

Basiskonzept: Stoffe, Teilchen, Eigenschaften (S. 426 – 429)

Zu den Aufgaben

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. Schulbuch, S. 20. Nach dem Bändermodell sind die Teilchen in Metallen Riesenmoleküle, s. Serviceband, Rückblick und Vertiefung, Metalle und Metallbindung.)
- 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 Aldehydgruppe (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.

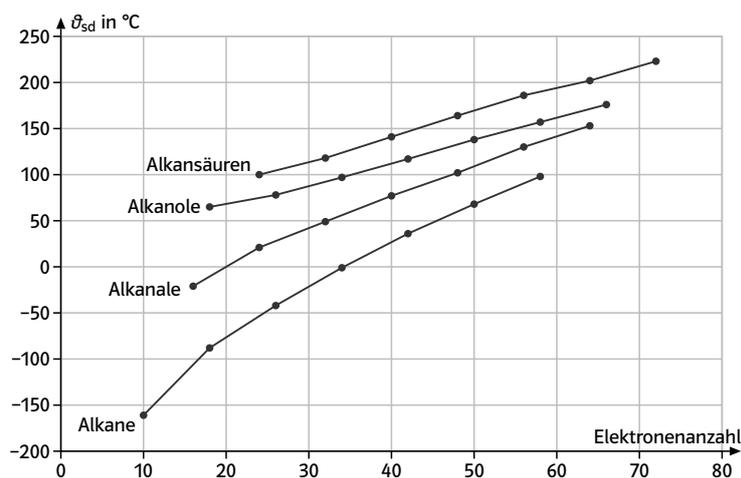
A4 Zur besseren Vergleichbarkeit werden die Siedetemperaturen der Stoffe gegen die Elektronenanzahlen ihrer Moleküle (als ungefähres Maß für die Moleküloberflächen) aufgetragen:

| 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 |

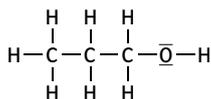
| Alkansäure | Elektronenanzahl | ϑ_{sd} in °C |
|-------------------------------------|------------------|------------------------|
| HCOOH | 24 | 100 |
| CH ₃ COOH | 32 | 118 |
| C ₂ H ₅ COOH | 40 | 141 |
| C ₃ H ₇ COOH | 48 | 164 |
| C ₄ H ₉ COOH | 56 | 186 |
| C ₅ H ₁₁ COOH | 64 | 202 |
| C ₆ H ₁₃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



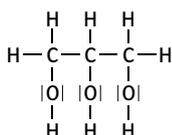
Innerhalb jeder der vier homologen Reihen nehmen die Siedetemperaturen mit steigender Elektronenanzahl zu. Die vier Kurven liegen bei kleinen Molekülen relativ weit auseinander; mit steigender Elektronenanzahl nähern sie sich einander an. Dies bedeutet, dass der Einfluss der funktionellen Gruppen mit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

A5

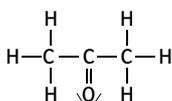
Propan-1-ol



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.

A6

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.

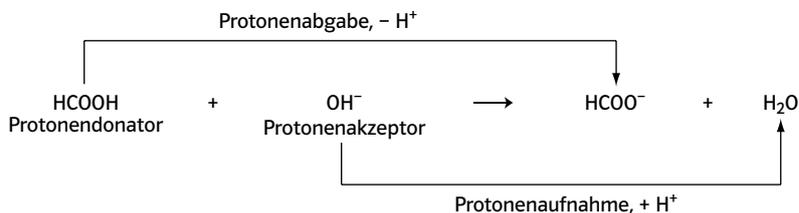
A7 Makromoleküle, die nur aus C- und H-Atomen aufgebaut sind (z. B. Polyethen, Polypropen), sind keine (bzw. extrem schwache) permanenten Dipole. Zwischen ihnen wirken folglich (fast) nur London-Kräfte. Bei Makromolekülen, die polare Bindungen aufweisen (z. B. Polyvinylchlorid), werden die London-Kräfte 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: Chemische Reaktion (S. 430 – 433)

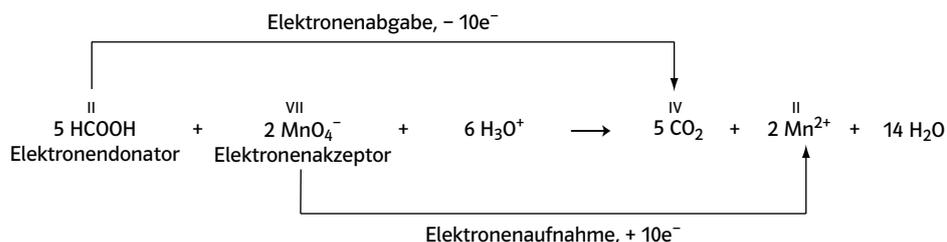
Zu den Aufgaben

A1

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



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

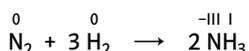


A2

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. Das Proton wird vom Sauerstoff-Atom der Aldehydgruppe, dem Protonenakzeptor, aufgenommen; dadurch entsteht eine Hydroxygruppe am C-Atom 1.

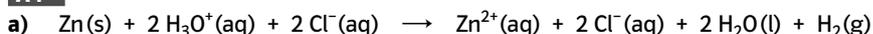
A3 Reaktionsgleichung mit Oxidationszahlen:



Da sich die Oxidationszahlen der Atome ändern, handelt es sich um eine Redoxreaktion. Redoxreaktionen sind nach B1 im Schulbuch 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.

A4

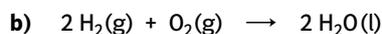


- Je höher der Zerteilungsgrad (d. h. die Oberfläche, an der die Reaktion stattfinden kann), desto größer ist die Reaktionsgeschwindigkeit. Folglich kann man die Reaktionsgeschwindigkeit erhöhen, indem man fein gemahlene Zinkpulver einsetzt bzw. sie verringern, indem man große Zinkstücke einsetzt.
- 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. Schulbuch, Kap. 7.26): 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.

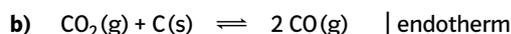


- Je höher die Konzentration der Edukte, desto größer ist nach dem Kollisionsmodell die Reaktionsgeschwindigkeit. Die Edukte Wasserstoff und Sauerstoff liegen gasförmig vor, deshalb entspricht eine Druckerhöhung einer Konzentrationserhöhung. Eine Druckerhöhung führt folglich zu einer größeren Reaktionsgeschwindigkeit, 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.

A5



- 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 Kohlenstoffmonooxid.
- 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.

A6

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

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

$$c(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,60 : 26,5 \text{ l/mol} = 0,0226 \text{ mol/l} \quad c(\text{NO}_2) = 0,40 : 26,5 \text{ l/mol} = 0,0151 \text{ mol/l}$$

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:

- Der berechnete Wert von K_c kann mit den im Schulbuch in Kap. 2.18, B3 angegebenen Werten bei anderen Temperaturen verglichen werden.

Basiskonzept: Energie (S. 434/435)

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 Da die Reaktion exotherm ist, wird bei ihrem Ablaufen Energie abgegeben. Diese Energie muss im Zuge des Umbaus der Bindungen beim Übergang der Eduktteilchen zu den Produktteilchen abgegeben werden. Entsprechend ist die Enthalpiebilanz der gebildeten Bindungen geringer als die der gespaltenen Bindungen.

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.

© Ernst Klett Verlag GmbH, Stuttgart 2022. Alle Rechte vorbehalten. www.klett.de
Von dieser Druckvorlage ist die Vervielfältigung für den eigenen Unterrichtsgebrauch gestattet. Die Kopiergebühren sind abgegolten.

Autorinnen und Autoren: Prof. Ulrich Bee, Oliver Blauth, Paul Gietz, Prof. Heike Maier, Prof. Karsten Wiese
Bei der Erstellung dieses Unterrichtswerkes wurde auch auf andere Titel des Ernst Klett Verlags zurückgegriffen.
Deren Autorinnen und Autoren sind: Prof. Ulrich Bee, Oliver Blauth, Edgar Brückl, Prof. Werner Eisner, Paul Gietz, Heike Große, Dr. Erhard Irmer, Axel Justus, Prof. Dr. Klaus Laitenberger, Prof. Heike Maier, Dr. Martina Mihlan, Peter Nelle, Hildegard Nickolay, Dr. Carsten Penz, Horst Schaschke, Prof. Dr. Werner Schierle (†), Bärbel Schmidt, Andrea Schuck, Michael Sternberg, Dr. Jutta Töhl-Borsdorf, Prof. Karsten Wiese, Peter Zehentmeier, Dr. Thorsten Zippel.

Illustrationen: Ernst Klett Verlag GmbH, Stuttgart: 3.1, 3.2, 4.1, 4.2; Marzell, Alfred, Schwäbisch Gmünd: 2.1