfähig und verformbar. Im Metallgitter sind nach dem Elektronengasmodell die Valenzelektronen der Magnesium-Atome 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, sodass der Zusammenhalt zwischen den Rümpfen der Magnesium-Atome nicht verloren geht.

Sauerstoff ist ein bei Zimmertemperatur gasförmiger Stoff, der sich bei $-183\text{ }^{\circ}\text{C}$ verflüssigen lässt. Sauerstoff besteht aus Molekülen, die aus jeweils zwei Sauerstoff-Atomen 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 Zimmertemperatur.

Magnesiumoxid ist ein kristalliner, spröder Stoff, der bei $2852\text{ }^{\circ}\text{C}$ schmilzt und in Wasser kaum löslich ist. Magnesiumoxid ist ionisch aufgebaut. Die Magnesium- und Oxid-Ionen sind in einem regelmäßigen, dreidimensionalen Gitter angeordnet, dem Ionengitter. Jedes Magnesium-Ion ist von sechs Oxid-Ionen umgeben und umgekehrt. Die zweifach positiv geladenen Magnesium-Ionen und die zweifach negativ geladenen Oxid-Ionen werden durch elektrostatische Anziehungskräfte zusammengehalten. Bei Schlägeinwirkung 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. Magnesium ist daher spröde. Die elektrostatischen Anziehungskräfte zwischen den positiv geladenen Magnesium-Ionen und den negativ geladenen Oxid-Ionen sind sehr hoch und es bedarf viel Energie, diese Kräfte zu überwinden, sodass das Ionengitter zusammenbricht. Magnesiumoxid geht erst bei $2852\text{ }^{\circ}\text{C}$ 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 frei 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 Oxid-Ionen sind im Gegensatz zu Chlorid-Ionen nur zwei Schalen der Atomhülle besetzt. Daher sind die Anziehungskräfte im Magnesiumoxid-Gitter sehr hoch.

A4

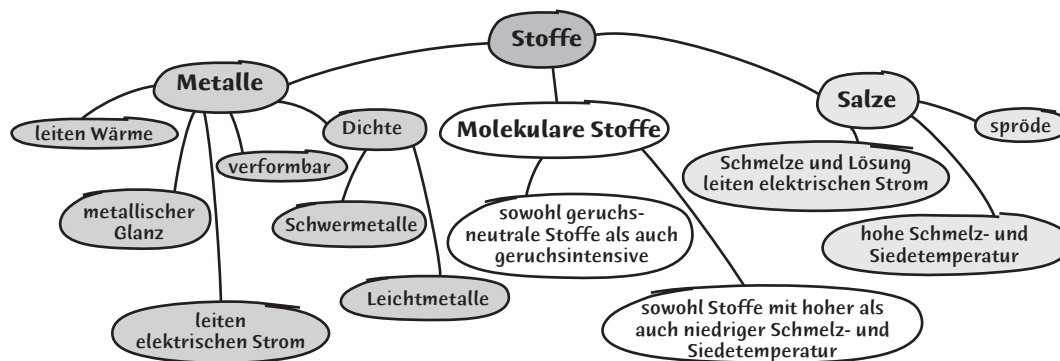
a) Zwischen Alkan-Molekülen wirken Van-der-Waals-Kräfte. Diese zwischenmolekularen Kräfte entstehen durch eine zeitweise asymmetrische Ladungsverteilung innerhalb von Alkan-Molekülen, wodurch temporärer Dipole entsteht. Diese temporären Dipole üben Anziehungs- bzw. Abstoßungskräfte auf die Elektronenhülle benachbarter Moleküle aus, wodurch in diesen Molekülen ebenfalls asymmetrische Ladungsverteilungen auftreten. Es sind induzierte Dipole entstanden. Die resultierenden Anziehungskräfte heißen Van-der-Waals-Kräfte. Das unverzweigte Pentan-Molekül besitzt im Gegensatz zu dem verzweigten 2-Methylbutan-Molekül eine größere Oberfläche, wodurch es mehr Berührungs- und Polarisationsmöglichkeiten zwischen den Pentan-Molekülen gibt. Das 2-Methylbutan-Molekül besitzt eine größere Oberfläche als das eher kugelförmige 2,2-Dimethylpropan-Molekül, was wiederum bedeutet, dass die Anziehungskräfte zwischen den 2-Methylbutan-Molekülen stärker sind als zwischen den 2,2-Dimethylpropan-Molekülen. 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 Diethylether-Molekül findet man eine Bindung zwischen einem Sauerstoff- und einem Kohlenstoff-Atom. Aufgrund der Elektronegativitätsdifferenz zwischen Kohlenstoff- und Sauerstoff-Atomen ist die Bindung polar. Sowohl Ethanol- als auch Diethylether-Moleküle besitzen ein permanentes Dipolmoment, sodass zwischen den Ethanol- bzw. Diethylether-Moleküle Dipol-Dipol-Kräfte wirken. Im Ethanol-Molekül findet sich aber im Gegensatz zum Diethylether-Molekül eine Hydroxygruppe. Die Bindung zwischen dem Wasserstoff- und dem Sauerstoff-Atom der Hydroxygruppe ist stark polar, mit einer positiven Partialladung am Wasserstoff-Atom und einer negativen am Sauerstoff-Atom. Diese partial positiv geladenen Wasserstoff-Atome treten in Wechselwirkung mit den nicht bindenden Elektronenpaaren der Sauerstoff-Atome von anderen Ethanol-Molekülen. Es bilden sich Wasserstoffbrücken aus. Diese sind stärker als Dipol-Dipol-Kräfte, was die im Vergleich zu Diethylether erhöhte Siedetemperatur von Ethanol erklärt.

A5 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 Wasser-Molekülen Wasserstoffbrücken ausbilden. Die Anziehungskräfte zwischen den Alkohol- und Wasser-Molekülen sind stark genug, um die Anziehungskräfte zwischen den Alkohol- bzw. Wasser-Molekülen zu ersetzen. Diese Argumentation kann auch auf andere hydrophile Lösungsmittel übertragen werden, die über polare Gruppen mit Sauerstoff- oder Stickstoff-Atomen verfügen, zu denen Wasserstoffbrücken gebildet werden können.

A6 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 Metall-Atome 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 Metall-Atome 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*

Der Glanz von Metallen ist an den Zerteilungsgrad bzw. die Oberflächenbeschaffenheit gebunden. So ist z. B. Silberpulver meist schwarz, d. h., das Licht wird absorbiert. Ein Silberblech glänzt silbern, d. h., das Licht wird reflektiert.

... *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 Schlägeinwirkung 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. Sie sind in der Schmelze frei beweglich und können bei Anschluss einer Spannungsquelle Ladung transportieren. In der 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

... besitzen hohe und niedrige Schmelz- und Siedetemperaturen

Die zwischenmolekularen Kräfte, die zwischen den Teilchen molekularer Stoffe wirken, können unterschiedlich stark sein. Zwischen Methan-Molekülen wirken nur schwache Van-der-Waals-Kräfte, sodass Methan schon bei -182 °C vom festen in den flüssigen Zustand übergeht. Hexadecan dagegen weist eine Schmelztemperatur von 18 °C auf, da aufgrund der längeren Kohlenwasserstoffketten die Van-der-Waals-Kräfte stärker sind als zwischen den kleinen Methan-Molekülen. Schwefelwasserstoff siedet bereits bei -60 °C , während Wasser erst bei 100 °C siedet. Die Bindung zwischen Sauerstoff- und Wasserstoff-Atomen ist stärker polar als die zwischen Schwefel- und Wasserstoff-Atomen, sodass stärkere Dipol-Dipol-Kräfte wirken können. Zusätzlich bilden die Wasser-Moleküle 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)

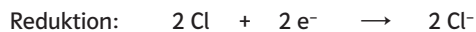
Stoff	Stoffklasse	Siedetemperatur	Viskosität	Lösungsverhalten
Ethan	Alkane	Nimmt mit steigender Kettenlänge der Alkanmoleküle zu. Butan ist bei Zimmertemperatur gasförmig, Pentan bereits flüssig.	Nimmt mit steigender Kettenlänge der Alkanmoleküle zu. Alkane mit neun oder mehr C-Atomen findet man daher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

* Die Löslichkeit von Methanol in Benzin ist abhängig von der Zusammensetzung des Benzins. Enthält dieses viele aromatische oder stark ungesättigte Verbindungen, so ist Methanol in jedem Verhältnis in Benzin löslich.

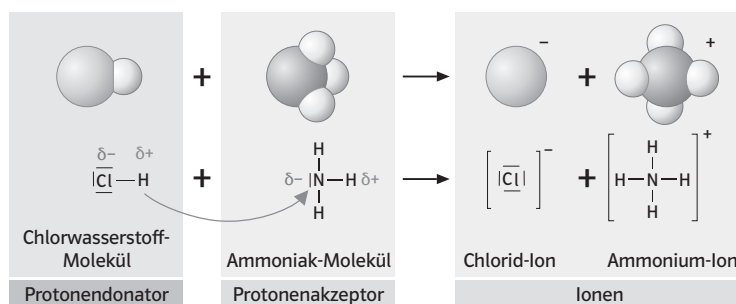
Basiskonzept Chemische Reaktion

Zu den Aufgaben

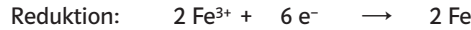
A1 a) Magnesium + Chlor: Es liegt ein Elektronenübergang vor. Magnesium-Atome geben Elektronen ab, diese werden von Chlor-Molekülen (Chlor-Atomen) aufgenommen:



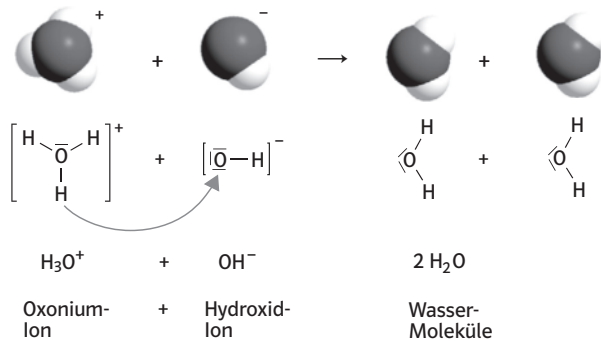
b) Ammoniak + Chlorwasserstoff: Es liegt ein Protonenübergang vor. Die Chlorwasserstoff-Moleküle geben an die Ammoniak-Moleküle Protonen ab. Jedes Ammoniak-Molekül verfügt über ein freies Elektronenpaar, um ein Proton zu binden.



c) Eisenoxid + Magnesium: Es liegt ein Elektronenübergang vor. Die Eisen-Ionen nehmen Elektronen auf, die Magnesium-Atome geben Elektronen ab.

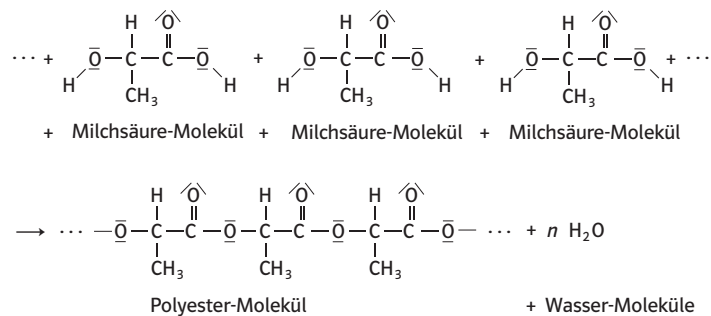


d) Salzsäure + Natronlauge: Es liegt ein Protonenübergang vor. Die Oxonium-Ionen geben Protonen an die Hydroxid-Ionen ab.

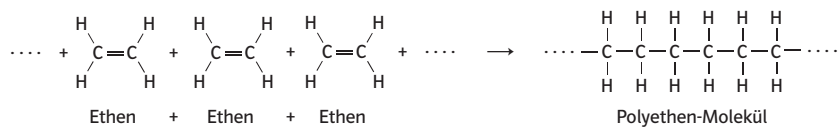


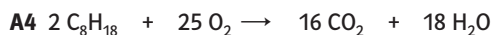
A2 An der Anode, der Elektrode, die mit dem Pluspol der Gleichspannungsquelle verbunden ist, findet bei der Elektrolyse die Oxidation statt. An der Kathode, der Elektrode, die mit dem Minuspol der Gleichspannungsquelle verbunden ist, findet die Reduktion statt.

A3 Bei der Bildung von Makromolekülen werden aus vielen kleinen Monomermolekülen lange Polymerketten gebildet, z. B. Bildung eines Polyesters:

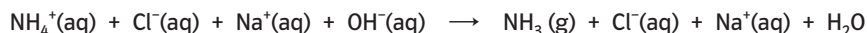


z. B. Polymerisation von Ethen zu Polyethen:

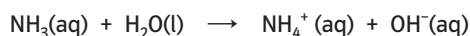




A5 Es liegt eine Säure-Base-Reaktion vor. Salmiak bzw. Ammoniumchlorid (NH_4Cl) enthält das Ammonium-Ion NH_4^+ . Natriumhydroxid (NaOH) enthält Hydroxid-Ionen. Gibt man Lakritz, das Salmiak enthält, und Natriumhydroxid-Plätzchen sowie etwas Wasser zusammen und erwärmt, so reagieren die Ammonium-Ionen mit den Hydroxid-Ionen. Die Ammonium-Ionen fungieren als Säure, die Hydroxid-Ionen als Base. Ammonium-Ionen sind Protonendonatoren, Hydroxid-Ionen Protonenakzeptoren. Durch Abgabe eines Protons entstehen aus Ammonium-Ionen Ammoniak-Moleküle.



Ammoniak entweicht als Gas und reagiert mit dem Wasser des feuchten Indikatorpapiers zu Hydroxid-Ionen, das eine alkalische Reaktion (Blaufärbung) anzeigt:



Basiskonzept Energie

Zu den Aufgaben

A1 Durch einen Katalysator wird der Reaktionsablauf einer chemischen Reaktion beschleunigt oder bei niedrigerer Temperatur ermöglicht. Dies spart, z. B. bei großtechnisch durchgeführten Reaktionen, Energie.

A2 Elektrische Energie ist besonders vielseitig einsetzbar, sie kann auch über große Entfernungen vom Ort der Gewinnung zum Ort des Einsatzes transportiert werden. Mit elektrischer Energie kann geheizt werden, es können Haushaltsgeräte und Beleuchtungskörper genutzt werden. Akkumulatoren werden mit elektrischer Energie geladen. Motoren in Industriebetrieben werden von elektrischer Energie angetrieben.

A3 Bei Batterien und Akkumulatoren liegen galvanische Elemente (galvanische Zellen) vor. Die Elektronenabgabe (Oxidation) und die Elektronenaufnahme (Reduktion) müssen räumlich getrennt ablaufen. Am Minuspol findet beim Entladen einer Batterie oder eines Akkumulators die Elektronenabgabe und am Pluspol die Elektronenaufnahme statt. Die Elektroden müssen in einen Elektrolyten ragen. Ein Elektrolyt ist eine Lösung, die Ionen enthält. Der Elektrodenraum des Minuspoles und der Elektrodenraum des Pluspoles ist durch eine halbdurchlässige Trennwand (Diaphragma oder semipermeable Membran) getrennt. Über diese halbdurchlässige Trennwand ist ein Ausgleich der Ionenkonzentrationen möglich.

A4 Pro-Argumente: Durch den Einsatz von Biogas können wertvolle Rohstoffe wie Erdgas und Erdöl geschont werden. Wird Gülle in der Biogasanlage eingesetzt, wird die Umweltbelastung von Feldern und Gewässern vermindert. Der Dünger aus der Biogasanlage ist wertvoller und weniger aggressiv als die Gülle. Das Biogas kann zur Strom- und Wärmeerzeugung in Blockheizkraftwerken verwendet werden, deren Energie ortsnahe eingesetzt werden kann. Biogasanlagen sind unabhängig davon, ob die Sonne scheint oder der Wind weht. Biogasanlagen können also im Verbund mit der Windenergie und der Solarenergie eingesetzt werden. Dieses ist in einem eher sonnenarmen Land wie Deutschland beachtenswert. Einer Überproduktion in Deutschland, z. B. an Getreide für die Nahrungsmittelproduktion, kann entgegengewirkt werden.

Contra-Argumente: Beim gezielten Anbau von Pflanzen, z. B. Mais, zur Energiegewinnung werden landwirtschaftliche Flächen der Nahrungsmittelproduktion entzogen. Die Maismonokulturen in Deutschland sind neben der Tiermast auf den Betrieb der Biogasanlagen zurückzuführen. Die bäuerliche Landschaft hat sich dadurch erheblich verändert. Die Vielfalt der Wildgräser ist zurückgegangen und geht weiter zurück. Der Lebensraum insbesondere für Insekten und das Wild, hier insbesondere Hasen, Rebhühner und Fasane, verödet. Die Wildschweinpopulation nimmt zu. Es lohnt sich für die Landwirte auch wieder, Brachflächen zu nutzen. Wirtschaftlich ist der Betrieb von Biogasanlagen nur bei hohen Energiepreisen bzw. bei einer Subventionierung der Anlagen.