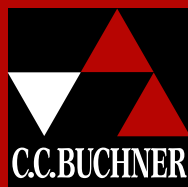


C.C.Buchner für  
 **NRW**



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 2019/20 ist **Chemie – Nordrhein-Westfalen** 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.

Das bewährte Konzept setzen wir nun mit **Chemie Nordrhein-Westfalen – Sek II** für die Oberstufe fort. Die Bände für die Einführungs- und Qualifikationsphase sind passgenau auf den aktuellen Kernlehrplan zugeschnitten, der zum Schuljahr 2022/2023 in Kraft tritt. Zudem werden die 2020 von der Kultusministerkonferenz neu verabschiedeten, bundesweit geltenden Bildungsstandards für die allgemeine Hochschulreife berücksichtigt.

Wenn Sie mehr über die Lehrwerksreihen Chemie in der Sekundarstufe I und II für Nordrhein-Westfalen erfahren möchten, kontaktieren Sie unser Schulberatungsteam! Es berät Sie gern und steht mit Auskunft, Rat und Tat zur Verfügung!



**Jutta Schneider**

Mobil: 0175 3248279

E-Mail: [schneider@ccbuchner.de](mailto:schneider@ccbuchner.de)



**Jörn Thielke**

Mobil: 0160 1728354

E-Mail: [thielke@ccbuchner.de](mailto:thielke@ccbuchner.de)



## Chemie in der Sekundarstufe I

Unsere Lehrwerksreihe **Chemie – Nordrhein-Westfalen** ist passgenau auf den aktuellen Kernlehrplan für das G9 im Gymnasium 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.

\* Das Konzept von **Chemie** wurde 2018 bei der Wahl zum Schulbuch des Jahres vom Georg-Eckert-Institut in der Kategorie MINT mit der Silber-Medaille prämiert. Ausgezeichnet wurde **Chemie – Berlin/Brandenburg 1**.

## Neun gute Gründe für Chemie – Nordrhein-Westfalen:

### 1. Passgenau zum aktuellen Kernlehrplan

**Chemie** setzt alle Vorgaben passgenau und praxisnah um – für einen Unterricht nach den Intentionen der Kernlehrpläne, die seit dem Schuljahr 2019/20 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. Der **Medienkompetenzrahmen** ist in das Schulbuch integriert. Medienkompetenzen werden auf Methodenseiten erlernt, ausgebaut und mit passenden Aufgaben geübt.

### 8. Sonderseiten – Fachmethoden, Exkurse, ...

**Fächerübergreifende Exkurse** bieten einen spannenden Blick über den Tellerrand und stärken die **Verbraucherbildung**.

### 9. Digitale Unterstützung

- ▶ **Digitale Materialien** sind über QR- und Mediacodes abrufbar, z. B. Versuchsvideos, Animationen und gestufte Hilfen.
- ▶ Das **digitale Lehrmaterial click & teach** bietet die vollständigen Inhalte des Schulbuchs und darauf abgestimmtes Zusatzmaterial, u. a. **Gefährdungsbeurteilungen** zu allen Versuchen.
- ▶ **Stoffverteilungspläne** stehen auf [www.ccbuchner.de](http://www.ccbuchner.de) zum kostenfreien Download bereit.



## Chemie in der Sekundarstufe II

**Chemie Nordrhein-Westfalen – Sek II** ist passgenau auf den aktuellen Kernlehrplan für Nordrhein-Westfalen zugeschnitten, der zum Schuljahr 2022/2023 in Kraft tritt. Das neue Lehrwerk für die Einführungs- und 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, zusätzlich ergänzt um Sonderseiten zur **Bildung für nachhaltige Entwicklung (BNE)**.

\* Das Konzept von **Chemie** wurde 2022 bei der Wahl zum Schulbuch des Jahres vom Georg-Eckert-Institut in der Kategorie MINT mit der Gold-Medaille prämiert. Ausgezeichnet wurde **Chemie Baden-Württemberg – Sek II Gesamtband 11–12**.

## 0 Vorwissen aus der Sek I

### 1 Kohlenstoff und seine Verbindungen

- 1.1 Modifikationen des Kohlenstoffs
- 1.2 Organische Chemie
- 1.3 Kohlenwasserstoffe – Alkane
- 1.4 Alkene, Alkine

### 2 Sauerstoffderivate der Kohlenwasserstoffe

- 2.1 Der Alkohol zum Trinken
- 2.2 Die Eigenschaften der Alkohole
- 2.3 Oxidationsreihe der Alkohole
- 2.4 Essigsäure
- 2.5 Carbonsäuren
- 2.6 Ester

### 3 Reaktionsgeschwindigkeit und chemische Gleichgewichte

- 3.1 Reaktionsgeschwindigkeit
- 3.2 Chemisches Gleichgewicht
- 3.3 Beeinflussung des Gleichgewichtes

### 4 Gleichgewichte in Natur und Technik

- 4.1 Gekoppelte Gleichgewichte
- 4.2 Umweltaspekte des Kohlenstoff-Atomkreislaufs
- 4.3 Haber-Bosch-Verfahren



Jetzt QR-Code scannen und ausführliches Inhaltsverzeichnis ansehen! Alternativ geben Sie auf [www.ccbuchner.de](http://www.ccbuchner.de) 06001 ein.

## Digitale Unterstützung

- ▶ **Medienkompetenzen** werden auf Methodenseiten erlernt, ausgebaut und mit passenden Aufgaben geübt.

- ▶ Digitale Materialien wie z. B. Versuchsvideos sind über **QR- und Mediencodes** im Schulbuch abrufbar.



Jetzt QR-Code scannen und Versuchsvideo ansehen! Alternativ geben Sie auf [www.ccbuchner.de](http://www.ccbuchner.de) den Mediencode 06001-99 ein.

- ▶ Das **digitale Lehrermaterial click & teach** bietet die vollständigen Inhalte des Schulbuchs und passgenau darauf abgestimmtes Zusatzmaterial, u. a. die Lösungen zu den Aufgaben sowie **Gefährdungsbeurteilungen** zu allen Versuchen, Lernanwendungen, Versuchsvideos, Animationen und Arbeitsblätter.

# 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 06001-14).

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

**KOMPETENZ A:** Nachweisreaktionen von Gasen beschreiben

**A1** Die Glühspargprobe, die Kalkwasserprobe und die Knallgasprobe sind charakteristische Nachweisreaktionen für drei wichtige Gase.

a) Ordnen Sie die drei Proben denjenigen Gasen zu, die sich dem 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 Energieverläufe 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 orangefarbenen Funken. Erklären Sie, dass Brandreaktionen trotzdem aus massiven 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** 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 Verhaltensformeln 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 (NH<sub>4</sub>Cl)  
b) Kaliumnitrat (KNO<sub>3</sub>)

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	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 168 und geben Sie sich die entsprechende Punktzahl.

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

**102** CHEMISCHES GLEICHGEWICHT **103**

**KC KOMPETENZCHECK**

**Ziel erreicht?**

Vorlesen Sie über die Kompetenzen dieses Kapitels! Lösen Sie die entsprechenden Aufgaben (Arbeitsblatt unter QR-/Mediencode 06001-21) 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 formulieren 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.

**B2** 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) Überlegen Sie die folgende Tabelle in Ihre Hand 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 Produkte

**C4** In einem 1-Liter-Kolben werden 8,1 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  $K_L = 9,9 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^3/\text{l}^3$ .

a) Erklären Sie den Unterschied zwischen  $K_c$  und  $K_L$  und erläutern Sie, wann sich die Verwendung von  $K_c$  anbietet.

b) Berechnen Sie die Konzentration der Ionen in dem Äquivalent ungesättigter Lösungen.

c) 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 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 verstärkt ab.

Wird die Konzentration eines Reaktionsprodukts 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 färbt sich das Wasser 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 exotherme 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 Fritz 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 Strukturformeln in der Landwirtschaft  
b) die Auswirkungen auf die Umwelt  
c) die Sprengstoffproduktion

Vergleichen Sie Ihre Antworten mit den Lösungen auf Seite 170 und kreuzen Sie auf dem Arbeitsblatt an.

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

**152** CHEMISCHES GLEICHGEWICHT **153**

# 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**  $\bar{v}_t$  und der **Momentangeschwindigkeit**  $v_t$ . Die mittlere Reaktionsgeschwindigkeit beschreibt die Änderung der Stoffmenge an oder (bei Lösungen) der Konzentration eines Stoffes in einem bestimmten Zeitintervall  $\Delta t$ .

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

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

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

**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 **Gleichgewichtspfeil**  $\rightleftharpoons$ . 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:

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 Teilchenbene mit der **Stoßtheorie** erklärt werden. Sie besagt, dass für die Umwandlung von Edukten in Produkte Teilchen die Edukte 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 färbt die Reaktion verstärkt statt, die die Änderung entgegenwirkt. 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. Wichtig aber dazu, dass sich das **Gleichgewichtszustand schneller einstellt**.

Änderung ... **beginnt die Reaktion, die ...**

Konzentration ↑ ... **den Stoff mit erhöhter Konzentration verbraucht.**

Konzentration ↓ ... **den Stoff mit vermindelter Konzentration entstehen lässt.**

Druck ↑ ... **unter Volumenabnahme erfolgt.**

Druck ↓ ... **unter Volumenzunahme erfolgt.**

Temperatur ↑ ... **endotherm verläuft.**

Temperatur ↓ ... **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 **Volumenzunahme**. 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 ungunstiger Gleichgewichtslage diese Temperatur im Reaktor – als Kompromiss – ein.

**5 Löslichkeitsgleichgewicht**

Beim Lösen von Salzen stellt sich in gesättigten Lösungen ein **Löslichkeitsgleichgewicht** zwischen dem Feststoff am Boden und der Sättigungslösung darüber ein.

Das Löslichkeitsgleichgewicht regiert nach dem **Prinzip von LE CHATELIER** auf **Konzentrations- und Temperaturveränderungen**. Ein Beispiel dafür ist die **Entstehung von Salzkristallen**.

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

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

$K_L(A, B_s) = c(A) \cdot c(B)^{-1}$

zwischen ausreichend hoher Reaktionsgeschwindigkeit und brauchbarer Gleichgewichtslage.

**150** CHEMISCHES GLEICHGEWICHT **151**





### 3.3 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?

#### 3.3.1 Versuche und Material

- V Einfluss der Konzentration**
- Gleichgewichtseinstellungen 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 Reagenzglasröhrchen 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 ( $n = 2$  mol/l) und in Reagenzglas 5 einige Tropfen Natriosulfat ( $n = 0$  mol/l) hinzu.
- auswerten und**
- 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):  $Fe^{3+}(aq) + SCN^{-}(aq) \rightleftharpoons FeSCN^{2+}(aq)$
- c) Notieren Sie Ihre Beobachtungen aus V2 und V3 und beschreiben Sie diese auf der Reaktionsgleichung.

- V Einfluss der Temperatur und des Drucks**
- Leitungswasser wird mithilfe von Kohlenstoffdioxid, das sich in Wasser löst, zum Spritzen getrunken. 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 besseren Sichtbarwerden in das Wasser, bis sich dieses deutlich verfärbt. Vermischen Sie die Lösung gleichmäßig und wässern Sie Spritze und verschließen Sie die Spritze mit dem Luert-Lock-Verschluss. (Anleitung zum Vorbereiten der Spritze und Informationen zum Luert-Lock-Verschluss siehe QR-Code/Mediencode 06001-17)
- Erörtern Sie in den Spritzen einen Unterdruck, 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. 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 je-dieser-Bestimmung 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-dieser-Bestimmung für die Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid in Wasser bei Druckänderungen.
- e) Leiten Sie aus Ihren Beobachtungen in V6 den Einfluss des Drucks auf die Lage des chemischen Gleichgewichts ab.
- entsorgung A**



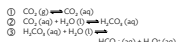
## Vom Experiment zur Erkenntnis

### 3.3 Beeinflussung des chemischen Gleichgewichts

#### 3.3.3 Einfluss der Temperatur und des Drucks

##### Gekoppelte Gleichgewichte

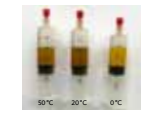
Kohlensäurehaltiges Mineralwasser ist sehr beliebt. Das Trinkwasser wird dazu mit Kohlenstoffdioxid versetzt. Dabei löst sich das Gas in Wasser und ein Teil des gelösten Kohlenstoffdioxids reagiert mit dem Wasser zu Kohlensäure (2). Die sehr instabilen Kohlenwasser-Moleküle reagieren mit Wasser-Molekülen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



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 kohlenstoffhaltiges Mineralwasser zuhause mithilfe eines Wasserpropellers selbst her, 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 kohlenstoffhaltigen Getränken, wenn man diese im Sommer unverschütt öffnet. Die Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid in Wasser nimmt mit steigender Wassertemperatur ab (V5).



33 In 20 mL Wasser (mit Bromthymolblau-indikator) wurden 30 mL Kohlenstoffdioxid gelöst. Wassertemperatur: 50 °C, 20 °C, 0 °C.

33), das 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 gasförmigem Kohlenstoffdioxid (1) wird begünstigt. Umgekehrt nimmt die Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid in Wasser bei sinkender 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.

Bei einem Gleichgewichtssystem die Hinreaktion exotherm ist, die Rückreaktion endotherm und umgekehrt. Wenn sich eine Temperaturveränderung einstellt, verschiebt sich das Gleichgewicht in die Richtung der exothermen Hinreaktion, eine Temperaturerhöhung zu einer Begünstigung der endothermen Rückreaktion.

##### Neueinstellung des Gleichgewichts

Stellt sich ein chemisches Gleichgewicht aufgrund einer Temperaturänderung neu ein, beeinflusst dies auch die Gleichgewichtskonstante  $K_c$ . Bei einer exothermen Hinreaktion wird  $K_c$  bei Temperaturerhöhung größer und bei Temperaturerhöhung kleiner. Umgekehrt ist bei Reaktionsgleichungen der exothermen Hinreaktion ist von links nach rechts nicht.

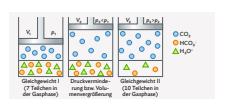
##### Einfluss des Drucks

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 von in Wasser gelöstem Kohlenstoffdioxid nimmt ab und die chemische Gleichgewichte in

Wiederum verschieben sich unter jeder Formel die Farbe der Lösungen bzw. Niederschläge.

- 1) Vergleichen Sie die Farbreaktion von V2 mit den Beobachtungen in Reagenzglas 4 und 5.
- 2) Erklären Sie die Beobachtungen aus V2 und V3 als Antwort des Systems im Gleichgewicht auf die Veränderung der Konzentration der Edukte.
- entsorgung G3**

### Beeinflussung des chemischen Gleichgewichts 3.3



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  $K_c$  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).

Aufgaben A1 Bei der Herstellung von kohlenstoffhaltigen Mineralwasser wird unter hohem Druck Kohlenstoffdioxid in das Wasser eingebläht. 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 HWG.

### 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) Schlagen 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 entsteht, wird sich während 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 Entschieden 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:  $3H_2 + N_2 \rightleftharpoons 2NH_3$
- 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 einsetzt.
- 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 kohlenstoffhaltiges Mineralwasser zu Fruchtsaft, kommt es aufgrund der in dem Saft enthaltenen Fruchtsäuren zur Schaumbildung.
- a) Stellen Sie die Reaktionsgleichungen für die gegebenen Gleichgewichtsreaktionen der Kohlenwasserstoffe in Mineralwasser auf.
- b) Erklären Sie die Beobachtung beim Mischen von Fruchtsaft mit Mineralwasser mithilfe des Prinzips von Le Chatelier.
- A7 Alkane werden großtechnisch durch Cracken von Fruchtsaft (komplexe 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

### T3 Salpetersäure

Salpetersäure ist eine der wichtigsten Industriechemikalien für die Produktion von Düngemitteln und einer Vielzahl stickstoffhaltiger Chemikalien. Sie wird moderne Verfahren des dreistufigen Ostwald-Verfahrens hergestellt. In einer modernen Anlage können täglich bis zu 1200 Tonnen Salpetersäure ( $w_w = 68$ ) hergestellt werden.

Bei diesem Verfahren wird zunächst Ammoniak an Platin-Katalysator in Gegenwart von Sauerstoff zu Stickstoffmonoxid umgesetzt (Reaktion 1,  $\Delta H = -908$  kJ/mol). Zur Verminderung von Nebenreaktionen darf das Gasgemisch nur kurzzeitig im Kontakt mit dem Stickstoffmonoxid reagieren im Oxidationsstadium mit Sauerstoff in einer Gleichgewichtsreaktion zu Stickstoffdioxid (Reaktion 2,  $\Delta H = -114$  kJ/mol). Im letzten Schritt wird durch Erhitzen von Stickstoffdioxid in Wasser unter Sauerstoffzufuhr Salpetersäure gebildet (Reaktion 3). Das restliche Gas entsteht am Ende des Absorptionstadiums noch ca. 0,2–0,05 % Stickstoffdioxid (abgeblutet  $NO_2$ ). Dieses wird umweltwidrig und werden daher bei der Abgasreinigung in „ $NO_2$ -Anlagen“ entfernt. Dabei reagieren die Stickstoffdioxide an einem Katalysator bei einer Temperatur von etwa 400 °C mit zugewasstem Ammoniak zu Stickstoff und Wasser.

**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 1200 Tonnen Salpetersäure ( $w_w = 68$ ) 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 Gleichgewichts anhand der Reaktion 2. Leiten Sie nach dem Prinzip von Le Chatelier die 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 Oxidationsstadium ein technischer Defekt auftritt. Begründen Sie die Auswirkungen folgender Veränderungen auf die Stickstoffdioxid-Ausbeute:

1. der Druck steigt an,
2. die Temperatur steigt an,
3. die Zufuhr von Sauerstoff in den Oxidationsstadium geht zurück.

A7 Bei Temperaturen von 2300 °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  $K_c = 6 \cdot 10^{-9}$ . Berechnen Sie die Ausbeute an Stickstoffmonoxid.

**33 Anlage zur Gewinnung von Salpetersäure**

## Vielfältiges 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.

3.3 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?

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

Versuche und Material 3.3

- 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  $\text{AgSCN}$  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 Dreiecksgelb (B1) 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.

B1 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 realisierte 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 06001-17). 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.

**3.3 Beeinflussung des chemischen Gleichgewichts**

### 3.3.3 Einfluss der Temperatur und des Drucks

**Gekoppelte Gleichgewichte**  
Kohlensäurehaltiges Mineralwasser ist sehr beliebt. Das Trinkwasser wird dazu mit Kohlendioxid versetzt. Dabei löst sich das Gas in Wasser (1) und ein Teil des gelösten Kohlendioxids 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 sich kohlensäurehaltiges Mineralwasser zuhause mithilfe eines Wassersprudlers selbst her, wird empfohlen, möglichst kaltes Wasser zu verwenden, wenn man viel Kohlendioxid 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 Kohlendioxid in Wasser nimmt mit steigender Wassertemperatur ab (V5).

B3 In 20 ml Wasser (mit Bromthymolblau-Indikator) wurden 30 ml Kohlendioxid gelöst. Wassertemperatur: 50 °C, 20 °C, 0 °C.

**Beeinflussung des chemischen Gleichgewichts 3.3**

**Zahlreiche Grafiken und Fotos veranschaulichen die Inhalte.**

B4 Löslichkeit von Kohlendioxid 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 den Temperaturvermindern 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 Teilchenanzahl in der gasförmigen Phase geringer ist. Umgekehrt verschiebt eine Druckverminderung die Reaktion, bei der die Teilchenanzahl in der Gasphase höher ist.  $K_c$  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  $K_c$  genauso 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 Kohlendioxid, bis der Quotient im MWG wieder den Wert von  $K_c$  erreicht.

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

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

**4.3 Ammoniaksynthese**

### 4.3.2 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).

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 **Dampfverformung** (engl. steam reforming). Im **Primärreformer** (1) wird Wasserdampf mit entwesfeltem Erdgas (v.a. Methan) in einer stark endothermen Reaktion zu Wasserstoff und Kohlenstoffmonoxid bei etwa 800 °C an einem Katalysator umgesetzt:

$$\text{CH}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \quad | \text{endotherm}$$

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:

$$2 \text{CH}_4(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{CO}(\text{g}) + 4 \text{H}_2(\text{g}) \quad | \text{exotherm}$$

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:

$$\text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \quad | \text{exotherm}$$

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:

$$\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g}) \quad | \text{exotherm}$$

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.

**Ammoniaksynthese 4.3**

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

Abbildung zum HABER-BOSCH-Verfahren und Reaktionsgleichungen mit Standardenthalpien unter QR- (Matrixcode 06001-19) und QR- (QR-Code 06001-19)

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.

MEDIENKOMPETENZ
MK

### 3.1.5 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  $v_{\text{A}} = -\frac{\Delta c(A)}{\Delta t}$  zu Produkt B. Gleichzeitig reagiert Produkt B mit der Geschwindigkeit  $v_{\text{B}} = \frac{\Delta c(B)}{\Delta t} = k_{\text{rev}} \cdot c(B)$  zu Edukt A. Mit  $\Delta c(A)$  und  $\Delta c(B)$  kann man  $c(A)$  und  $c(B)$  zu verschiedenen Zeitpunkten berechnen.

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

**VORGEHEN**

- Benennen Sie die Felder A1–C1 mit Zeitintervall [s], kMin, krück und die Felder A4–C4 mit t [min], c(A) [mol/L], c(B) [mol/L]. Tragen Sie die bekannten Werte ein und legen Sie das Zeitintervall auf 60 s fest. Legen Sie unter t [min] 50 Zeitpunkte mit fortlaufender Nummerierung, beginnend mit 0, an (B1).
- Nach einer Minute hat sich die Anfangskonzentration von A  $c_0(A)$  bzw. B  $c_0(B)$  um  $\Delta c(A)$  bzw.  $\Delta c(B)$  verändert. Da A bei der Reaktion von A zu B verbraucht und gleichzeitig bei der Reaktion von B zu A gebildet wird, hängt  $\Delta c(A)$  von den Reaktionsgeschwindigkeiten von A und B ab. Stellen Sie die Gleichung zur Berechnung von  $c(A)$  und  $c(B)$  zum Zeitpunkt t auf.  
 $c_1(A) = c_0(A) + \Delta c(A)$  bzw.  $c_1(B) = c_0(B) + \Delta c(B)$  mit  $\frac{\Delta c(A)}{\Delta t} = -k_{\text{for}} \cdot c(A) + k_{\text{rev}} \cdot c(B)$  bzw.  $\frac{\Delta c(B)}{\Delta t} = -k_{\text{rev}} \cdot c(B) + k_{\text{for}} \cdot c(A)$
- Übertragen Sie die Gleichungen zur Berechnung in das Tabellenkalkulationsprogramm (B1). (Hinweis: 3 kennzeichnet, dass diese Werte bei der Übernahme der Formeln für spätere Zeitpunkte gleich bleiben.)

**AUFGABEN**

- 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-Code/Mediencode 06001-16).
- Beschreiben Sie die Auswirkungen auf das chemische Gleichgewicht, wenn a)  $k_{\text{for}}$  halbiert wird, b)  $k_{\text{rev}}$  0,009 1/s ist und c)  $k_{\text{for}}$  und  $k_{\text{rev}}$  0,005 1/s sind.

CHEMISCHES GLEICHGEWICHT 111

FM
FACHMETHODE

### 3.3.4 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.

**Die Gleichgewichtskonstante einer Reaktion berechnen**

- In einem Behälter mit dem Volumen  $V = 5 \text{ L}$  hat sich zwischen Stickstoff ( $n_{\text{N}_2} = 5,05 \text{ mol}$ ), Wasserstoff ( $n_{\text{H}_2} = 8 \text{ mol}$ ) und Ammoniak ( $n_{\text{NH}_3} = 0,5 \text{ mol}$ ) ein Gleichgewicht eingestellt. Berechnen Sie die Gleichgewichtskonstante  $K_c$  für die Reaktion.
- Zur Herstellung von Schwefelsäure wird Schwefeldioxid ( $c_{\text{S}} = 8 \text{ mol/L}$ ) mit Sauerstoff ( $c_{\text{O}} = 5 \text{ mol/L}$ ) bei  $726^\circ\text{C}$  zu Schwefeltrioxid oxidiert. Im Gleichgewicht beträgt die Konzentration von Schwefeldioxid  $7,56 \text{ mol/L}$ . Berechnen Sie die Gleichgewichtskonstante  $K_c$  für die Reaktion.

**VORGEHEN: Beispiel a)**

- Formulieren Sie eine Reaktionsgleichung.  
 $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$
- Geben Sie den mathematischen Ausdruck für die Gleichgewichtskonstante  $K_c$  an.  
 $K_c = \frac{c(\text{NH}_3)^2}{c(\text{N}_2) \cdot c(\text{H}_2)^3}$
- Entnehmen Sie die Größen, die zur Berechnung notwendig sind, aus der Aufgabenstellung oder, falls nötig, berechnen Sie diese mithilfe der Angaben. Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentrationen.

gegeben	gesucht
$V = 5 \text{ L}$	
$n_{\text{N}_2}(\text{N}_2) = 5,05 \text{ mol}$	$c_{\text{N}_2}(\text{N}_2)$
$n_{\text{H}_2}(\text{H}_2) = 8 \text{ mol}$	$c_{\text{H}_2}(\text{H}_2)$
$n_{\text{NH}_3}(\text{NH}_3) = 0,5 \text{ mol}$	$c_{\text{NH}_3}(\text{NH}_3)$
$c_{\text{N}_2}(\text{N}_2) = \frac{n_{\text{N}_2}(\text{N}_2)}{V} = \frac{5,05 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 1,01 \text{ mol/L}$	
$c_{\text{H}_2}(\text{H}_2) = \frac{n_{\text{H}_2}(\text{H}_2)}{V} = \frac{8 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 1,6 \text{ mol/L}$	
$c_{\text{NH}_3}(\text{NH}_3) = \frac{n_{\text{NH}_3}(\text{NH}_3)}{V} = \frac{0,5 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 0,1 \text{ mol/L}$	

**VORGEHEN: Beispiel b)**

- Setzen Sie die Größen in das MWG ein und berechnen Sie den Wert für  $K_c$ .  
 $K_c = \frac{c(\text{SO}_3)^2}{c(\text{SO}_2)^2 \cdot c(\text{O}_2)} = 2,41 \cdot 10^4 \text{ L}^2/\text{mol}^2$

**VORGEHEN: Beispiel b)**

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

$c_{\text{eq}}(\text{SO}_2)$  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:

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

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

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

$$c_{\text{eq}}(\text{SO}_2) = c_0(\text{SO}_2) - c_{\text{eq}}(\text{SO}_3)$$

$$c_{\text{eq}}(\text{O}_2) = c_0(\text{O}_2) - \frac{1}{2} c_{\text{eq}}(\text{SO}_3)$$

	$\text{SO}_2$	$\text{O}_2$	$\text{SO}_3$
$c_0$ [mol/L]	8	5	0
$c_{\text{eq}}$ [mol/L]	$8 - 7,56$	$5 - \frac{1}{2} \cdot 7,56$	7,56
	0,44	1,22	

CHEMISCHES GLEICHGEWICHT 126

## Exkurse machen Chemie lebendig und unterstützen fächerübergreifendes Unterrichten.

E
EXKURS

### 4.3.4 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 Schwefelsäureteufel im Geothermalgebiet Dallol in Äthiopien

**Als Edukte für die Synthese von Schwefelsäure  $\text{H}_2\text{SO}_4$  wird neben Luft und Wasser nur Schwefel benötigt. Dieser wird überwiegend aus Schwefelwasserstoff gewonnen, der in großen Mengen als Abfallprodukt bei der Entschwefelung fossiler Rohstoffe wie Erdgas und Erdöl anfällt. Außerdem wird Schwefel in manchen Ländern auch in Schwefelgesteinen 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.  $150^\circ\text{C}$  erhitzter Schwefel fein zerstäubt mit Luft umgesetzt. Dabei reagiert der Luftsauerstoff mit dem Schwefel zu Schwefeldioxid.  
 $\text{S}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{SO}_2(\text{g})$  | exotherm
- 2) Oxidation von Schwefeldioxid:** Das heiße Schwefeldioxid-Luft-Gemisch wird durch einen Abtitzkessel geleitet und gelangt so auf ca.  $450^\circ\text{C}$  gekühlt in den Kontaktkessel. Dort findet die katalytische Oxidation von Schwefeldioxid zu Schwefeltrioxid statt:  
 $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$  | exotherm
- 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 Absorbiervorrichtungen vorliegt. In Schwefelsäure löst sich das Schwefeltrioxid vollständig und bildet dabei Dischwefelsäure:  
 $\text{SO}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7(\text{l})$   
 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.

**Reaktion mit Wasser:** Durch Zutfluss von Wasser zur rauchenden Schwefelsäure hydrolysiert diese in einem zweiten Schritt zu konzentrierter Schwefelsäure ( $w = 98 \text{ \%}$ ):  
 $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7(\text{l}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{SO}_4(\text{l})$   
 Sowohl rauchende als auch konzentrierte Schwefelsäure sind gefragte Chemikalien im Handel.

**$\text{SO}_2/\text{SO}_3$ -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 Produktanteil 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  $\text{V}_2\text{O}_5$  lässt sich die Reaktionsgeschwindigkeit ausreichend beschleunigen. Der Katalysator ist allerdings nur zwischen ca.  $400^\circ\text{C}$  und  $620^\circ\text{C}$  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.

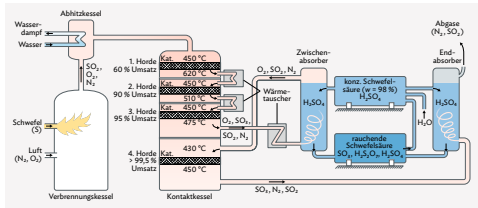
Durch den Einbau des Zwischenabsorbers (Doppelkontakt) wurde der Anteil des nicht umgesetzten Schwefeltrioxids im Vergleich zu früheren Anlagen deutlich verringert. Das ist besonders wichtig, da das verbleibende Schwefeldioxid als Abgas in die Luft geleitet wird und dort zur Bildung von saurem Regen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

**AUFGABEN**

- 1) Recherchieren Sie Einsatzfelder für Schwefelsäure für die Herstellung von Produkten in und außerhalb der Landwirtschaft.
- 2) Erklären Sie, dass die Nutzung eines sogenannten Zwischenabsorbers die Gesamtausbeute des Verfahrens der Schwefelsäuresynthese erhöht.
- 3) Fassen Sie alle Aspekte zusammen, die im Kontaktkessel einen möglichst hohen Anteil an Schwefeltrioxid im Gleichgewicht bewirken. Begründen Sie die Effekte der eingesetzten Reaktionsbedingungen.
- 4) Erläutern Sie den Aufbau des Kontaktkessels sowie die Vorteile des Doppelkontaktverfahrens in Bezug auf die Umwelt. Vergleichen Sie die Reaktionsbedingungen zur Beeinflussung des Gleichgewichts bei der Ammoniaksynthese nach dem HABER-BOSCH-Verfahren mit denen der Schwefelsäuresynthese.

CHEMISCHES GLEICHGEWICHT 156

EXKURS
E



**B2** Schematischer Aufbau einer Anlage zur Schwefelsäuresynthese nach dem Doppelkontaktverfahren

**AUFGABEN**

- 1) Recherchieren Sie Einsatzfelder für Schwefelsäure für die Herstellung von Produkten in und außerhalb der Landwirtschaft.
- 2) Erklären Sie, dass die Nutzung eines sogenannten Zwischenabsorbers die Gesamtausbeute des Verfahrens der Schwefelsäuresynthese erhöht.
- 3) Fassen Sie alle Aspekte zusammen, die im Kontaktkessel einen möglichst hohen Anteil an Schwefeltrioxid im Gleichgewicht bewirken. Begründen Sie die Effekte der eingesetzten Reaktionsbedingungen.
- 4) Erläutern Sie den Aufbau des Kontaktkessels sowie die Vorteile des Doppelkontaktverfahrens in Bezug auf die Umwelt. Vergleichen Sie die Reaktionsbedingungen zur Beeinflussung des Gleichgewichts bei der Ammoniaksynthese nach dem HABER-BOSCH-Verfahren mit denen der Schwefelsäuresynthese.

CHEMISCHES GLEICHGEWICHT 157

## Vielfältiges Aufgabenmaterial hilft beim Üben.

**A** AUFGABEN
**3**

### 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) Schlagen 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 begründet, ob folgende Aussagen zum chemischen Gleichgewicht zutreffen oder nicht:  
 a) Ein chemisches Gleichgewicht kann sich nur 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 Gleichgewichtslagerung 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 Eins 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.  
 a) Stellen Sie die Reaktionsgleichungen für die gekoppelten Gleichgewichtsreaktionen der Kohlen säure in (Mineral)wasser auf.  
 b) Erklären Sie die Beobachtung beim Mischen von Fruchtsaft mit Mineralwasser mithilfe des Prinzips von LE CHATELIER.

**A7** Alkane werden großtechnisch durch Cracken von Alkanen langkettiger Moleküle, die in Erdöl enthalten sind, hergestellt. Aus der Fraktion, die die vier isomeren Butene  $\text{C}_4\text{H}_8$  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.

**A8** Planen Sie einen Versuch, mit dem Sie die Temperaturabhängigkeit des Eisen(II)-thiocyanat-Gleichgewichts untersuchen können. Erklären Sie, wie Sie damit herausfinden können, welche der Reaktionen im chemischen Gleichgewicht exotherm ist.

**A9** Erläutern Sie, wie beim HABER-BOSCH-Verfahren eine möglichst hohe Ausbeute an Ammoniak erreicht wird.

**A10** Bewerten Sie FRITZ HABERS Leistungen als Wissenschaftler.

**A11** Stellen Sie den Zusammenhang der folgenden Begriffe zum chemischen Gleichgewicht in einer Concept-Map dar: Chemisches Gleichgewicht, dynamisches Gleichgewicht, umkehrbare Reaktion, Hinreaktion, Rückreaktion, Gleichgewichtspfeil, Gleichgewichtskonstante,  $K_c > 1$ ,  $K_c < 1$ , Massenwirkungsgesetz,

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.  
 a) Stellen Sie die Reaktionsgleichungen für die beiden Reaktionen auf.  
 b) Leiten Sie aus den Beobachtungen eine qualitative Aussage über das Löslichkeitsprodukt der beiden Salze ab.  
 c) 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 entstanden ist:

	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ (aq)	$\text{NaCl}$ (aq)	$\text{Na}_2\text{SO}_4$ (aq)	$\text{AgNO}_3$ (aq)
$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ (aq)	-	x	x	-
$\text{NaCl}$ (aq)	x	-	-	x
$\text{Na}_2\text{SO}_4$ (aq)	x	-	-	-
$\text{AgNO}_3$ (aq)	-	x	-	-

a) Stellen Sie die Formeln der Salze auf, die Niederschläge gebildet haben, z. B.  $\text{NaCl}$  (s).  
 b) Schlagen Sie ein Experiment vor, mit dem man herausfinden kann, ob es sich bei der Bildung der Niederschläge um Gleichgewichtsreaktionen handelt.  
 c) 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 128
CHEMISCHES GLEICHGEWICHT 129

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

**KC** KOMPETENZCHECK
**3**

### Klausuraufgaben

**T1** Reinigung von Kontaktlinsen

Bei der Reinigung von Kontaktlinsen wird Wasserstoffperoxid  $\text{H}_2\text{O}_2$  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	0,00958	0,00958
$n(\text{H}_2\text{O}_2)$ in mol	0,01	0,00635	0,00272	0,00137	0,00085	0,00085
$c(\text{H}_2\text{O}_2)$ 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

**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  $\text{NO}_2$ ). Diese sind unumweltschädlich und werden daher bei der Abgasreinigung in „ $\text{NO}_x$ -Anlagen“ entfernt. Dabei reagieren die Stickstoffoxide an einem Katalysator bei einer Temperatur von etwa 400 °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

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.

**AUFGABEN**

**A1** Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Eisen(III)-oxid mit Kohlenstoffmonoxid. Berechnen Sie die Masse von Kohlenstoffdioxid, die bei der Reduktion von einer Tonne Eisen(III)-oxid entsteht.

**A2** Zeichnen Sie ein Diagramm anhand der Messwerte aus **B2**, das die Temperaturabhängigkeit

Normbedingungen, dass zur Herstellung von 1200 Tonnen Salpetersäure ( $w_{\text{max}} = 68\%$ ) benötigt wird. 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:  
 1. der Druck steigt an,  
 2. die Temperatur steigt an,  
 3. die Zufuhr von Sauerstoff in den Oxidationssturm geht zurück.

**A7** Bei Temperaturen von 2300 °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.

Temperatur in °C

450	500	600	700	800	900	950
2	5	23	58	90	97	99

**B2** Ausbeute an Kohlenstoffmonoxid in Abhängigkeit von der Temperatur

**B3** Anlage zur Gewinnung von Salpetersäure

CHEMISCHES GLEICHGEWICHT 134
CHEMISCHES GLEICHGEWICHT 135



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 06001-14).

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

**KOMPETENZ A:** Nachweisreaktionen von Gasen beschreiben

**A1** Die Glimmspanprobe, die Kalkwasserprobe und die Knallgasprobe sind charakteristische Nachweisreaktionen für drei wichtige Gase.

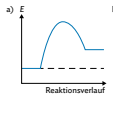
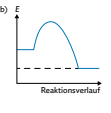
a) Ordnen Sie die drei Proben denjenigen Gasen zu, die sich damit nachweisen lassen.

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.

a)  b) 

**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  $\text{NH}_4\text{Cl}$   
b) Kaliumnitrat  $\text{KNO}_3$

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.

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	$c =$
		$\text{m}^3$ oder L	$n = V_{\text{L}} \cdot n$

**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.

102 CHEMISCHES GLEICHGEWICHT

**3**

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

**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  $\text{NH}_4\text{Cl}$   
b) Kaliumnitrat  $\text{KNO}_3$

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.

Vergleichen Sie Ihre Antworten mit den Lösungen auf Seite 168 und geben Sie sich die entsprechende Punktzahl.

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

CHEMISCHES GLEICHGEWICHT 103

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
3

### 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  $\bar{v}$**  und der **Momentangeschwindigkeit  $v$** . Die mittlere Reaktionsgeschwindigkeit beschreibt die Änderung der Stoffmenge  $\Delta n$  oder (bei Lösungen) der Konzentration  $\Delta c$  eines Stoffes in einem bestimmten Zeitintervall  $\Delta t$ .

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

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

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

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

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 Teilenebene 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.

#### 2 Chemisches Gleichgewicht

Chemische Reaktionen sind **reversibel**. Bei **Gleichgewichtsreaktionen** laufen Hin- und Rückreaktion gleichzeitig ab, wodurch Edukte und Produkte nur **unvollständig umgesetzt** werden. Gleichgewichtsreaktionen kennzeichnet man mit einem **Gleichgewichtspfeil** ( $\rightleftharpoons$ ). 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  $K_f$**  beschrieben:

$$a A + b B \rightleftharpoons c C + d D \quad K_f = \frac{c(C)^c \cdot d(D)^d}{a(A)^a \cdot b(B)^b}$$

$K_f$  besitzt bei gegebener Temperatur für jede Reaktion einen charakteristischen Wert. Es gilt:

$K_f < 1$	... ist größer als die der Produkte.
$K_f = 1$	... ist gleich der der Produkte.
$K_f > 1$	... ist kleiner als die der Produkte.

**Kennzeichen des chemischen Gleichgewichts:**

- im Gleichgewichtszustand **konstante Konzentrationen** der Edukte und Produkte
- zeitgleiche Bildung und Zerlegung identischer Stoffmengen an Produkten und Edukten (**dynamisches Gleichgewicht**)
- gleich große Reaktionsgeschwindigkeiten der Hin- und der Rückreaktion ( $v_{\text{Hin}} = v_{\text{Rück}}$ )

#### 4 Die technische Ammoniaksynthese

Größentechnisch 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:

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

Bei der **exothermen** Hinreaktion handelt es sich um eine Reaktion unter **Volumenzunahme**. 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, wählt man trotz ungünstiger Gleichgewichtslage diese Temperatur im Reaktor – als Kompromiss

zwischen ausreichend hoher Reaktionsgeschwindigkeit und brauchbarer Gleichgewichtslage.

#### 5 Löslichkeitsgleichgewichte

Beim Lösen von Salzen stellt sich in gesättigten Lösungen ein **Löslichkeitsgleichgewicht** zwischen dem Feststoff am Boden und der Salzlösung darüber ein.

Das Löslichkeitsgleichgewicht wird durch das **Löslichkeitsprodukt  $K_L$**  beschrieben:

$$K_L(A_n B_m) = c(A^{n+})^m \cdot c(B^{m-})^n$$

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

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

130 CHEMISCHES GLEICHGEWICHT
CHEMISCHES GLEICHGEWICHT 131

## 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
3

### Ziel erreicht?

Verfügen Sie über die Kompetenzen dieses Kapitels? Lösen Sie die entsprechenden Aufgaben (Arbeitsblatt unter QR-/Mediencode 06001-21) 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.

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

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

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

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

- Erklären 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

Wasserstoff und Stickstoff. Analysieren Sie daran günstige Reaktionsbedingungen bezogen auf das Prinzip vom kleinsten 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 FRITZ 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 je eine Aussage zur gesellschaftlichen Bedeutung der Ammoniaksynthese bezogen auf:

- die Nahrungsmittelproduktion und Strukturwandel in der Landwirtschaft
- die Auswirkungen auf die Umwelt
- die Sprengstoffproduktion

132 CHEMISCHES GLEICHGEWICHT
CHEMISCHES GLEICHGEWICHT 133

Vergleichen Sie Ihre Antworten mit den Lösungen auf Seite 170 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



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](http://www.click-and-study.de) und/oder unter [www.bildungslogin.de](http://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.



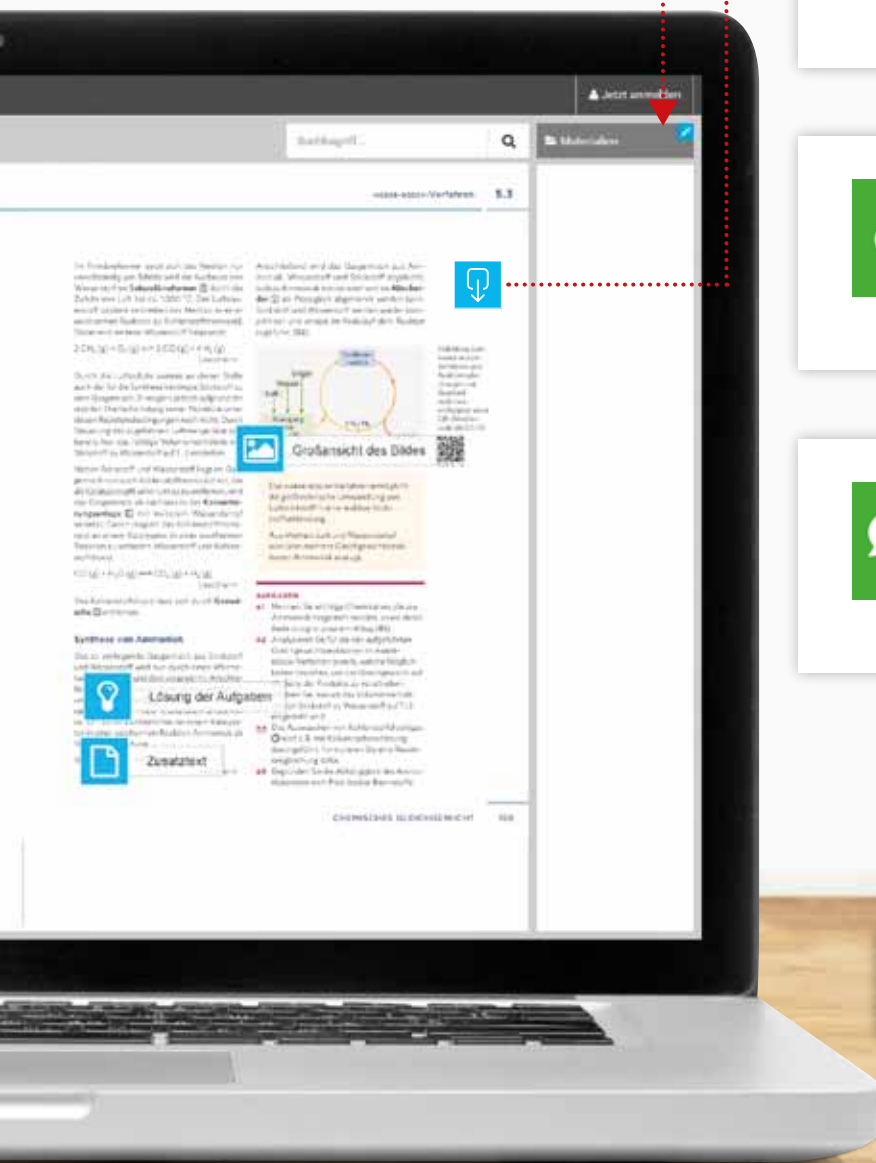
## Aufgabenpool

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.



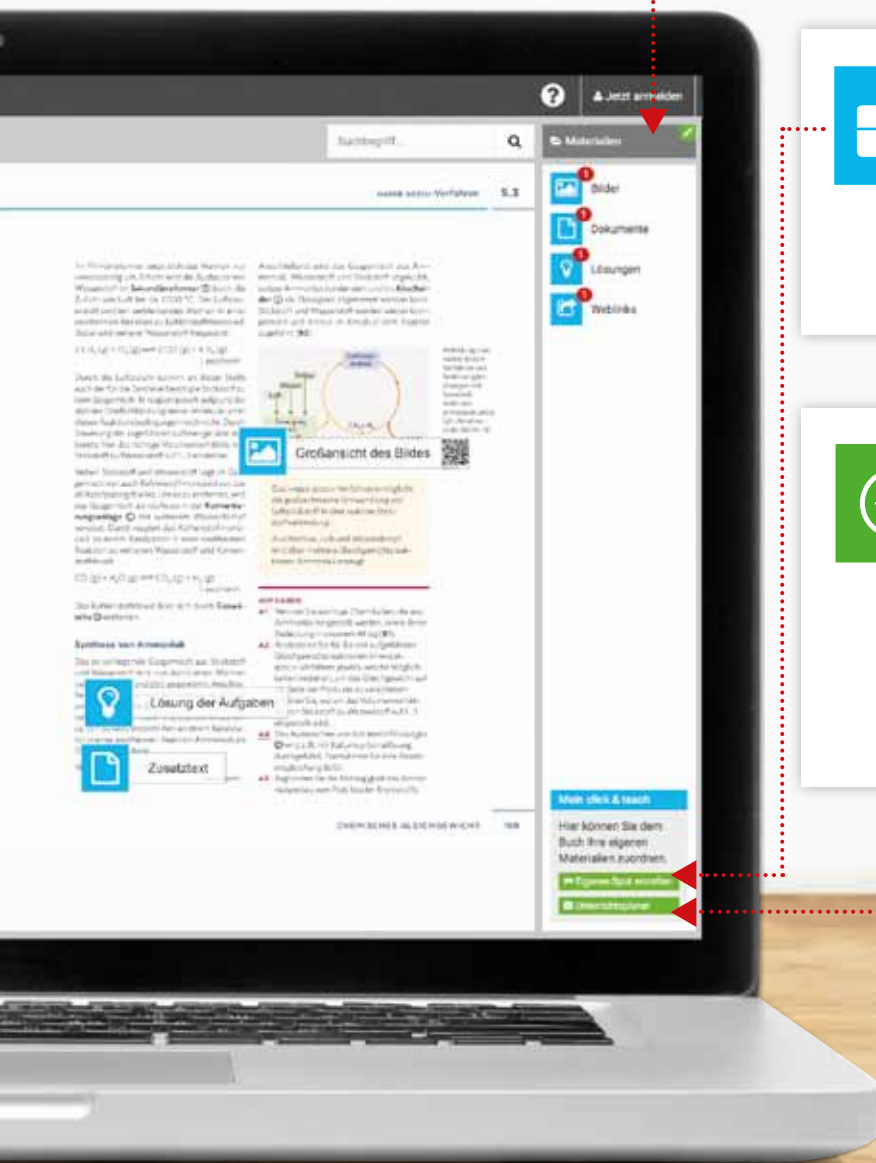
### Importieren Sie eigene Materialien

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



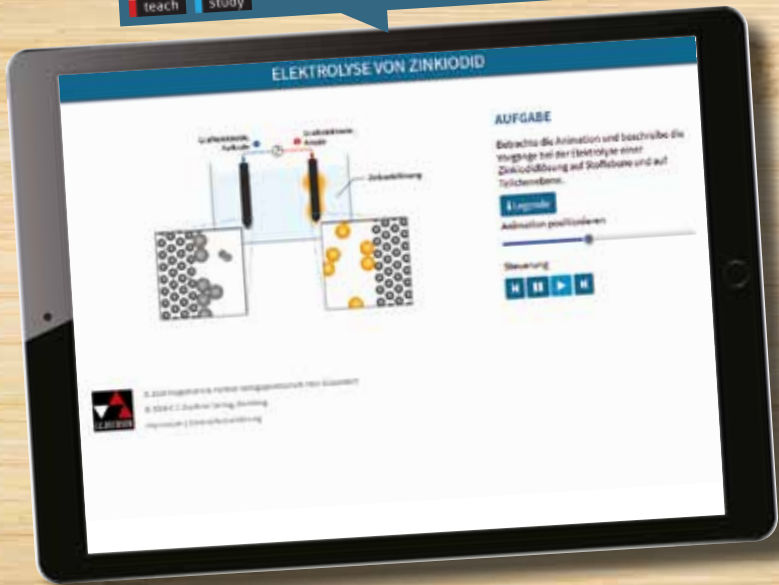
### Planen Sie Ihren Unterricht

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.

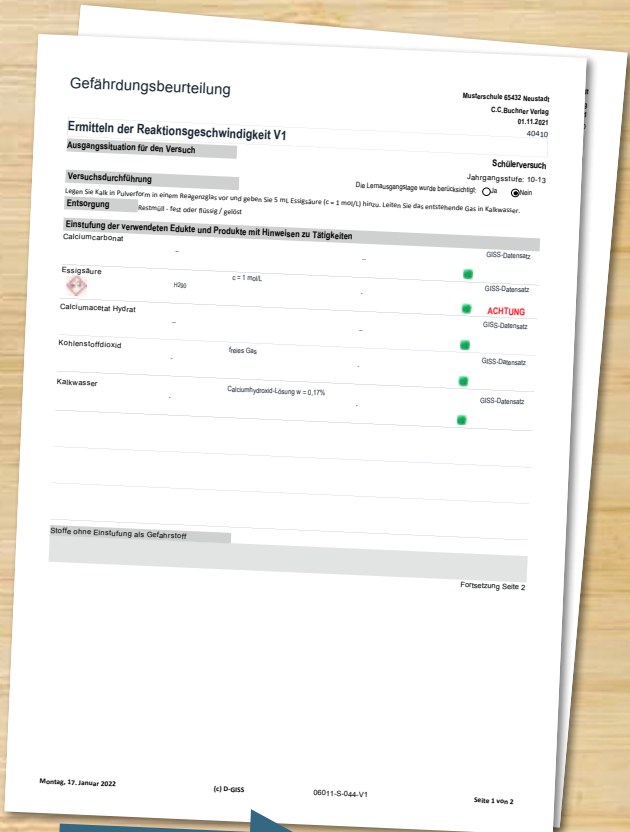


► Für Lehrerinnen und Lehrer

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



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



**click & teach** Gefährdungsbeurteilungen\*

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

**click & teach** Enthalten in click & teach **click & study** Verfügbar in click & study via Link oder Mediencode

Arbeitsblätter

2.4 Puffersysteme

Puffersystem Blut

Blut enthält Puffersysteme, die es trotz des Verzehrs von säure- oder basehaltigen Lebensmitteln schaffen, Belastungsspitzen zu vermeiden und den pH-Wert in einem engen Bereich annähernd konstant zu halten.



Aufgaben

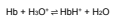
1. Das Kohlensäure-Hydrogencarbonat-Puffersystem

Das Kohlensäure-Hydrogencarbonat-Puffersystem spielt im Blut die wichtigste Rolle, um den pH-Wert annähernd bei 7,4 zu halten.

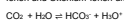
- Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen für die Reaktionen, die ablaufen, wenn es durch saure und basische Stoffwechselprodukte zu einer Erniedrigung bzw. Erhöhung des pH-Werts kommt.
- Berechnen Sie den pH-Werte des Kohlensäure-Hydrogencarbonat-Puffersystems bei einem Konzentrationsverhältnis von  $c(\text{H}_2\text{CO}_3) : c(\text{HCO}_3^-) = 1:1$ . Verwenden Sie als Hilfsmittel auf Schulbuchseite 107 B3 Stärke von Säuren und ihren korrespondierenden Basen.
- Ein Kohlensäure-Hydrogencarbonat-Puffersystems soll einen pH-Wert von 7 aufweisen. Berechnen Sie, in welchem Konzentrationsverhältnis die Kohlensäure und ihre korrespondierende Base hierzu in der Pufferlösung vorliegen müssen.

2. Das Hämoglobin-Puffersystem

Die Wirkungsweise des Hämoglobin-Puffersystems kann vereinfacht mit folgender Gleichung beschrieben werden:



In das Blut aufgenommene Kohlenstoffdioxid-Moleküle werden katalytisch in Hydrogencarbonationen und Oxonium-Ionen umgewandelt:



Die so erzeugten Oxonium-Ionen werden hauptsächlich durch das Hämoglobin-Puffersystem abgefangen.

- Erläutern Sie anhand der vereinfachten Reaktionsgleichung des Hämoglobin-Puffersystems, wie eine Acidose (Übersäuerung des Blutes) durch eine verstärkte Aufnahme von Kohlenstoffdioxid ins Blut vermieden wird.
- Erklären Sie anhand der vereinfachten Reaktionsgleichung des Hämoglobin-Puffersystems, wie die Aufnahme von Kohlenstoffdioxid ins Blut begünstigt wird.

Autor:in: Daniela Eberhard  
Bildnachweis: xxxxxxxx

© C.C.Buchner Verlag, Bamberg 2021



Videos zu Versuchen

3.2 Aminosäuren und Peptidbindung

Versuche und Material

V1/V2/LV3 Nachweis von Aminosäuren und Proteinen Schulbuchseite 154

	V1	V2	LV3
Eiklar	Violettfärbung	Farbumschlag von hellblau nach violett	Gelbfärbung, Eiweiß flockt aus
Gelatine	Violettfärbung	Farbumschlag von hellblau nach violett	Keine Veränderung
Aminosäuren	Violettfärbung	Farbumschlag von hellblau nach violett	Gelbfärbung bei aromatischen Aminosäuren, z. B. Tryptophan

V4 Dünnschichtchromatografischer Nachweis von Aminosäuren Schulbuchseite 155

a) Individuelle Lösung.



Beispiel:

- Individuelle Berechnung der Retentionsfaktoren.
- Gleiche Retentionsfaktoren im Hydrolyseprodukt von Parmesan und Glutathion wie die der Aminosäuren sprechen dafür, dass die entsprechenden Aminosäuren enthalten sind. Glutathion enthält die Aminosäuren Gly, Glu und Cys. Parmesan enthält die Aminosäuren Gly, Glu, Cys und Met.
- Glutaminsäure ist am besten bei dem Hydrolyseprodukt von Parmesan erkennbar, da vermutlich hohe Konzentrationen der Aminosäure Glu vorhanden sind.

Zuordnung der Kompetenz- und Anforderungsbereiche\*:

Auswertung	Stoff-Teil-Struktur-Eigensch.	Chemische Reaktion	Erkenntnis-gewinnung	Kommunikation	Bewertung
V1/V2/LV3	I-II	II	1, 5	4	1
V4	I-II	II	1, 2, 5, 7	4, 5, 6	7

\* Inhaltliche Anforderungsbereiche (fälschliche Ziffern, vgl. Bildungsplan 2016, S. 5, 37 f.); Reproduktion (AFB II, Reorganisation (AFB II), Transfer) (AFB III) prozessbezogene Kompetenzbereiche (fälschliche Ziffern, vgl. Bildungsplan 2016, S. 9 ff.)

Illustrationen zum Download



Aufgabenlösungen



Scannen Sie den QR-Code und testen Sie die kostenfreien Demoversionen zu Chemie auf [www.click-and-teach.de/](http://www.click-and-teach.de/)