Rückblick und Vertiefung: Verbrennung und Sauerstoff (S. 6/7)

Zu den Aufgaben

A1 Beim Mischen von unterschiedlichen Reinstoffen bleiben in heterogenen Gemischen die Stoffe im Gemisch erhalten. In homogenen Gemischen bleiben zwar die Stoffe nicht erhalten, aber die Teilchen der Stoffe. Bei chemischen Reaktionen entstehen aus einem oder mehreren Ausgangsstoffen ein oder mehrere Reaktionsprodukte.
Beispiele für das Mischen von Stoffen: Herstellen eines Kuchen- oder Brotteiges, Mischen von Farben des Farbkastens, Herstellen eines Müslis, Herstellen eines Brausepulvers, Zubereiten einer Salatsoße.
Beispiele für chemische Reaktionen: Verbrennen von Holz, Papier, Kohle, Erdgas, Benzin; Backen eines Kuchens oder Brotes, Braten eines Eies, Abbrennen einer Wunderkerze.

Hinweis: Beim Herstellen eines homogenen Gemisches ist es problematisch, von der Erhaltung der Stoffe zu sprechen.
Besonders deutlich wird dieser Sachverhalt beim Betrachten von Feststoffen, die beim Lösen ihre Stoffeigenschaften mindestens weitgehend verlieren, weil die Stoffeigenschaften an die Teilchenanordnung gebunden sind. Beim Lösen geht offenbar die Teilchenanordnung des Feststoffes verloren und damit zugleich alles, was daran gebunden war, z. B. die Dichte, die Härte, die Schmelztemperatur, die Siedetemperatur und der elektrische Widerstand. Eine Lösung verfügt nicht mehr über die Stoffeigenschaften, die ihre Komponenten als Reinstoffe hätten bzw. vor dem Lösen hatten. In der Lösung bleiben *Teilchen* der Stoffe erhalten, aber nicht die *Stoffe*. Man sieht auch hier die Wichtigkeit der Unterscheidung zwischen Stoff- und Teilchenebene.
Ein Ausdruck wie „gelöster Stoff" sollte daher vermieden werden. Entweder liegt der Stoff vor, dann ist er nicht gelöst. Oder es liegt eine Lösung vor, dann ist es nicht der Stoff. Man kann von den Komponenten der Lösung sprechen und auch von gelösten Komponenten, die Komponenten sind dabei durch die Teilchenarten definiert.
Allerdings ist es meistens möglich, die Reinstoffe wieder aus der Lösung zu gewinnen. Beim Lösen ist nur die Teilchenanordnung verlorengegangen, die Teilchen sind erhalten geblieben.

A2

a) Zink + Sauerstoff ⟶ Zinkoxid

b) Schwefel + Sauerstoff ⟶ Schwefeldioxid

A3 Die Metalloxide gehören zu den salzartigen Stoffen. Sie sind bei Zimmertemperatur spröde kristalline Feststoffe und haben i. d. R. hohe Schmelztemperaturen. (Eine Ausnahme sind die Silberoxide Ag_2O und Ago, welche sich schon vor Erreichen der Schmelztemperatur zersetzen.) Wasserlösliche Metalloxide bilden mit Wasser alkalische Lösungen.
Die meisten Nichtmetalloxide sind bei Zimmertemperatur gasförmig (z. B. CO_2, SO_2, NO_2), aber es gibt auch flüssige (z. B. H_2O) und feste Nichtmetalloxide (z. B. P_4O_{10}). Viele Nichtmetalloxide bilden mit Wasser saure Lösungen.

A4 Bei der Verbrennung von Schwefelverbindungen entsteht Schwefeldioxid, das die Umwelt belastet. Daher wird der in Heizöl vorhandene Schwefel vor der Verbrennung entfernt.

A5

a) Der natürliche Treibhauseffekt entsteht ohne Einfluss durch den Menschen durch natürliche Treibhausgase wie z. B. Wasserdampf, Kohlenstoffdioxid und Methan. Durch ihn beträgt die mittlere Jahrestemperatur auf der Erde etwa +15 °C, ohne den natürlichen Treibhauseffekt wären es etwa −18 °C.
Der vom Menschen verursachte Treibhauseffekt entsteht dadurch, dass z. B. durch die Verbrennung von Kohle, Erdöl und Erdgas und durch die Landwirtschaft vermehrt Treibhausgase in die Atmosphäre gelangen. Dies verstärkt den natürlichen Treibhauseffekt, und die Erde wird noch wärmer.

b) Um dem vom Menschen verursachten Treibhauseffekt entgegenzuwirken, gibt es verschiedene Möglichkeiten:
- Der Ausstoß von Treibhausgasen sollte insgesamt stark reduziert werden, z. B. durch die Entwicklung neuer Techniken für Fahrzeuge und Fabriken, Energiegewinnung aus erneuerbaren Energiequellen und nachhaltigere Lebensmittelproduktion.
- Vorhandene Treibhausgase könnten wieder aus der Luft entfernt werden, z. B. Kohlenstoffdioxid durch das Anpflanzen vieler neuer Bäume oder durch Einlagerung in CO_2-Speichern.

A6 Brennendes Fett oder Wachs sind siedende Flüssigkeiten, deren Dampf brennt. Wenn man versucht, diese mit Wasser zu löschen, geht das Wasser aufgrund seiner größeren Dichte im flüssigen Fett (bzw. Wachs) unter. Dabei wird das Wasser erhitzt und verdampft schlagartig. Der Wasserdampf

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

Inhalt aus: Elemente Chemie Kursstufe Baden-Württemberg, Serviceband
ISBN: 978-3-12-756911-7

reißt das heiße Fett (bzw. Wachs) nach oben. Dabei wird das Fett (bzw. Wachs) in feine Tröpfchen zerteilt, die sofort entflammen. Hierbei können sehr hohe Stichflammen entstehen. Auch Explosionen sind möglich.
Die beste Methode zum Löschen eines Fettbrandes ist das Unterbrechen der Luftzufuhr. In der Küche wird man einen entsprechend großen Topfdeckel nehmen und zügig auf die Pfanne mit dem brennenden Fett legen. Dadurch wird der Fettbrand erstickt. Hat man einen solchen Deckel nicht zur Hand, kann man den Brand auch mit Sand oder Kochsalz ersticken.

Rückblick und Vertiefung: Chemische Reaktion (S. 8/9)

Zu den Aufgaben

A1

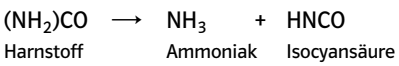
a) Um die Verbrennungsreaktion auszulösen, muss Aktivierungsenergie zugeführt werden.
b) Der Betrag der abgegebenen Energie ist größer als der Betrag der Aktivierungsenergie. Die Reaktion ist also exotherm.

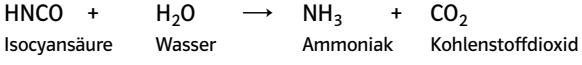
A2 **Dreiwegekatalysator (TWC, three way catalytic converter) bei Benzinmotoren:**
Benzin ist ein Gemisch aus Kohlenwasserstoffen. Beim Verbrennen im Ottomotor reagieren diese mit Sauerstoff, hauptsächlich zu Kohlenstoffdioxid und Wasser. Als Nebenprodukte entstehen aber auch giftige Stoffe:
- Kohlenstoffmonooxid entsteht durch unvollständige Verbrennung des Benzins.
- Stickstoffoxide entstehen aus dem Stickstoff und dem Sauerstoff der eingesaugten Luft bei der hohen Temperatur im Zylinder des Motors.
- Ein geringer Teil des Benzins wird in andere Kohlenwasserstoffe umgewandelt.

Der Dreiwegekatalysator besteht aus einem Keramikblock, der von dünnen Kanälen durchzogen ist. Auf der Oberfläche der Kanäle ist Platin oder ein anderes Edelmetall (z. B. Rhodium oder Palladium) in fein verteilter Form aufgetragen. Ein Katalysatorblock enthält etwa 2 Gramm Edelmetall. An der großen Oberfläche des Katalysators reagieren die vom Motor kommenden heißen Gase miteinander. Aus Kohlenstoffmonooxid, Stickstoffoxiden, Kohlenwasserstoffen und restlichem Sauerstoff entstehen hauptsächlich Kohlenstoffdioxid, Stickstoff und Wasser.

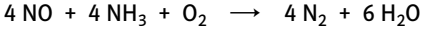
Selektive katalytische Reduktion (SCR, selective catalytic reduction) bei Dieselmotoren:
Auch Dieselkraftstoff ist ein Gemisch aus Kohlenwasserstoffen. Bei der Verbrennung im Dieselmotor entstehen u. a. Stickstoffoxide. Viele Fahrzeuge mit Dieselmotoren, v. a. Lastkraftwagen und Busse, aber auch Pkw, haben einen Zusatztank mit einer wässrigen Harnstoff-Lösung.

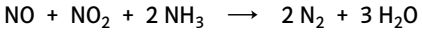
Die wässrige Harnstoff-Lösung (auch als AdBlue® bezeichnet) wird in das Abgas eingespritzt; bei der hohen Temperatur des Abgases entsteht u. a. Ammoniak:

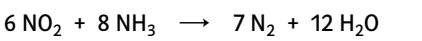




An einem SCR-Katalysator reagiert das Ammoniak mit den Stickstoffoxiden (NO_2 = Stickstoffdioxid, NO = Stickstoffmonooxid) zu Stickstoff und Wasser:







Durch selektive katalytische Reduktion kann der Ausstoß von Stickstoffoxiden um etwa 90 % vermindert werden.

Hinweis: Dieselmotoren erzeugen auch Rußpartikel. Diese stehen im Verdacht, Krebs zu erzeugen. Um sie aus dem Abgas zu entfernen, benötigt man einen Partikelfilter. In den feinen Kanälen des Filters aus einer harten Keramik, die hohe Temperaturen aushält, werden die Rußteilchen zurückgehalten. Ist der Partikelfilter fast gefüllt, wird der zurückgehaltene Ruß zu Kohlenstoffdioxid verbrannt.

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

Inhalt aus: Elemente Chemie Kursstufe Baden-Württemberg, Serviceband
ISBN: 978-3-12-756911-7

Rückblick und Vertiefung: Metalle und Metallgewinnung (S. 10/11)

Zu den Aufgaben

A1

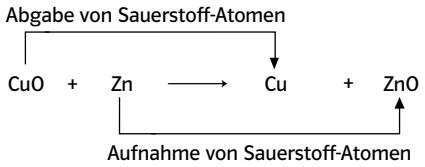
Metall	Eigenschaften	Wichtige Verwendungen
Aluminium	Silberglänzend, gute elektrische Leitfähigkeit, Schmelztemperatur: 660 °C, Siedetemperatur: 2 467 °C, Dichte: 2,70 g/cm^3	Bau- und Konstruktionsmetall, z. B. für Autokarosserien, Fahrradrahmen, Bauverkleidungen, Reflektoren, Stromschienen, Verpackungsmaterial (Dosen, Folien)
Blei	Dunkelblaugrau, weich, Schmelztemperatur: 327 °C, Siedetemperatur: 1 740 °C, Dichte: 11,4 g/cm^3	Dachabdeckungen, Autobatterien, Bleischürzen als Strahlenschutz, Senkblei
Eisen	Schmelztemperatur: 1 535 °C, Siedetemperatur: 2 750 °C, Dichte: 7,87 g/cm^3	Meist verwendet als Stahl: Brücken, Tore, Nägel, Zäune, Autokarosserien, Fahrradrahmen
Kupfer	Rot glänzend, hohe elektrische Leitfähigkeit, Schmelztemperatur: 1 083 °C. Siedetemperatur: 2 567 °C, Dichte: 8,92 g/cm^3	Dachrinnen, Bauverkleidungen, Dächer, Kunstgegenstände, Stromkabel
Silber	Hell glänzend, Schmelztemperatur: 962 °C, Siedetemperatur: 2 212 °C, Dichte: 10,5 g/cm^3	Münzen, Schmuckstücke, Besteck
Titan	Grau glänzend, zäh, Schmelztemperatur: 1 660 °C, Siedetemperatur: 3 287 °C, Dichte: 4,51 g/cm^3	Verkleidungen im Flugzeug- und Raketenbau, künstliche Gelenke, Brillen, Schmuck

A2

Legierung	Zusammensetzung (Massenanteile)
Neusilber	30 – 70 % Kupfer 11 – 26 % Nickel 12 – 44 % Zink
Bronze (Glockenbronze)	75 – 80 % Kupfer 20 – 25 % Zinn
Messing	60 – 70 % Kupfer 30 – 40 % Zink
Edelstahl	68 – 88 % Eisen 12 – 18 % Kupfer 0 – 14 % Nickel

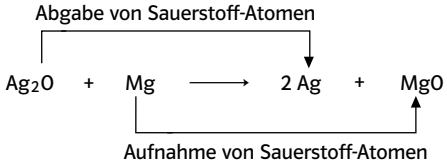
A3

a) Zink kann Sauerstoff-Atome besser aufnehmen als Kupfer. Die Reaktion ist möglich:



b) Kupfer kann Sauerstoff-Atome weniger gut aufnehmen als Magnesium. Die Reaktion ist nicht möglich.

c) Magnesium kann Sauerstoff-Atome besser aufnehmen als Silber. Die Reaktion ist möglich:

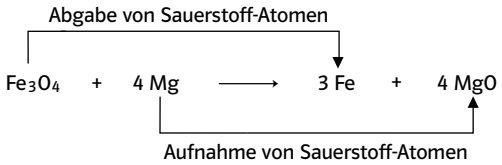


© Ernst Klett Verlag GmbH, Stuttgart 2022 | www.klett.de | Alle Rechte vorbehalten
Von dieser Druckvorlage ist die Vervielfältigung für den eigenen Unterrichtsgebrauch gestattet. Die Kopiergebühren sind abgegolten.

Inhalt aus: Elemente Chemie Kursstufe Baden-Württemberg, Serviceband
ISBN: 978-3-12-756911-7

d) Silber kann Sauerstoff-Atome weniger gut aufnehmen als Zink. Die Reaktion ist nicht möglich.

e) Magnesium kann Sauerstoff-Atome besser aufnehmen als Eisen. Die Reaktion ist möglich:



Hinweis: Die Reaktionsgleichung könnte auch mit Fe_2O_3 oder mit FeO formuliert werden.

A4

a) Magnesium + Kohlenstoffdioxid ⟶ Magnesiumoxid + Kohlenstoff

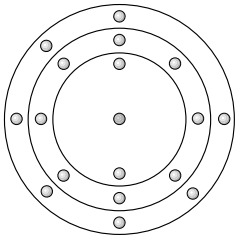
b) $2\ Mg + CO_2 \longrightarrow 2\ MgO + C$

c) Es müsste die Rückreaktion der Teilaufgabe (b) stattfinden. Kohlenstoff kann jedoch Sauerstoff-Atome weniger gut aufnehmen als Magnesium, d.h., diese Rückreaktion ist nicht möglich.

Rückblick und Vertiefung: Atombau und Periodensystem (S. 12/13)

Zu den Aufgaben

A1



Chlor-Atom

A2 Das Phosphor-Atom steht in der V. Hauptgruppe und 3. Periode. Die Ordnungszahl ist 15. Das Atom weist damit 15 Protonen und 15 Elektronen auf. Die Protonen gehören zum Atomkern. Die 15 Elektronen verteilen sich auf drei Schalen: 2 Elektronen befinden sich in der 1. Schale, 8 Elektronen in der 2. Schale und 5 Elektronen in der 3. Schale. Die Nukleonenzahl (Massenzahl) ist 31. Also weist der Atomkern 16 Neutronen auf. Diese Anzahl ergibt sich als Differenz aus der Nukleonenzahl und der Protonenzahl: $31 - 15 = 16$

A3

a) Zu den meisten Elementen gibt es unterschiedliche Isotope. Ein Isotop ist eine Atomsorte, deren Atomkerne die gleiche Anzahl von Protonen haben wie die Atomkerne anderer Atomsorten (also anderer Isotope desselben Elements), aber unterschiedliche Anzahlen von Neutronen. Aus der gleichen Anzahl von Protonen folgt, dass unterschiedliche Isotope desselben Elements auch die gleiche Anzahl von Elektronen haben.

b) Der Anteil des Isotops $^{35}_{17}Cl$ beträgt 75,8 % = 0,758. Folglich beträgt der Anteil des Isotops $^{37}_{17}Cl$: 100,0 % − 75,8 % = 24,2 % = 0,242

Berechnung der mittleren Atommasse:

$$m_t(Cl) = 0{,}758 \cdot m_t\left(^{35}_{17}Cl\right) + 0{,}242 \cdot m_t\left(^{37}_{17}Cl\right) = 0{,}758 \cdot 35{,}0\,u + 0{,}242 \cdot 37{,}0\,u \approx 35{,}5\,u$$

Hinweis: Die Zahlen 35 und 37 sind nur die Nukleonenzahlen; sie entsprechen nur ungefähr den Teilchenmassen in u der beiden Nuklide. Eine Berechnung mit genaueren Anteilen und genaueren Teilchenmassen ergibt:

$$m_t(Cl) = 0{,}7576 \cdot 34{,}968\,853\,u + 0{,}2424 \cdot 36{,}965\,903\,u \approx 35{,}453\,u$$

Quelle: Live Chart of Nuclides. International Atomic Energy Agency (IAEA) (Stand Juli 2022 im Internet frei zugänglich)

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

Inhalt aus: Elemente Chemie Kursstufe Baden-Württemberg, Serviceband
ISBN: 978-3-12-756911-7

Rückblick und Vertiefung: Salze und Ionenbindung (S. 14/15)

Zu den Aufgaben

A1 Im festen Zustand leiten Salze den elektrischen Strom nicht. Das ist darauf zurückzuführen, dass die Ionen ihre Gitterplätze nicht verlassen können, und im Kristall damit kein Transport elektrischer Ladung möglich ist. Ist das Salz geschmolzen, also flüssig, so sind die Ionen beweglich, und der elektrische Strom kann geleitet werden.

A2

$CaBr_2$: Calciumbromid
CaS: Calciumsulfid
$AlCl_3$: Aluminiumchlorid
Al_2O_3: Aluminiumoxid

A3 Li^+, Na^+, K^+, Rb^+, Cs^+: Die Atome der Alkalimetalle haben jeweils ein Valenzelektron. Bei der Ionenbildung wird dieses Elektron abgegeben, sodass eine Edelgaskonfiguration erreicht wird. Dadurch fehlt eine negative Elementarladung, sodass jedes Ion eine positive Elementarladung hat.
Mg^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}: Die Atome der Erdalkalimetalle haben jeweils zwei Valenzelektronen. Bei der Ionenbildung werden diese Elektronen abgegeben, sodass eine Edelgaskonfiguration erreicht wird. Dadurch fehlen zwei negative Elementarladungen, sodass jedes Ion zwei positive Elementarladungen hat.
F^-, Cl^-, Br^-, I^-: Die Atome der Halogene haben jeweils sieben Valenzelektronen. Bei der Ionenbildung wird ein Elektron aufgenommen, sodass eine Edelgaskonfiguration erreicht wird. Dadurch ist eine überschüssige negative Elementarladung vorhanden, sodass jedes Ion eine negative Elementarladung hat.
O^{2-}: Die Atome des Sauerstoffs haben jeweils sechs Valenzelektronen. Bei der Ionenbildung werden zwei Elektronen aufgenommen, sodass eine Edelgaskonfiguration erreicht wird. Dadurch sind zwei überschüssige negative Elementarladungen vorhanden, sodass jedes Ion zwei negative Elementarladungen hat.

A4

a) Ein Kalium-Atom hat 19 Protonen, 20 Neutronen und 19 Elektronen. Ein Kalium-Ion hat gleich viele Protonen und Neutronen, aber nur 18 Elektronen, also ein Elektron weniger.

b) Ein Fluor-Atom hat 9 Protonen, 10 Neutronen und 9 Elektronen. Ein Fluorid-Ion hat gleich viele Protonen und Neutronen, aber 10 Elektronen, also ein Elektron mehr.

A5 Reaktionsgleichung: $2\ Mg + O_2 \longrightarrow 2\ MgO$
Bei dieser Reaktion werden insgesamt vier Elektronen übertragen, jeweils zwei von einem Magnesium-Atom auf ein Sauerstoff-Atom. Beide erreichen dadurch eine Edelgaskonfiguration:
Mg^{2+}: 2 Elektronen in der 1. Schale, 8 Elektronen in der 2. Schale $\Rightarrow$ wie das Neon-Atom
O^{2-}: 2 Elektronen in der 1. Schale, 8 Elektronen in der 2. Schale $\Rightarrow$ wie das Neon-Atom

Rückblick und Vertiefung: Die Energiebilanz der Salzbildung (S. 16/17)

Zur Aufgabe

A1 Caesiumchlorid:
$E_B = -433\,kJ$ (aus der Aufgabenstellung)
$E_S = 78\,kJ$ (aus der Aufgabenstellung)
$E_D = 121\,kJ$ (aus B3 im Schulbuch)
$E_I = 376\,kJ$ (aus der Aufgabenstellung)
$E_A = -355\,kJ$ (aus B3 im Schulbuch)

$$E_G = E_B - (E_S + E_D + E_I + E_A) = -433\,kJ - (78\,kJ + 121\,kJ + 376\,kJ + (-355\,kJ)) = -653\,kJ$$

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

Inhalt aus: Elemente Chemie Kursstufe Baden-Württemberg, Serviceband
ISBN: 978-3-12-756911-7

Rückblick und Vertiefung: Moleküle und Elektronenpaarbindung (S. 18/19)

Zu den Aufgaben

A1 Chlorwasserstoff: H–$\overline{\underline{Cl}}$|

Kohlenstoffmonooxid: |C≡O|

Cyanwasserstoff: H–C≡N|

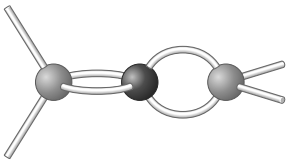
A2 Je größer die Elektronegativitätsdifferenz ist, desto polarer ist die Bindung.

2,5 2,1	3,0 2,1	3,5 2,1	4,0 2,1
C–H	O–H	N–H	F–H
ΔEN = 0,4	ΔEN = 0,9	ΔEN = 1,4	ΔEN = 1,9

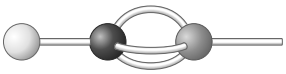
→ Polarität der Bindungen nimmt zu

A3 Moleküle mit einer oder mehreren polaren Bindungen sind Dipole, wenn der Schwerpunkt der positiven Teilladung nicht mit dem Schwerpunkt der negativen Teilladung zusammenfällt.

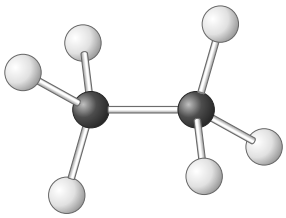
A4



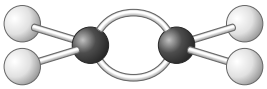
Kohlenstoffdioxid (CO_2): lineare Struktur



Cyanwasserstoff (HCN): lineare Struktur



Ethan (C_2H_6): zwei zusammengesetzte tetraedrische Strukturen



Ethen (C_2H_4): zwei zusammengesetzte trigonal planare Strukturen, insgesamt auch planar

Ethin (C_2H_2): lineare Struktur

Rückblick und Vertiefung: Metalle und Metallbindung (S. 20/21)

Zu den Aufgaben

A1

a) Die Atomrümpfe bilden ein Metallgitter. Zwischen den Atomrümpfen können sich die Valenzelektronen frei bewegen. Beim Anlegen einer Gleichspannung bewegen sich die Elektronen in einer Richtung zum Pluspol.

b) Erhitzt man ein Metallstück, so wird sowohl den Atomrümpfen als auch dem Elektronengas Energie zugeführt. Die thermische Energie breitet sich zum einen durch Stöße zwischen den Atomrümpfen aus, zum anderen durch die frei beweglichen Elektronen. Da die Energie von den Elektronen sehr schnell transportiert wird, haben Metalle eine hohe Wärmeleitfähigkeit, und man spürt sehr bald die Wärme der Flamme.

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

Inhalt aus: Elemente Chemie Kursstufe Baden-Württemberg, Serviceband
ISBN: 978-3-12-756911-7

A2
- Hohe elektrische Leitfähigkeit: Metalle in der Elektrotechnik, z. B. Kupfer in elektrischen Kabeln, Wicklungen von Motoren und Transformatoren, Leiterbahnen von Platinen
- Hohe Wärmeleitfähigkeit: Kupfer in Wärmetauschern, Aluminium und Kupfer in Kühlkörpern, z. B. in Computern
- Plastische Verformbarkeit: Drahtseil aus Stahl, Blumendraht, Pressen von Stahlblech zu Autokarosserien

A3 Wenn in einem Draht Elektronen fließen, so stoßen diese auf Atomrümpfe. Die Elektronen bringen die Atomrümpfe zu stärkerem Schwingen. Dies ist gleichbedeutend mit einer Erwärmung.

A4 In einem Föhn befinden sich dünne Heizdrähte, die sich beim Fließen des elektrischen Stroms sehr stark erwärmen. Mit einem Gebläse wird Luft über diese Heizdrähte geleitet. Diese Luft erwärmt sich und trocknet das Haar. Die Feuchtigkeit verdunstet.

Rückblick und Vertiefung: Strukturen von Feststoffen (S. 22/23)

Zu den Aufgaben

A1 Kaliumbromid (KBr): Natriumchlorid-Struktur
Caesiumbromid (CsBr): Caesiumchlorid-Struktur
Hinweis: Die Lösung kann der Tabelle B7 im Schulbuch entnommen werden.

A2 Radienverhältnis:

$$\frac{r(Ca^{2+})}{r(O^{2-})} = \frac{99\ pm}{140\ pm} \approx 0{,}71$$

Nach B7 im Schulbuch hat Calciumoxid (CaO) wahrscheinlich die Natriumchlorid-Struktur.

Hinweise:
- Die Natriumchlorid-Struktur ist auch der experimentell ermittelte Gittertyp von Calciumoxid.
- Anhand des Radienverhältnisses kann man Vorhersagen treffen, welche Kristallstruktur wahrscheinlich vorliegt. Da jedoch auch andere Faktoren (v. a. Druck und Temperatur) die Kristallstruktur beeinflussen, ist der Wert des Radienverhältnisses nicht allein ausschlaggebend. Nach B7 im Schulbuch wäre prinzipiell auch die Zinkblende-Struktur möglich.

A3
a) Hexagonal dichteste Kugelpackung: Be, Mg, Ca, Sr, Sc, Y, La, Ti, Zr, Hf, Tc, Re, Ru, Os, Co, Tl
b) Kubisch dichteste Kugelpackung: Rh, Ir, Ni, Pd, Pt, Cu, Ag, Au, Pb
c) Kubisch raumzentriertes Gitter: Li, Na, K, Rb, Cs, Ba, V, Nb, Ta, Cr, Mo, W, Fe

A4 Ersetzt man im Zinkblende-Gitter alle Zink-Ionen und alle Sulfid-Ionen durch Kohlenstoff-Atome, erhält man das Diamant-Gitter.

A5 Die Wasser-Moleküle im Eis bilden ein Molekülgitter, in dem jedes Sauerstoff-Atom (verzerrt) tetraedrisch von vier Wasserstoff-Atomen umgeben ist. Zwei dieser Wasserstoff-Atome sind über Elektronenpaarbindungen mit dem Sauerstoff-Atom verbunden. Die beiden anderen Wasserstoff-Atome sind über Wasserstoffbrücken mit dem Sauerstoff-Atom verbunden; sie gehören zu benachbarten Wasser-Molekülen.
Der O-H-Abstand in einem Wasser-Molekül ist geringer als der O-H-Abstand einer Wasserstoffbrücke. Die tetraedrische Umgebung der Sauerstoff-Atome ist daher verzerrt. Das Molekülgitter hat durchgehende Hohlräume von sechseckigem Querschnitt.

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

Inhalt aus: Elemente Chemie Kursstufe Baden-Württemberg, Serviceband
ISBN: 978-3-12-756911-7

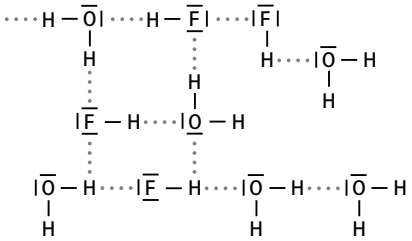
Rückblick und Vertiefung: Zwischenmolekulare Kräfte (S. 24/25)

Zu den Aufgaben

A1 Bei vergleichbarer Moleküloberfläche ergibt sich die folgende Reihenfolge von schwach nach stark:

1) London-Kräfte. Beispiele: Iod, Schwefel, Alkane
2) Dipol-Dipol-Kräfte. Beispiele: Dimethylether, Ethanal (Acetaldehyd), Propanon (Aceton), Chlorfluorid und andere Interhalogenverbindungen
3) Dipol-Ionen-Kräfte. Beispiele: Lösungen beliebiger Salze in Wasser
4) Wasserstoffbrücken. Beispiele: Wasser, Fluorwasserstoff (Hydrogenfluorid), Ammoniak, Ethanol, Essigsäure, Lösungen der genannten Stoffe in Wasser

A2 Ja, zwischen Fluorwasserstoff-Molekülen und Wasser-Molekülen können sich Wasserstoffbrücken ausbilden:



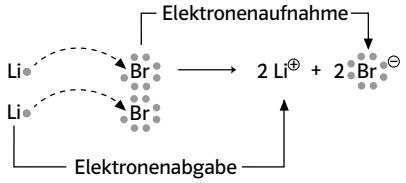
Das Fluorwasserstoff-Molekül enthält ein stark positiv polarisiertes H-Atom und ein stark negativ polarisiertes F-Atom mit drei freien (nicht bindenden) Elektronenpaaren. Ein Wasser-Molekül enthält zwei stark positiv polarisierte H-Atome und ein stark negativ polarisiertes O-Atom mit zwei freien Elektronenpaaren. Beide Moleküle erfüllen also die Voraussetzungen für die Ausbildung von Wasserstoffbrücken.
Positiv polarisierte H-Atome der Fluorwasserstoff-Moleküle treten in Wechselwirkung mit freien Elektronenpaaren an Wasser-Molekülen; positiv polarisierte H-Atome der Wasser-Moleküle treten in Wechselwirkung mit freien Elektronenpaaren an Fluorwasserstoff-Molekülen.

Rückblick und Vertiefung: Elektronenübergänge (S. 26/27)

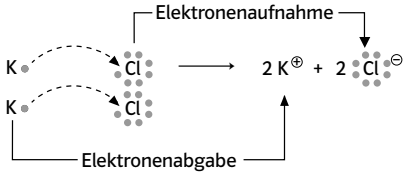
Zu den Aufgaben

A1

a) $2\ Li + Br_2 \longrightarrow 2\ LiBr$



$2\ K + Cl_2 \longrightarrow 2\ KCl$



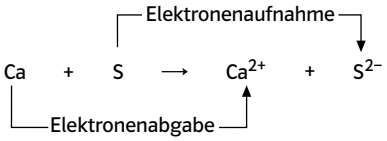
b) Die Lithium-Atome bzw. die Kalium-Atome sind die Elektronendonatoren.
Die Brom-Atome bzw. die Chlor-Atome sind die Elektronenakzeptoren.

A2 Reaktionsgleichung: $Ca + S \longrightarrow CaS$

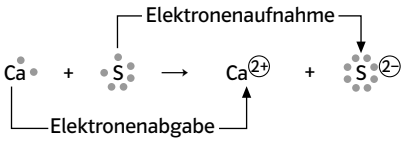
© Ernst Klett Verlag GmbH, Stuttgart 2022 | www.klett.de | Alle Rechte vorbehalten
Von dieser Druckvorlage ist die Vervielfältigung für den eigenen Unterrichtsgebrauch gestattet. Die Kopiergebühren sind abgegolten.

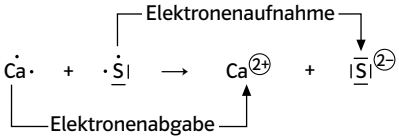
Inhalt aus: Elemente Chemie Kursstufe Baden-Württemberg, Serviceband
ISBN: 978-3-12-756911-7

Redoxschema:



Alternative Darstellungen:





Die Calcium-Atome geben Elektronen ab. Die Abgabe von Elektronen ist eine Oxidation. Die Schwefel-Atome nehmen Elektronen auf. Die Aufnahme von Elektronen ist eine Reduktion. Die Elektronen werden von Calcium-Atomen auf Schwefel-Atome übertragen. Eine Elektronenübergangsreaktion ist eine Redoxreaktion. Die Calcium-Atome sind dabei die Elektronendonatoren; die Schwefel-Atome sind die Elektronenakzeptoren.
Die Calcium-Atome, die als Elektronendonatoren wirken und daher den Reaktionspartner (die Schwefel-Atome) reduzieren, werden Reduktionsmittel genannt. Die Schwefel-Atome sind Elektronenakzeptoren und damit Oxidationsmittel, da sie ihren Reaktionspartner (die Calcium-Atome) oxidieren. Ein Reduktionsmittel wird also oxidiert, ein Oxidationsmittel wird reduziert.

A3

Kathode (Minuspol): $2\ Li^+ + 2\ e^- \longrightarrow 2\ Li$
Anode (Pluspol): $2\ Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2\ e^-$

An der Kathode nehmen Lithium-Ionen Elektronen auf. Die Lithium-Ionen werden zu Lithium-Atomen reduziert. An der Anode geben Chlorid-Ionen Elektronen ab. Die Chlorid-Ionen werden zu Chlor-Atomen oxidiert; jeweils zwei Chlor-Atome reagieren dann zu einem Chlor-Molekül.

A4

Laden:
Pluspol: $Co^{3+} \longrightarrow Co^{4+} + e^-$
Minuspol: $6\ C + e^- \longrightarrow C_6^-$

Entladen:
Pluspol: $Co^{4+} + e^- \longrightarrow Co^{3+}$
Minuspol: $C_6^- \longrightarrow 6\ C + e^-$

Anmerkung: C_6^- steht für Graphit, in dem je sechs Kohlenstoff-Atome ein zusätzliches Elektron aufgenommen haben.

Beim *Laden* geben Cobalt(III)-Ionen (Co^{3+}) am Pluspol je ein Elektron ab; sie werden zu Cobalt(IV)-Ionen (Co^{4+}) oxidiert. Am Minuspol nehmen Kohlenstoff-Atome die Elektronen auf. Zum Ladungsausgleich wandern Lithium Ionen (Li^+) vom Pluspol zum Minuspol und werden in das Graphit eingelagert.
Beim *Entladen* laufen die umgekehrten Reaktionen ab.

A5 Bei einer Elektrolyse gibt eine Spannungsquelle über die Kathode Elektronen ab; dadurch läuft eine Reduktion ab. An der Anode nimmt die Spannungsquelle Elektronen auf; dadurch läuft eine Oxidation ab. Da die Reaktionen an der Kathode und an der Anode gekoppelt sind, handelt es sich insgesamt um eine Redoxreaktion, also eine Elektronenübergangsreaktion.
Der Unterschied zu einer „normalen" Elektronenübergangsreaktion ist, dass bei der Elektrolyse die Elektronen nicht direkt zwischen den Reaktionspartnern übertragen werden, sondern über den „Umweg" der Spannungsquelle.

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

Inhalt aus: Elemente Chemie Kursstufe Baden-Württemberg, Serviceband
ISBN: 978-3-12-756911-7

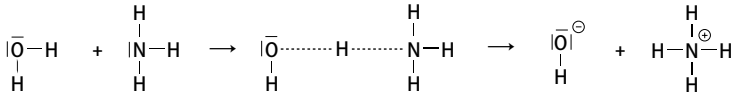
A6 Wenn die Oxidation und die Reduktion nicht räumlich getrennt ablaufen, gehen die Elektronen direkt vom Elektronendonator auf den Elektronenakzeptor über. Die räumliche Trennung von Oxidation und Reduktion ermöglicht es, dass die Elektronen bei ihrem Übergang durch ein elektrisches Gerät fließen und „unterwegs" Arbeit verrichten. Dies ist das Prinzip einer galvanischen Zelle. Beispiel: Die Reduktion von Kupfer-Ionen durch Zink kann man durchführen, indem man einen Zinkstab in eine Kupfersulfat-Lösung taucht. Eine Nutzung des Elektronenflusses ist dann nicht möglich. Wenn man jedoch die Oxidation der Zn-Atome von der Reduktion der Cu^{2+}-Ionen trennt (B7 im Schulbuch), kann man die Elektronen durch ein elektrisches Gerät fließen lassen.

Rückblick und Vertiefung: Protonenübergänge (S. 28/29)

Zu den Aufgaben

A1 Oxonium-Ionen (H_3O^+) sind die für alle sauren Lösungen typischen Teilchen. Der pH-Wert einer sauren Lösung ist kleiner als 7. Je saurer eine Lösung ist, desto kleiner ist der pH-Wert, und desto größer ist die Konzentration der H_3O^+-Ionen.
Hydroxid-Ionen (OH^-) sind die für alle alkalischen Lösungen typischen Teilchen. Der pH-Wert einer alkalischen Lösung ist größer als 7. Je alkalischer eine Lösung ist, desto größer ist der pH-Wert, und desto größer ist die Konzentration der OH^--Ionen.

A2 Reaktionsgleichung mit Übergangszustand:



Das Wasser-Molekül (der Protonendonator) überträgt ein Proton auf das Ammoniak-Molekül (den Protonenakzeptor). Das Ammoniak-Molekül stellt ein freies (nicht bindendes) Elektronenpaar für die Bindung des Protons zur Verfügung.
Weil von einem Protonendonator (also einer Säure) ein Proton auf einen Protonenakzeptor (also eine Base) übertragen wird, handelt es sich um eine Säure-Base-Reaktion.

A3

a) Magnesium reagiert mit Brom zu Magnesiumbromid.
Reaktionsgleichung: $Mg + Br_2 \longrightarrow MgBr_2$
Teilreaktionen:
$Mg \longrightarrow Mg^{2+} + 2\,e^-$
$Br_2 + 2\,e^- \longrightarrow 2\,Br^-$
Ein Magnesium-Atom überträgt zwei Elektronen auf ein Brom-Molekül. Es handelt sich um eine Elektronenübergangsreaktion, also eine Redoxreaktion.

b) Ammoniak reagiert mit Chlorwasserstoff zu Ammoniumchlorid.
Reaktionsgleichung: $NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl$
Ein Chlorwasserstoff-Molekül überträgt ein Proton auf ein Ammoniak-Molekül. Dadurch entsteht ein Chlorid-Ion (Cl^-) und ein Ammonium-Ion (NH_4^+). Chlorid-Ionen und Ammonium-Ionen bilden das Salz Ammoniumchlorid (NH_4Cl). Es handelt sich um eine Protonenübergangsreaktion, also eine Säure-Base-Reaktion.

c) Magnesium reagiert mit Salzsäure zu Magnesiumchlorid-Lösung und Wasserstoff.
Reaktionsgleichung: $Mg + 2\,H_3O^+ + 2\,Cl^- \longrightarrow Mg^{2+} + 2\,Cl^- + H_2 + 2\,H_2O$
Teilreaktionen:
$Mg \longrightarrow Mg^{2+} + 2\,e^-$
$2\,H_3O^+ + 2\,e^- \longrightarrow H_2 + 2\,H_2O$
Ein Magnesium-Atom überträgt zwei Elektronen auf zwei Oxonium-Ionen. Es handelt sich um eine Elektronenübergangsreaktion, also eine Redoxreaktion.

d) Kalilauge reagiert mit Schwefelsäure zu Kaliumsulfat-Lösung und Wasser.
Reaktionsgleichung: $2\,K^+ + 2\,OH^- + 2\,H_3O^+ + SO_4^{2-} \longrightarrow 2\,K^+ + SO_4^{2-} + 4\,H_2O$
Zwei Oxonium-Ionen übertragen je ein Elektron auf zwei Hydroxid-Ionen. Es handelt sich um eine Protonenübergangsreaktion, also eine Säure-Base-Reaktion.

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

Inhalt aus: Elemente Chemie Kursstufe Baden-Württemberg, Serviceband
ISBN: 978-3-12-756911-7

Rückblick und Vertiefung: Kohlenwasserstoffe (S. 30/31)

Zu den Aufgaben

A1 Beispiel: Butan (C_4H_{10}), Buten (C_4H_8), Butin (C_4H_6)

- Butan-Molekül: Die vier C-Atome haben insgesamt 16 Außenelektronen. Für jede der drei C–C-Einfachbindungen werden zwei Außenelektronen benötigt, also bleiben zehn Außenelektronen übrig. Jedes dieser Außenelektronen steht für eine C–H-Bindung zur Verfügung, also enthält das Molekül zehn H-Atome.
- Buten-Molekül: Die C=C-Doppelbindung benötigt vier (statt zwei) Außenelektronen, folglich enthält das Buten-Molekül zwei H-Atome weniger als das Butan-Molekül.
- Butin-Molekül: Die C≡C-Dreifachbindung benötigt sechs (statt zwei) Außenelektronen, folglich enthält das Butin-Molekül vier H-Atome weniger als das Butan-Molekül.

A2 Zwischen Butan-Molekülen und zwischen Isobutan-Molekülen wirken London-Kräfte. Je größer die Oberfläche der Moleküle ist, desto mehr gegenseitige Berührungs- und Polarisierungsmöglichkeiten gibt es, d. h. desto stärker sind die London-Kräfte.
Das verzweigte Isobutan-Molekül hat eine kleinere Oberfläche als das Butan-Molekül. Dadurch sind die London-Kräfte zwischen Isobutan-Molekülen geringer als zwischen Butan-Molekülen. Die Folge ist, dass das Isobutan eine niedrigere Siedetemperatur hat als das Butan.

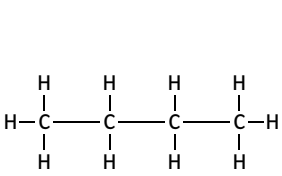
A3

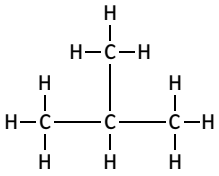
a) Ermittlung der Molekülformel: Ein Alkan-Molekül besteht aus C- und H-Atomen. Man teilt einfach die Masse des Alkan-Moleküls durch die Masse eines C-Atoms (12 u) und schaut dann, ob der Rest genügend Masse für H-Atome (1 u) übrig lässt. Bei größeren Molekülen muss man dann z. B. ein C-Atom durch 12 H-Atome ersetzen, aber in diesem Fall geht es sofort auf:

$58\,u : 12\,u = 4$ Rest $10\,u \Rightarrow$ 4 C-Atome
$10\,u : 1\,u = 10 \Rightarrow$ 10 H-Atome

$\Rightarrow$ Die Molekülformel ist C_4H_{10}. Probe: $4 \cdot 12\,u + 10 \cdot 1\,u = 58\,u$
Die Molekülformel C_4H_{10} passt zu einem Alkan (allgemeine Formel C_nH_{2n+2}).

Strukturformeln:

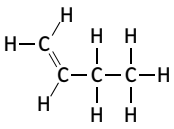

Butan (n-Butan)

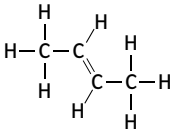

2-Methylpropan (Isobutan)

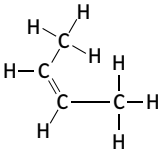
Butan und 2-Methylpropan sind Strukturisomere; es liegt also Strukturisomerie vor.

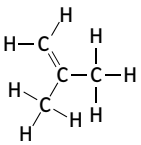
b) Reaktionsgleichung: $C_4H_{10} \longrightarrow C_4H_8 + H_2$

Strukturformeln der Produkte:

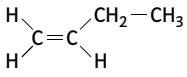

But-1-en

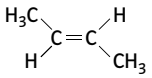

(*E*)-But-2-en

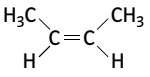

(*Z*)-But-2-en

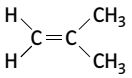

2-Methylpropen

Alternativ können auch Halbstrukturformeln verwendet werden:


But-1-en


(*E*)-But-2-en


(*Z*)-But-2-en


2-Methylpropen

But-1-en, But-2-en und 2-Methylpropen sind Strukturisomere; es liegt also Strukturisomerie vor.
(*E*)-But-2-en und (*Z*)-But-2-en sind Stereoisomere; es liegt also auch Stereoisomerie vor.

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

Inhalt aus: Elemente Chemie Kursstufe Baden-Württemberg, Serviceband
ISBN: 978-3-12-756911-7

Rückblick und Vertiefung: Halogenierung von Alkanen (S. 32/33)

Zu den Aufgaben

A1

1. Startreaktion:
Durch Zufuhr von Energie (Erhitzen oder Belichten) werden in der Startreaktion Brom-Moleküle in Brom-Atome gespalten.

Teilchen, die wie die Brom-Atome ungepaarte Elektronen aufweisen, sind sehr reaktionsfreudig. Man bezeichnet sie als Radikale.

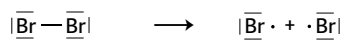
2. Reaktionskette:
In der auf die Startreaktion folgenden Reaktionskette bilden sich abwechselnd Methyl- und Brom-Radikale; als Produkte bilden sich Brommethan- und Bromwasserstoff-Moleküle.

Reagieren die Brom-Atome mit Brommethan-Molekülen, bilden sich in einer weiteren Reaktionskette Dibrommethan- und Bromwasserstoff-Moleküle.

3. Abbruchreaktionen:
Neben den Reaktionen, die zur Bildung von Brommethan-, Dibrommethan- und Bromwasserstoff-Molekülen führen, finden auch Abbruchreaktionen statt, in denen je zwei Radikale miteinander reagieren.

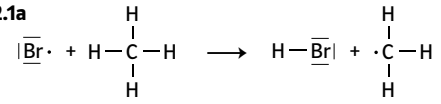
Die gesamte Reaktion bezeichnet man wegen der daran beteiligten Radikale als radikalische Substitution.

1. Startreaktion:

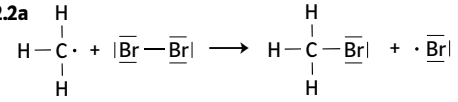


2. Reaktionskette:

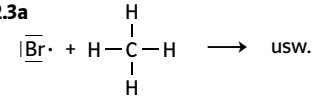
2.1a



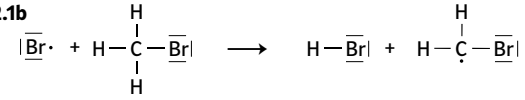
2.2a



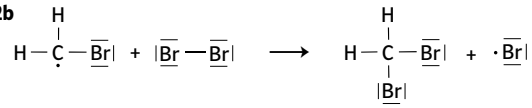
2.3a



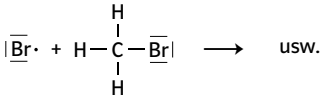
2.1b



2.2b

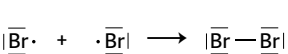


2.3b

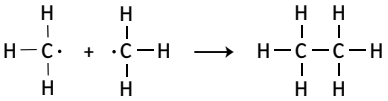


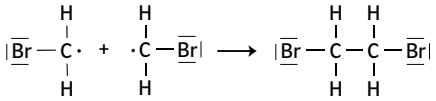
3. Abbruchreaktionen:

3.1

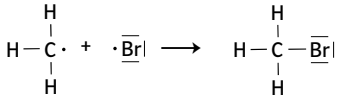


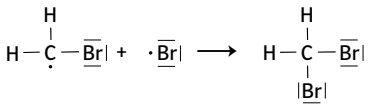
3.2





3.3



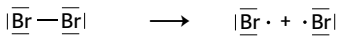


© Ernst Klett Verlag GmbH, Stuttgart 2022 | www.klett.de | Alle Rechte vorbehalten
Von dieser Druckvorlage ist die Vervielfältigung für den eigenen Unterrichtsgebrauch gestattet. Die Kopiergebühren sind abgegolten.

Inhalt aus: Elemente Chemie Kursstufe Baden-Württemberg, Serviceband
ISBN: 978-3-12-756911-7

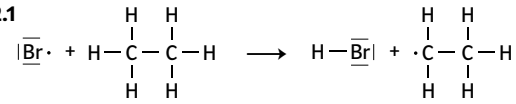
A2 Reaktionsmechanismus der Bromierung von Ethan:

1. Startreaktion:

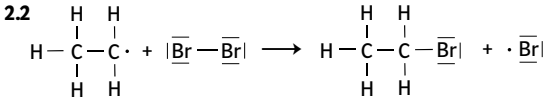


2. Reaktionskette:

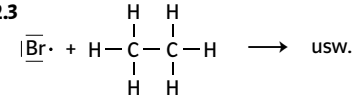
2.1



2.2

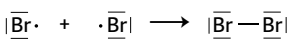


2.3

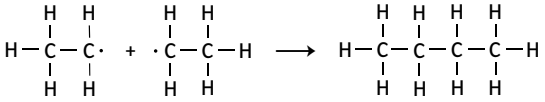


3. Abbruchreaktionen:

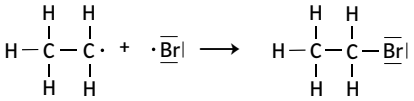
3.1



3.2

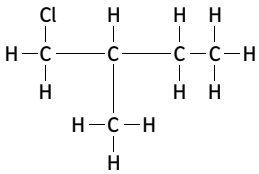


3.3

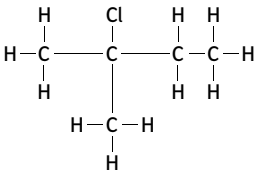


A3

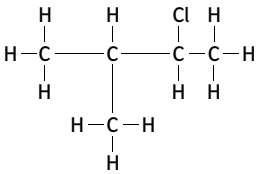
a)



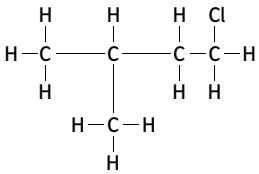
1-Chlor-2-methylbutan



2-Chlor-2-methylbutan



2-Chlor-3-methylbutan



1-Chlor-3-methylbutan

Hinweis: 2-Chlor-3-methylbutan ist chiral, d. h., streng genommen entstehen fünf unterschiedliche Monosubstitiutionsprodukte.

b) Nach den Anzahlen der substituierbaren H-Atome wäre das folgende Mengenverhältnis zu erwarten: n(1-Chlor-2-methylbutan) : n(2-Chlor-2-methylbutan) : n(2-Chlor-3-methylbutan) : n(1-Chlor-3-methylbutan) = 6 : 1 : 2 : 3 ≈ 50,0 % : 8,3 % : 16,7 % : 25,0 %. Wegen der unterschiedlichen Aktivierungsenergien bei der Bildung der als Zwischenprodukte auftretenden Alkylradikale ergeben sich allerdings Abweichungen von diesem Mengenverhältnis:

- Bei der Bildung von 1-Chlor-2-methylbutan und 1-Chlor-3-methylbutan entstehen primäre Alkylradikale. Dazu wird die höchste Aktivierungsenergie benötigt; deshalb ist der Anteil dieser Produkte geringer als 50 % bzw. 25 %.
- Bei der Bildung von 2-Chlor-2-methylbutan entsteht ein tertiäres Alkylradikal. Dazu wird die geringste Aktivierungsenergie benötigt; deshalb ist sein Anteil größer als 8,3 %.
- Bei der Bildung von 2-Chlor-3-methylbutan entsteht ein sekundäres Alkylradikal. Dazu wird eine mittlere Aktivierungsenergie benötigt. Ob sein Anteil größer, gleich oder kleiner als 16,7 % ist, hängt von der Selektivität der Reaktion ab und kann nicht ohne weiteres vorausgesagt werden.

Hinweise:

- Das folgende Mengenverhältnis kann der Literatur entnommen werden: n(1-Chlor-2-methylbutan) : n(2-Chlor-2-methylbutan) : n(2-Chlor-3-methylbutan) : n(1-Chlor-3-

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

Inhalt aus: Elemente Chemie Kursstufe Baden-Württemberg, Serviceband
ISBN: 978-3-12-756911-7

methylbutan) ≈ 24 % : 28 % : 35 % : 12 %. Der Anteil des sekundären Chlorids ist also am höchsten, danach kommt das tertiäre Chlorid und dann die beiden primären Chloride. Der Anteil des sekundären Chlorids ist etwas höher als der Anteil des tertiären Chlorids, weil die Anzahl der substituierbaren H-Atome doppelt so groß ist.
(Mengenverhältnis aus: H. Mayr, A. R. Ofial: Das Reaktivitäts-Selektivitäts-Prinzip: ein unzerstörbarer Mythos der organischen Chemie. Angewandte Chemie 118 (2006), 1876 – 1886, zitiert in: Prof. Dr. Herbert Mayr, LMU München: Skript zur Vorlesung Organische Chemie 2, WS 2010/2011, Stand Juli 2022 im Internet frei zugänglich)

- Die radikalische Substitution mit Brom ist wesentlich selektiver (Literatur s. o.): *n*(1-Brom-2-methylbutan) : *n*(2-Brom-2-methylbutan) : *n*(2-Brom-3-methylbutan) : *n*(1-Brom-3-methylbutan) = 0,34 % : 90,4 % : 9,0 % : 0,17 %. Hier überwiegt also das tertiäre Bromid bei weitem; mit großem Abstand kommt das sekundäre Bromid; die primären Bromide entstehen nur in sehr kleinen Anteilen.

Zu den Versuchen

V1 Das Universalindikator-Papier färbt sich rot, da aus dem Kolben gasförmiger Bromwasserstoff (Hydrogenbromid) entweicht, der mit Wasser Oxonium-Ionen bildet:

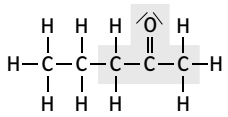
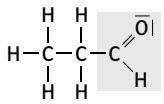
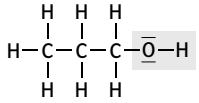
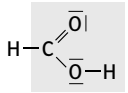
$$HBr + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Br^-$$

V2 Das Versuchsergebnis entspricht V1.

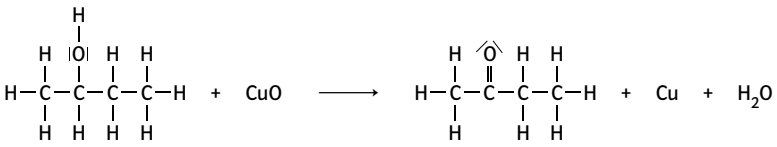
Rückblick und Vertiefung: Organische Sauerstoff-Verbindungen (S. 34/35)

Zu den Aufgaben

A1

Verbindung	Funktionelle Gruppe	Strukturformel
Pentan-2-on	Ketogruppe	
Propanal	Aldehydgruppe	
Propan-1-ol	Hydroxygruppe	
Ameisensäure (Methansäure)	Carboxygruppe	

A2 Der Alkohol, aus dem durch Oxidation Butanon gebildet werden kann, muss vier C-Atome enthalten und ein sekundärer Alkohol sein. Dieser Alkohol ist Butan-2-ol.
Reaktionsgleichung:



A3 Aceton-Moleküle (Propanon-Moleküle) bestehen aus zwei Methylgruppen und einer Ketogruppe.

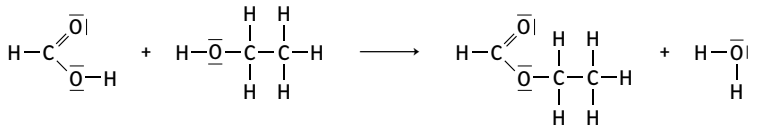
- Wasser-Moleküle können zur Ketogruppe des Aceton-Moleküls Wasserstoffbrücken ausbilden, dadurch ist Aceton in Wasser löslich.
- Zwischen Pentan-Molekülen und den Methylgruppen des Aceton-Moleküls wirken London-Kräfte, dadurch ist Aceton in Pentan löslich.

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

Inhalt aus: Elemente Chemie Kursstufe Baden-Württemberg, Serviceband
ISBN: 978-3-12-756911-7

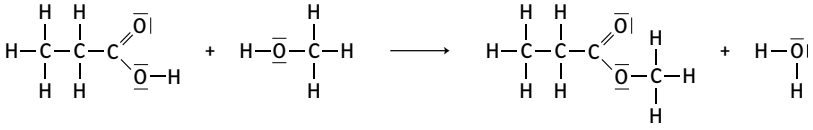
A4

a)



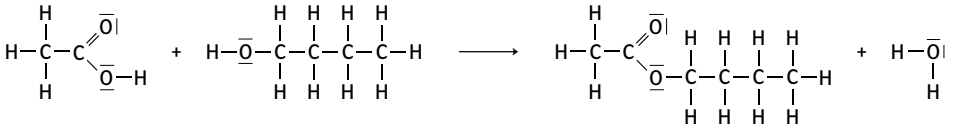
Methansäure + Ethanol ⟶ Methansäureethylester + Wasser

b)



Propansäure + Methanol ⟶ Propansäuremethylester + Wasser

c)



Ethansäure + Butan-1-ol ⟶ Ethansäurebutylester + Wasser

A5 Zwischen den Alkylgruppen der Ester-Moleküle und den Molekülen lipophiler Stoffe wirken London-Kräfte.

Rückblick und Vertiefung: Der Kreislauf der Kohlenstoff-Atome (S. 36/37)

Zu den Aufgaben

A1

a) Die am biologischen Kohlenstoff-Atom-Kreislauf beteiligten Speicher sind: die Biomasse, das Meer und die Atmosphäre.

b) Die am geologischen Kohlenstoff-Atom-Kreislauf beteiligten Speicher sind: die Sedimente, das Meer und die Atmosphäre.

A2 Kohlenstoffdioxid reagiert mit Wasser zu einer sauren Lösung:

$CO_2 + 2\,H_2O \longrightarrow HCO_3^- + H_3O^+$

Die Oxonium-Ionen reagieren mit den Carbonat–Ionen des Calciumcarbonats zu Hydrogencarbonat–Ionen:

$CO_3^{2-} + H_3O^+ \longrightarrow HCO_3^- + H_2O$

Carbonat-Ionen (CO_3^{2-}) sind in Calciumcarbonat gebunden; dieses ist in Wasser unlöslich. Calciumhydrogencarbonat ist jedoch wasserlöslich und kann mit dem Wasser weggeschwemmt werden. Calciumcarbonat wird also mit der Zeit vom Regenwasser zerstört.

A3 Durch geologische Prozesse gelangt Kohlenstoffdioxid in die Atmosphäre und ins Meer. Dieses Kohlenstoffdioxid wird von Pflanzen aufgenommen und geht in den biologischen Kreislauf ein. Beim Abbau organischer Verbindungen entstehendes Kohlenstoffdioxid kann über das Regenwasser in den geologischen Kreislauf gelangen.

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

Inhalt aus: Elemente Chemie Kursstufe Baden-Württemberg, Serviceband
ISBN: 978-3-12-756911-7

Rückblick und Vertiefung: Erdatmosphäre und Treibhauseffekt (S. 38/39)

Zu den Aufgaben

A1 Die Treibhausgase absorbieren einen Teil der Wärmestrahlung der Erde. Die absorbierte Energie erhöht die Temperatur der Atmosphäre. Die mittlere Temperatur an der Erdoberfläche beträgt dadurch ca. + 15 °C. Ohne den natürlichen Treibhauseffekt würde sie bei ca. – 18 °C liegen. Zum natürlichen Treibhauseffekt kommt der anthropogene Treibhauseffekt hinzu. Durch das Freisetzen von Treibhausgasen, z. B. durch Verbrennung fossiler Brennstoffe, erhöht sich die Temperatur der Atmosphäre stärker.

A2 Einige Anwendungen von Schwefelhexafluorid:
- Isoliergas in Hochspannungsanlagen, das außerdem als sog. Löschgas den Schaltlichtbogen in Leistungsschaltern unterbricht
- Ätzgas bei der Herstellung von Halbleiter-Bauteilen
- Schutzgas bei der Gewinnung von Magnesium
- Ultraschall-Kontrastmittel zum Nachweis von Lebermetastasen

Schwefelhexafluorid gelangt hauptsächlich durch Leckagen in die Atmosphäre.

A3 Vorbemerkung: Da das molare Volumen eines Gases näherungsweise nicht von der Art der Teilchen abhängig ist, sind die Volumenkonzentrationen ungefähr gleich den Stoffmengenanteilen. Daher kann man für die folgenden Überlegungen die Volumenkonzentrationen verwenden. Der Beitrag zum natürlichen Treibhauseffekt wird auf die Volumenkonzentration vor 1750 bezogen.

Der CO_2-Anteil von 0,028 % bewirkt einen Beitrag zum Treibhauseffekt von 26 %. Der CH_4-Anteil von 0,00007 % bewirkt einen Beitrag zum Treibhauseffekt von 3 %. Um die Zahlen zu vergleichen, kann man den Beitrag zum Treibhauseffekt durch den Volumenanteil dividieren:

Für CO_2: $\frac{26\,\%}{0{,}028\,\%} \approx 930$ Für CH_4: $\frac{3\,\%}{0{,}00007\,\%} \approx 43\,000$

Für CH_4 ergibt sich eine wesentlich höhere Zahl als für CO_2, also hat ein CH_4-Molekül eine höhere Wirksamkeit bezüglich des Treibhauseffekts.

Man kann die Zahlen zu CO_2 und CH_4 auch quantitativ vergleichen, indem man sie durcheinander dividiert: 43 000 : 930 ≈ 46. Ein Methan-Molekül ist also etwa 46-mal so wirksam wie ein Kohlenstoffdioxid-Molekül.

Alternativer Lösungsweg: Der CO_2-Anteil in der Atmosphäre vor 1750 war etwa 400-mal so groß wie der CH_4-Anteil. Der Beitrag des Kohlenstoffdioxids zum natürlichen Treibhauseffekt ist aber nur etwa 8,7-mal so groß wie der Beitrag des Methans. Auch daraus ergibt sich, dass ein CH_4-Molekül eine höhere Wirksamkeit bezüglich des Treibhauseffekts hat. Die Division dieser beiden Relativwerte ergibt die gleiche Verhältniszahl wie oben: 400 : 8,7 ≈ 46.

Hinweis: Man kann die Verhältniszahl 46 so umrechnen, dass statt gleicher Molekül-Anzahlen (Stoffmengen) gleiche Massen von Kohlenstoffdioxid und Methan verglichen werden:

$$46 \cdot \frac{M(CO_2)}{M(CH_4)} = 46 \cdot \frac{44}{16} \approx 130$$

Diese Verhältniszahl ist höher als das Treibhauspotential (CO_2-Äquivalent, GWP, *global warming potential*) von Methan, da beim Treibhauspotential auch eine langfristige chemische Umwandlung der Gase berücksichtigt wird. Das Treibhauspotential eines Gases wird berechnet, indem man (in Gedanken) eine bestimmte Masse des Gases in unsere Atmosphäre freisetzt und die dadurch in einem definierten Zeitraum insgesamt absorbierte Energie mit der Energie vergleicht, die von der gleichen Masse CO_2 absorbiert wird. Dabei ist auch berücksichtigt, dass das Gas evtl. in andere Stoffe umgewandelt wird. Das Treibhauspotential von Kohlenstoffdioxid ist als Vergleichswert gleich eins gesetzt. Für Methan findet man die folgenden Angaben: GWP = 21 (gemäß Kyoto-Protokoll, bezogen auf 100 Jahre), GWP = 28 (gemäß IPCC, bezogen auf 100 Jahre), GWP = 84 (gemäß IPCC, bezogen auf 20 Jahre). IPCC ist die Abkürzung für *Intergovernmental Panel on Climate Change* (zwischenstaatlicher Ausschuss für Klimaveränderungen). Dieser wird im Deutschen oft als „Weltklimarat" bezeichnet.

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

Inhalt aus: Elemente Chemie Kursstufe Baden-Württemberg, Serviceband
ISBN: 978-3-12-756911-7

Rückblick und Vertiefung: Größen und Größengleichungen (S. 40/41)

Zu den Aufgaben

A1 $M(H_2O) = 2 \cdot 1\,g/mol + 16\,g/mol = 18\,g/mol$

$$n(H_2O) = \frac{36\,g}{18\,g/mol} = 2\,mol$$

$$N(H_2O) = n(H_2O) \cdot N_A = 2\,mol \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23}\,mol^{-1} = 12{,}044 \cdot 10^{23} = 1{,}2044 \cdot 10^{24}$$

A2 $M(CO) = 12\,g/mol + 16\,g/mol = 28\,g/mol$

$m(\text{Kohlenstoffmonooxid}) = n(CO) \cdot M(CO) = 0{,}5\,mol \cdot 28\,g/mol = 14\,g$

$$N(CO) = n(CO) \cdot N_A = 0{,}5\,mol \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23}\,mol^{-1} = 3{,}011 \cdot 10^{23}$$

A3 $$\beta(Ca^{2+}) = \frac{m(\text{Calcium-Ionen})}{V(\text{Lösung})} = \frac{2\,mg}{5\,ml} = \frac{0{,}002\,g}{0{,}005\,l} = 0{,}4\,g/l$$

A4 $M(NaOH) = 23\,g/mol + 16\,g/mol + 1\,g/mol = 40\,g/mol$

$$n(NaOH) = \frac{m(\text{Natriumhydroxid})}{M(NaOH)} = \frac{80\,g}{40\,g/mol} = 2\,mol$$

$$c(NaOH) = \frac{n(NaOH)}{V(\text{Natronlauge})} = \frac{2\,mol}{1\,l} = 2\,mol/l$$

A5 $n(Na^+) = n(OH^-) = c(NaOH) \cdot V(\text{Natronlauge}) = 0{,}1\,mol/l \cdot 2\,l = 0{,}2\,mol$

$N(Na^+) = N(OH^-) = 0{,}2\,mol \cdot N_A = 0{,}2\,mol \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23}\,mol^{-1} \approx 0{,}1204 \cdot 10^{23} = 1{,}204 \cdot 10^{22}$

A6 Reaktionsgleichung: $H_3O^+ + Cl^- + Na^+ + OH^- \longrightarrow 2\,H_2O + Na^+ + Cl^-$

$$\Rightarrow \frac{n(HCl)}{n(NaOH)} = \frac{1}{1} = \frac{c(HCl) \cdot V(\text{Salzsäure})}{c(NaOH) \cdot V(\text{Natronlauge})}$$

$$\Rightarrow c(HCl) = \frac{c(NaOH) \cdot V(\text{Natronlauge})}{V(\text{Salzsäure})} = \frac{1\,mol/l \cdot 40\,ml}{25\,ml} = 1{,}6\,mol/l$$

A7 $M(NaOH) = 23\,g/mol + 16\,g/mol + 1\,g/mol = 40\,g/mol$

$$n(NaOH) = \frac{m(\text{Natriumhydroxid})}{M(NaOH)} = \frac{200\,g}{40\,g/mol} = 5{,}0\,mol$$

Reaktionsgleichung: $H_3O^+ + Cl^- + Na^+ + OH^- \longrightarrow 2\,H_2O + Na^+ + Cl^-$

$$\Rightarrow \frac{n(HCl)}{n(NaOH)} = \frac{1}{1} = \frac{c(HCl) \cdot V(\text{Salzsäure})}{n(NaOH)}$$

$$\Rightarrow V(\text{Salzsäure}) = \frac{n(NaOH)}{c(HCl)} = \frac{5{,}0\,mol}{2\,mol/l} = 2{,}5\,l$$

A8 Mit einer 40-ml-Vollpipette misst man genau 40 ml reines Ethanol ab und gibt dieses in einen 100-ml-Messkolben. Dann wird der Messkolben nach und nach mit dest. Wasser bis zur Ringmarke aufgefüllt. Zwischendurch wird der Inhalt mehrmals umgeschwenkt, damit sich die Flüssigkeiten gut mischen. (Dies ist wegen der Volumenkontraktion notwendig.) Am Schluss wird der Messkolben mit einem Stopfen verschlossen und geschüttelt.
Wenn es nicht so genau sein muss, kann man in einen 100-ml-Messzylinder reines Ethanol bis zur 40-ml-Marke geben und dann mit dest. Wasser auf 100 ml auffüllen. (Hier sollte man zwischendurch rühren.)

Hinweis: Nicht richtig wäre es, 40 ml Ethanol mit 60 ml Wasser zu mischen. Das Volumen des Gemisches wäre (wegen der Volumenkontraktion) nur ca. 96 ml. Die Volumenkonzentration des Ethanols wäre dann: 40 ml : 96 ml ≈ 0,42 = 42 %.

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

Inhalt aus: Elemente Chemie Kursstufe Baden-Württemberg, Serviceband
ISBN: 978-3-12-756911-7

Rückblick und Vertiefung: Chemisches Rechnen (S. 42/43)

Zu den Aufgaben

A1 Berechnung der Stoffmenge:

$$n(O_2) = \frac{m(\text{Sauerstoff})}{M(O_2)} = \frac{4{,}8\,\text{g}}{32\,\text{g/mol}} = 0{,}15\,\text{mol}$$

Berechnung des Volumens:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \Leftrightarrow \quad V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p}$$

$$V(\text{Sauerstoff}) = \frac{0{,}15\,\text{mol} \cdot 83{,}14463\,\text{hPa·l/(mol·K)} \cdot 298{,}15\,\text{K}}{1020\,\text{hPa}} \approx 3{,}6\,\text{l}$$

A2 Reaktionsgleichung: $CH_4 + 2\,O_2 \longrightarrow CO_2 + 2\,H_2O$

Nach der Reaktionsgleichung ergibt sich: $n(CO_2) = n(CH_4)$

$$n(CO_2) = n(CH_4) = \frac{m(\text{Methan})}{M(CH_4)} = \frac{44{,}5\,\text{g}}{16{,}0\,\text{g/mol}} \approx 2{,}78\,\text{mol}$$

$$m(\text{Kohlenstoffdioxid}) = n(CO_2) \cdot M(CO_2) = 2{,}78\,\text{mol} \cdot 44{,}0\,\text{g/mol} \approx 122\,\text{g}$$

Bei der Verbrennung von 44,5 g Methan werden 122 g Kohlenstoffdioxid an die Atmosphäre abgegeben.

Hinweis:
Diese Berechnung kann man mit B1 im Schulbuch vergleichen. Bei der Verbrennung von 44,5 g (0,445 mol) Heptan entstehen 137 g Kohlenstoffdioxid; bei der Verbrennung von 44,5 g (2,78 mol) Methan entstehen 122 g Kohlenstoffdioxid.

Molare Standardverbrennungsenthalpien: $\Delta_c H_m^0(\text{Methan}) = -890\,\text{kJ/mol}$
$\Delta_c H_m^0(\text{Heptan}) = -4817\,\text{kJ/mol}$

Bei der Verbrennung von 44,5 g dieser Brennstoffe ergibt sich:
Methan: $\Delta_c H^0 = -890\,\text{kJ/mol} \cdot 2{,}78\,\text{mol} = -2474\,\text{kJ}$ (und 122 g Kohlenstoffdioxid)
Heptan: $\Delta_c H^0 = -4817\,\text{kJ/mol} \cdot 0{,}445\,\text{mol} = -2144\,\text{kJ}$ (und 137 g Kohlenstoffdioxid)

Fazit: Die Verbrennung von Methan ist ein wenig „umweltfreundlicher" als die Verbrennung von Heptan. Dabei ist allerdings die Gewinnung und der Transport der Brennstoffe nicht berücksichtigt.

A3 $p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \Leftrightarrow \quad V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p}$

$$V = \frac{1\,\text{mol} \cdot 83{,}14463\,\text{hPa·l/(mol·K)} \cdot 293{,}15\,\text{K}}{1013\,\text{hPa}} \approx 24{,}06\,\text{l} \approx 24\,\text{l}$$

A4 Reaktionsgleichung: $2\,Zn + O_2 \longrightarrow 2\,ZnO$

Nach der Reaktionsgleichung ergibt sich: $n(O_2) = 0{,}5 \cdot n(Zn)$

$$n(O_2) = 0{,}5 \cdot n(Zn) = 0{,}5 \cdot \frac{m(\text{Zink})}{M(Zn)} = 0{,}5 \cdot \frac{1{,}31\,\text{g}}{65{,}5\,\text{g/mol}} = 0{,}0100\,\text{mol}$$

Berechnung des Volumens:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \Leftrightarrow \quad V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p}$$

$$V(\text{Sauerstoff}) = \frac{0{,}0100\,\text{mol} \cdot 83{,}14463\,\text{hPa·l/(mol·K)} \cdot 295{,}15\,\text{K}}{1016\,\text{hPa}} \approx 0{,}241\,\text{l}$$

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

Inhalt aus: Elemente Chemie Kursstufe Baden-Württemberg, Serviceband
ISBN: 978-3-12-756911-7

A5 Reaktionsgleichung: $2\,H_2 + O_2 \longrightarrow 2\,H_2O$

Nach der Reaktionsgleichung ergibt sich: $n(O_2) = 0{,}5 \cdot n(H_2)$

$$n(O_2) = 0{,}5 \cdot n(H_2) = 0{,}5 \cdot \frac{m(\text{Wasserstoff})}{M(H_2)} = 0{,}5 \cdot \frac{1000\,\text{g}}{2\,\text{g/mol}} = 250\,\text{mol}$$

Berechnung des Sauerstoff-Volumens:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \Leftrightarrow \quad V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p}$$

$$V(\text{Sauerstoff}) = \frac{250\,\text{mol} \cdot 83{,}14463\,\text{hPa}\cdot\text{l}/(\text{mol}\cdot\text{K}) \cdot 293{,}15\,\text{K}}{1013\,\text{hPa}} \approx 6015\,\text{l} = 6{,}015\,\text{m}^3$$

Berechnung des Luft-Volumens aus dem Volumenanteil des Sauerstoffs:

$$\varphi(\text{Sauerstoff}) = \frac{V(\text{Sauerstoff})}{V(\text{Luft})} = 20{,}942\,\% = 0{,}20942$$

$$V(\text{Luft}) = \frac{V(\text{Sauerstoff})}{\varphi(\text{Sauerstoff})} \approx \frac{6{,}015\,\text{m}^3}{0{,}20942} \approx 29\,\text{m}^3$$

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

Inhalt aus: Elemente Chemie Kursstufe Baden-Württemberg, Serviceband
ISBN: 978-3-12-756911-7

© 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, 8.1, 8.2, 8.3, 9.1, 9.2, 9.3, 10.1, 12.1, 13.1; Lumina Datamatics GmbH, c/o Arnecke Sibeth Dabelstein, Rechtsanwälte Steuerberater Partnergesellschaft mbH, München: 11.1, 11.2, 11.3, 13.2, 14.1, 14.2, 14.3, 14.4, 14.5, 15.1, 15.2, 15.3; Marzell, Alfred, Schwäbisch Gmünd: 6.1, 6.2, 6.3, 6.4, 6.5

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

Inhalt aus: Elemente Chemie Kursstufe Baden-Württemberg, Serviceband
ISBN: 978-3-12-756911-7