

Basiskonzepte

Struktur-Eigenschafts-Konzept

Zu den Aufgaben

A1 Eine Lösung in Tabellenform kann so aussehen:

Stoff	Ethan	Ethanal	Ethanol	Ethansäure
Siedetemperatur	-88 °C	21 °C	78 °C	118 °C
Strukturformeln	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}=\overset{\ominus}{\text{O}} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\overset{\ominus}{\text{O}}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}=\overset{\ominus}{\text{O}} \\ \quad \\ \text{H} \quad \overset{\ominus}{\text{O}}-\text{H} \end{array}$
Zwischenmolekulare Kräfte	Van-der-Waals-Kräfte	Van-der-Waals-Kräfte, Dipol-Dipol-Kräfte	Van-der-Waals-Kräfte, Dipol-Dipol-Kräfte, Wasserstoffbrücken	Van-der-Waals-Kräfte, Dipol-Dipol-Kräfte, Wasserstoffbrücken

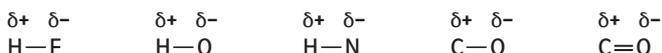
Begründung: Bei ungefähr gleich großen Molekülen gilt für die Stärke der zwischenmolekularen Kräfte: Van-der-Waals-Kräfte < Dipol-Dipol-Kräfte < Wasserstoffbrücken. Zwischen Ethanol- und Ethansäuremolekülen wirken zwar gleichartige Kräfte, aber das Ethansäuremolekül enthält zwei Sauerstoffatome, zu denen Wasserstoffbrücken ausgebildet werden können. Außerdem ist das Ethansäuremolekül stärker polar, sodass auch stärkere Dipol-Dipol-Kräfte wirken.

Hinweis: Ethansäuremoleküle bilden durch Wasserstoffbrücken Dimere (s. Schülerbuch S. 73); diese verhalten sich ähnlich wie doppelt so große Moleküle. Man erklärt damit die ungewöhnlich hohe Siedetemperatur.

A2

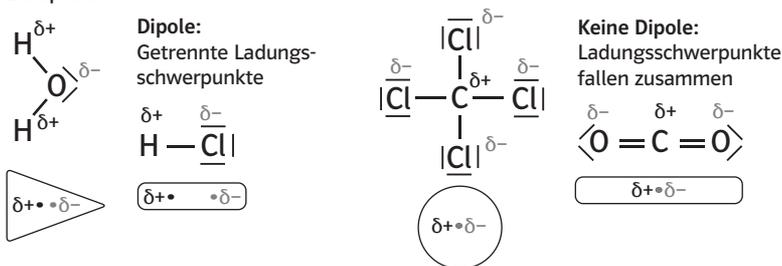
a) Polare Bindung: Immer wenn zwei unterschiedliche Atome durch eine Atombindung miteinander verbunden sind, können Teilladungen (Partialladungen) vorliegen. Diese Art der Bindung bezeichnet man als polare Atombindung. Die Atome, die an der Bindung beteiligt sind, haben unterschiedliche Elektronegativitäten. Sind zwei Atome miteinander verbunden, so besitzt das elektronegativere Atom die negative Teilladung. Die Bindung ist i. d. R. umso polarer, je größer die Differenz der Elektronegativitätswerte ist.

Beispiele:



b) Dipol: Moleküle, die jeweils einen Pol mit einer positiven und einen Pol mit einer negativen Teilladung aufweisen, bezeichnet man als Dipole oder Dipolmoleküle. Dipole haben mindestens eine polare Bindung. Außerdem darf der Schwerpunkt der negativen Teilladungen nicht mit dem Schwerpunkt der positiven Teilladungen zusammenfallen.

Beispiele:



c) Hydrophil: Stoffe mit guter Wasserlöslichkeit bezeichnet man als hydrophil, Stoffe mit geringer Wasserlöslichkeit als hydrophob.

Beispiel: Methanol ist hydrophil, da seine Moleküle polar sind und außerdem Wasserstoffbrücken zu den Wassermolekülen bilden.

d) Lipophil: Fettlösliche Stoffe nennt man lipophil, wenig fettlösliche Stoffe nennt man lipophob.

Beispiel: Alkane sind lipophil, da ihre Moleküle unpolar sind.

e) Funktionelle Gruppe: Eine funktionelle Gruppe ist eine Atomgruppe in der organischen Chemie, die die Eigenschaften und die Reaktionen der Moleküle eines Stoffes und damit auch die Eigenschaften und das Reaktionsverhalten des Stoffes bestimmt. Chemische Verbindungen, die die gleichen funktionellen Gruppen tragen, werden auf Grund ihrer oft ähnlichen Eigenschaften zu Stoffklassen zusammengefasst.

Beispiel: Moleküle mit einer Carboxygruppe werden als Carbonsäuren bezeichnet. Ihre wässrigen Lösungen sind aufgrund der Protolyse sauer, mit Laugen bilden sie Lösungen ihrer Salze, und sie können mit Alkoholmolekülen zu Carbonsäureestern reagieren.

A3 Begriffe der Stoffebene (einige Beispiele): Farbe, Glanz, Geruch, Geschmack, Kristallform, Siedetemperatur, Schmelztemperatur, Dichte, exotherm, endotherm, Reaktionswärme, Reaktionsenergie, Verdampfungsenthalpie, Schmelzenthalpie, Verbrennungsenthalpie, Freie Enthalpie, chemisches Gleichgewicht, Säurekonstante, Basenkonstante, Standardpotential.

Begriffe der Teilchenebene (einige Beispiele): Atom, Molekül, Ion, Bindungslänge, Elektronegativität, polare Bindung, Dipol, Wasserstoffbrücken, Van-der-Waals-Kräfte, Protonendonator, Protonenakzeptor, Protolyse, Elektronendonator, Elektronenakzeptor, Elektronenaustausch, Ionenladung, Oxidationszahl.

A4 a), b) Eine Lösung in Tabellenform kann so aussehen:

Stoffeigenschaft	Ethansäuremethylester	Methansäureethylester	Propansäure
Weiterer Name	Essigsäuremethylester	Ameisensäureethylester	Propionsäure
Strukturformel			
Farbe	farblos	farblos	farblos
Geruch	fruchtig, schwach arrakartig, stechend nach Lösungsmittel	fruchtig, stechend nach Lösungsmittel	unangenehm
Schmelztemperatur	-99 °C	-80 °C	-22 °C
Siedetemperatur (bei 1013 hPa)	57 °C	54 °C	141 °C
Dichte (bei 20 °C und 1013 hPa)	0,93 g/cm ³	0,92 g/cm ³	0,99 g/cm ³
Löslichkeit in Wasser (bei 20 °C)	319 g/l	105 g/l	in jedem Verhältnis bzw. unbegrenzt

Hinweis: Weitere Möglichkeiten sind: 3-Hydroxypropanal, 2-Hydroxypropanal, 1-Hydroxypropanon.

Zu den Schmelz- und Siedetemperaturen: Allgemein führen starke zwischenmolekulare Kräfte zu hohen Schmelz- und Siedetemperaturen. Zwischen den Propansäuremolekülen wirken neben Van-der-Waals-Kräften und Dipol-Dipol-Kräften starke Wasserstoffbrücken, während zwischen den Ester-molekülen nur schwächere Dipol-Dipol-Kräfte und Van-der-Waals-Kräfte wirken.

Zur Löslichkeit: Bei der Löslichkeit kommt es auf die möglichen Wechselwirkungen der Moleküle des zu lösenden Stoffes mit den Lösungsmittelmolekülen an. Generell gilt die Regel: Je ähnlicher die Polaritäten der Teilchen zweier Stoffe sind, desto besser lösen sich die Stoffe ineinander.

- Die Propansäure ist sowohl hydrophil als auch lipophil. Ihre Moleküle besitzen eine stark polare Carboxygruppe und einen unpolaren Alkylrest. Mit der Carboxygruppe können sie Wasserstoffbrücken zu Wassermolekülen bilden, daher die unbegrenzte Löslichkeit in Wasser. Zusätzlich zum Lösungsvorgang findet auch noch eine Protolyse zu Oxoniumionen und Propanoationen (Propionationen) statt, allerdings nur in sehr kleinem Umfang.
- Die Moleküle der beiden Ester sind nicht so stark polar wie die der Propansäure, die Ester sind eher hydrophob. Vor allem fehlen den Estermolekülen Wasserstoffatome mit positiver Partialladung, die Wasserstoffbrücken zu den Wassermolekülen bilden könnten. Zu einer gewissen Wasserlöslichkeit führt die Tatsache, dass von den Wassermolekülen aus Wasserstoffbrücken zum doppelt gebundenen Sauerstoffatom der Estergruppe gebildet werden können und die Alkylgruppen im Vergleich zur polaren Estergruppe nicht zu groß sind.

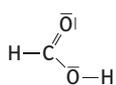
A5 Die Propantriolmoleküle besitzen drei OH-Gruppen; Propantriol ist also stark hydrophil. Zwischen den unpolaren Alkanmolekülen des Paraffinöls wirken nur Van-der-Waals-Kräfte; Alkane sind hydrophob. Daraus folgt ein einfaches Experiment zur Unterscheidung: Man gibt Wasser oder Heptan zu der Flüssigkeit. Ergebnis:

- Propantriol löst sich in Wasser vollständig, während sich mit Heptan zwei Phasen bilden.
- Paraffinöl bildet mit Wasser zwei Phasen, aber löst sich in Heptan vollständig.

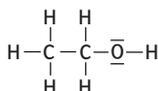
A6 Makromoleküle sind große Moleküle, die aus vielen, bis zu mehreren hunderttausend, gleichen oder unterschiedlichen Bausteinen (Monomeren) bestehen und damit eine relativ große Molekülmasse (über 1000 u) haben. Aus Makromolekülen aufgebaut sind z. B.: Cellulose, Stärke, Proteine, Nucleinsäuren, Kunststoffe.

Hinweis: Eine allgemein anerkannte Definition über ein Minimum der Molekülmasse bzw. der Anzahl der Monomere gibt es in der Literatur nicht.

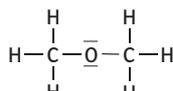
A7 Mit der Teilchenmasse $m_t(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z) = 46 \text{ u}$ und den gegebenen Elementen sind drei Summenformeln denkbar: CH_2O_2 , $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ und CH_{18}O . Zur Summenformel CH_{18}O gibt es keine Strukturformel, die einem stabilen Molekül entspricht. Zu den beiden anderen Summenformeln gibt es aber Strukturformeln bekannter Moleküle:



Methansäure (CH_2O_2)



Ethanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$)



Dimethylether ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$)

Ethanol und Dimethylether haben die gleiche Summenformel, aber unterschiedliche Strukturformeln; sie sind also Isomere. Es liegt funktionelle Isomerie vor.

A8

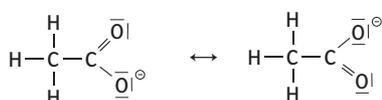
Stoffklasse	Funktionelle Gruppe
Alkohole	Hydroxygruppe
Aldehyde	Aldehydgruppe (enthält Carbonylgruppe)
Ketone	Ketogruppe (enthält Carbonylgruppe)
Ether	Ethergruppe
Carbonsäuren	Carboxygruppe
Amine	Aminogruppe
Azoverbindungen	Azogruppe

A9 Zu B8: Alle drei Verbindungen sind zueinander Konstitutionsisomere (Strukturisomere). Butan-1-ol und Butan-2-ol unterscheiden sich durch die Position der OH-Gruppe. Man bezeichnet dies als Stellungsisomerie (Positionsisomerie). Diethylether gehört als Ether zu einer anderen Stoffklasse als die beiden Alkohole. Man bezeichnet dies als funktionelle Isomerie.

Zu B9: Bei den beiden 1,2-Dichlorethenen sind alle Atome gleich verknüpft, aber im einen Fall liegen die Chloratome auf der gleichen Seite der C=C-Doppelbindung und im anderen Fall auf unterschiedlichen Seiten. Man bezeichnet dies als geometrische Isomerie (*E-Z*-Isomerie).

Hinweis: Die Moleküle unterscheiden sich in der Symmetrie: Das (*Z*)-1,2-Dichlorethen-Molekül hat eine Spiegelebene, die senkrecht zur Molekülebene steht. Es ist ein Dipolmolekül. Das (*E*)-1,2-Dichlorethen-Molekül ist achsensymmetrisch bezüglich einer 180°-Drehung um eine Achse senkrecht zur Molekülebene. Obwohl es polare Bindungen enthält, ist es wegen seiner Symmetrie insgesamt unpolare.

A10 Im Essigsäuremolekül zieht das O-Atom der Carbonylgruppe negative Ladung an; dies begünstigt die Abgabe eines Protons von der OH-Gruppe. Das entstehende Acetation ist außerdem mesomeriestabilisiert:



Die Mesomeriestabilisierung geht verloren, wenn das Acetation protoniert wird.

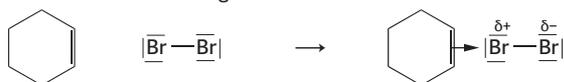
Beide Effekte führen dazu, dass Essigsäure eine schwache Säure und das Acetation (die konjugierte Base) eine schwache Base ist ($pK_B = 9,25$).

Das Ethanolmolekül hat keine Carbonylgruppe; die Abgabe eines Protons von der OH-Gruppe ist damit nicht begünstigt. Das Ethanolation ist außerdem nicht mesomeriestabilisiert. Ethanol ist folglich eine sehr schwache Säure, das Ethanolation (die konjugierte Base) ist eine sehr starke Base. In wässriger Lösung liegen praktisch keine Ethanolationen vor.

A11 Zur Reaktion von Brom mit Benzol: siehe Energiekonzept, A1.

Die Reaktion von Cyclohexen mit Brom läuft ohne Katalysator und nach einem anderen Mechanismus ab:

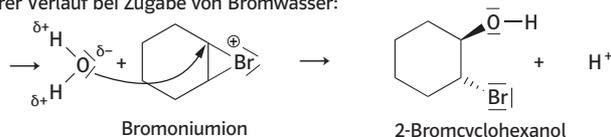
Der erste Reaktionsschritt ist bei Zugabe von Brom und Bromwasser identisch:



a) Weiterer Verlauf bei Zugabe von Brom:



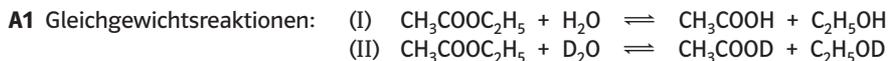
b) Weiterer Verlauf bei Zugabe von Bromwasser:



Ein Schritt der Rearomatisierung ist hier natürlich nicht denkbar. Das im ersten Schritt der elektrophilen Addition gebildete Bromoniumion spaltet daher kein Proton ab, sondern lagert ein Teilchen mit einer negativen Ladung (Br^-) oder mit einer negativen Partialladung (H_2O) an.

Gleichgewichtskonzept

Zu den Aufgaben



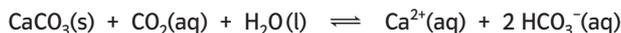
Vermutung: Die Gleichgewichtsreaktion (I) befindet sich in einem dynamischen Gleichgewicht, d. h., die Hin- und Rückreaktion laufen im Gleichgewichtszustand weiter ab.

Versuch: Man stellt ein Gemisch der Edukte und Produkte in den Gleichgewichtskonzentrationen her, allerdings mit schwerem Wasser. Nach kurzer Zeit findet man im Reaktionsgemisch isoto­penmarkierte Essigsäure und isoto­penmarkiertes Ethanol. Würden die Hydrolyse und die Veresterung bei der Gleichgewichtsreaktion (II) nicht ablaufen, dann dürfte sich keine isoto­penmarkierte Essigsäure und kein isoto­penmarkiertes Ethanol bilden.

Da sich die Gleichgewichtsreaktion (II) von der Gleichgewichtsreaktion (I) nur durch das schwere Wasser unterscheidet, kann man mit hoher Wahrscheinlichkeit davon ausgehen, dass auch in der Gleichgewichtsreaktion (I) die Hydrolyse und die Veresterung ablaufen, obwohl die Edukte und Produkte in den Gleichgewichtskonzentrationen vorliegen. Dies bezeichnet man als dynamisches Gleichgewicht.

A2 Ein Katalysator ermöglicht einen Reaktionsweg mit kleinerer Aktivierungsenergie; daher führt er zu einer schnelleren Gleichgewichtseinstellung. Durch einen Katalysator wird aber die Gleichgewichtskonstante grundsätzlich nicht verändert; daher beeinflusst er die Gleichgewichtszusammensetzung nicht.

A3 Regenwasser nimmt beim Durchgang durch die Luft Kohlenstoffdioxid auf und kommt dadurch mit einem pH-Wert von etwa 5,7 am Boden an. Im Boden löst sich weiteres Kohlenstoffdioxid aus dem Abbau organischen Materials. Kommt dieses saure Wasser mit Kalkstein in Berührung, reagiert das schwer lösliche Calciumcarbonat zu hydratisierten Calcium- und Hydrogencarbonationen, und löst so den Kalkstein allmählich auf:

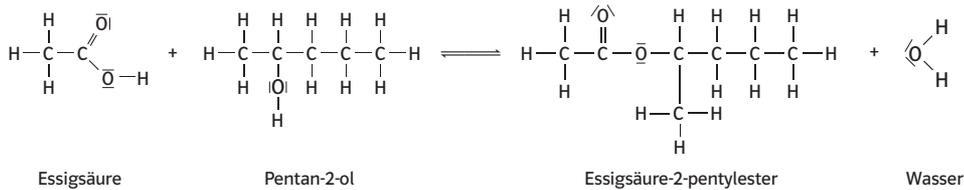


Es entstehen tiefe Furchen und Spalten, die über längere Zeit zur Bildung von Höhlen führen. Erreicht ein Tropfen Sickerwasser die Decke einer Höhle, entweicht etwas Kohlenstoffdioxid aus der Lösung heraus in die Luft. Dadurch verschiebt sich das Gleichgewicht nach links; schwer lösliches Calciumcarbonat lagert sich ab. Nach und nach bildet sich ein Stalaktit. Fällt ein Tropfen auf den Höhlenboden, läuft diese Gleichgewichtsverschiebung am Boden ab; es bildet sich ein Stalagmit. (Wachsen ein Stalagmit und ein Stalaktit zu einer durchgängigen Säule zusammen, spricht man auch von einem Stalagmat.)

Die Stalaktiten und Stalagmiten bilden sich also in einem Fließgleichgewicht, dem ständig Edukte zugeführt und Produkte entnommen werden. Die Tropfsteine wachsen im Jahr um etwa 0,2 mm. Spuren von Metallionen, meistens Eisen(III)-Ionen, bilden ebenfalls schwer lösliche Carbonate und verleihen den Stalaktiten und Stalagmiten Farbigkeit.

A4 Wenn die Gleichgewichtskonstante viel größer als 1 ist ($K_c \gg 1$), liegt das Gleichgewicht sehr weit auf der rechten Seite des Gleichgewichtspfeils. Nach Ablauf der Reaktion liegen im Reaktionsgemisch praktisch nur Produkte und so gut wie keine Edukte vor.

A5 Reaktionsgleichung:



Massenwirkungsgesetz:
$$K_c = \frac{c(\text{Essigsäure-2-pentylester}) \cdot c(\text{Wasser})}{c(\text{Essigsäure}) \cdot c(\text{Pentan-2-ol})}$$

A6 Nach kurzer Zeit liegen im Garten des Jungen nur noch wenige Äpfel. Dadurch muss er hin und her laufen, um überhaupt noch Äpfel auflesen und hinüberwerfen zu können. Im Garten des alten Mannes liegen dagegen so viele Äpfel, dass er sich nur bücken muss, um zu werfen. Nach einiger Zeit liegen pro Zeiteinheit gleich viele Äpfel von links und von rechts über den Zaun. Folglich wird keiner der beiden in dem Sinne gewinnen, dass in seinem Garten keine Äpfel liegen.

Übertragung auf das chemische Gleichgewicht:

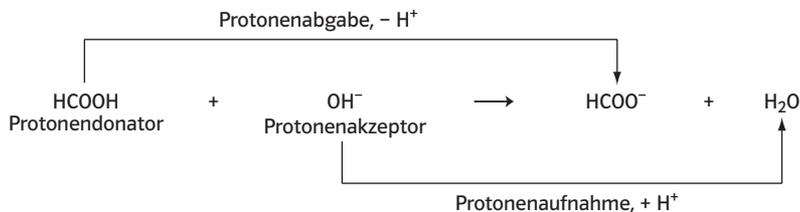
Modell: Holzapfelkrieg	Chemische Reaktion $A \rightleftharpoons B$
Ausgangssituation: 1. Äpfel beim Jungen; keine Äpfel beim alten Mann 2. Anzahl der Äpfel pro Flächeneinheit im Garten des Jungen: c_j 3. Anzahl der Äpfel pro Flächeneinheit im Garten des alten Mannes: c_M	Ausgangssituation: 1. Edukt A; kein Produkt B 2. Konzentration des Eduktes: c_A 3. Konzentration des Produktes: c_B
Einstellung des Gleichgewichts: 4. Werfen der Äpfel hin und her über den Zaun 5. Anzahl der Äpfel, die pro Zeiteinheit aus dem Garten des Jungen über den Zaun fliegen: v_j 6. Anzahl der Äpfel, die pro Zeiteinheit aus dem Garten des alten Mannes über den Zaun fliegen: v_M 7. Es gilt: a) $v_j \sim c_j$ und $v_M \sim c_M$ b) $v_j = k_j \cdot c_j$ und $v_M = k_M \cdot c_M$	Einstellung des Gleichgewichts: 4. Hin- und Rückreaktion 5. Geschwindigkeit, mit der das Edukt reagiert: v_{Hin} 6. Geschwindigkeit, mit der das Produkt reagiert: $v_{\text{Rück}}$ 7. Es gilt: a) $v_{\text{Hin}} \sim c_A$ und $v_{\text{Rück}} \sim c_B$ b) $v_{\text{Hin}} = k_{\text{Hin}} \cdot c_A$ und $v_{\text{Rück}} = k_{\text{Rück}} \cdot c_B$
Gleichgewichtszustand: 8. Dynamisches Gleichgewicht: $v_j = v_M$ 9. In beiden Gärten liegen Äpfel. Da der Junge schneller wirft, also $k_j > k_M$ ist, ist die Anzahl der Äpfel pro Flächeneinheit im Garten des alten Mannes größer.	Gleichgewichtszustand: 8. Dynamisches Gleichgewicht: $v_{\text{Hin}} = v_{\text{Rück}}$ 9. Im Reaktionsgemisch liegt sowohl Edukt als auch Produkt vor. Wenn $k_{\text{Hin}} > k_{\text{Rück}}$ ist, dann liegt das Gleichgewicht auf der Seite des Produktes.

Donator-Akzeptor-Konzept

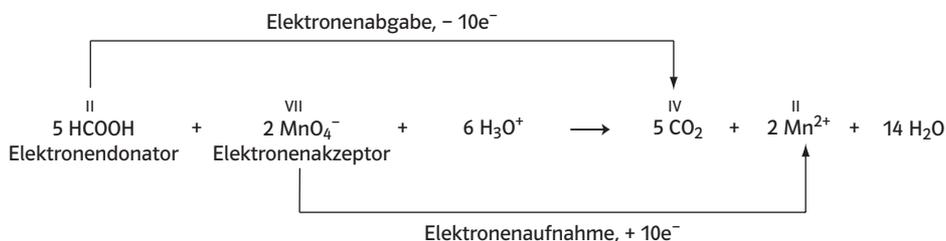
Zu den Aufgaben

A1

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



b) Mit Permanganationen reagiert Methansäure in einer Redoxreaktion:

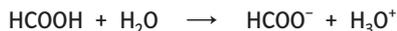


A2 Bei der Protolyse der Essigsäure gibt je ein Essigsäuremolekül ein Proton an ein Wassermolekül ab. Das Essigsäuremolekül wirkt hier also als Protonendonator, das Wassermolekül als Protonenakzeptor.

A3 Einige mögliche Beispiele:

Säure-Base-Reaktionen:

Reaktion von Methansäure mit Wasser (Protonenübergang):



Das Methansäuremolekül (Protonendonator) gibt ein Proton an das H₂O-Molekül (Protonenakzeptor) ab.

Reaktion von Ethansäure mit Kupferoxid zu Kupferacetat:



Das Ethansäuremolekül (Protonendonator) gibt ein Proton an das O²⁻-Ion im Kupferoxid (Protonenakzeptor) ab. Das dabei entstehende OH⁻-Ion ist auch ein Protonenakzeptor und reagiert mit einem zweiten Ethansäuremolekül zum H₂O-Molekül.

Redoxreaktionen:

Reaktion von Methanol mit Kupferoxid zu Methanal, Kupfer und Wasser:



Das C-Atom des Methanalmoleküls (Elektronendonator) gibt zwei Elektronen an das Cu²⁺-Ion (Elektronenakzeptor) ab.

Reaktion von Propan-2-ol mit Kupferoxid zu Propanon, Kupfer und Wasser:

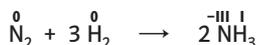


Das mittlere C-Atom des Propan-2-ol-Moleküls (Elektronendonator) gibt zwei Elektronen an das Cu^{2+} -Ion (Elektronenakzeptor) ab.

A4 Bei der Silberprobe (S. 67 im Schülerbuch) wird das Aldehydmolekül zum Carbonsäureanion oxidiert. Ein C-Atom im Aldehydmolekül gibt also Elektronen ab, d.h. es ist der Elektronendonator. Das Silberion wird zum Silberatom reduziert. Es nimmt ein Elektron auf, d.h. es ist der Elektronenakzeptor.

Bei der Fehling'schen Probe (S. 68 im Schülerbuch) entsteht aus Kupfer(II)-oxid (CuO) das ziegelrote Kupfer(I)-oxid (Cu_2O). Das Cu^{2+} hat also als Elektronenakzeptor ein Elektron aufgenommen, das von einem C-Atom des Aldehydmoleküls als Elektronendonator abgegeben wurde.

A5 Reaktionsgleichung mit Oxidationszahlen:

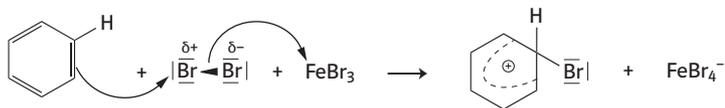


Da sich die Oxidationszahlen der Atome ändern, handelt es sich um eine Redoxreaktion. Redoxreaktionen sind nach B1 im Schülerbuch Donator-Akzeptor-Reaktionen.

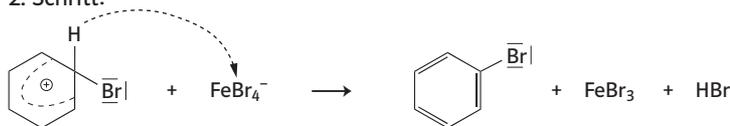
Die Elektronen werden allerdings nicht von einem Teilchen vollständig abgegeben und von einem anderen Teilchen aufgenommen. Außerdem besteht das Produkt nur aus einer Teilchenart, die alle Elektronen der Edukte enthält. Trotzdem kann man die Ammoniaksynthese als Donator-Akzeptor-Reaktion auffassen: Formal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

A6

1. Schritt:

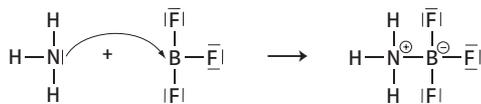


2. Schritt:



Im 1. Schritt ist das Benzolmolekül (mit seinem delokalisierten Elektronensystem) ein Elektronenpaardonator, das Br_2 -Molekül (mit seinem positivierten Br-Atom) ist ein Elektronenpaarakzeptor. Außerdem lagert sich das formal entstehende Br^- -Ion als Elektronenpaardonator an ein Fe^{3+} -Ion an, das als Elektronenpaarakzeptor wirkt; dieses bildet mit drei weiteren Br^- -Ionen ein FeBr_4^- -Ion. Im 2. Schritt ist das Carbokation ein Protonendonator und das FeBr_4^- -Ion ein Protonenakzeptor.

A7



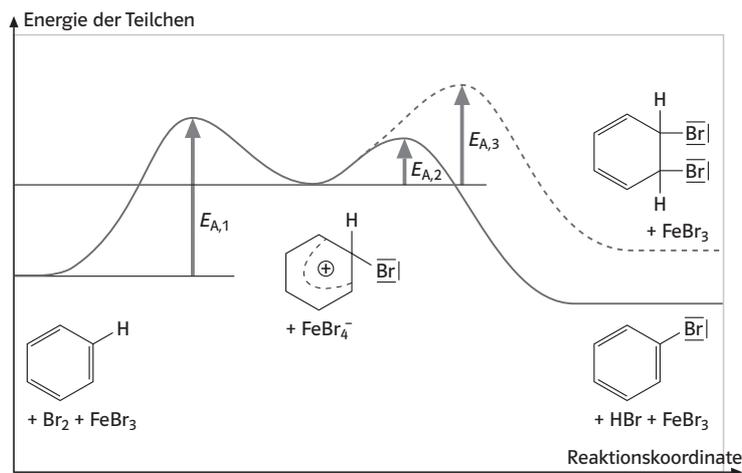
Das NH_3 -Molekül ist ein Elektronenpaardonator, das BF_3 -Molekül ist ein Elektronenpaarakzeptor. *Hinweis:* Nach der Säure-Base-Theorie von G. N. LEWIS bezeichnet man Elektronenpaardonatoren

wie z. B. NH_3 als Lewis-Säuren und Elektronenpaarakzeptoren wie z. B. BF_3 als Lewis-Basen. Bei einer Säure-Base-Reaktion wird zwischen einer Lewis-Säure und einer Lewis-Base eine Atombindung gebildet.

Energiekonzept

Zu den Aufgaben

A1 Im folgenden Energiediagramm werden zwei denkbare Reaktionswege für die Reaktion von Benzol mit Brom dargestellt (E_A = Aktivierungsenergie):



Nach der Rearomatisierung, dem letzten Schritt der elektrophilen Substitution, haben die Produkte wegen der Mesomerieenergie des Brombenzols eine niedrigere Energie als die Produkte der elektrophilen Addition. Dadurch ist auch die Aktivierungsenergie $E_{A,2}$ des Reaktionsweges zum Brombenzol kleiner als die Aktivierungsenergie $E_{A,3}$ des Reaktionsweges zum Dibromcyclohexadien. Daher läuft die Substitution ab, und nicht die ebenfalls denkbare Addition.

A2 Wenn Stoffe in einer exothermen Reaktion reagieren, wird Energie frei. 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.

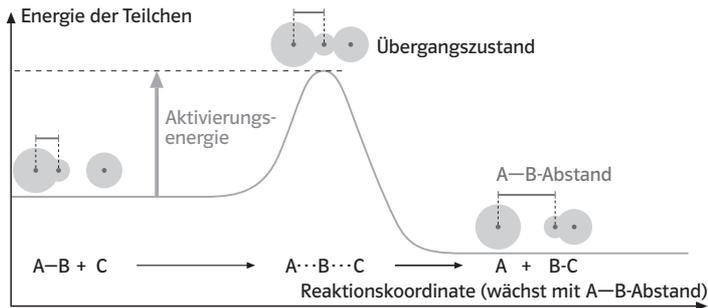
Umgekehrt kann man auch aus Edukten in einer endothermen Reaktion Produkte mit höherer Energie erzeugen. Dazu muss man Energie aufwenden, Energie in die Stoffe „hineinstecken“. Diese Energie ist dann in den Produkten gespeichert.

A3 Wirklich *erneuerbar* ist Energie natürlich nicht; alles Andere wäre ein Widerspruch zum Energieerhaltungssatz. 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 Vorrang Erneuerbarer Energien (Erneuerbare-Energien-Gesetz, EEG) von 2009, §3 (Begriffsbestimmungen): „Im Sinne dieses Gesetzes ist [...] ‚Erneuerbare Energien‘ Wasserkraft einschließlich der Wellen-, Gezeiten-, Salzgradienten- und Strömungsenergie, Windenergie, solare Strahlungsenergie, Geothermie, Energie aus Biomasse einschließlich Biogas, 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 Die Aktivierungsenergie wird benötigt, um die Teilchen der Edukte in den Übergangszustand zu bringen. Von diesem Übergangszustand aus können sie zu Produktteilchen reagieren. Dabei wird Energie frei, die anderen Teilchen zum Teil als Aktivierungsenergie dient. (Ausführliche Beschreibung: siehe Schülerbuch, Kap. 3.7)



A5 Die Brennwerte sind: Kohlenhydrate ca. 17 kJ/g, Proteine ca. 17 kJ/g, Fette ca. 39 kJ/g.

Sie stehen im Verhältnis von 1 : 1 : 2,3 zueinander. Während Kohlenhydrate und Proteine den gleichen Brennwert haben, braucht man weniger als die Hälfte der Masse eines Fettes, um die Energie dieser anderen beiden Nährstoffe zu erreichen.

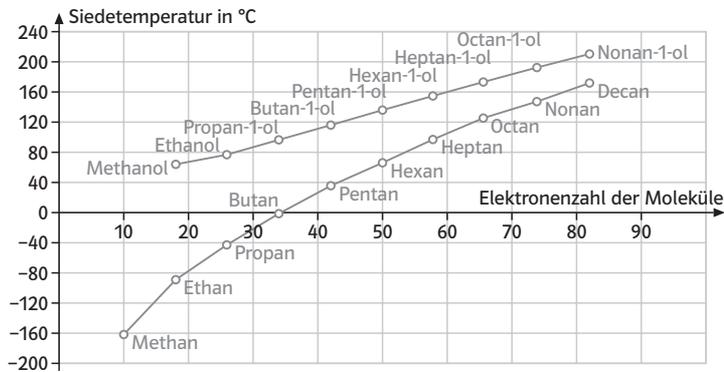
Hinweis: Häufig werden die Brennwerte von Lebensmitteln in der Einheit kJ/100 g oder auch in der veralteten Einheit kcal/100 g angegeben. Die Einheit MJ/kg ist identisch mit kJ/g.

A6 Nach der Maxwell-Boltzmann-Verteilung gibt es einen direkten Zusammenhang zwischen der Temperatur und der Geschwindigkeit der Teilchen:

- Je höher die Temperatur ist, desto höher ist mittlere Geschwindigkeit der Teilchen. Die Teilchen haben unterschiedliche Geschwindigkeiten. Die mittlere Geschwindigkeit ist das arithmetische Mittel (der Durchschnittswert) der Geschwindigkeiten aller Teilchen.
- Gibt man eine bestimmte Mindestgeschwindigkeit vor, so ist der Anteil der Teilchen, der diese Mindestgeschwindigkeit hat oder überschreitet, bei höherer Temperatur größer.

Für einen wirksamen (d. h. zur Reaktion führenden) Zusammenstoß der Teilchen ist eine bestimmte Energie erforderlich, die Aktivierungsenergie. Die Teilchen müssen daher mit einer bestimmten Mindestgeschwindigkeit zusammenstoßen, sodass die kinetische Energie mindestens so groß ist wie die Aktivierungsenergie. Nach der Maxwell-Boltzmann-Verteilung ist bei höherer Temperatur der Anteil der Teilchen, die diese erforderliche Mindestgeschwindigkeit haben, größer. Daher führen bei höherer Temperatur mehr Zusammenstöße zur Reaktion, und die Reaktionsgeschwindigkeit nimmt zu. (Ausführliche Beschreibung: siehe Kap. 3.8 im Schülerbuch)

A7 Die Siedetemperaturen der Alkanole sind im Vergleich mit den Alkanen gleicher Elektronenzahl höher:



Der Grund liegt hauptsächlich in den Wasserstoffbrücken, die Alkanolmoleküle untereinander ausbilden können. Sie halten die Teilchen stärker zusammen als die schwächeren Van-der-Waals-Kräfte, die zwischen Alkanmolekülen wirken. Je größer die Alkanolmoleküle sind, desto weniger fallen die Wasserstoffbrücken ins Gewicht. Langkettige Alkanole unterscheiden sich in ihrer Siedetemperatur deshalb nicht so stark von den entsprechenden Alkanen.

Ein ähnlicher Unterschied ist auch zwischen Alkansäuren und Alkansäureestern zu finden. Bei beiden Stoffgruppen wirken Van-der-Waals-Kräfte und Dipol-Dipol-Kräfte. Bei den Alkansäuren bilden sich zusätzlich Wasserstoffbrücken zwischen den Carboxygruppen, daher haben Alkansäuren höhere Siedetemperaturen als Ester.

A8 Biodiesel und (Bio)-Ethanol zählen 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 dieser nachwachsenden Treibstoffe gegenüber fossilen Treibstoffen positiv bewertet.



Da außerdem Natrium- und Chloridionen vorhanden sind, ist das tatsächliche Reaktionsprodukt Natriumchloridlösung.

$\Delta\vartheta = 6,8 \text{ K}$

$V(\text{Natronlauge}) = V(\text{Salzsäure}) = 100 \text{ ml}$

$c(\text{Natronlauge}) = c(\text{Salzsäure}) = 1 \text{ mol/l} = 1 \text{ mol}/1000 \text{ ml}$

Für die folgenden Berechnungen setzt man vereinfacht die Dichte (bei 4 °C) und die spezifische Wärmekapazität von reinem Wasser (bei 15 °C) ein:

$\rho(\text{Salzsäure}) = \rho(\text{Natronlauge}) = 1,00 \text{ g/ml}$

$c_w(\text{Salzsäure}) = c_w(\text{Natronlauge}) = c_w(\text{Natriumchloridlösung}) = c_w = 4,19 \text{ J}/(\text{g} \cdot \text{°C})$

$m = V(\text{Salzsäure}) \cdot \rho(\text{Salzsäure}) + V(\text{Natronlauge}) \cdot \rho(\text{Natronlauge})$
 $= 100 \text{ ml} \cdot 1,00 \text{ g/ml} + 100 \text{ ml} \cdot 1,00 \text{ g/ml} = 100 \text{ g} + 100 \text{ g} = 200 \text{ g}$

$$\begin{aligned}n &= V(\text{Natronlauge}) \cdot c(\text{Natronlauge}) = V(\text{Salzsäure}) \cdot c(\text{Salzsäure}) \\ &= 100 \text{ ml} \cdot 1,00 \text{ mol}/1000 \text{ ml} = 0,100 \text{ mol}\end{aligned}$$

$$\Delta_r H = -\frac{c_w \cdot m \cdot \Delta \theta}{n} = -\frac{4,19 \text{ J}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C}) \cdot 200 \text{ g} \cdot 6,8 \text{ K}}{0,100 \text{ mol}} \approx -57 \cdot 10^3 \text{ J/mol} = -57 \text{ kJ/mol}$$

Hinweise: Eine ähnliche Berechnung zeigt das Schülerbuch in Kap. 6.4.

Man bezeichnet diese Reaktionsenthalpie auch als Neutralisationsenthalpie; sie ist annähernd unabhängig von den verwendeten Säuren und Laugen. Ihr Literaturwert ist $\Delta_r H^0 = -57,5 \text{ kJ/mol}$. Die kleine Abweichung des hier berechneten Werts ist hauptsächlich darauf zurückzuführen, dass die Wärmekapazität des Kalorimeters nicht berücksichtigt wurde, zu einem kleinen Teil auch auf die oben genannten Vereinfachungen.