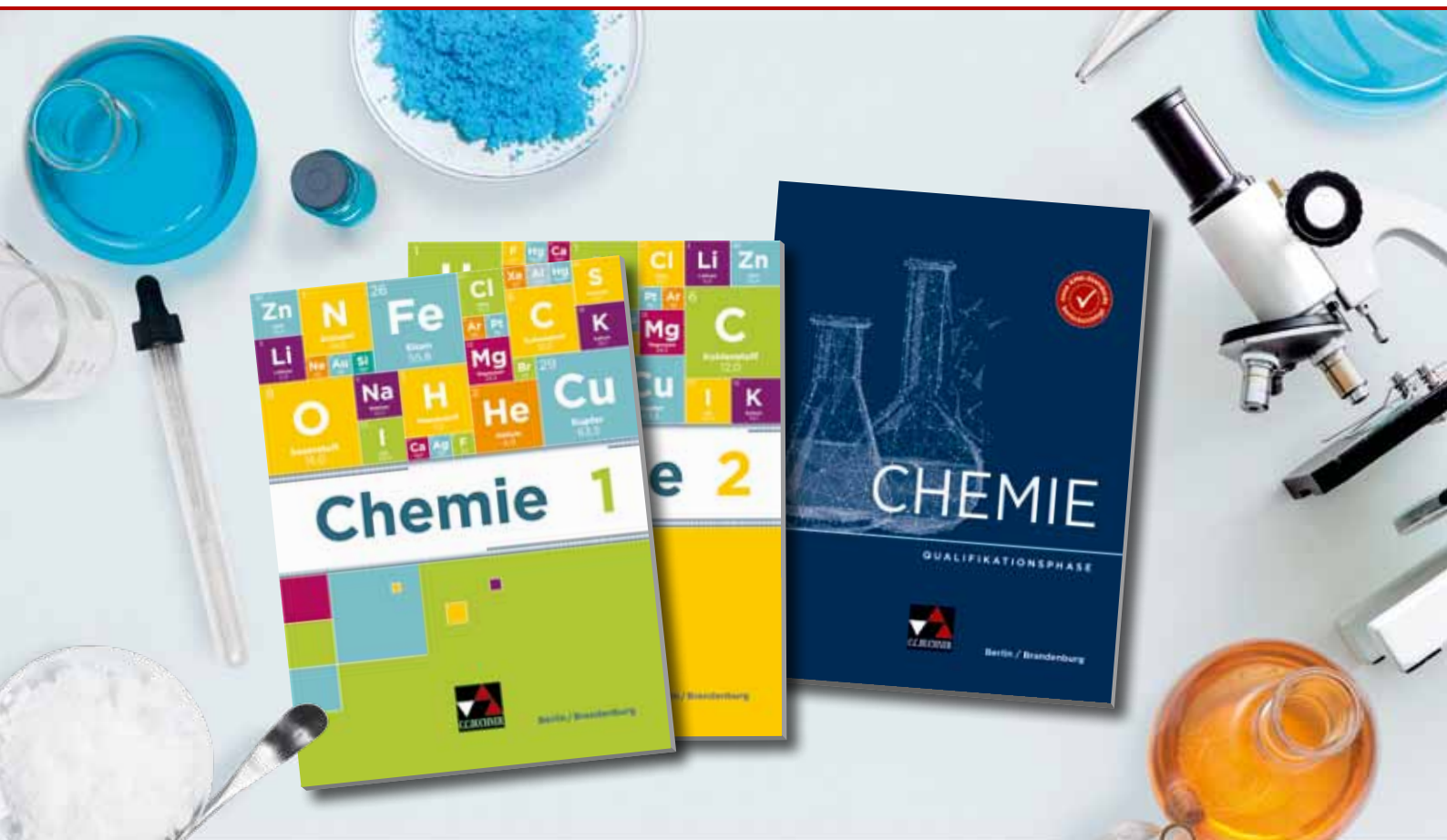
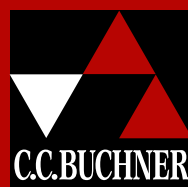


Chemie



Mit C.C.Buchner von der ersten Stunde bis zum Abitur





Inhalt

Vorwort	3
---------------	---

Sekundarstufe I

Chemie in der Sekundarstufe I	4
-------------------------------------	---

Sekundarstufe II

Chemie in der Sekundarstufe II	6
Klare Struktur – durchdachter Aufbau	8
Vom Experiment zur Erkenntnis	10
Methodenschulung und fächerübergreifende Exkurse	12
Vorwissen, Basiswissen und Kompetenzüberprüfung	14

„Chemie“ gibt es auch digital

Digitales Schulbuch click & study	16
Digitales Lehrermaterial click & teach	18



Liebe Lehrerinnen und Lehrer,

seit dem Schuljahr 2017/2018 ist **Chemie – Berlin/Brandenburg** erfolgreich in der Sekundarstufe I im Einsatz. Die Lehrwerksreihe bietet Lehrkräften die Möglichkeit, einen experiment- und kompetenzorientierten Chemieunterricht zu gestalten. Gleichzeitig unterstützt sie Schülerinnen und Schüler bei der selbstständigen Nacharbeit der im Unterricht behandelten Themen. Ein Konzept, das nicht nur Schulen in Berlin und Brandenburg überzeugt, sondern auch das Georg-Eckert-Institut. Deshalb wurde **Chemie – Berlin/Brandenburg** im Jahr 2018 als Schulbuch des Jahres mit der Silbermedaille in der Kategorie „MINT“ ausgezeichnet.

Das preisgekrönte Konzept setzen wir nun mit **Chemie Berlin/Brandenburg – Sek II** für die Oberstufe fort. Das neue Lehrwerk ist passgenau auf den aktuellen Rahmenlehrplan zugeschnitten, der zum Schuljahr 2023/2024 in Kraft tritt und berücksichtigt die 2020 von der Kultusministerkonferenz neu verabschiedeten, bundesweit geltenden Bildungsstandards für die allgemeine Hochschulreife.

Wenn Sie mehr über die Lehrwerksreihen Chemie in der Sekundarstufe I und II für Berlin und Brandenburg erfahren möchten, kontaktieren Sie unsere Schulberaterin! Sie berät Sie gern und steht mit Auskunft, Rat und Tat zur Verfügung!



Sarah-Yasemin Zeitler

Mobil: +49 151 42245370

E-Mail: zeitler@ccbuchner.de



Chemie in der Sekundarstufe I

Unsere Lehrwerksreihe **Chemie – Berlin/Brandenburg** ist passgenau auf die aktuellen Rahmenlehrpläne in Berlin und Brandenburg, die zum Schuljahr 2017/2018 unterrichtswirksam wurden, zugeschnitten.

Sie bietet Lehrkräften die Möglichkeit, einen experiment- und kompetenzorientierten Unterricht zu gestalten. Gleichzeitig unterstützt sie die Schülerinnen und Schüler bei der selbstständigen Nacharbeit der im Unterricht behandelten Themen. Die große Anzahl abwechslungsreicher, differenzierter und vielfach auch materialbasierter Aufgaben bietet die Möglichkeit, geforderte Kompetenzen zu erwerben und zu trainieren.

Neun gute Gründe für Chemie – Berlin/Brandenburg:



1. Passgenau zu den Rahmenlehrplänen für Berlin und Brandenburg

Chemie setzt alle Vorgaben passgenau und praxisnah um – für einen Unterricht nach den Intentionen der Rahmenlehrpläne, die seit dem Schuljahr 2017/2018 wirksam sind.

2. Klare Struktur aller Kapitel nach dem konstruktivistischen Lernzirkel

Der klare Aufbau (Explorieren, Experimentieren, Akkommodieren, Anwenden) unterstützt die Struktur der Lernprozesse Ihrer Schülerinnen und Schüler – und Sie bei Ihrem Unterricht.

3. „Vom Experiment zur Erkenntnis“

Ausführliche Auswertungsfragen zu den erprobten Experimenten erleichtern den Erkenntnisgewinn.

4. Selbstständige Erarbeitung und Nacharbeit leicht möglich

Die ausführlich und klar strukturierten Texte auf den Erarbeitungsseiten ermöglichen Ihren Schülerinnen und Schülern, den Lernstoff eigenständig und sicher zu erfassen.

5. Selbstkontrolle durch Lösungen im Buch ermöglicht

So wissen Ihre Schülerinnen und Schüler immer, wo sie stehen.

6. Viele Aufgaben – Kompetenzorientierung inklusive

Chemie bietet Ihnen umfangreiches, kompetenzorientiertes Aufgabenmaterial.

7. Sprach- und Medienbildung gefördert

Aufgaben, die zur Förderung der Fachsprache beitragen, sind extra ausgewiesen. Medienbildung wird u. a. durch gezielte Aufgaben geschult.

8. Sonderseiten – Fachmethoden, Exkurse, ...

Mit diesen ist handlungsorientierter und fächerübergreifender Unterricht möglich.

9. Perfekt abgestimmtes, digitales Zusatzmaterial

Die gedruckten Lösungsbände, die Gefährdungsbeurteilungen auf CD und das digitale Lehrermaterial click & teach sind optimal auf das Schulbuch abgestimmt und ermöglichen eine komfortable Unterrichtsvorbereitung.



Chemie in der Sekundarstufe II

Chemie Berlin/Brandenburg – Sek II ist passgenau auf den aktuellen Rahmenlehrplan für Berlin/Brandenburg zugeschnitten, der zum Schuljahr 2023/2024 in Kraft tritt. Das neue Lehrwerk für die Qualifikationsphase berücksichtigt die 2020 von der Kultusministerkonferenz neu verabschiedeten, **bundesweit geltenden Bildungsstandards** für die allgemeine Hochschulreife.

Das bewährte Konzept für einen kompetenzorientierten Unterricht aus der Sekundarstufe I wird beibehalten und in der Oberstufe fortgesetzt.

Digitale Unterstützung

- ▶ Medienkompetenzen werden auf Methodenseiten erlernt, ausgebaut und mit passenden Aufgaben geübt.
- ▶ Digitale Materialien wie z. B. Versuchsvideos sind über QR- und Mediacodes im Schulbuch abrufbar.



Jetzt QR-Code scannen und Versuchsvideo ansehen!
Alternativ geben Sie auf www.ccbuchner.de den Mediacode 06015-99 ein.

0 Grundlagen aus der Sekundarstufe I

1 Proteine

- 1.1 Spiegelbildisomerie und optische Aktivität
- 1.2 Aminosäuren und Peptidbindung
- 1.3 Struktur und Denaturierung der Proteine

2 Kunststoffe – problematische Alleskönner

- 2.1 Struktur und Eigenschaften von Kunststoffen
- 2.2 Die radikalische Polymerisation
- 2.3 Die Polykondensation
- 2.4 Verarbeitung von Kunststoffen
- 2.5 Werstoffkreisläufe und Recycling

3 Chemische Thermodynamik

- 3.1 Energie und Reaktionswärme
- 3.2 Reaktionsenthalpie und Bildungsenthalpie
- 3.3 Triebkräfte chemischer Reaktionen

4 Reaktionsgeschwindigkeit und Katalyse

- 4.1 Reaktionsgeschwindigkeit
- 4.2 Katalyse

5 Chemisches Gleichgewicht

- 5.1 Das chemische Gleichgewicht
- 5.2 Beeinflussung des chemischen Gleichgewichts
- 5.3 Haber-Bosch-Verfahren
- 5.4 Das Löslichkeitsgleichgewicht

6 Säure-Base-Reaktionen

- 6.1 Säure-Base-Reaktionen im Alltag und im Labor
- 6.2 Protolysegleichgewichte
- 6.3 Der pH-Wert
- 6.4 Starke und schwache Säuren und Basen
- 6.5 Puffersysteme
- 6.6 Indikatoren
- 6.7 Säure-Base-Titrationen

7 Indikatorfarbstoffe

- 7.1 Benzol – ein Aromat
- 7.2 Reaktionen von Aromaten
- 7.3 Farbentstehung
- 7.4 Farbstoffe aus Aromaten

8 Redoxreaktionen

- 8.1 Elektronenübertragungsreaktionen
- 8.2 Angewandte Redoxreaktionen

9 Elektrochemie

- 9.1 Das Daniell-Element
- 9.2 Galvanische Zellen – Stromfluss durch chemische Reaktionen
- 9.3 Konzentrationszellen
- 9.4 Elektrolysen
- 9.5 Batterien, Akkumulatoren und Brennstoffzellen
- 9.6 Korrosion und Korrosionsschutz

10 Kohlenhydrate

- 10.1 Glucose und Fructose
- 10.2 Disaccharide
- 10.3 Oligo- und Polysaccharide

11 Fettsäuren und Fette

- 11.1 Fette und Fettsäuren
- 11.2 Tenside

Aktivierung des Vorwissens

KC KOMPETENZCHECK

Startklar?

Schätzen Sie Ihre Kompetenz in den Bereichen A bis G und prüfen Sie sich anhand der entsprechenden Aufgaben (Arbeitsblatt unter QR-/Mediencode 06015-14).

Kompetenz	sehr gut	gut	schwach
A Nachweisreaktionen von Gasen beschreiben			
B Den Energieumsatz von chemischen Reaktionen beschreiben			
C Den Einfluss des Zerteilungsgrades auf chemische Reaktionen erklären			
D Die Veresterung als Reaktionstyp zwischen Alkohol und Carbonsäure formulieren			
E Den Aufbau von Salzen beschreiben und Ionenbindungen benennen			
F Reaktionsgleichungen für Säure-Base-Reaktionen formulieren und das Prinzip einer Titration erklären			
G Chemische Berechnungen durchführen			

KOMPETENZ A: Nachweisreaktionen von Gasen beschreiben

A1) Die Glühspargprobe, die Kalkwasserprobe und die Feilspargprobe sind charakteristische Nachweisreaktionen für drei wichtige Gase.

a) Ordnen Sie die drei Proben denjenigen Gasen zu, die sich damit nachweisen lassen.
b) Beschreiben Sie jeweils kurz Durchführung und Beobachtung der Nachweisreaktionen.
c) Erklären Sie die Beobachtungen dieser Reaktionen in Worten oder mit Reaktionsgleichungen.

KOMPETENZ B: Den Energieumsatz von chemischen Reaktionen beschreiben

B1) Beschreiben Sie die beiden abgebildeten Energie diagramsse a) und b) unter Verwendung von Fachbegriffen.

KOMPETENZ C: Den Einfluss des Zerteilungsgrades auf chemische Reaktionen erklären

C1) Erklären Sie die beiden abgebildeten Energie diagramsse a) und b) unter Verwendung von Fachbegriffen.

a) b)

KOMPETENZ D: Die Veresterung als Reaktionstyp zwischen Alkohol und Carbonsäure formulieren

D1) Zeichnen Sie die Strukturformeln für die Moleküle von Butan-1-ol und Propansäure. Benennen Sie jeweils die funktionelle Gruppe und ordnen Sie die Moleküle entsprechenden Stoffklassen zu.

D2) Butan-1-ol und Propansäure können miteinander unter Abspaltung von Wasser reagieren. Formulieren Sie die Reaktionsgleichung dafür unter Verwendung von Strukturformeln.

KOMPETENZ E: Den Aufbau von Salzen beschreiben und Ionenbindungen benennen

E1) Markieren Sie die Ester-Gruppe in der Reaktionsgleichung aus B2 und benennen Sie den Reaktionspartner.

KOMPETENZ F: Reaktionsgleichungen für Säure-Base-Reaktionen formulieren und das Prinzip einer Titration erklären

F1) Beschreiben Sie den Aufbau von Kochsalz (Natriumchlorid) auf Teilchenebene unter Verwendung der folgenden Fachbegriffe: Ionenpartner – Kationen – Anionen – Ionenbindung.

F2) Stellen Sie die Verhältnismittel für die folgenden Salze auf:
a) Aluminiumchlorid b) Natriumiodid

F3) Bei Säure-Base-Reaktionen entstehen oft Salze, deren Kationen oder Anionen Molekül-Ionen sind. Beispiele hierfür sind
a) Ammoniumchlorid (NH₄Cl)
b) Kaliumnitrat (KNO₃). Geben Sie jeweils die Namen und Formeln der Ionen an, aus denen die beiden Salze bestehen.

KOMPETENZ G: Chemische Berechnungen durchführen

G1) Ergänzen Sie die Tabelle.

chem. Größe	Einheit	Formel
Stoffmenge	mol	$n = \frac{m}{M}$
Konzentration	$\frac{g}{l}$	$c = \frac{m}{V}$
	$\frac{mol}{l}$	$c = \frac{n}{V}$

G2) Berechnen Sie das Volumen einer Kochsalzlösung der Konzentration $c = 0,5 \text{ mol/l}$, in der eine Stoffmenge $n(\text{Na}^+) = 0,35 \text{ mol}$ gelöst ist.

G3) Kreuzen Sie die richtigen Aussagen an. Vorbestimmen Sie falsche Aussagen.

Vergleichen Sie Ihre Antworten mit den Lösungen auf Seite 468 und geben Sie die entsprechende Punktzahl.

Kompetenz	sehr gut	gut	schwach	zum Nachlesen
A Nachweisreaktionen von Gasen beschreiben	18-14	13-9	8-5	S. 18-38
B Den Energieumsatz von chemischen Reaktionen beschreiben	14-11	10-7	6-4	S. 16
C Den Einfluss des Zerteilungsgrades auf chemische Reaktionen erklären	3	2	1	S. 17
D Die Veresterung als Reaktionstyp zwischen Alkohol und Carbonsäure formulieren	12-10	9-6	5-4	S. 24
E Den Aufbau von Salzen beschreiben und Ionenbindungen benennen	16-13	12-8	7-5	S. 20
F Reaktionsgleichungen für Säure-Base-Reaktionen formulieren und das Prinzip einer Titration erklären	9-7	6-5	4-3	S. 28-29
G Chemische Berechnungen durchführen	15-12	11-7	6-5	S. 26-27

146 CHEMISCHES GLEICHGEWICHT 147

KC KOMPETENZCHECK

Ziel erreicht?

Vorlagen Sie über die Kompetenzen dieses Kapitels? Lösen Sie die entsprechenden Aufgaben (Arbeitsblatt unter QR-/Mediencode 06015-21) und bewerten Sie sich mithilfe der Tabelle rechts unten.

KOMPETENZ A: Die Reaktionsgeschwindigkeit zur Beschreibung und Steuerung von Reaktionen verwenden

A1) In einem Experiment werden Zinkspäne in Salzsäure der Konzentration $c = 0,5 \text{ mol/l}$ gegeben. Es entstehen Wasserstoffgas und eine Salzlösung.
a) Formulieren Sie eine Reaktionsgleichung.
b) Definieren Sie den Fachbegriff Reaktionsgeschwindigkeit. Beschreiben Sie zwei experimentelle Möglichkeiten, mit denen Sie die Reaktionsgeschwindigkeit dieser Reaktion ermitteln können.
c) Nennen Sie mögliche Faktoren, mit denen Sie die Reaktion beschleunigen können. Begründen Sie mithilfe der Stofftheorie den Ablauf chemischer Reaktionen.

KOMPETENZ B: Einstellung und Zustand eines chemischen Gleichgewichts erläutern

B1) Beurteilen Sie, ob folgende Aussagen richtig sind und kreuzen Sie falsche Aussagen.
a) Bei jeder chemischen Reaktion stellt sich nach einer gewissen Zeit ein Gleichgewicht ein.
b) Wenn sich in einem System ein chemisches Gleichgewicht eingestellt hat, liegen Edukte und Produkte in gleicher Konzentration vor.
c) Im Gleichgewicht ändern sich die Konzentrationen von Edukten und Produkten nicht mehr.
d) Sobald sich in einem System ein chemisches Gleichgewicht eingestellt hat, kommen Hin- und Rückreaktion zum Erliegen und die Konzentration aller Stoffe bleiben konstant.
e) Die Abbildung zeigt eine Waage in einem statischen Gleichgewichtszustand. Erklären Sie die Unterschiede zum chemischen Gleichgewicht.

KOMPETENZ C: Mithilfe des Massenwirkungsgesetzes (MWG) die Lage homogener Gleichgewichte beschreiben und Berechnungen dazu durchführen

C1) Definieren Sie den Begriff Massenwirkungsgesetz. Beschreiben Sie, welche Aussagen über eine Reaktion mit dem MWG ermöglicht werden.
C2) Bei der Veresterung von Essigsäure mit Ethanol bei einer Temperatur von 20 °C ergibt sich aus dem MWG die Gleichgewichtskonstante $K_c = 4$.
a) Stellen Sie die Reaktionsgleichung und das MWG für diese Reaktion auf.
b) Beurteilen Sie die Lage dieses Gleichgewichts.
C3) Übertragen Sie die folgende Tabelle in Ihre Heft und füllen Sie die leeren Felder aus. Ergänzen Sie die fehlenden Einheiten bei K_c .

Reaktion	MWG	K_c	Gleichgewichtszustand
$2A + B \rightleftharpoons 2C$	$K_c = 0,5$		
$2X + Y \rightleftharpoons 2Z$			auf Seite der Edukte

C4) In einem 1-Liter-Kolben werden 0,1 mol Wasserstoffgas zusammen mit 2,94 mol Iod auf 448 °C erhitzt. Nach Einstellung des Gleichgewichts liegen 5,64 mol Iodwasserstoff im Kolben vor.
a) Berechnen Sie die Stoffmengen an Wasserstoff und Iod im Gleichgewicht.
b) Bestimmen Sie die Gleichgewichtskonstante.
C5) Das Löslichkeitsprodukt von Calciumfluorid beträgt $K_{L, CaF_2} = 3,9 \cdot 10^{-11} \text{ mol}^3/l^3$.
a) Erklären Sie den Unterschied zwischen K_c und K_{L, CaF_2} und erläutern Sie, wann sich die Verwendung von K_c anbietet.
b) Berechnen Sie die Konzentration der Ionen in dem Äquivalent der Erhitzen des Gleichgewichts.
c) Beurteilen Sie, ob sich Calciumcarbonat ($K_c = 4,7 \cdot 10^{-9} \text{ mol}^2/l^2$) besser oder schlechter als Calciumfluorid in Wasser löst.

KOMPETENZ D: Die Beeinflussung der Lage chemischer Gleichgewichte mithilfe des Prinzips von LE CHATELIER erklären

D1) Das Prinzip von LE CHATELIER wird auch als „Prinzip von kleinstem Zwang“ bezeichnet. Erläutern Sie dies und benennen Sie mögliche „Zwänge“.
D2) Kreuzen Sie alle richtigen Aussagen an.
 Wird der Druck auf ein System erhöht, läuft die Hinreaktion vorwärts ab.
 Wird die Konzentration eines Reaktionspartners erhöht, fördert das die Rückreaktion, die Produkt verbraucht und mehr Edukte erzeugt.
 Ändert man Konzentration, Druck oder Temperatur eines im Gleichgewicht befindlichen Systems, weicht das System stets so aus, dass sich der ursprüngliche Wert von K_c einstellt.
D3) Beim ersten Öffnen einer Sprudelflasche zischt es und es regnen kleine Gasbläschen auf. Erklären Sie dies mit dem Prinzip von LE CHATELIER.

KOMPETENZ E: Die Wahl der Reaktionsbedingungen bei der Ammoniaksynthese unter dem Aspekt der Erhöhung der Ammoniakausbeute begründen

E1) Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für die exotherm ablaufende Ammoniaksynthese aus Wasserstoff und Stickstoff. Analysieren Sie daran günstige Reaktionsbedingungen bezogen auf das Prinzip von kleinstem Zwang.
E2) Tatsächlich findet die Ammoniaksynthese im Reaktor bei ca. 450 °C statt. Erklären Sie diese Temperaturwahl.
KOMPETENZ F: Die Leistungen von HABER und BOSCH darstellen und die gesellschaftliche Bedeutung der Ammoniaksynthese erläutern

F1) Für sein Verfahren zur Ammoniaksynthese wurde FRIEDRICH HABER mit dem Nobelpreis für Chemie geehrt. Fassen Sie seine Leistung in ein bis zwei Sätzen zusammen.
F2) Nennen Sie die beiden zentralen Herausforderungen bei der Übertragung des Laboraufbaus in einen großtechnischen, industriellen Prozess.
F3) Formulieren Sie eine Aussage zur gesellschaftlichen Bedeutung der Ammoniaksynthese bezogen auf:
a) die Nahrungsmittelproduktion und Strukturwandel in der Landwirtschaft,
b) die Auswirkungen auf die Umwelt,
c) die Sprengstoffproduktion.

Vergleichen Sie Ihre Antworten mit den Lösungen auf Seite 470 und kreuzen Sie auf dem Arbeitsblatt an.

Kompetenz	ja	nein	zum Nachlesen
A Die Reaktionsgeschwindigkeit zur Beschreibung und Steuerung von Reaktionen verwenden			S. 46-49
B Einstellung und Zustand eines chemischen Gleichgewichts erläutern			S. 52-55
C Mithilfe des Massenwirkungsgesetzes (MWG) die Lage homogener Gleichgewichte beschreiben und Berechnungen dazu durchführen			S. 57-59
D Die Beeinflussung der Lage chemischer Gleichgewichte mithilfe des Prinzips von LE CHATELIER erklären			S. 62-66
E Die Wahl der Reaktionsbedingungen bei der Ammoniaksynthese unter dem Aspekt der Erhöhung der Ammoniakausbeute begründen			S. 72-73
F Die Leistungen von HABER und BOSCH darstellen und die gesellschaftliche Bedeutung der Ammoniaksynthese erläutern			S. 70-71, 74-75

184 CHEMISCHES GLEICHGEWICHT 185

Überprüfung des Kompetenzerwerbs

BW BASISWISSEN

Alles im Blick

1 Reaktionsgeschwindigkeit

Unter **Reaktionsgeschwindigkeit** versteht man den Stoffumsatz einer chemischen Reaktion in Abhängigkeit zur Reaktionszeit.

Da die Reaktionsgeschwindigkeit sich während der Reaktion verändert, unterscheidet man zwischen der **mittleren Reaktionsgeschwindigkeit v_t** und der **Momentangeschwindigkeit v_m** . Die mittlere Reaktionsgeschwindigkeit beschreibt die Änderung der Stoffmenge an oder (bei Lösungen) der Konzentration an einem Stoff in einem bestimmten Zeitintervall Δt .

$$v_t = \frac{\Delta n}{\Delta t} \quad [v_t] = 1 \frac{\text{mol}}{l \cdot s} = 1 \text{ mol} \cdot l^{-1} \cdot s^{-1} \quad \text{bzw.} \quad [v_t] = 1 \frac{\text{mol}}{l \cdot s} = 1 \text{ mol} \cdot l^{-1} \cdot s^{-1}$$

Für die Momentangeschwindigkeit wird Δt als ein gegen Null strebendes Zeitintervall definiert. Da die Konzentration der Reaktanten im Verlauf der Reaktion abnimmt, wird auch die Reaktionsgeschwindigkeit geringer. Erg. gilt:

$$v_t = -c(A) \cdot c(B) \quad (\text{c} = \text{Gleichgewichtskonstante})$$

2 Chemisches Gleichgewicht

Chemische Reaktionen sind **reversibel**. Bei Gleichgewichtsreaktionen laufen Hin- und Rückreaktion gleichzeitig ab, wodurch Edukte und Produkte nur **unvollständig umgesetzt** werden. Gleichgewichtsreaktionen kennzeichnen man mit einem **Gleichgewichtssymbol \rightleftharpoons** . Im geschlossenen System stellt sich bei konstanter Temperatur ein Gleichgewichtszustand, das **chemische Gleichgewicht**, ein.

Die Lage des chemischen Gleichgewichts wird mithilfe des **Massenwirkungsgesetzes (MWG)** durch den Wert der **Gleichgewichtskonstante K_c** beschrieben.

$$2A + B \rightleftharpoons C + D \quad K_c = \frac{c(C) \cdot c(D)}{c(A)^2 \cdot c(B)}$$

K_c besitzt bei gegebener Temperatur für jede Reaktion einen charakteristischen Wert. Erg. gilt:

$$K_c(A, B) = c(A)^n \cdot c(B)^m$$

3 Das Prinzip von LE CHATELIER

Stört man ein System im chemischen Gleichgewicht durch Änderung der äußeren Bedingungen (Konzentration, Druck, Temperatur), weicht das chemische Gleichgewicht diesem äußeren Zwang aus. Dazu findet die Reaktion vorwärts statt, die die Änderung entgegengerichtet ist. Nach LE CHATELIER bezeichnet man dies als **Prinzip von kleinstem Zwang**.

Nach Konzentration oder Druckänderungen stellt sich der ursprüngliche Gleichgewichtszustand wieder ein und der Wert für K_c verändert sich nicht. Nach Temperaturänderungen stellt sich ein neuer Gleichgewichtszustand ein und K_c nimmt den für die neue Temperatur charakteristischen Wert an.

Die Verwendung eines **Katalysators** beeinflusst das chemische Gleichgewicht nicht. Ift ist aber dazu, dass sich das **Gleichgewichtszustand schneller einstellt**.

Änderung ... beginnt die Reaktion, die ...
 Konzentration \uparrow ... des Stoff mit erhöhter Konzentration vertriebt.
 Konzentration \downarrow ... den Stoff mit vermindert Konzentration vertriebt.
 Druck \uparrow ... unter Volumenabnahme erfolgt.
 Druck \downarrow ... unter Volumenzunahme erfolgt.
 Temperatur \uparrow ... endotherm verläuft.
 Temperatur \downarrow ... exotherm verläuft.

4 Die technische Ammoniaksynthese

Großtechnisch wird Ammoniak nach dem **HABER-BOSCH-Verfahren** unter Verwendung eines **Katalysators** bei 400–500 °C und ca. 15–30 MPa aus Luftstickstoff und Wasserstoff hergestellt.

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$$

Bei der exothermen Hinreaktion handelt es sich um eine Reaktion unter **Volumenabnahme**. Um eine maximale Ausbeute zu erreichen, wären eine niedrige Temperatur und ein hoher Druck nötig. Da der Katalysator jedoch erst ab 450 °C ausreichend wirksam ist, stellt man trotz ungünstiger Gleichgewichtslage diese Temperatur im Reaktor – als Kompromiss – ein.

5 Löslichkeitsgleichgewichte

Beim Lösen von Salzen stellt sich ein gesättigtes Lösung ein **Löslichkeitsgleichgewicht** zwischen dem Feststoff am Boden und der Sättigungslösung darüber ein.

Löslichkeitsgleichgewichte reagieren nach dem Prinzip von LE CHATELIER auf Konzentrationen- und Temperaturveränderungen. Ein Beispiel dafür ist die **Entstehung von Salzkristallen**.

Ein großer Wert für K_c drückt aus, dass das Salz gut löslich ist.

Ein kleiner Wert für K_c drückt aus, dass das Salz schlecht löslich ist.

Löslichkeitsgleichgewichte reagieren nach dem Prinzip von LE CHATELIER auf Konzentrationen- und Temperaturveränderungen. Ein Beispiel dafür ist die Entstehung von Salzkristallen.

$$K_c(A, B) = c(A)^n \cdot c(B)^m$$

180 CHEMISCHES GLEICHGEWICHT 181



5.2 Beeinflussung des chemischen Gleichgewichts

Kohlensäurehaltiges Mineralwasser stellt man her, indem man unter hohem Druck Kohlenstoffdioxid in Mineralwasser einpresst. Bei der Reaktion zwischen Kohlenstoffdioxid und Mineralwasser stellt sich ein chemisches Gleichgewicht ein. Durch welche Bedingungen lässt sich das Gleichgewicht und damit der Kohlenstoffgehalt des Mineralwassers beeinflussen?

5.2.1 Versuche und Material

- V Einfluss der Konzentration**
- Gleichgewichtssituationen stellen für Synthesen in der chemischen Industrie eine besondere Herausforderung dar. Da die Edukte nicht vollständig umgesetzt werden, ist die Ausbeute an den gewünschten Produkten geringer als theoretisch möglich. Kann man durch Konzentrationsänderungen die Produktausbeute erhöhen?
- V1 Vermischen Sie 25 mL einer Eisen(III)-chlorid-Hexahydratlösung mit dem gleichen Volumen einer Kaliumbromatlösung. Verteilen Sie die Lösung gleichmäßig auf fünf Reagenzglaschen und nummerieren Sie diese von 1 bis 5.
- V2 Ergänzen Sie in Reagenzglas 2 eine kleine Menge festes Eisen(III)-chlorid-Hexahydrat und in Reagenzglas 3 eine kleine Menge festes Kaliumthiocyanat hinzu.
- V3 Fügen Sie in Reagenzglas 4 einige Tropfen Silbernitratlösung ($n = 2 \text{ M}$) und in Reagenzglas 5 einige Tropfen Natriosulfat ($n = 0,1 \text{ mol/l}$) hinzu.
- auswerten**
- a) Vergleichen Sie die Farbe der Lösungen in V2 und V3.
- b) Eisen(III)-Ionen Fe^{3+} und Thiocyanat-Ionen SCN^- reagieren nach der folgenden vereinfachten Reaktionsgleichung zu Eisen(III)-thiocyanat-Ionen FeSCN^{2+} (aq) \rightleftharpoons $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$ (aq).
- c) Notieren Sie Ihre Beobachtungen aus V2 und V3 und beschreiben Sie diese auf die Reaktionsgleichung.

Versuche und Material 5.2

- d) Formulieren Sie mithilfe der Versuchsergebnisse aus V2 eine begründete Aussage darüber, ob die Bildung von Eisen(III)-thiocyanat-Ionen in V1 vollständig abläuft.
- e) In den Reagenzgläsern 4 und 5 gebildeten Niederschläge bestehen aus schwachlöslichem Silberthiocyanat AgSCN bzw. schwerlöslichem Eisen(III)-hydroxid $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Entwickeln Sie die Reaktionsgleichungen für die Bildung dieser Niederschläge. Notieren Sie unter jeder Formel die Farbe der Lösungen bzw. Niederschläge.
- f) Vergleichen Sie die Farbänderung von V2 mit den Beobachtungen in Reagenzglas 4 und 5.
- g) Erklären Sie die Beobachtungen aus V2 und V3 als „Antwort des Systems im Gleichgewicht auf die Veränderung der Konzentration der Edukte“.
- ENTSKÜNGUNG G3**

V Einfluss der Temperatur und des Drucks

- Leitungswasser wird mithilfe von Kohlenstoffdioxid, das sich in Wasser löst, zum Spritzen getrieben. Wie kann man ein Mineralwasser mit einem hohen Kohlenstoffgehalt herstellen?
- V4 Füllen Sie eine 50 mL-Spritze mit 20 mL Leitungswasser (Raumtemperatur) und befüllen Sie eine weitere Spritze mit 30 mL Kohlenstoffdioxid. Verbinden Sie beide Spritzen mit einem Dreiweghahn (B) und drücken Sie das Gas vorsichtig in die mit Wasser gefüllte Spritze. Verschließen Sie die befüllte Spritze mit dem Hahn und schrauben Sie die leere Spritze ab.
- V5 Stellen Sie insgesamt drei Ansätze nach V4 her. Legen Sie eine Spritze bei Raumtemperatur, eine Spritze in einem Wasserbad bei 50 °C und die letzte Spritze in Eiswasser. Schütteln Sie die befüllte Spritze vorsichtig und stellen Sie sie auf den Stempel. Lesen Sie das restliche Gasvolumen ab, sobald es sich nicht mehr verändert.
- V6 Stellen Sie einen Ansatz nach V4 her. Geben Sie dieses Mal zunächst so viele Tropfen Bromthymolblau-Indikatrlösung vor, bis ein schwacher Schattenschwamm des Wassers, bis sich dieses deutlich verfärbt. Vermischen Sie die Lösung gleichmäßig mit weinroter Spritze und verschließen Sie die Spritze mit dem Luer-Lock-Verschluss. (Anleitung zum Vorbereiten der Spritze und Informationen zum Luer-Lock-Verschluss siehe QR-Code/Mediencode 06015-17).
- Erzeugen Sie in den Spritzen einen Liniendruck, indem Sie einen Nagel durch das Loch im Stempel stecken. Entfernen Sie vorsichtig den Nagel aus einer Spritze und drücken Sie den Stempel in die Spritze. Schützen Sie die Spritze dabei leicht und wiederholen Sie das Zusammendrücken bei Bedarf. Die andere Spritze dient als Vergleich.
- auswerten**
- a) Vergleichen Sie die Volumina in V5 und formulieren Sie eine begründete Aussage für die Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid in Wasser mit unterschiedlichen Temperaturen.
- b) Das Lösen von Kohlenstoffdioxid in Wasser verläuft exotherm. Der umgekehrte Vorgang bei dem Kohlenstoffdioxid freigesetzt wird, verläuft demzufolge endotherm. Leiten Sie aus Ihren Beobachtungen in V5 den Einfluss der Temperatur auf das chemische Gleichgewicht ab.
- c) Bromthymolblau-Indikator färbt sich im sauren Milieu gelb, im neutralen grün und im alkalischen Milieu blau. Erklären Sie vor diesem Hintergrund die Beobachtung von V6 auch mithilfe von Reaktionsgleichungen.
- d) Formulieren Sie mithilfe von V6 eine je-desto-Behauptung für die Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid in Wasser bei Druckänderung.
- e) Leiten Sie aus Ihren Beobachtungen in V6 den Einfluss des Drucks auf die Lage des chemischen Gleichgewichts ab.
- ENTSKÜNGUNG A**

Vom Experiment zur Erkenntnis

Erarbeiten und Nacharbeiten

5.2 Beeinflussung des chemischen Gleichgewichts

5.2.3 Einfluss der Temperatur und des Drucks

Gekoppelte Gleichgewichte

Kohlensäurehaltiges Mineralwasser ist sehr beliebt. Das Trinkwasser wird dazu mit Kohlenstoffdioxid versetzt. Dabei löst sich das Gas in Wasser und ein Teil des gelösten Kohlenstoffdioxids reagiert mit dem Wasser zu Kohlensäure. Die sehr instabilen Kohlenwasser-Moleküle reagieren mit Wasser-Molekülen in einer Säure-Base-Reaktion zu Hydrogencarbonat-Ionen und Oxonium-Ionen, die für den sauren Charakter der Lösung verantwortlich sind.

$$\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$$

$$\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$$

In diesen Gleichgewichten fungiert ein Produkt aus der einen Reaktion als Edukt in der nächsten. Man spricht von **gekoppelten Gleichgewichten**.

Einfluss der Temperatur

Stellt man sein kohlensäurehaltiges Mineralwasser z. B. zum Trinken in einen Wasserglas stellen, wird empfohlen, möglichst kaltes Wasser zu verwenden, wenn man viel Kohlenstoffdioxid in Wasser lösen möchte. Auf der anderen Seite kommt es leicht zum Übersprudeln von kohlensäurehaltigen Getränken, wenn man diese im Sommer unverschleibt öffnet. Die Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid in Wasser nimmt mit steigender Wassertemperatur ab (V5).

Neueinstellung des Gleichgewichts

Stellt sich ein chemisches Gleichgewicht aufgrund einer Temperaturänderung ein, beeinflusst dies auch die Gleichgewichtskonstante K_c . Bei einer exothermen Hinreaktion wird K_c bei Temperaturerhöhung größer und bei Temperaturerhöhung kleiner. Vorherige Reaktionsgleichung der exothermen Hinreaktion ist von links nach rechts notiert.

Einfluss des Drucks

In einem geschlossenen System stellt sich ein Gleichgewicht zwischen gasförmigen und in Wasser gelösten Kohlenstoffdioxid ein (V4). Vermindert man den Druck in dem System, kann man beobachten, dass sich Gasbläschen bilden und sich die Farbe der Lösung ändert. Der Bromthymolblau-Indikator zeigt an, dass sich der pH-Wert erhöht (V6, B6).

Durch die Druckverminderung verschiebt sich das chemische Gleichgewicht zur Seite des gasförmigen Kohlenstoffdioxids. Die Konzentration des in Wasser gelösten Kohlenstoffdioxids nimmt ab und die chemische Gleichgewichtskonstante K_c ändert sich.



B4 Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid in Wasser bei verschiedenen Temperaturen (rechts).

Beeinflussung des chemischen Gleichgewichts 5.2

System	Druck	Temperatur	Chemische Gleichgewichtskonstante K_c
1. $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$	↑	↑	↑
	↓	↓	↓
2. $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$	↑	↑	↑
	↓	↓	↓

B5 Modell zum Einfluss des Drucks

Bei Gleichgewichtsreaktionen beeinflusst eine Temperaturerhöhung den Ablauf der endothermen und eine Temperaturverminderung den Ablauf der exothermen Reaktion. In diesem Fall stellt sich ein neues chemisches Gleichgewicht mit einem neuen Wert für K_c ein. K_c ist eine temperaturabhängige Konstante.

Gleichgewichtsreaktionen, an denen gasförmige Stoffe beteiligt sind, werden durch Druckänderung beeinflusst. Eine Druckerhöhung begünstigt die Reaktion, bei der die Teilchenzahl in der gasförmigen Phase geringer ist. Umgekehrt verschiebt eine Druckverminderung die Reaktion, bei der die Teilchenzahl in der gasförmigen Phase höher ist. K_c bleibt unverändert.

Wiederherstellung des Gleichgewichts

Bei Gleichgewichtsreaktionen, an denen Gase beteiligt sind, lässt sich die Lage des chemischen Gleichgewichts durch Druckänderung beeinflussen. Wird der Druck vermindert, stellt sich das chemische Gleichgewicht erneut ein, indem sich die Anzahl der Moleküle in der Gasphase erhöht. Eine Druckerhöhung hingegen führt dazu, dass sich die Anzahl der Moleküle in der Gasphase vermindert (B5).

Die Auswirkung einer Druckerhöhung auf die Gleichgewichtskonstante K_c genauso wie bei der Konzentrationsänderung nicht. Durch die Volumenveränderung ändert sich die Konzentration der gasförmigen Stoffe ab. In Reaktion (1) nimmt daher die Konzentration beider Stoffe ab. Es entstehen solange gasförmige Kohlenstoffdioxid, bis der Quotient im MWG wieder den Wert von K_c erreicht.

AUFGABEN

A1 Bei der Herstellung von kohlensäurehaltigem Mineralwasser wird unter hohem Druck Kohlenstoffdioxid in das Wasser eingeleitet. Öffnet man die Mineralwasserflasche, bilden sich im Wasser kleine Gasbläschen. Erklären Sie diese Beobachtung. Erläutern Sie die Temperaturabhängigkeit von K_c anhand der auf dieser Seite beschriebenen Versuchsergebnisse und mithilfe des MWG.

A AUFGABEN

Zum Üben und Weiterdenken

- A1 Mit der folgenden Apparatur wird im Laborversuch die Reaktionsgeschwindigkeit der Reaktion von Zink mit Salzsäure untersucht.
-
- a) Stellen Sie die Reaktionsgleichung für die gezeigte Reaktion auf.
- b) Erklären Sie, wie mithilfe der Apparatur die Reaktionsgeschwindigkeit ermittelt werden kann.
- c) Skizzieren Sie eine Möglichkeit, wie die Reaktionsgeschwindigkeit der Reaktion erhöht werden kann.
- d) Erklären Sie, dass man die Apparatur nicht nutzen kann, um die Reaktionsgeschwindigkeit der Reaktion von Kalk mit Essigsäure zu ermitteln.
- A2 Die Stoffmenge an Wasserstoff, die während der Reaktion von Zink mit verdünnter Schwefelsäure entsteht, wird sich während der Reaktion
-
- a) Beschreiben Sie die Veränderung des entstehenden Stoffmengen an Wasserstoff im Verlauf der Reaktion.
- b) Leiten Sie aus dem Kurvenverlauf die Veränderung der Reaktionsgeschwindigkeit während des Versuchs ab.
- c) In einem zweiten Ansatz wird die Reaktion durch Kupfer-Ionen katalysiert. Erklären Sie, wie sich die Reaktionsgeschwindigkeit dadurch verändert.
- A3 Entschenden Sie begründet, ob folgende Aussagen zum chemischen Gleichgewicht zutreffen oder nicht:
- a) Ein chemisches Gleichgewicht ist ein Zustand im geschlossenen System einstellen.
- b) Im chemischen Gleichgewicht verändern sich die Konzentrationen der Edukte und der Produkte nicht.
- c) Die Reaktionsgeschwindigkeit der Hinreaktion beträgt im Gleichgewichtszustand null.
- d) Wenn gasförmige Stoffe an der Gleichgewichtsreaktion beteiligt sind, kann sie durch Druckänderung beeinflusst werden.
- e) Erhöht man die Konzentration der Edukte einer Gleichgewichtsreaktion, erhöht sich auch K_c .
- A4 Bei der Synthese von Ammoniak stellt sich ein chemisches Gleichgewicht ein:
- $$3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$$
- a) Beschreiben Sie den Kurvenverlauf im Hinblick auf die Steigung, die Reaktionsgeschwindigkeit und das Gleichgewichtszustand.
- b) Leiten Sie aus dem Diagramm ab, ob die Gleichgewichtskonstante kleiner oder größer Eins ist.
- c) Beschreiben Sie den Einfluss des Katalysators auf die Einstellung des Gleichgewichtszustands.
- A5 In einem geschlossenen Kolben (1) werden 0,4 mol Methansäuremethylester mit 0,4 mol Wasser hydrolysiert und die Konzentration der entstehenden Methansäure bestimmt. Nach 15 Minuten bleibt die Konzentration der Methansäure konstant bei 0,15 mol/l. Berechnen Sie die Gleichgewichtskonstante K_c .
- A6 Gibst man kohlensäurehaltiges Mineralwasser zu Fruchtzucker, kommt es aufgrund der in den Säften enthaltenen Fruchtzuckern zur Schäumung.
- a) Stellen Sie die Reaktionsgleichungen für die gekoppelten Gleichgewichtsreaktionen der Kohlensäure in (Mineral)wasser auf.
- b) Erklären Sie die Beobachtung beim Mischen von Fruchtzucker mit Mineralwasser mithilfe des Prinzips von LE CHATELIER.
- c) Alkane werden großtechnisch durch Cracken von Fraktion 3 (n-Pentan) in die Endprodukte Ethan, Propan, Butan, Pentan, Hexan, Heptan, Octan, Nonan, Decan, und Dodecan hergestellt. Aus der Fraktion, die die vier isomeren Butane C_4H_{10} enthält, wird 2-Methylpropan (Isobutan) mithilfe des Prozesses, wie in der Abbildung dargestellt, abgetrennt. Man nutzt dabei die Tatsache, dass von den Isomeren

T3 Salpetersäure

Salpetersäure ist eine der wichtigsten Industriechemikalien für die Produktion von Düngemitteln und einer Vielzahl stickstoffhaltiger Chemikalien. Sie wird in mehreren Versionen des dreistufigen ostwald-Verfahrens hergestellt. In einer modernen Anlage können täglich bis zu 1.200 Tonnen Salpetersäure ($w_{\text{HNO}_3} = 68 \text{ \%}$) hergestellt werden.

Bei diesem Verfahren wird zunächst Ammoniak als Platin-Katalysator in Gegenwart von Sauerstoff zu Stickstoffmonoxid umgesetzt (Reaktion 1). $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}$ (1)

Zur Verminderung von Nebenreaktionen darf das Gasgemisch nur kurzzeitig im Kontakt mit dem Stickstoffmonoxid reagieren im Oxidatorium mit Sauerstoff in einer Gleichgewichtsreaktion zu Stickstoffdioxid (Reaktion 2). $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ (2)

Das restliche Gas enthält ein Gemisch aus Stickstoffdioxid und Sauerstoff. Die Konzentration des in Wasser gelösten Kohlenstoffdioxids nimmt ab und die chemische Gleichgewichtskonstante K_c ändert sich.

AUFGABEN

A1 Skizzieren Sie ein Flussdiagramm zur technischen Herstellung von Salpetersäure. Geben Sie ein bei diesen Verfahren angewandtes technisches Prinzip an.

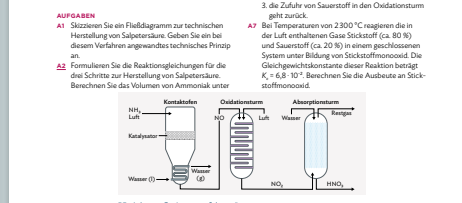
A2 Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen für die drei Schritte zur Herstellung von Salpetersäure. Berechnen Sie das Volumen von Ammoniak unter Normbedingungen, das zur Herstellung von 1.200 Tonnen Salpetersäure ($w_{\text{HNO}_3} = 68 \text{ \%}$) benötigt wird.

A3 Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für die Reaktion bei der Absorption von Stickstoffdioxid in Wasser. Berechnen Sie die Konzentration der resultierenden Salpetersäure, wenn 1.200 Tonnen Salpetersäure ($w_{\text{HNO}_3} = 68 \text{ \%}$) in 100.000 Liter Wasser gelöst werden.

A4 Nehmen Sie an, dass im Oxidatorium ein technischer Defekt auftritt. Begründen Sie die Auswirkungen folgender Veränderungen auf die Ausbeute an Salpetersäure:

1. Die Druck steigt an.
2. Die Temperatur steigt an.
3. Die Zufuhr von Sauerstoff in den Oxidatorium geht zurück.

A5 Bei Temperaturen von 2.300 °C reagieren die in der Luft enthaltenen Gase Stickstoff ($\text{ca. } 80 \text{ \%}$) und Sauerstoff ($\text{ca. } 20 \text{ \%}$) in einem geschlossenen System unter Bildung von Stickstoffmonoxid. Die Gleichgewichtskonstante dieser Reaktion beträgt $K_c = 6,8 \cdot 10^{-4}$. Berechnen Sie die Ausbeute an Stickstoffmonoxid.



B3 Anlage zur Gewinnung von Salpetersäure

Vielwertiges Übungsmaterial ...

... auch zur Vorbereitung auf Klausuren



Die zahlreichen Versuche und die Materialien sind passend für die Erkenntnisgewinnung ausgewählt und konzipiert.



Kohlensäurehaltige Getränke im Sommer nicht im Auto lagern!
Im Sommer kann sich ein Auto durch die Sonne schnell auf über 80 °C aufheizen. Lagert man kohlensäurehaltige Getränke bei diesen Temperaturen länger im Auto, können Flaschen und Dosen explodieren. Zur Sicherheit sollten diese unter dem Sitz oder im Kofferraum aufbewahrt werden.

5.2 Beeinflussung des chemischen Gleichgewichts

Kohlensäurehaltiges Mineralwasser stellt man her, indem man unter hohem Druck Kohlenstoffdioxid in Mineralwasser einpresst. Bei der Reaktion zwischen Kohlenstoffdioxid und Mineralwasser stellt sich ein chemisches Gleichgewicht ein. Durch welche Bedingungen lässt sich das Gleichgewicht und damit der Kohlensäuregehalt des Mineralwassers beeinflussen?

5.2.1 Versuche und Material

V Einfluss der Konzentration

Gleichgewichtsreaktionen stellen für Synthesen in der chemischen Industrie eine besondere Herausforderung dar. Da die Edukte nicht vollständig umgesetzt werden, ist die Ausbeute an den gewünschten Produkten geringer als theoretisch möglich. Kann man durch Konzentrationsänderungen die Produktausbeute erhöhen?

V1 Vermischen Sie 25 mL einer Eisen(III)-chlorid-Hexahydratlösung mit dem gleichen Volumen einer Kaliumthiocyanatlösung. Verteilen Sie die Lösung gleichmäßig auf fünf Reagenzglasern und nummerieren Sie diese von 1 bis 5.

V2 Fügen Sie in Reagenzglas 2 eine kleine Menge festes Eisen(III)-chlorid-Hexahydrat und in Reagenzglas 3 eine kleine Menge festes Kaliumthiocyanat hinzu.

V3 Fügen Sie in Reagenzglas 4 einige Tropfen Silbernitratlösung ($w = 2\%$) und in Reagenzglas 5 einige Tropfen Natronlauge ($c = 0,1 \text{ mol/L}$) hinzu.

AUSWERTUNG
a) Vergleichen Sie die Farbe der Lösung in Reagenzglas 1 mit der Farbe der Lösungen in V2 und V3.

b) Eisen(III)-Ionen Fe^{3+} und Thiocyanat-Ionen SCN^- reagieren nach der folgenden vereinfachten Reaktionsgleichung zu Eisen(III)-thiocyanat-Ionen:
 $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{SCN}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons [\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}(\text{aq})$

c) Übernehmen Sie die Reaktionsgleichung und notieren Sie darunter die Farben der Lösungen (V1).
c) Notieren Sie Ihre Beobachtungen aus V2 und beziehen Sie diese auf die Reaktionsgleichung.

Ein einleitender Text sowie ein Problemeinstieg zu jedem Versuch stellen einen Kontext her.

- d) Formulieren Sie mithilfe der Versuchsergebnisse aus V2 eine begründete Aussage darüber, ob die Bildung von Eisen(III)-thiocyanat-Ionen in V1 vollständig abläuft.
- e) Die in den Reagenzgläsern 4 und 5 gebildeten Niederschläge bestehen aus schwerlöslichem Silberthiocyanat AgSCN bzw. schwerlöslichem Eisen(II)-hydroxid $\text{Fe}(\text{OH})_2$. Entwickeln Sie die Reaktionsgleichungen für die Bildung dieser

- Niederschläge. Notieren Sie unter jede Formel die Farbe der Lösungen bzw. Niederschläge!
- f) Vergleichen Sie die Farbänderung von V2 mit den Beobachtungen in Reagenzglas 4 und 5.
- g) Erklären Sie die Beobachtungen aus V2 und V3 als „Antwort des Systems im Gleichgewicht auf die Veränderung der Konzentration der Edukte“.

ENTSORGUNG G3

V Einfluss der Temperatur und des Drucks

Leitungswasser wird mithilfe von Kohlenstoffdioxid, das sich im Wasser löst, zum Sprudeln gebracht. Wie kann man ein Mineralwasser mit einem hohen Kohlensäuregehalt herstellen?

V4 Füllen Sie eine 50 mL-Spritze mit 20 mL Leitungswasser (Raumtemperatur) und befüllen Sie eine weitere Spritze mit 30 mL Kohlenstoffdioxid. Verbinden Sie beide Spritzen mit einem Dreiweghahn (B) und drücken Sie das Gas vorsichtig in die mit Wasser gefüllte Spritze. Verschließen Sie die befüllte Spritze mit dem Hals und schrauben Sie die leere Spritze ab.

B) Befüllen der Spritze mit Kohlenstoffdioxid

V5 Stellen Sie insgesamt drei Ansätze nach V4 her. Lagern Sie eine Spritze bei Raumtemperatur, eine Spritze in einem Wasserbad bei 50 °C und die letzte Spritze in Eiswasser. Schütteln Sie die befüllte Spritze vorsichtig und stellen Sie sie auf den Stempel. Lesen Sie das reelle Gasvolumen ab, sobald es sich nicht mehr verändert.

V6 Stellen Sie einen Ansatz nach V4 her. Geben Sie dieses Mal zunächst so viele Tropfen Bromthymolblau-Indikatorlösung zur besseren Sichtbarmachung in das Wasser, bis sich dieses deutlich verfärbt. Verteilen Sie die Lösung gleichmäßig auf zwei weitere Spritzen und verschließen Sie die Spritzen mit einem Luer-Lock-Verschluss. (Anleitung zum Vorbereiten der Spritze und Informationen zum Luer-Lock-Ver-

schluss siehe QR-/Mediencode 06015-17). Erzeugen Sie in den Spritzen einen Unterdruck, indem Sie den Stempel kräftig nach oben ziehen. Fixieren Sie den Stempel, indem Sie einen Nagel durch das Loch im Stempel stecken. Entfernen Sie vorsichtig den Nagel aus einer der Spritzen und drücken Sie den Stempel in die Spritze. Schütteln Sie die Spritze dabei leicht und wiederholen Sie das Zusammendrücken bei Bedarf. Die andere Spritze dient als Vergleich.

AUSWERTUNG

- a) Vergleichen Sie die Volumina in V5 und formulieren Sie eine je-desto-Beziehung für die Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid in Wasser mit unterschiedlichen Temperaturen.
- b) Das Lösen von Kohlenstoffdioxid in Wasser verläuft exotherm. Der umgekehrte Vorgang, bei dem Kohlenstoffdioxid freigesetzt wird, verläuft demzufolge endotherm. Leiten Sie aus Ihren Beobachtungen in V5 den Einfluss der Temperatur auf das chemische Gleichgewicht ab.
- c) Bromthymolblau-Indikator färbt sich im sauren Milieu gelb, im neutralen grün und im alkalischen blau. Erklären Sie vor diesem Hintergrund die Beobachtung von V6 auch mithilfe von Reaktionsgleichungen.
- d) Formulieren Sie mithilfe von V6 eine je-desto-Beziehung für die Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid in Wasser bei Druckänderung.
- e) Leiten Sie aus Ihren Beobachtungen in V6 den Einfluss des Drucks auf die Lage des chemischen Gleichgewichts ab.

ENTSORGUNG A

Auswertungsfragen führen Schritt für Schritt zur Erkenntnis.

Anschauliche Grafiken oder Fotos verdeutlichen die Sachverhalte.

Die ausführlichen Lesetexte sind verständlich geschrieben und erleichtern den Schülerinnen und Schülern die eigenständige Erarbeitung und selbstständige Nachbereitung des Lernstoffs.

5.2 Beeinflussung des chemischen Gleichgewichts

5.2.3 Einfluss der Temperatur und des Drucks

Gekoppelte Gleichgewichte
Kohlensäurehaltiges Mineralwasser ist sehr beliebt. Das Trinkwasser wird dazu mit Kohlenstoffdioxid versetzt. Dabei löst sich das Gas in Wasser (1) und ein Teil des gelösten Kohlenstoffdioxids reagiert mit dem Wasser zu Kohlensäure (2). Die sehr instabilen Kohlensäure-Moleküle reagieren mit Wasser-Molekülen in einer Säure-Base-Reaktion zu Hydrogencarbonat-Ionen und Oxonium-Ionen (3), die für den sauren Charakter der Lösung verantwortlich sind.

$$\text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{aq})$$

$$\text{CO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$$

$$\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$$

In diesen Gleichgewichten fungiert ein Produkt aus der einen Reaktion als Edukt in der nächsten. Man spricht von **gekoppelten Gleichgewichten**.

Einfluss der Temperatur
Stellt man sein kohlensäurehaltiges Mineralwasser zuhause mithilfe eines Wassersprudlers selbst her, wird empfohlen, möglichst kaltes Wasser zu verwenden, wenn man viel Kohlenstoffdioxid im Wasser lösen möchte. Auf der anderen Seite kommt es leicht zum Übersprudeln von kohlensäurehaltigen Getränken, wenn man diese im Sommer unvorsichtig öffnet. Die Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid in Wasser nimmt mit steigender Wassertemperatur ab (V5).

B3) da das Lösen von Kohlenstoffdioxid in Wasser (1) und die darauffolgende Bildung von Kohlensäure (2), Hydrogencarbonat- und Oxonium-Ionen (3) insgesamt exotherm verläuft. Nimmt die Temperatur zu, passt sich das Gleichgewicht der neuen Temperatur an und die endotherme Bildung von gasförmigen Kohlenstoffdioxid (1) wird begünstigt. Umgekehrt nimmt die Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid in Wasser bei geringerer Wassertemperatur zu: Das System reagiert auf die Abkühlung, indem der exotherme Lösungsvorgang von Kohlenstoffdioxid in Wasser (2) und die Bildung von Kohlensäure, Hydrogencarbonat- und Oxonium-Ionen (3) begünstigt wird. Ist bei einer Gleichgewichtsreaktion die Hinreaktion exotherm, ist die Rückreaktion endotherm und umgekehrt. Somit führt eine Temperaturerhöhung zu einer Begünstigung der exothermen Hinreaktion, eine Temperaturerhöhung zu einer Begünstigung der endothermen Rückreaktion.

Neueinstellung des Gleichgewichts
Stellt sich ein chemisches Gleichgewicht aufgrund von Temperaturänderung neu ein, beeinflusst dies auch die Gleichgewichtskonstante K . Bei einer exothermen Hinreaktion wird K bei Temperaturabnahme größer und bei Temperaturzunahme kleiner, vorausgesetzt, die Reaktionsgleichung der exothermen Reaktion ist von links nach rechts notiert.

Einfluss des Drucks
In einem geschlossenen System stellt sich ein Gleichgewicht zwischen gasförmigen und in Wasser gelöstem Kohlenstoffdioxid ein (V4). Vermindert man den Druck in dem System, kann man beobachten, dass sich Gasbläschen bilden und sich die Farbe der Lösung ändert. Der Bromthymolblau-Indikator zeigt an, dass sich der pH-Wert erhöht (V6, B4). Durch die Druckverminderung verschiebt sich das chemische Gleichgewicht zur Seite des gasförmigen Kohlenstoffdioxids. Die Konzentration des im Wasser gelösten Kohlenstoffdioxids nimmt ab und die chemischen Gleichgewichte in

Beeinflussung des chemischen Gleichgewichts 5.2

B4 Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid in Wasser bei Normaldruck (links) und bei vermindertem Druck (rechts)

B5 Modell zum Einfluss des Drucks

Bei Gleichgewichtsreaktionen begünstigt eine Temperaturerhöhung den Ablauf der endothermen und eine Temperaturverminderung den Ablauf der exothermen Reaktion. In diesem Fall stellt sich ein neues chemisches Gleichgewicht mit einem neuen Wert für K , ein K , ist eine temperaturabhängige Konstante. Gleichgewichtsreaktionen, an denen gasförmige Stoffe beteiligt sind, werden durch Druckänderung beeinflusst. Eine Druckerhöhung begünstigt die Reaktion, bei der die Teilchenanzahl in der gasförmigen Phase geringer ist. Umgekehrt verschiebt eine Druckverminderung die Reaktion, bei der die Teilchenanzahl in der Gasphase höher ist. K bleibt unverändert.

Wiedereinstellung des Gleichgewichts
Bei Gleichgewichtsreaktionen, an denen Gase beteiligt sind, lässt sich die Lage des chemischen Gleichgewichts durch Druckänderung beeinflussen. Wird der Druck vermindert, stellt sich das chemische Gleichgewicht erneut ein, indem sich die Anzahl der Moleküle in der Gasphase erhöht. Eine Druckerhöhung hingegen führt dazu, dass sich die Anzahl der Moleküle in der Gasphase vermindert (B5). Die Druckänderung beeinflusst die Gleichgewichtskonstante K (Genau wie bei der Konzentrationsänderung) nicht. Durch die Volumenvergrößerung nimmt die Konzentration der gasförmigen Stoffe ab. In Reaktion (1) nimmt daher die Konzentration der Stoffe ab. Es entsteht solange gasförmiges Kohlenstoffdioxid, bis der Quotient im MWG wieder den Wert von K erreicht.

AUFGABEN
A1 Bei der Herstellung von kohlensäurehaltigem Mineralwasser wird unter hohem Druck Kohlenstoffdioxid in das Wasser eingeleitet. Öffnet man die Mineralwasserflasche, bilden sich in Wasser keine Gasbläschen. Erklären Sie diese Beobachtung.
A2 Erläutern Sie die Temperaturabhängigkeit von K anhand der auf dieser Seite beschriebenen Versuchsergebnisse und mithilfe des MWG.

Zahlreiche Grafiken und Fotos veranschaulichen die Inhalte.

Viele Abschnitte gliedern die Texte. Ein Merkekasten am Ende jeder Doppelseite fasst das Wichtigste in prägnanter Sprache zusammen.

5.3 HABER-BOSCH-Verfahren

5.3.2 Die technische Ammoniaksynthese

Bedeutung
Alle Lebewesen brauchen für ihr Wachstum Stickstoff. Seine Atome stellen einen zentralen Bestandteil pflanzlicher, tierischer und menschlicher Proteine dar. Im Ackerbau wird Mist und Kompost auf die Felder ausgebracht, um den Pflanzen ausreichend Stickstoffverbindungen zur Verfügung zu stellen. Abgesehen vom Luftstickstoff, der nur von wenigen Organismen genutzt werden kann (M1), existieren auf der Erde nur vereinzelt stickstoffhaltige Mineralien.

Historischer Kontext
In Chile gibt es Lagerstätten von Natriumnitrat. Diese wurden im 19. Jahrhundert in großem Maßstab abgebaut und als Chilesalpeter nach Europa exportiert, um als Mineraldünger das Pflanzenwachstum zu verbessern. Der profitable Abbau führte um 1880 sogar zum Salpeterkrieg mehrerer Länder um diese Lagerstätten. Verbesserte Lebensbedingungen während der Industriellen Revolution hatten eine enorme Zunahme der Bevölkerung zur Folge, die von der Landwirtschaft ernährt werden musste. Der britische Chemiker WILLIAM CROOKES warnte deshalb 1898 vor einer weltweiten Hungersnot durch fehlenden Stickstoffdünger und veranlasste, verstärkt nach Möglichkeiten zu forschen, den Stickstoff aus der Luft in für Pflanzen nutzbare Stickstoffverbindungen umzuwandeln. „Brot aus Luft“ avancierte zum Schlagwort der Zeit. Nach jahrelangen Forschungen gelang es Anfang des 20. Jahrhunderts Wissenschaftlern und Ingenieuren um FRIZ HABER und CARL BOSCH, einen Prozessablauf zu entwickeln, mit dem Luftstickstoff großtechnisch in Form von Ammoniak gebunden werden kann.

Herstellung heute
Heute stellt Ammoniak eine wichtige Grundchemikalie dar. Über 200 Millionen Tonnen werden jährlich weltweit produziert. 80 % davon werden zu Düngemitteln umgewandelt, der Rest wird zur Herstellung zahlreicher anderer Produkte verwendet, ohne die unser tägliches Leben nicht denkbar wäre (B1).

Fasern & Plastik
Anilin
Farbstoffe
Sprengstoff
Düngemittel
Ammoniumnitrat
Sonstige Anwendungsgebiete: Kältetechnik, Stahlindustrie, Reinigungsmitel, Chemikalien, Arzneimittel, Zellstoff & Papier, etc.

B1 Verwendung von Ammoniak

Im **HABER-BOSCH-Verfahren** wird Ammoniak aus den Elementen Stickstoff und Wasserstoff synthetisiert. Während Stickstoff in der Luft bereits elementar vorliegt, muss Wasserstoff in einem vorgeschalteten Prozess erst erzeugt werden.

Erzeugung des Synthesegasgemischs
Wasserstoff lässt sich durch Reduktion von Wasser herstellen. Großtechnisch wird diese Reduktion mit einer Oxidation kohlenstoffhaltiger Energieträger kombiniert – früher hauptsächlich Kohle, heute fast ausschließlich Erdgas. Da die resultierende Redoxreaktion bei hohen Temperaturen abläuft, liegt das Wasser dabei als Wasserdampf vor. Man spricht deshalb auch von **Dampfverformierung** (engl. steam reforming). Im **Primärreformer** (1) wird Wasserdampf mit entweichendem Erdgas (v.a. Methan) in einer stark endothermen Reaktion zu Wasserstoff und Kohlenstoffmonoxid bei etwa 800 °C an einem Katalysator umgesetzt:
$$\text{CH}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g})$$
 | endotherm

Im **Primärreformer** setzt sich das Methan nur unvollständig um. Erhöht wird die Ausbeute von Wasserstoff im **Sekundärreformer** (2) durch die Zufuhr von Luft bei ca. 1000 °C. Der Luftsaurestoff oxidiert verbleibendes Methan in einer exothermen Reaktion zu Kohlenstoffmonoxid. Dabei wird weiterer Wasserstoff freigesetzt:
$$2 \text{CH}_4(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{CO}(\text{g}) + 4 \text{H}_2(\text{g})$$
 | exotherm

Durch die Luftzufuhr kommt an dieser Stelle auch der für die Synthese benötigte Stickstoff zu dem Gasgemisch. Er reagiert jedoch aufgrund der stabilen Dreifachbindung seiner Moleküle unter diesen Reaktionsbedingungen noch nicht. Durch Steuerung der zugeführten Luftmenge lässt sich bereits hier das richtige Volumenverhältnis von Stickstoff zu Wasserstoff auf 1 : 3 einstellen. Neben Stickstoff und Wasserstoff liegt im Gasgemisch nun auch Kohlenstoffmonoxid vor, das als Katalysatorgift wirkt. Um es zu entfernen, wird das Gasgemisch als nächstes in der **Konvertierungsanlage** (3) mit weiterem Wasserdampf versetzt. Damit reagiert das Kohlenstoffmonoxid an einem Katalysator in einer exothermen Reaktion zu weiterem Wasserstoff und Kohlenstoffdioxid:
$$\text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$$
 | exotherm

Das Kohlenstoffdioxid lässt sich durch **Gaswäsche** (4) entfernen.

Synthese von Ammoniak
Das so vorliegende Gasgemisch aus Stickstoff und Wasserstoff wird nun durch einen Wärmetauscher geleitet und dort vorgewärmt. Anschließend wird es in einem Kompressor verdichtet und in den **Reaktor** (5) geleitet. Bei einer Temperatur von ca. 400–500 °C und einem Druck von ca. 15–30 MPa entsteht hier an einem Katalysator in einer exothermen Reaktion Ammoniak als Stickstoffverbindung:
$$\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$$
 | exotherm

Anschließend wird das Gasgemisch aus Ammoniak, Wasserstoff und Stickstoff abgekühlt, sodass Ammoniak kondensiert und im **Abscheider** (6) als Flüssigkeit abgetrennt werden kann. Stickstoff und Wasserstoff werden wieder komprimiert und erneut im Kreislauf dem Reaktor zugeführt (B2).

B2 Überblick über das HABER-BOSCH-Verfahren

Das **HABER-BOSCH-Verfahren** ermöglicht die großtechnische Umwandlung von Luftstickstoff in eine reaktive Stickstoffverbindung. Aus Methan, Luft und Wasserdampf wird über mehrere Gleichgewichtsreaktionen Ammoniak erzeugt.

AUFGABEN
A1 Nennen Sie wichtige Chemikalien, die aus Ammoniak hergestellt werden, sowie deren Bedeutung in unserem Alltag (B1).
A2 Analysieren Sie für die vier aufgeführten Gleichgewichtsreaktionen im HABER-BOSCH-Verfahren jeweils, welche Möglichkeiten bestehen, um das Gleichgewicht auf die Seite der Produkte zu verschieben.
A3 Erklären Sie, warum das Volumenverhältnis von Stickstoff zu Wasserstoff auf 1 : 3 eingestellt wird.
A4 Das Auswaschen von Kohlenstoffdioxid (4) wird z. B. mit Kaliumcarbonatlösung durchgeführt. Formulieren Sie eine Reaktionsgleichung dafür.
A5 Begründen Sie die Abhängigkeit des Ammoniakpreises vom Preis fossiler Brennstoffe.

HABER-BOSCH-Verfahren 5.3

B2 Überblick über das HABER-BOSCH-Verfahren

Abbildung zum HABER-BOSCH-Verfahren und Reaktionsgleichungen mit Standardreaktionsenthalpien unter QP- (Webcode 06015-19) und QR- (Webcode 06015-19) Codes.

Die Informationen in der Randspalte liefern weiterführende Hinweise, Bezüge zu anderen Kapiteln und digitales Zusatzmaterial (z. B. Videos) über QR-Codes.

Wichtige Fachbegriffe werden gesondert hervorgehoben. Die Aufgaben am Ende jeder Doppelseite ermöglichen kleinschrittiges Üben direkt nach Erarbeitung des neuen Stoffs.

Die konsequent umgesetzte Methodenschulung trainiert Kompetenzen, auch im Bereich digitaler Medien.

MK MEDIENKOMPETENZ

5.1.4 Das chemische Gleichgewicht simulieren

Um den Einfluss der Ausgangskonzentration c_0 und der Geschwindigkeitskonstanten k auf die Einstellung des chemischen Gleichgewichts zu untersuchen, kann man dieses mithilfe eines Tabellenkalkulationsprogramms simulieren.

Während der Einstellung des chemischen Gleichgewichts bei der Gleichgewichtsreaktion $A \rightleftharpoons B$ reagiert Edukt A mit der Geschwindigkeit $v_{\text{ab}} = \frac{\Delta c(A)}{\Delta t} = -k_{\text{ab}} \cdot c(A)$ zu Produkt B. Gleichzeitig reagiert Produkt B mit der Geschwindigkeit $v_{\text{zu}} = \frac{\Delta c(B)}{\Delta t} = k_{\text{zu}} \cdot c(B)$ zu Edukt A. Mit $\Delta c(A)$ und $\Delta c(B)$ kann man $c(A)$ und $c(B)$ zu verschiedenen Zeitpunkten berechnen.

Gegeben sind $c_0(A) = 1 \text{ mol/L}$, $k_{\text{ab}} = 0,005 \text{ 1/s}$; $c_0(B) = 0 \text{ mol/L}$ und $k_{\text{zu}} = 0,001 \text{ 1/s}$. Berechnen Sie das Verhältnis von Produkt zu Edukt im Gleichgewichtszustand, wenn $c_0(A)$ um das 100-Fache erhöht wird.

$$c(A) = c_0(A) + [-k_{\text{ab}} \cdot c(A) + k_{\text{zu}} \cdot c(B)] \cdot \Delta t$$

$$B_6 = B_5 + (-0,005 \cdot B_5 + 0,001 \cdot C_5) \cdot \Delta t$$

$$c_1(B) = c_0(B) + [-k_{\text{ab}} \cdot c_1(B) + k_{\text{zu}} \cdot c_1(A)] \cdot \Delta t$$

$$C_6 = C_5 + (-0,005 \cdot C_5 + 0,001 \cdot B_5) \cdot \Delta t$$

Zeitintervall [min]	A [mol/L]	B [mol/L]	C [mol/L]
0	1,000	0,000	0,000
1	0,995	0,005	0,000

- B1** Ansicht im Tabellenkalkulationsprogramm
- Lesen Sie ab, wann sich das Gleichgewicht eingestellt hat und berechnen Sie mit den Gleichgewichtskonzentrationen $c_{\text{eq}}(A)$ und $c_{\text{eq}}(B)$ das Verhältnis von Produkt und Edukt. Das Gleichgewicht hat sich nach 16 Minuten mit $c_{\text{eq}}(A) = 0,167 \text{ mol/L}$ und $c_{\text{eq}}(B) = 0,833 \text{ mol/L}$ eingestellt. Das Verhältnis von Produkten zu Edukten ist = 4,99. (Hinweis: Je nach Rundung können die Werte abweichen).
 - Erhöhen Sie $c_0(A)$ auf 100 mol/L und beschreiben Sie, wie sich das Verhältnis von Edukt und Produkt im Gleichgewichtszustand verändert. Das Verhältnis zwischen Produkten zu Edukten im Gleichgewichtszustand beträgt unverändert 4,99.

AUFGABEN

A1 Stellen Sie den Konzentrationsverlauf des Edukts und Produkts im Tabellenkalkulationsprogramm mit einem Diagramm für $c_0(A) = 1 \text{ mol/L}$ und einem Diagramm für $c_0(A) = 100 \text{ mol/L}$ dar. Vergleichen Sie die beiden Diagramme. (Informationen zur Diagrammstellung unter QR-/Mediencode 06015-16)

A2 Beschreiben Sie die Auswirkungen auf das chemische Gleichgewicht, wenn a) k_{ab} halbiert wird, b) k_{zu} 0,009 1/s ist und c) k_{ab} und k_{zu} 0,005 1/s sind.

FM FACHMETHODE

5.1.6 Berechnungen mit dem Massenwirkungsgesetz durchführen

Die Gleichgewichtskonstante K_c wurde für viele Reaktionen mithilfe experimentell gemessener Gleichgewichtskonzentrationen berechnet und tabelliert. Mit ihrer Hilfe kann man z. B. bestimmen, ob sich das Gleichgewicht einer Reaktion bereits eingestellt hat und wie hoch die Konzentration der Stoffe im Gleichgewicht sind. Außerdem kann man damit vorhersagen, wie hoch die Ausbeute eines gewünschten Produkts ist.

- Setzen Sie die Größen in das MWG ein und berechnen Sie den Wert für K_c .

$$K_c = \frac{(0,1 \text{ mol/L})^2}{(1,01 \text{ mol/L}) \cdot (1,6 \text{ mol/L})} = 2,41 \cdot 10^{-3} \text{ L}^2/\text{mol}^2$$

VORGEHEN: Beispiel b)

- $2 \text{ SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{ SO}_3(\text{g})$

$$K_c = \frac{c(\text{SO}_3)^2}{c(\text{SO}_2)^2 \cdot c(\text{O}_2)}$$

- gegeben $c_0(\text{SO}_2) = 8 \text{ mol/L}$ gesucht $c_{\text{eq}}(\text{SO}_2)$
 $c_0(\text{O}_2) = 5 \text{ mol/L}$ gesucht $c_{\text{eq}}(\text{O}_2)$
 $c_{\text{eq}}(\text{SO}_3) = 7,56 \text{ mol/L}$
- gegeben $c_0(\text{SO}_2) = 8 \text{ mol/L}$ gesucht $c_{\text{eq}}(\text{SO}_2)$
 $c_0(\text{O}_2) = 5 \text{ mol/L}$ gesucht $c_{\text{eq}}(\text{O}_2)$
 $c_{\text{eq}}(\text{SO}_3) = 7,56 \text{ mol/L}$

$c_{\text{eq}}(\text{SO}_2)$ und $c_{\text{eq}}(\text{O}_2)$ lassen sich mithilfe ihrer Ausgangskonzentrationen c_0 und der Konzentration von Schwefeltrioxid im Gleichgewicht $c_{\text{eq}}(\text{SO}_3)$ berechnen. Aus den stöchiometrischen Faktoren in der Reaktionsgleichung lässt sich der Zusammenhang zwischen der Konzentration von Schwefeltrioxid mit den Konzentrationen von Schwefeldioxid und Sauerstoff im chemischen Gleichgewicht ableiten. Das Verhältnis von Schwefeldioxid zu Schwefeltrioxid ist 1:1. Das Verhältnis von Sauerstoff zu Schwefeltrioxid ist 1:2. Durch Umformen kann man daraus die Konzentration von Schwefeldioxid und Sauerstoff aus der Konzentration von Schwefeltrioxid bestimmen:

$$\frac{c(\text{SO}_2)}{c(\text{SO}_3)} = 1 \Rightarrow c(\text{SO}_2) = c(\text{SO}_3)$$

$$\frac{c(\text{O}_2)}{c(\text{SO}_3)} = \frac{1}{2} \Rightarrow c(\text{O}_2) = \frac{1}{2} c(\text{SO}_3)$$

Bei der Bildung von Schwefeltrioxid verringern sich die Anfangskonzentrationen von Schwefeldioxid und die Konzentration des gebildeten Schwefeltrioxids. Die Anfangskonzentration von Sauerstoff verringert sich um die Hälfte der Konzentration des gebildeten Schwefeltrioxids:

	SO_2	O_2	SO_3
c_0 [mol/L]	8	5	0
c_{eq} [mol/L]	$(8 - 7,56)$	$(5 - \frac{1}{2} \cdot 7,56)$	$7,56$
	0,44	1,22	

Exkurse machen Chemie lebendig und unterstützen fächerübergreifendes Unterrichten.

E EXKURS

5.3.5 Großtechnische Synthese von Schwefelsäure

Neben Ammoniak gibt es einen zweiten wichtigen Grundstoff, der überwiegend zur Herstellung mineralischer Düngemittel verwendet wird: Schwefelsäure.

In der Natur entsteht Schwefelsäure nur selten unter extremen Bedingungen wie im Geothermalgebiet Dallol (B1) oder in der Atmosphäre als Bestandteil des sauren Regens – die Bildung scheint nicht trivial zu sein.

Mit einer Weltjahresproduktion von etwa 150 Millionen Tonnen ist Schwefelsäure jedoch eine der weltweit meistproduzierten anorganischen Chemikalien. Wie wird Schwefelsäure industriell hergestellt?



B1 Natürlich entstandener Schwefeläuretempel im Geothermalgebiet Dallol in Äthiopien

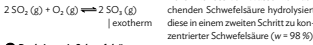
Als Edukte für die Synthese von Schwefelsäure H_2SO_4 wird neben Luft und Wasser nur Schwefel benötigt. Dieser wird überwiegend aus Schwefelwasserstoff gewonnen, der in großen Mengen als Abfallprodukt bei der Entsorgung fossiler Rohstoffe wie Erdgas und Erdöl anfällt. Außerdem wird Schwefel in manchen Ländern auch in Schwefelergästen abgebaut.

Die großtechnische Synthese erfolgt heute fast überall im sogenannten **Doppelkontaktverfahren** (B2).

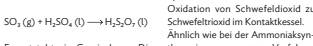
Überblick
Generell lässt sich die Synthese in drei Schritte unterteilen:

1) Verbrennung von Schwefel: Im Verbrennungskessel wird flüssiger, auf ca. 150 °C erhitzter Schwefel fein zerstäubt mit Luft umgesetzt. Dabei reagiert der Luftsaurestoff mit dem Schwefel zu Schwefeldioxid:

2) Oxidation von Schwefeldioxid: Das heiße Schwefeldioxid-Luft-Gemisch wird durch einen Abhitze-Kessel geleitet und gelangt so auf ca. 450 °C gekühlt in den Kontaktkessel. Dort findet die katalytische Oxidation von Schwefeldioxid zu Schwefeltrioxid statt:



3) Reaktion mit Schwefelsäure: Das gebildete Schwefeltrioxid reagiert nur langsam und in geringem Ausmaß direkt mit Wasser zu Schwefelsäure. Deshalb leitet man das Gas aus dem Kontaktkessel zunächst in konzentrierte Schwefelsäure ein, die in den Absorbieren vorliegt. In Schwefelsäure löst sich das Schwefeltrioxid vollständig und bildet dabei Dischwefelsäure:



Es entsteht ein Gemisch aus Dischwefelsäure, Schwefelsäure und gelöstem Schwefeltrioxid, das auch als „rauchende Schwefelsäure“ bezeichnet wird. Das enthaltene Schwefeltrioxid entwickelt leicht aus der Lösung und bildet dann mit der Luftfeuchtigkeit einen Nebel aus Schwefelsäuretröpfchen.

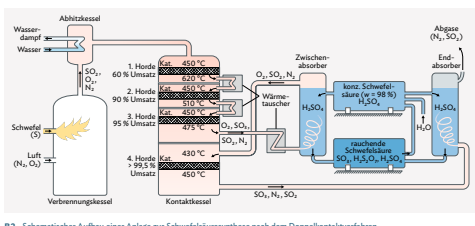
4) Reaktion mit Wasser: Durch Zufluss von Wasser zur rauchenden Schwefelsäure hydrolysiert diese in einem zweiten Schritt zu konzentrierter Schwefelsäure ($w = 98 \text{ \%}$):



Sowohl rauchende als auch konzentrierte Schwefelsäure sind gefragte Chemikalien im Handel.

SO_2/SO_3 -Gleichgewicht im Kontaktkessel
Der entscheidende Schritt bei der Synthese der Schwefelsäure ist die Oxidation von Schwefeldioxid zu Schwefeltrioxid im Kontaktkessel. Ähnlich wie bei der Ammoniaksynthese im HABER-BOSCH-Verfahren handelt es sich auch hier um eine exotherme Reaktion, deren Pro-

E EXKURS



B2 Schematischer Aufbau einer Anlage zur Schwefelsäuresynthese nach dem Doppelkontaktverfahren

duktanteil im Gleichgewicht mit steigender Temperatur sinkt. Nach dem Prinzip von LE CHATELIER wäre deshalb für eine hohe Ausbeute an Schwefeltrioxid eine möglichst geringe Temperatur günstig. Dabei sinkt allerdings auch die Reaktionsgeschwindigkeit so stark, dass die Reaktion fast zum Erliegen kommt. Durch den Einsatz eines Katalysators aus Vanadium(V)-oxid V_2O_5 lässt sich die Reaktionsgeschwindigkeit ausreichend beschleunigen. Der Katalysator ist allerdings nur zwischen ca. 420 °C und 620 °C wirksam. Die freigesetzte Reaktionswärme muss deshalb zwischendurch mehrfach mittels Wärmetauschern abgeführt werden. Der Kontaktkessel ist deshalb als **Hordenkontaktkessel** aufgebaut. Der Katalysator liegt auf insgesamt vier Horden (Rosten), die das Gasgemisch aus Luft, Schwefeldioxid und zunehmend mehr Schwefeltrioxid durchströmt. Nach jeder Horde werden die Produktgase durch einen Wärmetauscher geleitet und so wieder auf eine günstige Temperatur abgekühlt. Die Ausbeute an

Schwefeltrioxid steigt entsprechend bei jedem Schritt. Nachdem die Gase drei Horden durchdrungen haben, werden sie durch konzentrierte Schwefelsäure im Zwischenabsorber geleitet. Dabei wird dem Gasgemisch das bereits entstandene Schwefeltrioxid entzogen; es reagiert zu Dischwefelsäure. Nach dem Prinzip von LE CHATELIER wird seine Nachbildung an der vierten Horde durch Entzug des Produkts gefördert. Weitere Maßnahmen zur Beeinflussung des Gleichgewichts im Kontaktkessel sind ein deutlicher Überschuss an Luft sowie in manchen Anlagen ein erhöhter Druck.

Durch den Einbau des Zwischenabsorbers (Doppelkontakt) wurde der Anteil des nicht umgesetzten Schwefeltrioxids im Vergleich zu früheren Anlagen deutlich verringert. Das ist besonders wichtig, da das verbleibende Schwefeltrioxid als Abgas in die Luft geleitet wird und dort zur Bildung von saurem Regen beiträgt.

AUFGABEN

A1 Recherchieren Sie Einsatzfelder für Schwefelsäure für die Herstellung von Produkten in und außerhalb der Landwirtschaft.

A2 Erklären Sie, dass die Nutzung eines sogenannten Zwischenabsorbers die Gesamtausbeute des Verfahrens der Schwefelsäuresynthese erhöht.

A3 Fassen Sie alle Aspekte zusammen, die im Kontaktkessel einen möglichst hohen Anteil an Schwefeltrioxid im Gleichgewicht bewirken. Begründen Sie die Effekte der eingesetzten Reaktionsbedingungen.

A4 Erläutern Sie den Aufbau des Kontaktkessels sowie die Vorteile des Doppelkontaktverfahrens in Bezug auf die Umwelt.

A5 Vergleichen Sie die Reaktionsbedingungen zur Beeinflussung des Gleichgewichts bei der Ammoniaksynthese nach dem HABER-BOSCH-Verfahren mit denen der Schwefelsäuresynthese.

Vielfältiges Aufgabenmaterial hilft beim Üben.

A AUFGABEN
5

Zum Üben und Weiterdenken

A1 Mit der folgenden Apparatur wird im Laborversuch die Reaktionsgeschwindigkeit der Reaktion von Zink mit Salzsäure untersucht.

a) Stellen Sie die Reaktionsgleichung für die gezeigte Reaktion auf.

b) Erklären Sie, wie mithilfe der Apparatur die Reaktionsgeschwindigkeit ermittelt werden kann.

c) Schlägen Sie eine Möglichkeit vor, wie die Reaktionsgeschwindigkeit der Reaktion erhöht werden kann.

d) Erklären Sie, dass man die Apparatur nicht nutzen kann, um die Reaktionsgeschwindigkeit der Reaktion von Kalk mit Essigsäure zu ermitteln.

A2 Die Stoffmenge an Wasserstoff, die während der Reaktion von Zink mit verdünnter Schwefelsäure die Veränderung der entstehenden Stoffmenge an Wasserstoff im Verlauf der Reaktion.

a) Beschreiben Sie die Veränderung der entstehenden Stoffmenge an Wasserstoff im Verlauf der Reaktion.

b) Leiten Sie aus dem Kurvenverlauf die Veränderung der Reaktionsgeschwindigkeit während des Versuchs ab.

c) In einem zweiten Ansatz wird die Reaktion durch Kupfer-Ionen katalysiert. Erklären Sie, wie sich die Reaktionsgeschwindigkeit dadurch verändert.

A3 Entscheiden Sie Sie begründet, ob folgende Aussagen zum chemischen Gleichgewicht zutreffen oder nicht:

- Ein chemisches Gleichgewicht kann sich nur im geschlossenen System einstellen.
- Im chemischen Gleichgewicht verändern sich die Konzentrationen der Edukte und der Produkte nicht.
- Die Reaktionsgeschwindigkeit der Hinreaktion beträgt im Gleichgewichtszustand null.

d) Wenn gasförmige Stoffe an der Gleichgewichtsreaktion beteiligt sind, kann sie durch Druckänderung beeinflusst werden.

e) Erhöht man die Konzentration der Edukte einer Gleichgewichtsreaktion, erhöht sich auch K_p .

A4 Bei der Synthese von Ammoniak stellt sich ein chemisches Gleichgewicht ein:

$$3 \text{H}_2 + \text{N}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3$$

a) Beschreiben Sie den Kurvenverlauf im Hinblick auf die Steigung, die Reaktionsgeschwindigkeit und den Gleichgewichtszustand.

b) Leiten Sie aus dem Diagramm ab, ob die Gleichgewichtskonstante kleiner oder größer ein ist.

c) Beschreiben Sie den Einfluss des Katalysators auf die Einstellung des Gleichgewichtszustands.

A5 In einem geschlossenen Kolben (1 L) werden 0,4 mol Methansäuremethylester mit 0,4 mol Wasser hydrolysiert und die Konzentration der entstehenden Methansäure bestimmt. Nach 15 Minuten bleibt die Konzentration der Methansäure konstant bei 0,15 mol/L. Berechnen Sie die Gleichgewichtskonstante K_c .

A6 Gießt man kohlen säurehaltiges Mineralwasser zu Fruchtsaft, kommt es aufgrund der in den Säften enthaltenen Fruchtsäuren zur Schaumbildung.

- Stellen Sie die Reaktionsgleichungen für die gekoppelten Gleichgewichtsreaktionen der Kohlen säure in (Mineral)wasser auf.
- Erklären Sie die Beobachtung beim Mischen von Fruchtsaft mit Mineralwasser mithilfe des Prinzips von LE CHATELIER.

A7 Alkene werden großtechnisch durch Cracken von Alkanen langkettiger Moleküle, die in Erdöl enthalten sind, hergestellt. Aus der Fraktion, die die vier isomeren Butene C_4H_8 enthält, wird 2-Methylpropen (Isobuten) mithilfe des Prozesses, wie in der Abbildung dargestellt, abgetrennt. Man nutzt dabei die Tatsache, dass von den Isomeren

nur Isobuten bei den angegebenen Temperaturen reagiert.

a) Geben Sie die Strukturformeln und Namen der isomeren Butene an.

b) Beschreiben Sie die Vorgänge beim Trennverfahren. Gehen Sie dabei auch auf den Kreislauf eines Teils der eingesetzten Stoffe ein.

c) Leiten Sie aus den Angaben in der Abbildung den Einfluss der Temperatur auf das Gleichgewicht zwischen tert-Butanol und Isobuten ab und erläutern Sie seine Bedeutung für die Verwirklichung des Verfahrens.

d) Erklären Sie die Funktionsweise eines Katalysators am Beispiel des tert-Butanol/Isobuten-Gleichgewichts.

Prinzip von LE CHATELIER, Konzentration, Druck, Temperatur, Katalysator, exotherm, endotherm, HABER-BOSCH-Verfahren.

A12 Kalkwasser (Calciumhydroxid-Lösung) trübt sich beim Einleiten von Kohlenstoffdioxid durch das entstehende Calciumcarbonat. Leitet man weiter Kohlenstoffdioxid ein, verschwindet die Trübung, da in Folge lösliches Calciumhydrogencarbonat entsteht.

- Stellen Sie die Reaktionsgleichungen für die beiden Reaktionen auf.
- Leiten Sie aus den Beobachtungen eine qualitative Aussage über das Löslichkeitsprodukt der beiden Salze ab.
- Wenden Sie die Erkenntnisse aus dem Versuch auf die Beobachtung an, dass die Muschelschalen in den Meeren aufgrund des zunehmenden Kohlenstoffdioxid-Ausstoßes und der damit verbundenen Versauerung der Weltmeere immer dünner werden.

A13 Zur Untersuchung von schwerlöslichen Salzen wurden vier Salzlösungen einem Kreuzungsexperiment unterzogen. In der nachfolgenden Tabelle ist mit „x“ gekennzeichnet, ob ein Niederschlag entsteht mit:

	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ (aq)	NaCl (aq)	Na_2SO_4 (aq)	AgNO_3 (aq)
$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ (aq)	-	x	x	-
NaCl (aq)	x	-	-	x
Na_2SO_4 (aq)	x	-	-	-
AgNO_3 (aq)	-	x	-	-

- Stellen Sie die Formeln der Salze auf die Niederschläge gebildet haben, z. B. NaCl (s).
- Schlagen Sie ein Experiment vor, mit dem man herausfinden kann, ob es sich bei der Bildung der Niederschläge um Gleichgewichtsreaktionen handelt.
- In einem Becherglas befindet sich eine gesättigte Lösung von Bariumsulfat mit Bodensatz. Folgendes Gleichgewicht liegt vor:
$$\text{BaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$$

Geben Sie an, welche Auswirkungen eine Zugabe der Lösungen von Blei(II)-nitrat, Natriumchlorid bzw. Natriumsulfat auf dieses Gleichgewicht hat und begründen Sie jeweils.

CHEMISCHES GLEICHGEWICHT
CHEMISCHES GLEICHGEWICHT

Materialbasierte Aufgaben erlauben das Arbeiten in größeren Zusammenhängen, ideal zur Vorbereitung auf Klausuren.

KC KOMPETENZCHECK
5

Klausuraufgaben

T1 Reinigung von Kontaktlinsen

Bei der Reinigung von Kontaktlinsen wird Wasserstoffperoxid H_2O_2 verwendet, welches in Wasser und Sauerstoff zerfällt. Der Sauerstoff oxidiert organische Ablagerungen, sodass sich diese von der Linsenoberfläche ablösen. Außerdem ist Wasserstoffperoxid für alle Mikroorganismen stark toxisch, wodurch die Kontaktlinsen gleichzeitig desinfiziert werden. Nach der Reinigung durch Oxidation muss jedoch Wasserstoffperoxid vollständig verbraucht sein, da dieser Stoff auch für menschliche Zellen gefährlich sein kann. Daher wird die Konzentration des Wasserstoffperoxids in der Gebrauchslösung so eingestellt, dass es nach einer bestimmten Zeit verbraucht ist.

Zur Entwicklung einer Gebrauchsanweisung wurde die Geschwindigkeit des Zerfalls von Wasserstoffperoxid gemessen. Es wurden 100 mL einer Wasserstoffperoxid-Lösung der Stoffmengenkonzentration von $c = 0,1$ mol/L mit einem Katalysator zur Reaktion gebracht (B1).

t in s	0	20	40	60	80	100
$V(\text{O}_2)$ in mL	0	44,6	89,0	99,0	111,7	111,7
$n(\text{O}_2)$ in mol	0	0,00364	0,00728	0,00843	0,00957	0,00957
$n(\text{H}_2\text{O}_2)$ in mol	0,01	0,00635	0,00272	0,00157	0,00043	0,00043
$c(\text{H}_2\text{O}_2)$ in mol/L						

B1 Messergebnisse beim Zerfall von Wasserstoffperoxid (Standardbedingungen)

Sauerstoff und beschreiben Sie die Durchführung des Versuchs.

A2 Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für den Zerfall von Wasserstoffperoxid. Berechnen Sie aus den Angaben in **B1** die fehlenden Stoffmengen von Sauerstoff und Wasserstoffperoxid. Ermitteln Sie zusätzlich die Stoffmengenkonzentration von Wasserstoffperoxid.

A3 Stellen Sie Ihre erhaltenen Ergebnisse aus **B1** in geeigneter Weise in einem Diagramm dar. Interpretieren Sie das Diagramm.

A4 Skizzieren Sie in das Diagramm aus **A3** den zu erwartenden Reaktionsverlauf für eine um 10 K höhere Reaktionstemperatur. Begründen Sie Ihre Entscheidung.

AUFGABEN

A1 Skizzieren Sie eine geeignete Versuchsanordnung zur Ermittlung des in **B1** angegebenen Volumens an

T2 Das BOUDOUARD-Gleichgewicht

Bei der Gewinnung von Eisen aus Eisenoxid im Hochofensprozess wird im unteren Teil des Hochofens der Koks zunächst zu Kohlenstoffdioxid verbrannt. Das entstandene Kohlenstoffdioxid reagiert aufgrund sehr hoher Temperaturen in einer endothermen Gleichgewichtsreaktion (BOUDOUARD-Gleichgewicht) mit dem in Koks gebundenen Kohlenstoff zu Kohlenstoffmonoxid, das als Reduktionsmittel fungiert.

des Volumenverhältnisses von Kohlenstoffmonoxid und Kohlenstoffdioxid zeigt.

Interpretieren Sie das Diagramm unter Einbeziehung des Prinzips von LE CHATELIER.

A3 Formulieren Sie für diese Reaktion das Massenwirkungsgesetz und erläutern Sie daran die Veränderung der Gleichgewichtskonstante mit steigender Temperatur.

A4 Vergleichen Sie das BOUDOUARD-Gleichgewicht mit dem Ammoniak-Gleichgewicht hinsichtlich günstiger Reaktionsbedingungen.

Temperatur in $^{\circ}\text{C}$	450	500	600	700	800	900	950
Volumenanteil in %	2	5	23	58	90	97	99

B2 Ausbeute an Kohlenstoffmonoxid in Abhängigkeit von der Temperatur

T3 Salpetersäure

Salpetersäure ist eine der wichtigsten Industriechemikalien für die Produktion von Düngemitteln und einer Vielzahl stickstoffhaltiger Chemikalien. Sie wird durch moderne Versionen des dreistufigen OSTWALD-Verfahrens hergestellt. In einer modernen Anlage können täglich bis zu 1200 Tonnen Salpetersäure ($w_{\text{max}} = 68\%$) hergestellt werden.

Bei diesem Verfahren wird zunächst Ammoniak am Platinkatalysator in Gegenwart von Sauerstoff zu Stickstoffmonoxid umgesetzt (Reaktion 1, $\Delta_r H = -908$ kJ/mol). Zur Vermeidung von Nebenreaktionen darf das Gasgemisch nur kurzzeitig im Kontaktofen verweilen. Das Stickstoffmonoxid reagiert im Oxidationssturm mit Sauerstoff in einer Gleichgewichtsreaktion zu Stickstoffdioxid (Reaktion 2, $\Delta_r H = -114$ kJ/mol). Im letzten Schritt wird durch Einleiten von Stickstoffdioxid in Wasser unter Sauerstoffzufuhr Salpetersäure gebildet (Reaktion 3).

Das restliche Gas enthält am Ende des Absorptionssturms noch ca. 0,02 – 0,05 % Stickstoffdioxid (abgekürzt NO_2). Diese sind unumwünscht und werden daher bei der Abgasreinigung in „ NO_x -Anlagen“ entfernt. Dabei reagieren die Stickstoffoxide an einem Katalysator bei einer Temperatur von etwa 400 $^{\circ}\text{C}$ mit zugesetztem Ammoniak zu Stickstoff und Wasser.

AUFGABEN

A1 Skizzieren Sie ein Fließdiagramm zur technischen Herstellung von Salpetersäure. Geben Sie ein bei diesem Verfahren angewandtes technisches Prinzip an.

A2 Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen für die drei Schritte zur Herstellung von Salpetersäure. Berechnen Sie das Volumen von Ammoniak unter

Normbedingungen, dass zur Herstellung von 1200 Tonnen Salpetersäure ($w_{\text{max}} = 68\%$) benötigt wird.

A3 Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für die Reaktion bei der Abgasreinigung. Bewerten Sie diesen Prozess im Hinblick auf ökologische und ökonomische Aspekte.

A4 Erläutern Sie an diesem Verfahren die Wirkungsweise eines Katalysators unter Zuhilfenahme einer Skizze für den Energie-Reaktionsverlauf. Begründen Sie den Einfluss eines Katalysators auf die Lage eines chemischen Gleichgewichts.

A5 Nennen und erläutern Sie zwei Merkmale des chemischen Gleichgewichtes anhand der Reaktion 2. Leiten Sie nach dem Prinzip von LE CHATELIER für diese Reaktion theoretisch günstigsten Reaktionsbedingungen ab. Stellen Sie diese den praktischen Bedingungen in **B3** gegenüber und begründen Sie mögliche Unterschiede.

A6 Nehmen Sie an, dass im Oxidationssturm ein technischer Defekt auftritt. Begründen Sie die Auswirkungen folgender Veränderungen auf die Stickstoffdioxid-Ausbeute:

- der Druck steigt an,
- die Temperatur steigt an,
- die Zufuhr von Sauerstoff in den Oxidationssturm geht zurück.

A7 Bei Temperaturen von 2300 $^{\circ}\text{C}$ reagieren die in der Luft enthaltenen Gase Stickstoff (ca. 80 %) und Sauerstoff (ca. 20 %) in einem geschlossenen System unter Bildung von Stickstoffmonoxid. Die Gleichgewichtskonstante dieser Reaktion beträgt $K_c = 6,8 \cdot 10^{-7}$. Berechnen Sie die Ausbeute an Stickstoffmonoxid.

B3 Anlage zur Gewinnung von Salpetersäure

CHEMISCHES GLEICHGEWICHT
CHEMISCHES GLEICHGEWICHT



Der Vorwissenstest ermöglicht die Überprüfung des vorhandenen und für das Kapitel notwendigen Wissens.

Selbsteinschätzung zu Beginn: Was kann ich? Was nicht?

KC KOMPETENZCHECK

Startklar?

Schätzen Sie Ihre Kompetenz in den Bereichen A bis G ein und prüfen Sie sich anhand der entsprechenden Aufgaben (Arbeitsblatt unter QR-/Mediencode 06015-14).

Kompetenz	sehr gut	gut	schwierig
A Nachweisreaktionen von Gasen beschreiben			
B Den Energieumsatz von chemischen Reaktionen beschreiben			
C Den Einfluss des Zerteilungsgrades auf chemische Reaktionen erklären			
D Die Veresterung als Reaktionstyp zwischen Alkohol und Carbonsäure formulieren			
E Den Aufbau von Salzen beschreiben und Ionenbindungen benennen			
F Reaktionsgleichungen für Säure-Base-Reaktionen formulieren und das Prinzip einer Titration erklären			
G Chemische Berechnungen durchführen			

KOMPETENZ A: Nachweisreaktionen von Gasen beschreiben

A1 Die Glimmspanprobe, die Kalkwasserprobe und die Knallgasprobe sind charakteristische Nachweisreaktionen für drei wichtige Gase.
a) Ordnen Sie die drei Proben denjenigen Gasen zu, die sich damit nachweisen lassen.
b) Beschreiben Sie jeweils kurz Durchführung und Beobachtung der Nachweiseexperimente.
c) Erklären Sie die Beobachtungen dieser Reaktionen in Worten oder mit Reaktionsgleichungen.

KOMPETENZ B: Den Energieumsatz von chemischen Reaktionen beschreiben

B1 Beschreiben Sie die beiden abgebildeten Energie-
diagramme a) und b) unter Verwendung von Fachbegriffen.

KOMPETENZ C: Den Einfluss des Zerteilungsgrades auf chemische Reaktionen erklären

C1 Eisenspäne verbrennen in der Brennerflamme in einer exothermen Reaktion mit orangen Funken. Erklären Sie, dass Brandschutztüren trotzdem aus massivem Stahl, einer Legierung mit dem Hauptbestandteil Eisen, bestehen können.

KOMPETENZ D: Die Veresterung als Reaktionstyp zwischen Alkohol und Carbonsäure formulieren

D1 Zeichnen Sie die Strukturformeln für die Moleküle von Butan-1-ol und Propansäure. Benennen Sie jeweils die funktionelle Gruppe und ordnen Sie die Moleküle entsprechenden Stoffklassen zu.

D2 Butan-1-ol und Propansäure können miteinander unter Abspaltung von Wasser reagieren. Formulieren Sie die Reaktionsgleichung dafür unter Verwendung von Strukturformeln.

KOMPETENZ E: Den Aufbau von Salzen beschreiben und Ionenbindungen benennen

E1 Beschreiben Sie den Aufbau von Kochsalz (Natriumchlorid) auf Teilchenebene unter Verwendung der folgenden Fachbegriffe: Ionengitter – Kationen – Anionen – Ionenbindung.

E2 Stellen Sie die Verhältnisformeln für die folgenden Salze auf:
a) Aluminiumchlorid b) Natriumoxid

E3 Bei Säure-Base-Reaktionen entstehen oft Salze, deren Kationen oder Anionen Molekül-Ionen sind. Beispiele hierfür sind
a) Ammoniumchlorid NH_4Cl
b) Kaliumnitrat KNO_3 . Geben Sie jeweils die Namen und Formeln der Ionen an, aus denen die beiden Salze bestehen.

KOMPETENZ F: Reaktionsgleichungen für Säure-Base-Reaktionen formulieren und das Prinzip einer Titration erklären

F1 Kreuzen Sie alle richtigen Aussagen an. Verbessern Sie falsche Aussagen.

D3 Markieren Sie die Ester-Gruppe in der Reaktionsgleichung aus **D2** und benennen Sie den Reaktionstyp.

F2 Bei Säure-Base-Reaktionen werden Protonen von der Base auf die Säure übertragen.
 Eine Neutralisation bezeichnet die Reaktion einer Säure mit einer Base unter Bildung von Wasser und einem Salz.
 Ein pH-Indikator gibt Aufschluss über die Konzentration einer Lösung.

KOMPETENZ G: Chemische Berechnungen durchführen

G1 Ergänzen Sie die Tabelle:

chem. Größe	Größenzeichen	Einheit	Formel
Stoffmenge	n		$m = M \cdot n$
	m	g	$c =$
Konzentration	M	g/mol	$= V_{\text{L}} \cdot n$
		mol^3 oder l^3	

G2 Berechnen Sie das Volumen einer Kochsalzlösung der Konzentration $c = 0,5 \text{ mol/l}$, in der eine Stoffmenge $n(\text{Na}^+) = 0,35 \text{ mol}$ gelöst ist.

5

Vergleichen Sie Ihre Antworten mit den Lösungen auf Seite 468 und geben Sie sich die entsprechende Punktzahl.

Kompetenz	sehr gut	gut	schwierig	zum Nachlesen
A Nachweisreaktionen von Gasen beschreiben	18–14	13–9	8–5	S. 18, 38
B Den Energieumsatz von chemischen Reaktionen beschreiben	14–11	10–7	6–4	S. 16
C Den Einfluss des Zerteilungsgrades auf chemische Reaktionen erklären	3	2	1	S. 17
D Die Veresterung als Reaktionstyp zwischen Alkohol und Carbonsäure formulieren	12–10	9–6	5–4	S. 34
E Den Aufbau von Salzen beschreiben und Ionenbindungen benennen	16–13	12–8	7–5	S. 20
F Reaktionsgleichungen für Säure-Base-Reaktionen formulieren und das Prinzip einer Titration erklären	9–7	6–5	4–3	S. 28–29
G Chemische Berechnungen durchführen	15–12	11–7	6–5	S. 26–27

146 CHEMISCHES GLEICHGEWICHT **147** CHEMISCHES GLEICHGEWICHT

Danach: Bearbeitung der Aufgaben, die leicht auswertbar sind. Die Lösungen finden sich im Anhang.

Am Ende: Wo stehe ich? Vergleich zur Selbsteinschätzung

Das Basiswissen fasst wesentliche Inhalte prägnant zusammen und ist ideal zur Vorbereitung auf Klassenarbeiten geeignet.

BW
BASISWISSEN
5

1 Reaktionsgeschwindigkeit

Unter **Reaktionsgeschwindigkeit** versteht man den Stoffumsatz einer chemischen Reaktion in Abhängigkeit zur Reaktionszeit.
Da die Reaktionsgeschwindigkeit sich während der Reaktion verändert, unterscheidet man zwischen der **mittleren Reaktionsgeschwindigkeit \bar{v}** , und der **Momentangeschwindigkeit v** . Die mittlere Reaktionsgeschwindigkeit beschreibt die Änderung der Stoffmenge Δn oder (bei Lösungen) der Konzentration Δc eines Stoffes in einem bestimmten Zeitintervall Δt .

$$\bar{v} = \frac{\Delta n}{\Delta t} \quad [\bar{v}] = \frac{\text{mol}}{\text{s}} = 1 \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1} \quad \text{bzw.}$$

$$\bar{v} = \frac{\Delta c}{\Delta t} \quad [\bar{v}] = \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}} = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

Für die Momentangeschwindigkeit wird Δt als ein gegen Null strebendes Zeitintervall definiert. Da die Konzentration der Reaktanten im Verlauf der Reaktion abnimmt, wird auch die Reaktionsgeschwindigkeit geringer. Es gilt:

$$v_r = k \cdot c^m(\text{A}) \cdot c^n(\text{B}) \quad (k: \text{Geschwindigkeitskonstante})$$

Die Reaktionsgeschwindigkeit ist hoch, wenn ...
... die **Konzentration** der Reaktanten hoch ist.
... der **Zerteilungsgrad** der Reaktanten hoch ist.
... die **Temperatur** hoch ist.
... ein **Katalysator** zum Einsatz kommt.

Die Beeinflussung der Reaktionsgeschwindigkeit kann auf Teilchenebene mit der **Stoßtheorie** erklärt werden. Sie besagt, dass für die Umwandlung von Edukt-Teilchen in Produkt-Teilchen die Edukt-Teilchen mit einer ausreichend hohen Geschwindigkeit zusammenstoßen müssen. Die dafür nötige Mindestenergie entspricht der Aktivierungsenergie der Reaktion.

3 Das Prinzip von LE CHATELIER

Stört man ein System im chemischen Gleichgewicht durch Änderung der äußeren Bedingungen (Konzentration, Druck, Temperatur), weicht das chemische Gleichgewicht diesem äußeren Zwang aus. Dazu findet die Reaktion verstärkt statt, die der Änderung entgegengerichtet. Nach LE CHATELIER bezeichnet man dies als **Prinzip vom kleinsten Zwang**.

Nach Konzentrations- oder Druckänderungen stellt sich der ursprüngliche Gleichgewichtszustand wieder ein und der Wert für K_f **verändert sich nicht**.
Nach Temperaturänderungen stellt sich ein neuer Gleichgewichtszustand ein und K_f **nimmt den für die neue Temperatur charakteristischen Wert an**.

Die Verwendung eines **Katalysators** beeinflusst das chemische Gleichgewicht nicht, führt aber dazu, dass sich der **Gleichgewichtszustand schneller einstellt**.

Änderung ...	begünstigt die Reaktion, die ...
Konzentration ↑	... den Stoff mit erhöhter Konzentration verbraucht.
Konzentration ↓	... den Stoff mit verminderter Konzentration entstehen lässt.
Druck ↑	... unter Volumenzunahme erfolgt.
Druck ↓	... endotherm verläuft.
Temperatur ↑	... endotherm verläuft.
Temperatur ↓	... exotherm verläuft.

180
CHEMISCHES GLEICHGEWICHT
181

Nach Abschluss eines Kapitels können die Schülerinnen und Schüler überprüfen, ob ihr Kompetenzzuwachs dem Gewünschten entspricht. Neben den Kompetenzen des aktuellen Bildungsplans werden hier auch die Inhalte der neuen Bildungsstandards berücksichtigt.

KC
KOMPETENZCHECK
5

Ziel erreicht?

Verfügen Sie über die Kompetenzen dieses Kapitels? Lösen Sie die entsprechenden Aufgaben (Arbeitsblatt unter QR-Mediencode 06015-21) und bewerten Sie sich mithilfe der Tabelle rechts unten.

06015-21

KOMPETENZ A: Die Reaktionsgeschwindigkeit zur Beschreibung und Steuerung von Reaktionen verwenden

A1 In einem Experiment werden Zinkspäne in Salzsäure der Konzentration $c = 0,5 \text{ mol/l}$ gegeben. Es entstehen Wasserstoffgas und eine Salzlösung.

- Formulieren Sie eine Reaktionsgleichung.
- Definieren Sie den Fachbegriff Reaktionsgeschwindigkeit. Beschreiben Sie zwei experimentelle Möglichkeiten, mit denen Sie die Reaktionsgeschwindigkeit dieser Reaktion ermitteln können.
- Nennen Sie mögliche Faktoren, mit denen Sie die Reaktion beschleunigen können. Begründen Sie mithilfe der Stoßtheorie den Ablauf chemischer Reaktionen.

KOMPETENZ B: Einstellung und Zustand eines chemischen Gleichgewichts erläutern

B1 Beurteilen Sie, ob folgende Aussagen richtig sind und korrigieren Sie falsche Aussagen.

- Bei jeder chemischen Reaktion stellt sich nach einer gewissen Zeit ein Gleichgewicht ein.
- Wenn sich in einem System ein chemisches Gleichgewicht eingestellt hat, liegen Edukte und Produkte in gleicher Konzentration vor.
- Im Gleichgewicht ändern sich die Konzentrationen von Edukten und Produkten nicht mehr.
- Sobald sich in einem System ein chemisches Gleichgewicht eingestellt hat, kommen Hin- und Rückreaktion zum Erliegen und die Konzentration aller Stoffe bleiben konstant.

B2 Die Abbildung zeigt eine Waage in einem statischen Gleichgewichtszustand. Erläutern Sie die Unterschiede zum chemischen Gleichgewicht.

KOMPETENZ C: Mithilfe des Massenwirkungsgesetzes (MWG) die Lage homogener Gleichgewichte beschreiben und Berechnungen dazu durchführen

C1 Definieren Sie den Begriff Massenwirkungsgesetz. Beschreiben Sie, welche Aussagen über eine Reaktion mit dem MWG ermöglicht werden.

C2 Bei der Veresterung von Essigsäure mit Ethanol bei einer Temperatur von 20°C ergibt sich aus dem MWG die Gleichgewichtskonstante $K_f = 4$.

- Stellen Sie die Reaktionsgleichung und das MWG für diese Reaktion auf.
- Beurteilen Sie die Lage dieses Gleichgewichts.

C3 Übertragen Sie die folgende Tabelle in Ihr Heft und füllen Sie die leeren Felder aus. Ergänzen Sie die fehlenden Einheiten bei K_f .

Reaktion	MWG	K_f	Gleichgewichtslage
$2\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons 2\text{C}$		$K_f = 0,5 \dots$	
	$K_f = \frac{c^2(\text{C})}{c(\text{A}) \cdot c(\text{B})}$	$K_f = 2,7 \dots$	
$2\text{X} + \text{Y} \rightleftharpoons 2\text{Z}$			auf Seiten der Produkte

C4 In einem 1 Liter-Kolben werden $8,1 \text{ mol}$ Wasserstoffgas zusammen mit $2,94 \text{ mol}$ Iod auf 448°C erhitzt. Nach Einstellung des Gleichgewichts liegen $5,64 \text{ mol}$ Iodwasserstoff im Kolben vor.

- Berechnen Sie die Stoffmengen an Wasserstoff und Iod im Gleichgewicht.
- Bestimmen Sie die Gleichgewichtskonstante.

C5 Das Löslichkeitsprodukt von Calciumfluorid beträgt $K_L = 3,9 \cdot 10^{-11} \text{ mol}^3/\text{L}^3$.

- Erläutern Sie den Unterschied zwischen K_f und K_L und erläutern Sie, wann sich die Verwendung von K_f statt K_L anbietet.
- Berechnen Sie die Konzentration c der Ionen in einer gesättigten Calciumfluoridlösung.
- Beurteilen Sie, ob sich Calciumcarbonat ($K_L = 4,7 \cdot 10^{-9} \text{ mol}^2/\text{L}^2$) besser oder schlechter als Calciumfluorid in Wasser löst.

KOMPETENZ D: Die Beeinflussung der Lage chemischer Gleichgewichte mithilfe des Prinzips von LE CHATELIER erklären

D1 Das Prinzip von LE CHATELIER wird auch als „Prinzip vom kleinsten Zwang“ bezeichnet. Erläutern Sie dies und benennen Sie mögliche „Zwänge“.

D2 Kreuzen Sie alle richtigen Aussagen an.

- Wird der Druck auf ein System erhöht, läuft die Hinreaktion verstärkt ab.
- Wird die Konzentration eines Reaktionsprodukts erhöht, fördert das die Rückreaktion, die Produkte verbraucht und mehr Edukte erzeugt.
- Ändert man Konzentration, Druck oder Temperatur eines im Gleichgewicht befindlichen Systems, weicht das System stets so aus, dass sich der ursprüngliche Wert von K_f einstellt.

D3 Beim ersten Öffnen einer Sprudelflasche zischt es und es steigen kleine Gasbläschen auf. Erklären Sie dies mit dem Prinzip von LE CHATELIER.

KOMPETENZ E: Die Wahl der Reaktionsbedingungen bei der Ammoniaksynthese unter dem Aspekt der Erhöhung der Ammoniakausbeute begründen

E1 Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für die exotherm ablaufende Ammoniaksynthese aus

Vergleichen Sie Ihre Antworten mit den Lösungen auf Seite 470 und kreuzen Sie auf dem Arbeitsblatt an.

Kompetenz	ja	nein	zum Nachlesen
A Die Reaktionsgeschwindigkeit zur Beschreibung und Steuerung von Reaktionen verwenden			S. 46 – 49
B Einstellung und Zustand eines chemischen Gleichgewichts erläutern			S. 52 – 55
C Mithilfe des Massenwirkungsgesetzes (MWG) die Lage homogener Gleichgewichte beschreiben und Berechnungen dazu durchführen			S. 57 – 59
D Die Beeinflussung der Lage chemischer Gleichgewichte mithilfe des Prinzips von LE CHATELIER erklären			S. 62 – 66
E Die Wahl der Reaktionsbedingungen bei der Ammoniaksynthese unter dem Aspekt der Erhöhung der Ammoniakausbeute begründen			S. 72 – 73
F Die Leistungen von HABER und BOSCH darstellen und die gesellschaftliche Bedeutung der Ammoniaksynthese erläutern			S. 70 – 71, 74 – 75

184
CHEMISCHES GLEICHGEWICHT
185



www.click-and-study.de

Arbeitsseite

Durch das Einfügen digitaler Arbeitsseiten haben Lernende die Möglichkeit, auf einer zusätzlichen leeren Seite eigene Texte, Bilder und Freihandzeichnungen zu hinterlegen.



Vollständige digitale Ausgabe des C.C.Buchner-Lehrwerks

Flexibel nutzbar auf verschiedenen Endgeräten (PCs, Macs, Tablets) online und auch offline via App.

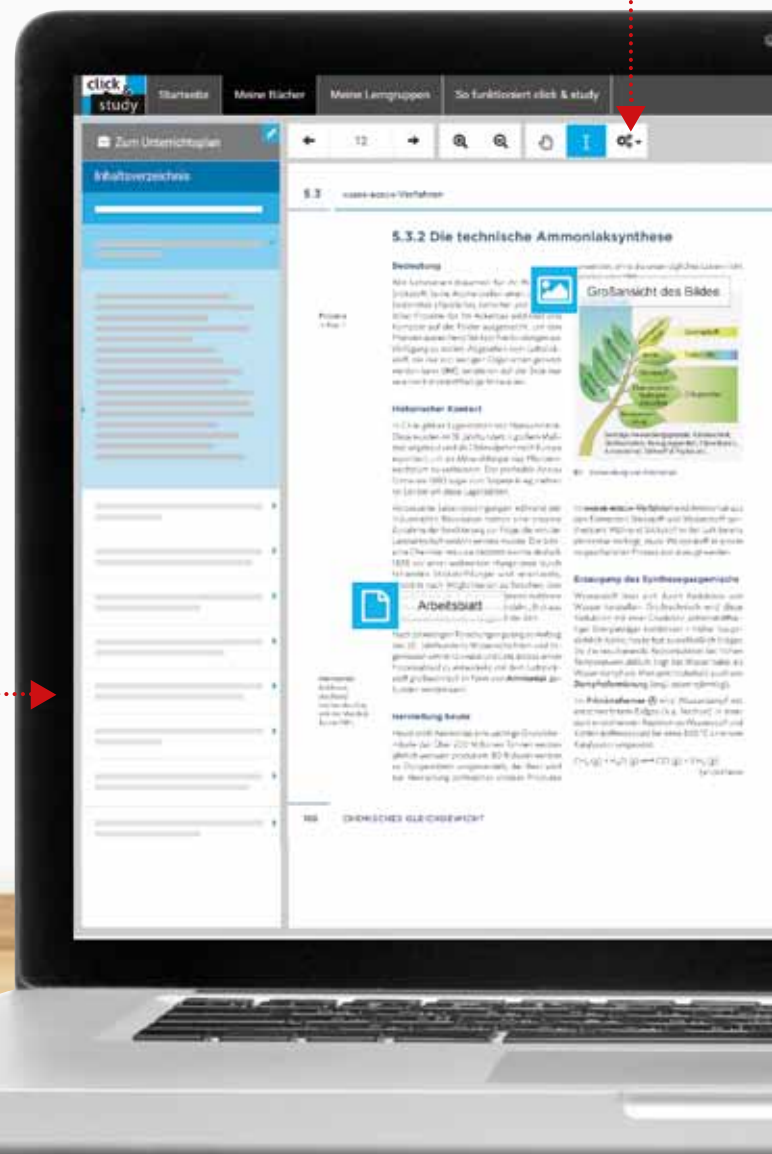
Freischaltung unter www.click-and-study.de und/oder unter www.bildungslogin.de



Toolbar mit vielen nützlichen Funktionen



Der moderne Reader bietet nützliche Bearbeitungsfunktionen wie Markieren, Kopieren, Zoomen und Suchen. Dazu gibt es Lesezeichen, einen Freihandstift und – jetzt neu – die digitale Arbeitsseite.



Zusatzmaterialien und Links



Direkter Zugriff auf Links und Zusatzmaterialien, die im gedruckten Schulbuch über Mediacodes zugänglich sind



Schalten Sie Material frei

Durch die Verknüpfung von click & teach und click & study können Ihre Schülerinnen und Schüler die von Ihnen freigeschalteten Materialien direkt über einen Spot aufrufen.



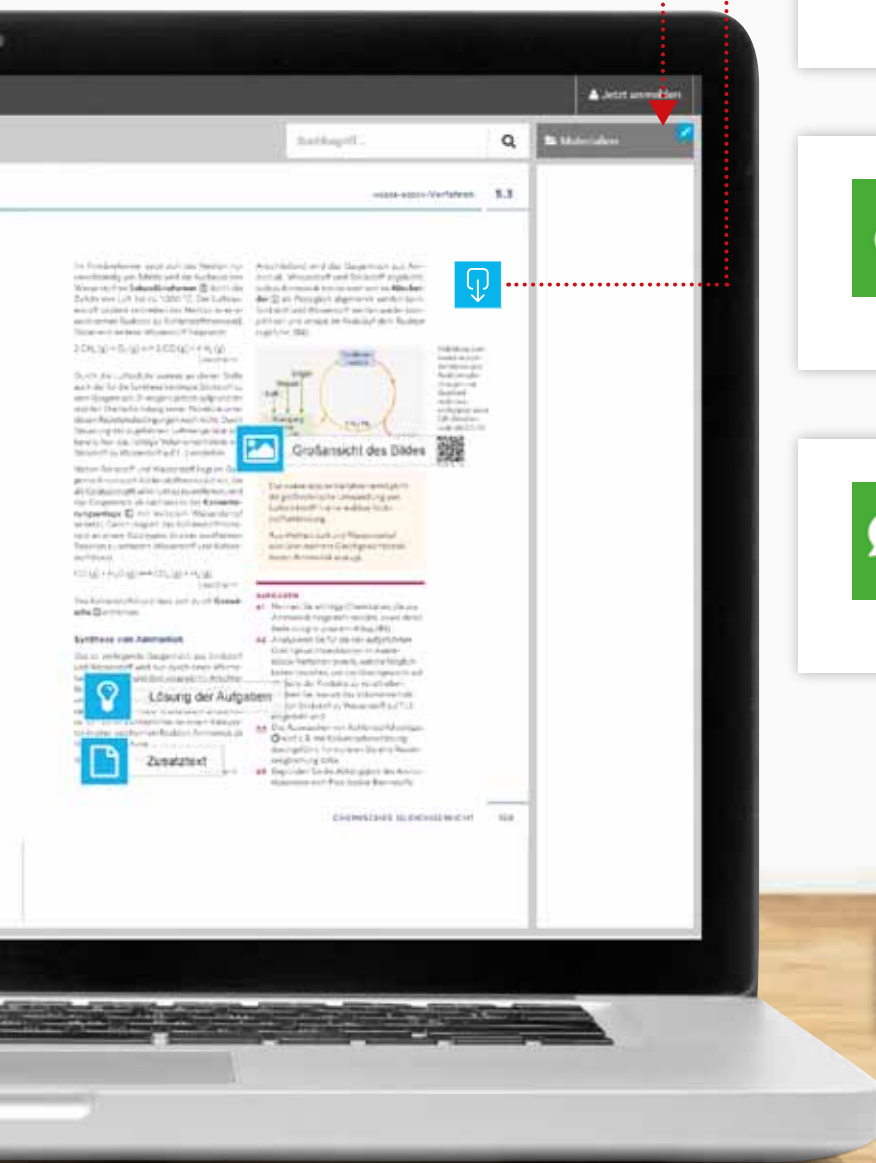
Aufgabenpool

In diesem Bereich können die Lernenden Aufgaben digital empfangen und abgeben.



Forum

Über das Forum können sich Lehrende und Lernende digital austauschen.



► Für Ihre Schülerinnen und Schüler



www.click-and-teach.de

Arbeitsseite

Durch das Einfügen digitaler Arbeitsseiten haben Sie die Möglichkeit, auf einer zusätzlichen leeren Seite Ihre eigenen Texte, Bilder und Freihandzeichnungen zu hinterlegen.



Tauschen Sie sich digital aus!

Durch die die Verknüpfung von click & teach und click & study können Sie sich mit Ihren Schülerinnen und Schülern digital austauschen: Schalten Sie Material in click & study individuell frei, sprechen Sie sich über das Forum ab oder vergeben und empfangen Sie Hausaufgaben über den Aufgabenpool.



Toolbar mit vielen nützlichen Funktionen



Der moderne Reader bietet zahlreiche nützliche Bearbeitungsfunktionen wie Markieren, Kopieren, Zoomen und Suchen. Darüber hinaus gibt es Lesezeichen und einen Freihandstift.





Immer auf dem neuesten Stand

Software und Inhalte von click & teach werden regelmäßig überarbeitet und verbessert. Führen Sie daher regelmäßig online Aktualisierungen durch – es lohnt sich!



Alle Materialien auf einen Blick

In der Seitennavigation behalten Sie stets den Überblick über alle verfügbaren Materialien.



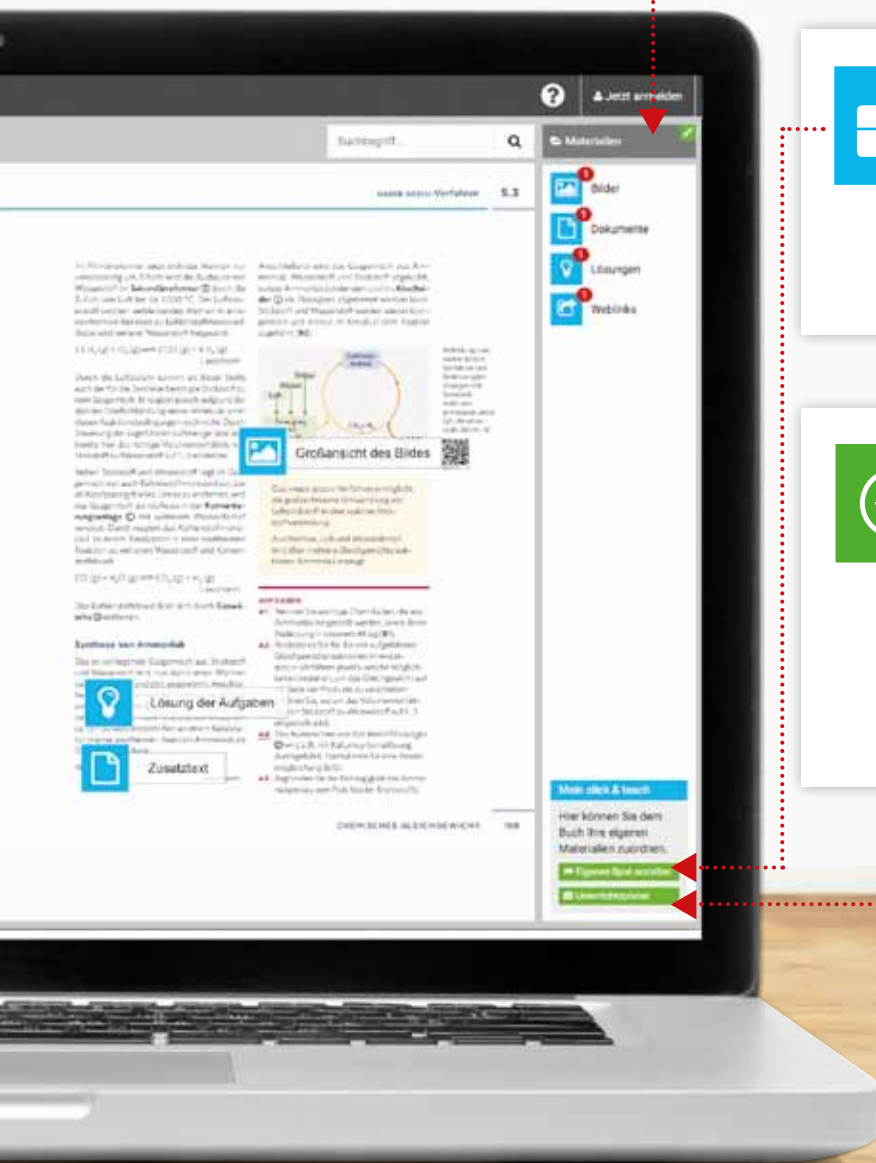
Importieren Sie eigene Materialien

Laden Sie Ihre eigenen Materialien wie Bilder oder Textdokumente hoch und platzieren Sie sie frei auf den Doppelseiten.



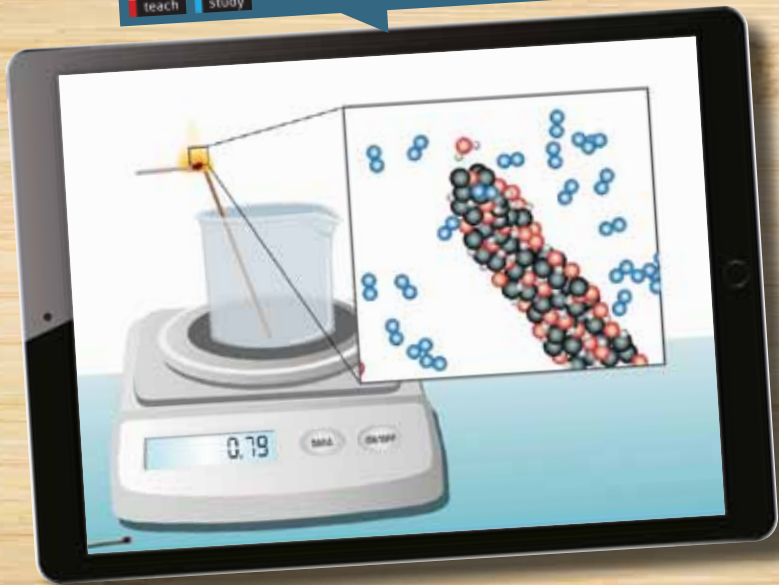
Planen Sie Ihren Unterricht

Der Unterrichtsplaner sorgt dafür, dass Sie alle Materialien in der gewünschten Abfolge griffbereit haben. Strukturieren, kommentieren und präsentieren Sie die Materialien ganz nach Ihren Wünschen.

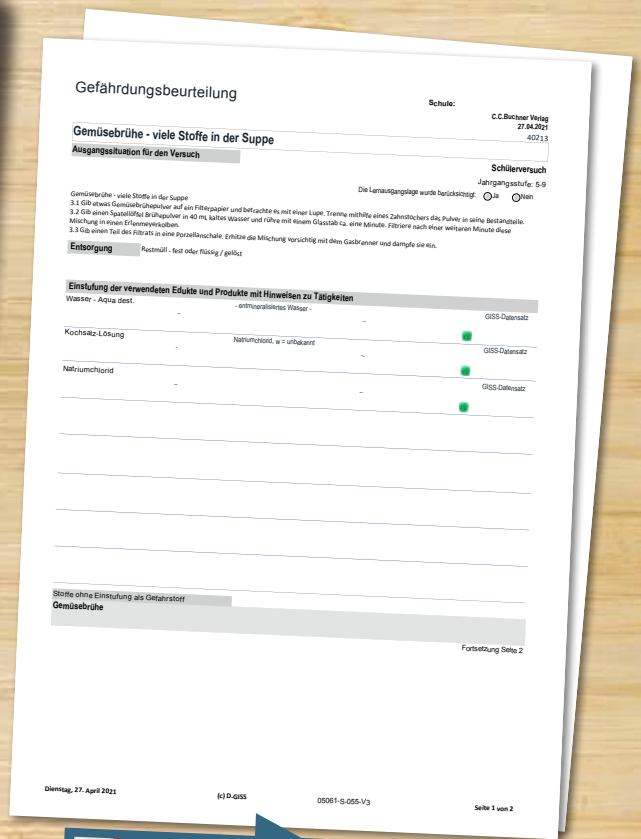


► Für Lehrerinnen und Lehrer

click & teach **click & study** Animationen von Versuchen



click & teach **click & study** Interaktive Lernanwendungen



click & teach Gefährdungsbeurteilungen*



*Gefährdungsbeurteilungen wurden vom Universum Verlag mit der Software D-GISS – Gefahrstoffmanagement in der Schule erstellt. Weitere Informationen unter: universum.de/d-giss



Enthalten in click & teach




Verfügbar in click & study via Link oder Mediencode

Arbeitsblätter

Datum: _____ Name: _____ Klasse: _____

Thema: **Die Aggregatzustände**

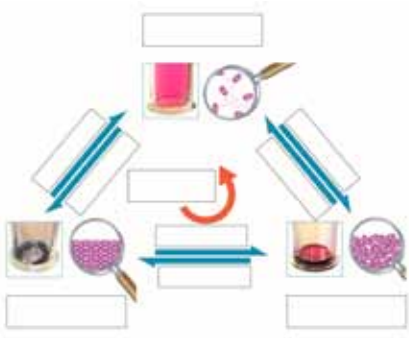
Wie du an der Kerze sehen kannst, kann man die verschiedenen Aggregatzustände ineinander überführen. Außerdem hast du schon gelernt, dass alle Stoffe aus Teilchen aufgebaut sind. Mit diesem Wissen können wir die verschiedenen Aggregatzustände mit einer Modellvorstellung beschreiben.



Getty Images Plus - Digital Vision Martin Poole

Aufgaben

- Ergänze die Kästchen in der unteren Abbildung mit den entsprechenden Fachbegriffen.
- Nenne die Ebene, auf der die Aggregatzustände jeweils dargestellt sind: Fotos: _____ Zeichnungen: _____



Bildnachweis: Margit Schmidt, Ingolstadt; Holtermann Grafik-Design

© C.C.Buchner Verlag, Bamberg

Video „Destillation von Cola“



Videos zu Versuchen

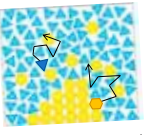
2.2 Darstellung von Stoffen im Teilchenmodell

Erarbeitung

A Teilchenbewegung Schulbuchseite 47

A1 Wenn die Dose geöffnet wird, werden Geruchsstoffe freigesetzt. Diese stoßen mit den Luft-Teilchen zusammen und verteilen sich aufgrund ihrer Bewegungen und der Bewegungen der Luft-Teilchen im Raum (Brownische Bewegung), so dass der Geruch noch weiter entfernt im Zimmer wahrgenommen wird.

A2 a) Individuelle Lösungen möglich



Die Bewegung der Teilchen wird exemplarisch an einem Zucker- und an einem Wasser-Teilchen gezeigt. Es bewegen sich alle Teilchen. Wasser-Teilchen, ungelöste Zucker-Teilchen, gelöste Zucker-Teilchen. Sie bewegen sich in Zufallsbewegungen. Diese Aspekte müssen aus den Zeichnungen der Schülerinnen und Schüler hervorgehen.

b) In dem Modell sind die Teilchen des Kandiszuckers durch gelbe Sechsecke dargestellt und die Teilchen des Wassers durch blaue Dreiecke. Wegen der Brownischen Bewegung bewegen sich die Teilchen des Kandiszuckers zunächst ungeordnet aber nur an ihrem Platz. Die Teilchen des Wassers bewegen sich ebenfalls ungeordnet, aber etwas stärker, weil sie nicht ganz so dicht aneinander liegen. Die Teilchen stoßen dabei immer wieder zusammen. Durch die Bewegung und die Zusammenstöße verteilen sich die Teilchen des Kandiszuckers immer weiter zwischen den Wasser-Teilchen. Die Stoffe vermischen sich. Es findet eine Diffusion statt.

A3 a) **Hypothese 1:** Wenn man Iod-Stärke-Lösung (Stärke-Moleküle mit eingelagerten Iod-Molekülen) in das Rollrandglaschen füllt und mit einem Spülschwamm verschließt, dann färbt sich die Flüssigkeit ebenfalls, weil die Poren im Schwamm so groß sind, dass auch die Teilchen der Iod-Stärke-Lösung hindurchdringen können.
Hypothese 2: Wenn man warme Methylenbläulösung und warmes Wasser verwendet, dann verfärbt sich die umliegende Lösung schneller, als wenn man kalte Methylenbläulösung verwendet, weil die Teilchen der Methylenbläulösung sich dann schneller bewegen.

b) **Experiment 1:**
Materialien: Rollrandglaschen, Teil eines Spülschwamms, Becherglas, Stativmaterial
Durchführung: Man füllt das Rollrandglaschen mit Iod-Stärke-Lösung und steckt den Schwamm in die Öffnung. In das Becherglas füllt man Wasser. Das Rollrandglaschen befestigt man mithilfe des Stativmaterials so, dass die Öffnung mit dem Schwamm in das Wasser im Becherglas eintaucht.
Auswertung: Man deutet die Verfärbung.

© C.C.Buchner Verlag, Bamberg 2021

Illustrationen zum Download

Großansicht der Illustration



Schwefel, Kupferblech, Luftballon

Veruchsaufbau zu U2

© Schmidt, Fischer, 14. Aufl.

Im Unternehmensplan ablegen Schließen

Aufgabenlösungen



Scannen Sie den QR-Code und testen Sie die kostenfreien Demoversionen zu Chemie auf www.click-and-teach.de/