

Basiskonzept: Stoff-Teilchen-Konzept

A1

- Aus Atomen bestehen alle Edelgase (Helium, Neon, Argon, Krypton, Xenon, Radon) und alle Metalle (z. B. Natrium, Calcium, Eisen).
(Hinweis: Bezüglich fester und flüssiger Metalle ist diese Lösung richtig, wenn man das Elektronengasmodell zugrunde legt, s. Schülerbuch, Kap. 1.5. Nach dem Bändermodell sind die Teilchen in Metallen Riesenmoleküle, s. Lehrerband, Kap. 1.5.)
- Aus Molekülen bestehen z. B. Wasserstoff (H_2 -Moleküle), Sauerstoff (O_2 -Moleküle), Stickstoff (N_2 -Moleküle), alle Halogene (F_2 , Cl_2 , Br_2 bzw. I_2 -Moleküle, Schwefel (S_8 -Moleküle), Ammoniak (NH_3 -Moleküle), Wasser (H_2O -Moleküle), Schwefelsäure (H_2SO_4 -Moleküle).
(Hinweis: Durch die Autoprotolyse bestehen Wasser, Schwefelsäure und Ammoniak im flüssigen Zustand zum Teil aus Molekül-Ionen.)
- Aus Ionen bestehen alle Salze (z. B. Natriumchlorid, Kaliumhydroxid, Calciumcarbonat, Ammoniumchlorid).
(Hinweis: Im gasförmigen Zustand bestehen Salze i. d. R. aus Molekülen.)

A2

- a) CH_3CHO : Ethanal (Acetaldehyd). Homologe Reihe: Alkanale
- b) $HCOOH$: Methansäure (Ameisensäure). Homologe Reihe: Alkansäuren
- c) C_3H_7OH : Propanol. Homologe Reihe: Alkanole

A3 Beispiel für den Inhalt eines Vortrags:

Organische Stoffe und ihre Teilchen

Alle organischen Stoffe sind Kohlenstoff-Verbindungen. Wichtige Stoffklassen der organischen Chemie sind die Alkane, die Alkene, die Alkine, die Alkohole, die Aldehyde, die Ketone, die Carbonsäuren und die Aromaten. Die meisten Kunststoffe sind ebenfalls organische Stoffe (Ausnahme: Silikone). Auch die Naturstoffe, die in Lebewesen vorkommen, sind organische Stoffe, u. a. die Fette, die Kohlenhydrate, die Aminosäuren, die Proteine und die DNA.

Das Kohlenstoff-Atom kann bis zu vier Elektronenpaarbindungen mit anderen Atomen (insbesondere auch mit Kohlenstoff-Atomen) bilden. Dies führt dazu, dass es eine sehr große Anzahl unterschiedlicher organischer Verbindungen gibt, die aus kleinen, mittelgroßen oder auch sehr großen Molekülen bestehen. Alle organischen Stoffe bestehen aus Molekülen, oder sie enthalten Molekül-Ionen (z. B. die Salze der Carbonsäuren).

Die Moleküle vieler organischer Stoffklassen weisen eine Kette aus Kohlenstoff- und Wasserstoff-Atomen und eine die Stoffklasse kennzeichnende funktionelle Gruppe auf, z. B. eine Hydroxygruppe (Alkohole), eine Aldehyd-Gruppe (Aldehyde), eine Ketogruppe (Ketone) oder eine Carboxygruppe (Carbonsäuren). Der Einfluss dieser beiden Molekülteile ist entscheidend für die Eigenschaften der Moleküle und damit auch der Stoffe. Einige organische Stoffklassen bilden homologe Reihen: Alkane, Alkene, Alkine, Alkanole, Alkanale, Alkanone und Alkansäuren. Die aufeinanderfolgenden Glieder einer homologen Reihe unterscheiden sich durch eine CH_2 -Gruppe.

Die Schmelz- und Siedetemperaturen und das Lösungsverhalten der organischen Stoffe sind abhängig von der Molekülgröße und von den funktionellen Gruppen. Eine Kette aus Kohlenstoff- und Wasserstoff-Atomen ermöglicht die Ausbildung von London-Kräften. Diese begünstigen lipophile Eigenschaften und eher niedrige Siedetemperaturen. Durch die funktionellen Gruppen im Molekül können Dipol-Dipol-Kräfte wirken und ggf. Wasserstoffbrücken ausgebildet werden. Diese begünstigen hydrophile Eigenschaften und höhere Siedetemperaturen.

Die meisten organischen Verbindungen sind elektrische Nichtleiter, da sie aus ungeladenen Molekülen bestehen. Die Moleküle mancher organischer Verbindungen enthalten ein großes delokalisiertes Elektronensystem, das Licht absorbieren kann. Diese Verbindungen sind Farbstoffe.

Zusatzaufgabe

Bereiten Sie einen Kurzvortrag zum Stoff-Teilchen-Konzept vor, begrenzt auf anorganische Stoffe und ihre Teilchen. Gehen Sie dabei auch auf einige ausgewählte physikalische Eigenschaften ein. Stellen Sie Ihren Vortrag Mitschülerinnen und Mitschülern vor.

Beispiel für den Inhalt eines Vortrags:

Alle Stoffe bestehen aus Atomen, Ionen oder Molekülen

Metalle. Im festen Zustand liegen die Metall-Atome in einem Gitter vor. Der Zusammenhalt in diesem Gitter wird durch die Anziehung zwischen positiv geladenen Atomrümpfen und den negativ geladenen Außenelektronen (Elektronengas) bewirkt.

Aus dem Elektronengasmodell kann man die folgenden physikalischen Eigenschaften der Metalle ableiten:

- Die Elektronen des Elektronengases sind frei beweglich und können den elektrischen Strom leiten.
- Erhitzt man ein Metallstück, breitet sich die Energie nicht nur durch Stöße zwischen den Atomrümpfen aus, sondern auch durch die frei beweglichen Elektronen, die die Energie sehr schnell transportieren. Deshalb haben Metalle eine hohe Wärmeleitfähigkeit.
- Beim Verformen eines Metallstücks werden die Atomrümpfe verschoben. Das Elektronengas hält diese auch in der neuen Form zusammen.

Nichtmetalle. Elementare Stoffe, die die Eigenschaften der Metalle nicht haben, bezeichnet man als Nichtmetalle. Beispiele für Nichtmetalle sind Wasserstoff, Stickstoff, Sauerstoff, Schwefel, Fluor, Chlor, Brom, Iod und die Edelgase. Im Periodensystem findet man die Nichtmetalle im rechten Bereich (Ausnahme: Wasserstoff).

Nichtmetalle sind i.d.R. molekulare Stoffe (Ausnahme: Edelgase). In den Molekülen sind die Atome durch Elektronenpaarbindungen miteinander verbunden. Berücksichtigt man sowohl die bindenden als auch die nicht bindenden Elektronenpaare, so weisen die Atome in den meisten Molekülen der Nichtmetalle eine Edelgaskonfiguration auf. Da die Moleküle der Nichtmetalle aus gleichen Atomen bestehen, sind sie i.d.R. keine Dipole (Ausnahme: Ozon). Daraus kann man die folgenden physikalischen Eigenschaften der Nichtmetalle ableiten:

- Da Moleküle keine geladenen Teilchen sind, leiten die meisten Nichtmetalle den elektrischen Strom nicht.
- Da Moleküle, die keine Dipole sind, im festen und flüssigen Zustand nur durch London-Kräfte zusammengehalten werden, sind die meisten Nichtmetalle bei Zimmertemperatur gasförmig oder haben niedrige Schmelz- und Siedetemperaturen.

Je größer die Oberfläche der Moleküle ist, desto stärker sind die London-Kräfte. In der Elementgruppe der Halogene nimmt die Größe der Moleküle von Fluor über Brom und Chlor nach Iod zu, damit nimmt auch die Stärke der London-Kräfte und die Siedetemperatur zu.

Die Edelgase bestehen aus einzelnen, nicht gebundenen Atomen, die eine voll besetzte Außenschale haben. Die Edelgase sind sehr reaktionsträge. Es gibt einige wenige Verbindungen von Argon, Krypton und Xenon. Von Helium und Neon sind keine Verbindungen bekannt. Wenn man die Edelgasregel auf die Edelgase selbst anwendet, erkennt man, dass bei einzelnen Edelgas-Atomen die Edelgasregel erfüllt ist, bei Edelgas-Atomen in Edelgas-Verbindungen aber nicht.

Da die Edelgase aus einzelnen Atomen bestehen (diese haben eine kleine Oberfläche), sind die London-Kräfte relativ schwach. Die Edelgase haben deshalb sehr niedrige Siedetemperaturen.

Salze. Alle Salze bestehen aus Kationen (positiv geladenen Ionen) und Anionen (negativ geladenen Ionen). Die Kationen und Anionen ziehen sich durch elektrostatische Kräfte gegenseitig an (Ionenbindung). Im festen Zustand bildet sich ein regelmäßiges Ionengitter.

Aus der Ionenbindung kann man die folgenden physikalischen Eigenschaften der Salze ableiten:

- Die elektrostatischen Anziehungskräfte sind sehr stark, deshalb haben Salze hohe Schmelztemperaturen.
- Im festen Zustand sind Salze elektrische Isolatoren, da die Ionen ihre Plätze im Gitter nicht verlassen können. Im flüssigen Zustand leiten Salze den elektrischen Strom, weil sich die Ionen frei bewegen können.
- Übt man auf einen Salzkristall Druck aus, z. B. mit einem Hammer, so werden die Ionenschichten gegeneinander verschoben. Dadurch kommen gleichgeladene Ionen nebeneinander zu liegen und stoßen sich gegenseitig ab. Die Abstoßungskräfte überwiegen, und der Kristall wird gespalten. Daher sind Salze spröde.

Nichtmetall-Verbindungen. Die meisten Nichtmetall-Verbindungen sind molekulare Stoffe (Ausnahmen sind Salze wie z. B. Ammoniumchlorid). Beispiele für Nichtmetall-Verbindungen sind Wasser, Kohlenstoffdioxid, Schwefeldioxid, Schwefelsäure, Ammoniak, Salpetersäure und Chlorwasserstoff. Wie die Nichtmetalle (und aus den gleichen Gründen wie bei den Nichtmetallen) sind viele Nichtmetall-Verbindungen bei Zimmertemperatur gasförmig oder haben niedrige Schmelz- und Siedetemperaturen. Die Schmelz- und Siedetemperaturen der Nichtmetall-Verbindungen werden im Wesentlichen von der Polarität der Bindungen und von der räumlichen Struktur der Moleküle und den daraus resultierenden zwischenmolekularen Kräften bestimmt.

Die meisten Nichtmetall-Verbindungen leiten den elektrischen Strom nicht, da ihre Moleküle keine Ladung tragen. Manche Nichtmetall-Verbindungen (z. B. Wasser, Säuren und flüssiges Ammoniak) sind durch Autoprotolyse schwach leitfähig.

Basiskonzept: Struktur-Eigenschafts-Konzept

Zu den Aufgaben

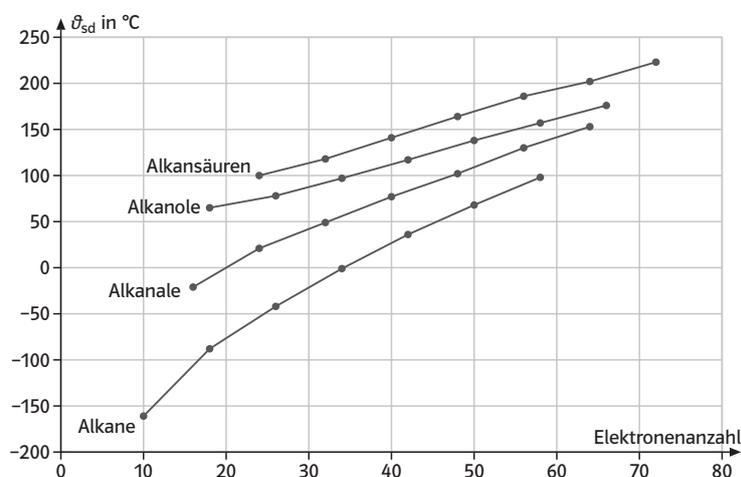
A1 Zur besseren Vergleichbarkeit werden die Siedetemperaturen der Stoffe gegen die Elektronenanzahlen ihrer Moleküle (als ungefähres Maß für die Moleküloberflächen) aufgetragen (analog zu Kap. 3.10, B1):

Alkan	Elektronenanzahl	ϑ_{sd} in °C
CH ₄	10	-161
C ₂ H ₆	18	-88
C ₃ H ₈	26	-42
C ₄ H ₁₀	34	-1
C ₅ H ₁₂	42	36
C ₆ H ₁₄	50	68
C ₇ H ₁₆	58	98

Alkanol	Elektronenanzahl	ϑ_{sd} in °C
CH ₃ OH	18	65
C ₂ H ₅ OH	26	78
C ₃ H ₇ OH	34	97
C ₄ H ₉ OH	42	117
C ₅ H ₁₁ OH	50	138
C ₆ H ₁₃ OH	58	157
C ₇ H ₁₅ OH	66	176

Alkanal	Elektronenanzahl	ϑ_{sd} in °C
HCHO	16	-21
CH ₃ CHO	24	21
C ₂ H ₅ CHO	32	49
C ₃ H ₇ CHO	40	77
C ₄ H ₉ CHO	48	102
C ₅ H ₁₁ CHO	56	130
C ₆ H ₁₃ CHO	64	153

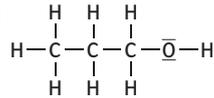
Alkansäure	Elektronenanzahl	ϑ_{sd} in °C
HCOOH	24	100
CH ₃ COOH	32	118
C ₂ H ₅ COOH	40	141
C ₃ H ₇ COOH	48	164
C ₄ H ₉ COOH	56	186
C ₅ H ₁₁ COOH	64	202
C ₆ H ₁₃ COOH	72	223



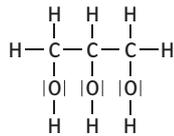
Innerhalb jeder der vier homologen Reihen nehmen die Siedetemperaturen mit steigender Elektronenanzahl zu. Die vier Kurven liegen bei kleinen Molekülen relativ weit auseinander; mit steigender Elektronenanzahl nähern sie sich einander an. Dies bedeutet, dass der Einfluss der funktionellen Gruppen mit steigender Länge der Alkylkette abnimmt.

Vergleicht man die Siedetemperaturen von Stoffen, deren Moleküle eine ähnliche Elektronenanzahl aufweisen, z.B. Propan, Ethanol, Ethanal und Methansäure, so sind die Siedetemperaturen der Alkansäuren höher als die der Alkanole, diese sind wiederum höher als die der Alkanale, und diese sind höher als die der Alkane. Diese Unterschiede sind auf die zwischenmolekularen Kräfte (im flüssigen Zustand der Stoffe) zurückzuführen:

- Zwischen Alkan-Molekülen wirken nur London-Kräfte.
- Zwischen Alkanal-Molekülen wirken neben den London-Kräften auch Dipol-Dipol-Kräfte.
- Zwischen Alkanol-Molekülen sind neben den London-Kräften und Dipol-Dipol-Kräften auch Wasserstoffbrücken wirksam.
- Die Alkansäure-Moleküle können aufgrund der Carboxygruppe jeweils zwei Wasserstoffbrücken ausbilden, die u.a. zur Bildung von Dimeren führen.

A2

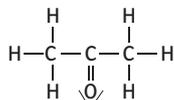
Propan-1-ol



Glycerin (Propantriol)

Das Propan-1-ol-Molekül weist eine unpolare Propylgruppe und eine polare Hydroxygruppe auf. Benzin besteht aus unpolaren Kohlenwasserstoff-Molekülen. Zwischen der unpolaren Propylgruppe und unpolaren Kohlenwasserstoff-Molekülen können London-Kräfte wirken. Deshalb löst sich Propan-1-ol in Benzin. Zwischen der polaren Hydroxygruppe und Wasser-Molekülen können Wasserstoffbrücken ausgebildet werden. Deshalb löst sich Propan-1-ol auch in Wasser.

Das Propantriol-Molekül hat keinen Bereich, den man als unpolar betrachten kann. Zwischen den drei Hydroxygruppen des Propantriol-Moleküls und Wasser-Molekülen können Wasserstoffbrücken ausgebildet werden. Deshalb löst sich Propantriol in Wasser. Auch zwischen Propantriol-Molekülen und unpolaren Kohlenwasserstoff-Molekülen können Kräfte wirken. (*Hinweis:* Man bezeichnet sie als Dipol-induzierter-Dipol-Kräfte oder Debye-Wechselwirkungen). Diese sind aber viel schwächer als die Dipol-Dipol-Kräfte und die Wasserstoffbrücken zwischen Propantriol-Molekülen. Beim Mischen von Propantriol mit Benzin bleiben deshalb die Propantriol-Moleküle „unter sich“, und es entstehen zwei Phasen.

A3

Das Propanon-Molekül weist eine Carbonylgruppe und zwei Methylgruppen auf.

- Die Carbonylgruppe kann Wasserstoffbrücken zu Wasser-Molekülen (oder anderen Molekülen mit einer polaren X-H-Gruppe) ausbilden, darauf beruht die Hydrophilie.
- Die Methylgruppen können temporär polarisiert werden. Damit können London-Kräfte zu anderen unpolaren Molekülen (z. B. Fett-Molekülen) wirken, darauf beruht die Lipophilie.

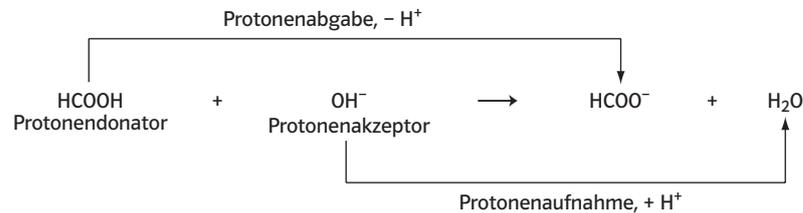
A4 Makromoleküle, die nur aus C- und H-Atomen aufgebaut sind (z. B. Polyethen, Polypropen), sind keine (bzw. extrem schwache) permanenten Dipole. Zwischen ihnen wirken folglich (fast) nur London-Kräfte. Bei Makromolekülen, die polare Bindungen aufweisen (z. B. Polyvinylchlorid), werden die London-Kräfte durch Dipol-Dipol-Kräfte verstärkt; diese wirken zwischen den Molekülteilen mit polaren Bindungen. Weisen die Makromoleküle Amidgruppen auf, so können zusätzlich Wasserstoffbrücken zwischen Wasserstoff-Atomen mit positiver Teilladung und nicht bindenden Elektronenpaaren von Stickstoff- oder Sauerstoff-Atomen auftreten. Wenn in den Makromolekülen protonierte Amidgruppen und deprotonierte Carboxygruppen auftreten, kann es auch zu Ionenbindungen kommen. Diese wenigen Beispiele zeigen, dass zwischen Makromolekülen, je nach ihrer Zusammensetzung und Struktur, alle zwischenmolekularen Kräfte und sogar Ionenbindungen auftreten können.

Basiskonzept: Donator-Akzeptor-Konzept

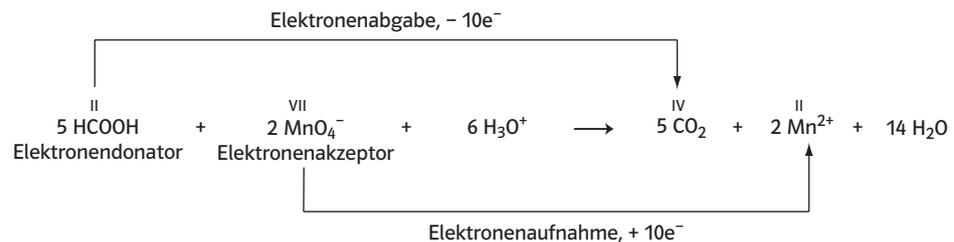
Zu den Aufgaben

A1

a) Mit Hydroxid-Ionen reagiert Methansäure in einer Säure-Base-Reaktion:



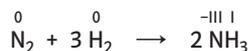
b) Mit Permanganat-Ionen reagiert Methansäure in einer Redoxreaktion:



A2

- a) Ein nicht bindendes Elektronenpaar der Hydroxygruppe, die mit dem C-Atom 5 verbunden ist, bildet mit dem C-Atom 1 eine C–O-Bindung. Insgesamt entsteht durch diese Verschiebung des Elektronenpaares eine C–O–C-Brücke, eine Etherbindung.
- b) Gleichzeitig wirkt die Hydroxygruppe des C-Atoms 5 als Protonendonator. Dieses Proton wird von dem Sauerstoff-Atom der Aldehydgruppe aufgenommen; dadurch entsteht eine Hydroxygruppe am C-Atom 1.

A3 Reaktionsgleichung mit Oxidationszahlen:



Da sich die Oxidationszahlen der Atome ändern, handelt es sich um eine Redoxreaktion. Redoxreaktionen sind nach B1 im Schülerbuch Donator-Akzeptor-Reaktionen.

Die Elektronen werden allerdings nicht von einem Teilchen vollständig abgegeben und von einem anderen Teilchen aufgenommen. Außerdem besteht das Produkt nur aus einer Teilchenart, die alle Elektronen der Edukte enthält. Trotzdem kann man die Ammoniak-Synthese als Donator-Akzeptor-Reaktion auffassen: Formal geben die Wasserstoff-Atome je ein Elektron ab, und die Stickstoff-Atome nehmen je drei Elektronen auf.

Basiskonzept: Energiekonzept

Zu den Aufgaben

A1 In der Thermodynamik versteht man unter einem System einen von seiner Umgebung abgegrenzten Raum. Ein geschlossenes System kann mit der Umgebung nur Energie austauschen, ein offenes System kann mit der Umgebung Stoffe und Energie austauschen. Pflanzen und Tiere können als Systeme betrachtet werden, die von ihrer Umgebung abgegrenzt sind. Pflanzen nehmen aus der Umgebung u.a. Kohlenstoffdioxid, Wasser und Mineralstoffe auf und geben Sauerstoff ab. Tiere nehmen u.a. Sauerstoff und Nährstoffe auf und geben Kohlenstoffdioxid und Wasser ab. Mit einem Stoffaustausch ist immer auch ein Energieaustausch verbunden. Pflanzen nehmen außerdem Energie in Form von Licht auf und geben Wärme ab. Tiere verwerten chemische Energie aus der Nahrung und geben Wärme ab. Sowohl Pflanzen als auch Tiere sind also offene Systeme. Dies gilt auch für alle anderen Lebewesen.

A2 Wenn Stoffe in einer exothermen Reaktion reagieren, wird Energie abgegeben. Daraus folgt, dass die Energie der Edukte größer ist als die Energie der Produkte. Man kann also sagen, dass in den Edukten Energie gespeichert ist. Umgekehrt kann man auch aus Edukten in einer endothermen Reaktion Produkte mit höherer Energie erzeugen. Dazu muss man Energie aufwenden (Energie in die Stoffe „hineinstecken“). Diese Energie ist dann in den Produkten gespeichert.

Hinweis: Wenn man z. B. von Benzin sagt, dass in ihm Energie gespeichert ist, setzt man voraus, dass der Sauerstoff zu seiner Verbrennung vorhanden ist. Aus Benzin alleine könnte man keine Energie gewinnen. Es gibt aber auch Reinstoffe, in denen Energie gespeichert ist, z. B. Sprengstoffe.

A3 Es gilt der Energieerhaltungssatz (Erster Hauptsatz der Thermodynamik). Aber die Energieformen, die von Menschen verwendet werden (z. B. elektrische Energie und chemische Energie), werden in andere Energieformen umgewandelt, die nicht mehr verwendbar sind, letztendlich meistens in innere Energie der Umgebung. (An die Umgebung wird Wärme übertragen.) Die verwendbaren Energieformen sind *nicht erneuerbar* in dem Sinne, dass man die innere Energie der Umgebung ohne besonderen Aufwand wieder in elektrische Energie oder chemische Energie umwandeln könnte. Bei einem solchen Vorgang würde die Gesamtentropie abnehmen; dies ist nach dem Zweiten Hauptsatz der Thermodynamik nicht möglich. Mit erneuerbaren Energien meint man Energiequellen, die direkt oder indirekt aus den in menschlichen Maßstäben praktisch unerschöpflichen Ressourcen der Sonne, der Erdwärme und der Gezeiten stammen und innerhalb kurzer Zeit immer wieder nachgeliefert werden.

Dies zeigt auch der folgende Auszug aus dem Gesetz für den Ausbau erneuerbarer Energien (Erneuerbare-Energien-Gesetz – EEG 2017, §3 Begriffsbestimmungen):

„erneuerbare Energien“

- a) Wasserkraft einschließlich der Wellen-, Gezeiten-, Salzgradienten- und Strömungsenergie,
- b) Windenergie,
- c) solare Strahlungsenergie,
- d) Geothermie,
- e) Energie aus Biomasse einschließlich Biogas, Biomethan, Deponiegas und Klärgas sowie aus dem biologisch abbaubaren Anteil von Abfällen aus Haushalten und Industrie“

Die erneuerbaren Energien stehen also im Gegensatz zu den „nicht erneuerbaren Energien“, die durch das Verbrennen von fossilen Energieträgern (Erdgas, Erdöl und Kohle) oder durch Kernspaltung gewonnen werden.

Hinweis: In einer weiteren Stellungnahme kann man auf Nachhaltigkeitsaspekte, Klimafolgen, Ressourcenproblematik etc. eingehen.

A4 Bioethanol zählt zu den nachwachsenden Rohstoffen. Bei deren Verbrennung wird im Prinzip gerade so viel Kohlenstoffdioxid freigesetzt, wie die Pflanze beim Wachstum gebunden hat, sodass auch ein erhöhter Verbrauch zu keinem erhöhten Kohlenstoffdioxid-Ausstoß führt. Dies ist allerdings nur theoretisch der Fall. Ein zusätzlicher Kohlenstoffdioxid-Ausstoß entsteht bei Anbau, Pflege, Düngung, Ernte und Verarbeitung der Pflanzen und beim Transport der nachwachsenden Rohstoffe und der fertigen Treibstoffe. Trotz dieses zusätzlichen Kohlenstoffdioxid-Ausstoßes wird die Kohlenstoffdioxid-Bilanz der nachwachsenden Treibstoffe gegenüber fossilen Treibstoffen positiv bewertet.

A5 Alle spontanen Vorgänge sind mit einer Zunahme der Gesamtentropie S_{Gesamt} verbunden. Die Änderung der Gesamtentropie setzt sich zusammen aus der Änderung der Entropie des Systems und der Umgebung:

$$\Delta S_{\text{Gesamt}} = \Delta S_{\text{System}} + \Delta S_{\text{Umgebung}}$$

Bei einer chemischen Reaktion entspricht ΔS_{System} der Reaktionsentropie. Zur Beurteilung, ob eine chemische Reaktion spontan abläuft, muss jedoch ΔS_{Gesamt} bekannt sein.

Anstelle der Gesamtentropie ΔS_{Gesamt} wird in der chemischen Energetik meistens die freie Reaktionsenthalpie $\Delta_r G$ betrachtet. Die beiden Größen hängen folgendermaßen zusammen:

$$\Delta_r G = -T \cdot \Delta S_{\text{Gesamt}}$$

Eine *Zunahme* der Gesamtentropie entspricht also einer *Abnahme* der freien Enthalpie. Dies bedeutet, dass die freie Reaktionsenthalpie einer spontanen Reaktion kleiner als null ist ($\Delta_r G < 0$). Eine solche Reaktion bezeichnet man als exergonisch. Ist $\Delta_r G > 0$, bezeichnet man die Reaktion als endergonisch.

Damit eine exergonische Reaktion tatsächlich spontan abläuft, muss auch die notwendige Aktivierungsenergie vorhanden sein. Beispielsweise ist ein Gemisch von Wasserstoff und Sauerstoff bei Zimmertemperatur metastabil. Die Knallgasreaktion läuft nur ab, wenn ein Katalysator vorhanden ist, oder wenn das Gemisch durch einen Funken oder eine Flamme gezündet wird.

Hinweis:

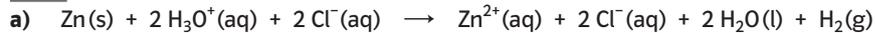
Viele exergonische Reaktionen laufen praktisch vollständig ab, d. h., am Ende sind keine Edukte mehr vorhanden. Entsprechend laufen viele endergonische Reaktionen so gut wie gar nicht ab. Es gibt jedoch auch eine große Zahl chemischer Reaktionen, die unvollständig ablaufen, bis ein chemisches Gleichgewicht erreicht ist.

Bei einer chemischen Reaktion erreicht die Gesamtentropie des Reaktionsgemisches einen Maximalwert, bevor die Reaktion vollständig abgelaufen ist. Der Grund dafür ist die Vermischung von Edukten mit Produkten, die die Entropie des reagierenden Systems erhöht. Wenn der Maximalwert der Gesamtentropie erreicht ist, läuft die Reaktion nicht mehr spontan weiter. Bei großen Beträgen von $\Delta_r G$ ist dies vernachlässigbar. Stark exergonische Reaktionen laufen fast vollständig ab, stark endergonische Reaktionen so gut wie gar nicht. Ist der Betrag von $\Delta_r G$ eher klein, laufen jedoch sowohl exergonische als auch endergonische Reaktionen ab, bis das chemische Gleichgewicht erreicht ist.

Basiskonzept: Gleichgewichtskonzept

Zu den Aufgaben

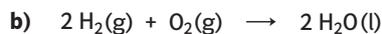
A1



- Je höher der Zerteilungsgrad (d.h. die Oberfläche, an der die Reaktion stattfinden kann), desto größer ist die Reaktionsgeschwindigkeit. Folglich kann man die Reaktionsgeschwindigkeit erhöhen, indem man fein gemahlene Zinkpulver einsetzt bzw. sie verringern, indem man große Zinkstücke einsetzt.
- Je höher die Konzentration der Edukte, desto größer ist nach dem Kollisionsmodell die Reaktionsgeschwindigkeit. Eine Erhöhung der Salzsäure-Konzentration führt also zu einer größeren Reaktionsgeschwindigkeit, eine Verringerung der Salzsäure-Konzentration führt zu einer kleineren Reaktionsgeschwindigkeit.
- Je höher die Temperatur des Reaktionsgemisches ist, desto größer ist die Reaktionsgeschwindigkeit, da bei einem höheren Anteil der Zusammenstöße die Aktivierungsenergie aufgebracht wird. Folglich führt eine Temperaturerhöhung zu einer größeren Reaktionsgeschwindigkeit und eine Temperaturabsenkung zu einer kleineren Reaktionsgeschwindigkeit.
Hinweis: Da es sich um eine exotherme Reaktion handelt, begünstigt eine Temperaturerhöhung die Rückreaktion. Bei den gegebenen Bedingungen (flüssige Salzsäure) ist die Temperatur jedoch niedrig genug, dass dies keine Rolle spielt.

Hinweis:

Es gibt eine weitere Möglichkeit, die Geschwindigkeit dieser Reaktion zu beeinflussen (s. Schülerbuch, Kap. 7.25): Wenn ein Zinkstück in einer Säure von einem edleren Metall (z.B. Kupferdraht) berührt wird, bildet sich ein Lokalelement. Dadurch wird die Gasentwicklung stärker (die Reaktion läuft also schneller ab); der Wasserstoff bildet sich am edleren Metall. Die Reaktion ist normalerweise (d.h. ohne Berührung mit dem edleren Metall) gehemmt, weil auf der Zinkoberfläche gasförmiger Wasserstoff haftet, sodass die Zink-Atome nicht so leicht mit den Oxonium-Ionen in Kontakt kommen. Durch die Berührung mit dem edleren Metall fällt diese Hemmung weg.

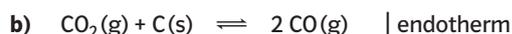


- Je höher die Konzentration der Edukte, desto größer ist nach dem Kollisionsmodell die Reaktionsgeschwindigkeit. Die Edukte Wasserstoff und Sauerstoff liegen gasförmig vor, deshalb entspricht eine Druckerhöhung einer Konzentrationserhöhung. Eine Druckerhöhung führt folglich zu einer größeren Reaktionsgeschwindigkeit, eine Druckverminderung zu einer kleineren Reaktionsgeschwindigkeit.
- Eine Temperaturerhöhung führt zu einer Erhöhung der Reaktionsgeschwindigkeit (vgl. Teilaufgabe a). *Hinweis:* Da es sich um eine exotherme Reaktion handelt, begünstigt eine Temperaturerhöhung die Rückreaktion.
- Durch einen Katalysator, z.B. Platin, kann die Reaktionsgeschwindigkeit erhöht werden.

A2



- Eine Temperaturerhöhung begünstigt die endotherme Reaktion. In diesem Fall verschiebt sich das Gleichgewicht auf die Seite von Methan und Sauerstoff, da die Rückreaktion der exothermen Reaktion endotherm ist.
- Eine Druckerhöhung verschiebt das Gleichgewicht zu der Seite mit der geringeren Anzahl von Gasteilchen. In diesem Fall ist die Anzahl von Gasteilchen auf der linken Seite des Gleichgewichtspfeils kleiner als auf der rechten Seite. Folglich verschiebt eine Druckerhöhung das Gleichgewicht auf die Seite von Methan und Sauerstoff.



- Eine Temperaturerhöhung begünstigt die endotherme Reaktion. In diesem Fall verschiebt sich das Gleichgewicht auf die Seite von Kohlenstoffmonoxid.
- Eine Druckerhöhung verschiebt das Gleichgewicht zu der Seite mit der geringeren Anzahl von Gasteilchen. In diesem Fall ist die Anzahl von Gasteilchen auf der linken Seite des Gleichgewichtspfeils kleiner als auf der rechten Seite. Folglich verschiebt eine Druckerhöhung das Gleichgewicht auf die Seite von Kohlenstoffdioxid und Kohlenstoff.

$$\mathbf{A3} \quad K_c = \frac{c(\text{N}_2\text{O}_4)}{c^2(\text{NO}_2)}$$

Berechnung der Stoffmengenkonzentrationen mit $V_m(50^\circ\text{C}, 1013 \text{ hPa}) = 26,5 \text{ l/mol}$:

$$c(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,60 : 26,5 \text{ l/mol} = 0,0226 \text{ mol/l}$$

$$c(\text{NO}_2) = 0,40 : 26,5 \text{ l/mol} = 0,0151 \text{ mol/l}$$

Einsetzen in die obige Gleichung:

$$K_c = \frac{0,0226 \text{ mol/l}}{(0,0151 \text{ mol/l})^2} \approx 99 \text{ l/mol}$$

Hinweise:

- In einem Teil der Auflage des Schülerbuchs fehlt die Angabe des molaren Volumens bei 50°C und 1013 hPa .
- Der berechnete Wert von K_c kann mit den in Kap. 5.17, B3 angegebenen Werten bei anderen Temperaturen verglichen werden.