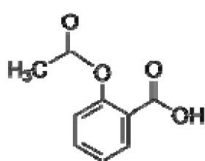
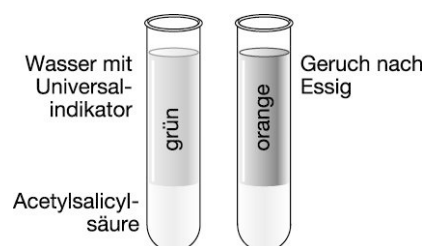


## Aspirin – ein Ester gegen Schmerzen



Acetylsalicylsäure, kurz ASS, ist ein vielseitiger Wirkstoff mit schmerzlindernden, fiebersenkenden und entzündungshemmenden Eigenschaften. Zusätzlich hemmt ASS die Blutgerinnung, weshalb sie zur Therapie nach einem Herzinfarkt oder Schlaganfall eingesetzt wird. Die schmerzlindernde Wirkung beruht auf der Hemmung der Synthese von Prostaglandinen. Dies sind körpereigene Botenstoffe, die die Empfindlichkeit von Schmerzrezeptoren erhöhen und so zur Wahrnehmung von Schmerz führen.

Acetylsalicylsäure kann durch Veresterung von Salicylsäure mit Essigsäure hergestellt werden. In dem nebenstehenden Versuch wird Acetylsalicylsäure mit Wasser vermischt und mit zwei Tropfen Universalindikator versetzt. Der Ansatz wird verschlossen und täglich mehrfach geschüttelt. Die Abbildung zeigt die Veränderungen innerhalb von zwei Tagen.



a) Erklären Sie schmerzlindernde Wirkung von Acetylsalicylsäure mit Hilfe des Textes.

b) Formulieren Sie die in der Abbildung dargestellten Beobachtungen und deuten Sie diese. Stellen Sie die Reaktionsgleichung auf und benennen Sie die in den Teilchen enthaltenen funktionellen Gruppen.

Freie Salicylsäure bildet mit Eisen(III)-ionen einen violetten Farbstoff; Acetylsalicylsäure zeigt diese Farbreaktion nicht. Gibt man ASS in eine Lösung, die Eisen(III)-ionen enthält, färbt sich die Lösung nach einiger Zeit violett. In einem Photometer lässt sich die Reaktion verfolgen. Die nebenstehende Tabelle zeigt die bei 20 °C und 60 °C gemessenen Konzentrationen an Acetylsalicylsäure im Verlauf der Reaktion. Bei den Werten für die Konzentration an ASS handelt sich um aus Extinktionswerten ermittelte Konzentrationswerte.

c) Berechnen Sie die bei 20 °C zu den jeweiligen Zeitpunkten vorhandene Konzentration an Salicylsäure.

d) Erstellen Sie ein Diagramm, in dem Sie die Konzentrationen von ASS (für beide Temperaturen) und von freier Salicylsäure in Abhängigkeit zur Reaktionszeit auftragen.

e) Beschreiben und erklären Sie die Kurvenverläufe ausführlich.

f) Ermitteln Sie grafisch die Anfangsgeschwindigkeit sowie die Durchschnittsgeschwindigkeit im Zeitintervall 30 bis 80 Minuten für den Zerfall von ASS für beide Temperaturen.

g) Ermitteln Sie die Reaktionsordnung für diese Reaktion, indem Sie die Konzentrationswerte für ASS in sinnvoller Weise umwandeln und geeignete Diagramme erstellen. Begründen Sie Ihre Entscheidung und formulieren Sie die Geschwindigkeitsgleichung sowie das Zeitgesetz. Nutzen Sie als Grundlage die Werte für 60 °C. Bedenken Sie, dass der Versuch in einem wässrigen Medium erfolgt.

h) Die Hydrolyse von Acetylsalicylsäure ist eine Gleichgewichtsreaktion. Formulieren Sie den Term für  $K_c$  und bestimmen Sie aus den angegebenen Konzentrationen die Gleichgewichtskonstante  $K$ . Gehen Sie vereinfachend davon aus, dass die Konzentration an Wasser sich praktisch nicht verändert.

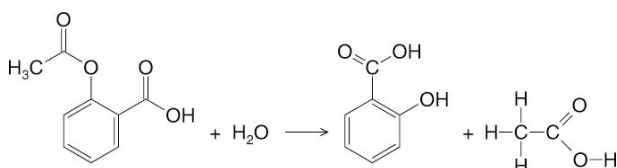
i) Im sauren Milieu des Magens erfolgt die Hydrolyse von Acetylsalicylsäure deutlich schneller als in dem hier beschriebenen Versuch. Erklären Sie diese Beobachtung.

$t$ min	20 °C $c$ (ASS) $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$	$c$ (Salicylsäure) $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$	60 °C $c$ (ASS) $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$
0	0,45	0	0,45
10	0,43		0,26
20	0,41		0,16
30	0,39		0,14
40	0,38		0,12
50	0,37		0,11
60	0,36		0,10
80	0,34		0,08
100	0,33		0,07
120	0,32		0,06
140	0,31		0,05
160	0,30		0,04
180	0,30		0,04
200	0,29		0,03
$\infty$	0,02		0,02

Lösung:

a) Da Acetylsalicylsäure die Synthese von Prostaglandinen hemmt, können diese nicht mehr die Schmerzwahrnehmung verstärken. Es kommt zu einer Dämpfung des Schmerzes.

b) Acetylsalicylsäure ist nur schlecht in Wasser löslich und bildet daher einen Bodenkörper. Die Lösung ist zunächst neutral bis schwach sauer, wird jedoch im Laufe der Zeit deutlich saurer, was durch die Orangefärbung des Indikators angezeigt wird. Der Bodenkörper nimmt leicht ab. Nach zwei Tagen ist ein Geruch nach Essig wahrnehmbar. Acetylsalicylsäure reagiert mit Wasser zu Essigsäure und Salicylsäure. Die Orangefärbung des Indikators zeigt die bei der Reaktion entstehenden Hydroxymionen an.



c)

$t$ min	$c$ (Salicylsäure) $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$	$\ln c$ (ASS)	$c^{-1}$ (ASS) $\text{l} \cdot \text{mol}^{-1}$
0	0	-0,80	2,22
10	0,02	-1,35	3,85
20	0,04	-1,83	6,25
30	0,06	-1,97	7,14
40	0,07	-2,12	8,33
50	0,08	-2,21	9,09
60	0,09	-2,30	10
80	0,11	-2,53	12,5
100	0,12	-2,66	14,29
120	0,13	-2,81	16,67
140	0,14	-3,00	20
160	0,15	-3,22	25
180	0,15	-3,22	25
200	0,16	-3,51	33,33
$\infty$	0,43	-3,91	50

e) Die Konzentration von ASS nimmt stetig ab, entsprechend steigt die Konzentration von Salicylsäure an. Zu Beginn der Reaktion ist die Geschwindigkeit des Zerfalls von ASS sowie der Bildung von Salicylsäure größer, da aufgrund der hohen Konzentration von ASS die Wahrscheinlichkeit der Zusammenstöße zwischen ASS-Molekülen und Wassermolekülen groß ist. Im Verlauf der Reaktion nimmt die Stoßwahrscheinlichkeit und somit auch die Reaktionsgeschwindigkeit ab. Bei einer höheren Temperatur (60 °C) verläuft die Reaktion deutlich schneller, da die Stoßhäufigkeit aufgrund der höheren Teilchenbewegung mit steigender Temperatur zunimmt. Zudem haben mehr Teilchen die für einen Zusammenstoß notwendige Mindestenergie. Dies spiegelt die RGT-Regel wider.

f) Anfangsgeschwindigkeit bei 20 °C:

$$v = \frac{|\Delta c|}{\Delta t} = \frac{|(c_2 - c_1)|}{(t_2 - t_1)} = \frac{0,02 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}}{10 \text{ min}} = 2 \text{ mmol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

Anfangsgeschwindigkeit bei 60 °C:

$$\frac{0,13 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}}{10 \text{ min}} = 13 \text{ mmol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

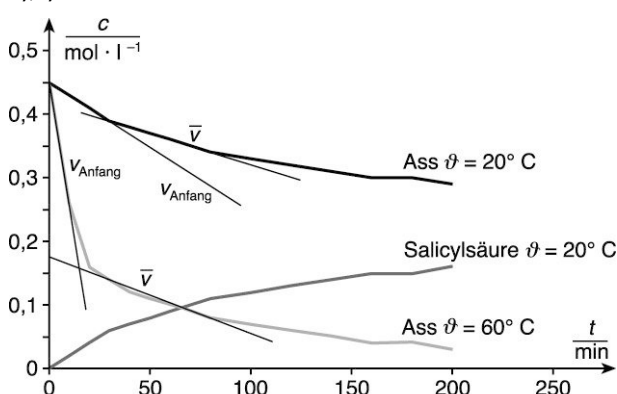
Durchschnittsgeschwindigkeit (30–80 min; 20 °C):

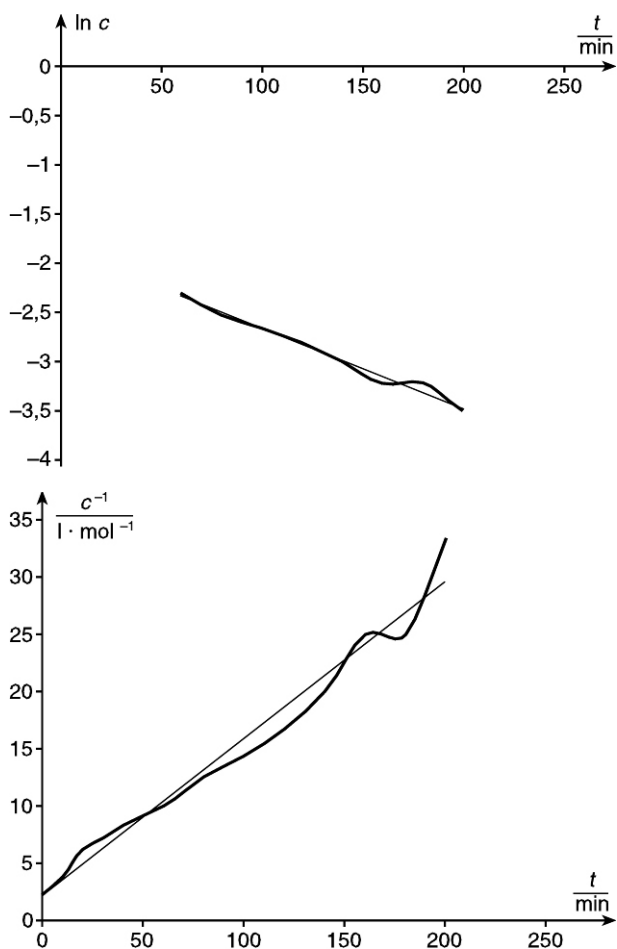
$$\frac{|(0,34 - 0,39)| \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}}{50 \text{ min}} = 1 \text{ mmol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

Durchschnittsgeschwindigkeit (30–80 min; 60 °C):

$$\frac{|(0,01 - 0,14)| \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}}{50 \text{ min}} = 1,2 \text{ mmol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

d), f)





Das  $\ln c/t$ -Diagramm liefert näherungsweise eine Gerade, dies ist im  $c^{-1}/t$ -Diagramm nicht der Fall. Es liegt demnach eine Reaktion 1. Ordnung vor, die Reaktionsgeschwindigkeit hängt somit nur von der Konzentration von ASS ab. Da jedoch das Wasser im Überschuss vorliegt und sich dessen Konzentration nicht ändert, liegt eine Reaktion *pseudo*-1.-Ordnung vor.

Geschwindigkeitsgleichung:  $v = -k \cdot c(\text{ASS})$

Zeitgesetz:  $c_t(\text{ASS}) = c_0 \cdot e^{-k \cdot t}$

h)

$$K_c = \frac{c(\text{Salicylsäure}) \cdot c(\text{Essigsäure})}{c(\text{ASS}) \cdot c(\text{Wasser})} = \frac{(0,43 \cdot 0,43) \text{ mol}^2 \cdot \text{l}^{-2}}{(0,02 \cdot 55,56) \text{ mol}^2 \cdot \text{l}^{-2}}$$

i) Die zugesetzte Säure wirkt als Katalysator und beschleunigt die Einstellung des Gleichgewichts. In Wasser ist die Konzentration von Hydroniumionen zu gering, sodass die Reaktionsgeschwindigkeit nicht erhöht wird.

*Hinweis:* Sofern im Unterricht bereits der Mechanismus der sauren Esterspaltung erarbeitet wurde, kann die Katalysatorwirkung auch anhand des Mechanismus verdeutlicht werden.

### Seite 142:

#### „Platz frei“ – Tennis und das chemische Gleichgewicht

**1. Phase 1:** Ausgangszustand: Alle Tennisbälle befinden sich auf der Platzhälfte des älteren Jungen.

**Phase 2:** Der ältere Junge geht zum Angriff über und wirft zu Beginn der Aufwärmübung einen Großteil der Bälle auf die andere Platzhälfte, während der Jüngere weite Wege gehen muss, um die Bälle zu erreichen. Die Balldichte nimmt aber auf der Seite des älteren Jungen stetig ab, sodass auch hier die Laufwege länger werden.

**Phase 3:** Dynamisches Gleichgewicht: Beide Jungen werfen pro Zeiteinheit gleich viele Bälle auf die andere Platzhälfte, wobei die Anzahl der Bälle auf den beiden Platzhälften unterschiedlich groß ist, da sich Laufgeschwindigkeit und Laufweglänge unterscheiden.

**2. Beispielerperiment:** Zerfall von farblosem Distickstofftetraoxid zu braunem Stickstoffdioxid. Zu Beginn der Reaktion liegt bei Raumtemperatur ein hellbraunes Gasgemisch vor, in dem der Anteil des farblosen Distickstofftetraoxids überwiegt (Phase 1). Beim Erwärmen vertieft sich die Färbung, da braunes Stickstoffdioxid gebildet wird (Phase 2). Im Gleichgewichtszustand zerfallen genauso viele Distickstofftetraoxidmoleküle wie neu gebildet werden (Phase 3).

**3. Im Gleichgewichtszustand gilt:**  $v_2 = v_1 = k_2 \cdot N_2 = k_1 \cdot N_1$ ;

$$k_1 = 5 \cdot k_2 \rightarrow k_2 = \frac{1}{5} \cdot k_1$$

$$\frac{1}{5} \cdot k_1 \cdot N_2 = k_1 \cdot N_1$$

$$\frac{1}{5} \cdot k_1 \cdot N_2 = k_1 \cdot \frac{1 \text{ Ball}}{10 \text{ m}^2} \rightarrow N_2 = \frac{5 \text{ Bälle}}{10 \text{ m}^2}$$

### Seite 144:

#### Umkehrbare Reaktionen

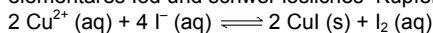
**a) Reagenzglas 1:** Es bildet sich eine braun gefärbte Suspension.

**Reagenzglas 2:** Die untere Phase ist immer noch bräunlich gefärbt, aber deutlich heller. Die obere Phase ist violett.

**Reagenzglas 3:** Die untere Phase ist tiefblau; die obere schwach violett beziehungsweise nahezu farblos.

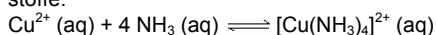
**Reagenzglas 4:** Die untere Phase ist bräunlich, die obere Phase violett gefärbt.

**b) Reagenzglas 1:** Aufgrund einer Redoxreaktion haben sich elementares Iod und schwer lösliches Kupfer(I)-iodid gebildet.



**Reagenzglas 2:** Das gebildete Iod löst sich in Heptan sehr viel besser als in Wasser. Nach dem Prinzip von LE CHATELIER verschiebt sich das Gleichgewicht auf die Seite der Produkte, da aufgrund der besseren Löslichkeit Iod der wässrigen Phase entzogen wird.

**Reagenzglas 3:** Durch Zugabe von Ammoniak bildet sich das stabile Tetraamminkupfer(II)-ion aus dem wenig stabilen hellblauen Hexaaquakupfer(II)-ion. Dadurch verringert sich die Anzahl der freien  $\text{Cu}^{2+}$ -Ionen und das Gleichgewicht in obiger Reaktionsgleichung verschiebt sich in Richtung der Ausgangsstoffe.

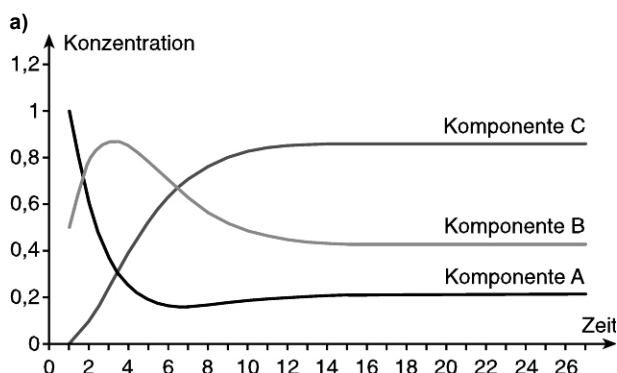


**Reagenzglas 4:** Bei Zugabe von Schwefelsäure werden die Ammoniakmoleküle protolysiert und der Amminokomplex löst sich auf. Das Gleichgewicht für die Bildung des Tetraamminkupfer(II)-ions wird nach links in Richtung des Hexaaquakupfer(II)-ions verschoben. Durch die frei werdenden Kupferionen wird das Gleichgewicht in Reaktionsgleichung 1 insgesamt nach rechts in Richtung der Produkte verschoben. Dadurch wird wieder der Zustand wie nach der Zugabe von Heptan hergestellt.



### Seite 145:

#### Computersimulation eines chemischen Gleichgewichts

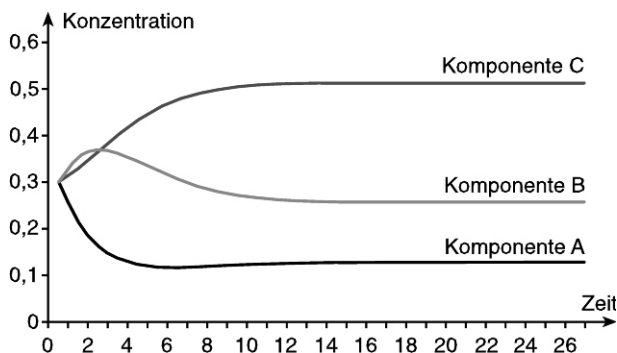


b) Ab Zeile 19 ergeben sich nur noch Veränderungen der Konzentration im Promillebereich.

c) Komponente A weist zunächst die höchste Konzentration mit dem Wert 1 (in relativen Einheiten) auf. Dieser Wert fällt rasch nach Simulationsbeginn auf die konstante Konzentration von 0,21 ab. Komponente B hat zu Beginn der Gleichgewichtssimulation die Konzentration 0,5. Die Konzentration steigt anfangs auf eine maximale Konzentration von 0,88 an und fällt danach auf den konstanten Wert von 0,42. Die Konzentration der Komponente C liegt bei Versuchsbeginn bei 0, steigt dann aber auf die gleichbleibende Konzentration von 0,85.

Der rasche Abfall der Konzentration der Komponente A lässt sich damit erklären, dass die Geschwindigkeitskonstante  $k_1$  mit 0,4 den höchsten Wert aufweist und  $k_3$  nur 0,1 beträgt. Dementsprechend entsteht zuerst viel der Komponente B, aber insgesamt wird nur wenig der Komponente A aus Komponente C zurückgebildet. Zwar steigt die Konzentration der Komponente B erst an, aber da  $k_2$  einen mittleren Wert von 0,2 aufweist, wird auch stetig Komponente C produziert und da die Neubildung von Komponente B aus A abnimmt, fällt die Konzentration der Komponente B schließlich auf einen gleichbleibenden Wert. Komponente C weist zum Ende der Simulation die höchste Konzentration auf, da aufgrund der Geschwindigkeitskonstanten  $k_2$  und  $k_3$  zwar viel der Komponente B zu C reagiert, aber nur wenig der Komponente C zu A weiterreagiert.

d) Beispielrechnung: Alle drei Komponenten weisen bei Simulationsbeginn die Konzentration 0,3 (in relativen Einheiten) auf. Die Konzentration der Komponente A fällt rasch nach Simulationsbeginn auf die konstante Konzentration von 0,12 ab. Komponente B steigt anfangs auf eine maximale Konzentration von 0,37 an und sinkt danach auf den konstanten Wert von 0,25. Die Konzentration der Komponente C steigt nach Versuchsbeginn auf den gleich bleibenden Wert von 0,51.



e) Alle drei Komponenten weisen schnell nach Simulationsbeginn die gleiche Konzentration auf, da bei allen drei Reaktionen die Geschwindigkeitskonstanten gleich groß sind. Hin- und Rückreaktion laufen in gleichem Maße ab und heben sich auf.

c) Konzentration der Ausgangsstoffe: Streichhölzer des Spielers A

Konzentration der Produkte: Streichhölzer des Spielers B

Reaktionsgeschwindigkeit der Hinreaktion: Anzahl der von Spieler A abgegebenen Streichhölzer

Reaktionsgeschwindigkeit der Rückreaktion: Anzahl der von Spieler B abgegebenen Streichhölzer

Reaktionszeiten: Nummer des Spielzuges

Geschwindigkeitskonstanten der Hinreaktion: 0,5

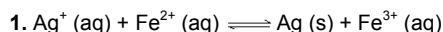
Geschwindigkeitskonstanten der Rückreaktion: 0,1

d) Man kann mit Hilfe des Modellexperiments den dynamischen Gleichgewichtszustand einer reversiblen Reaktion nachvollziehen, denn auch hier ist die Geschwindigkeit der Hinreaktion und der Rückreaktion beziehungsweise die Anzahl der abgegebenen Streichhölzer gleich groß.

**Zusatzvariante:** Man erhält dieselben Ergebnisse mit dem Unterschied, dass die Anzahl der Streichhölzer von Spieler A und Spieler B pro Spielzug vertauscht sind. Dies zeigt, dass man auch das gleiche dynamische Gleichgewicht erhält, wenn man von der „Rückreaktion“ ausgeht.

## Seite 147:

### Untersuchung des $\text{Fe}^{2+}/\text{Ag}^+$ -Gleichgewichts



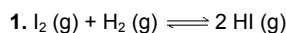
2., 3., 5. Die Konzentrationen der Ionen betragen im Gleichgewicht:

	A	B	C
$c(\text{Ag}^+)$	$0,022 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$	$0,029 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$	$0,038 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$
$c(\text{Fe}^{2+})$	$0,037 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$	$0,022 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$	$0,010 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$
$c(\text{Fe}^{3+})$	$0,028 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$	$0,021 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$	$0,012 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$
$K_c$	$0,029 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$	$0,030 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$	$0,032 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$

4. Aus der Reaktionsgleichung folgt, dass für jedes entstehende  $\text{Fe}^{3+}$ -Ion je ein  $\text{Ag}^+$ -Ion und ein  $\text{Fe}^{2+}$ -Ion umgesetzt werden.

## Seite 148:

### Das Iodwasserstoff-Gleichgewicht



2. a) Es gilt:

$$c(\text{H}_2) = c_0(\text{H}_2) - \frac{1}{2} c(\text{HI}); c(\text{I}_2) = c_0(\text{I}_2) - \frac{1}{2} c(\text{HI})$$

$$3. p(\text{I}_2) = 697 \text{ hPa}; p(\text{gesamt}) = 1317 \text{ hPa}$$

$$\text{Aus } p \cdot V = n \cdot R \cdot T \text{ und } n = c \cdot V \text{ folgt } c = p \cdot R^{-1} \cdot T^{-1}.$$

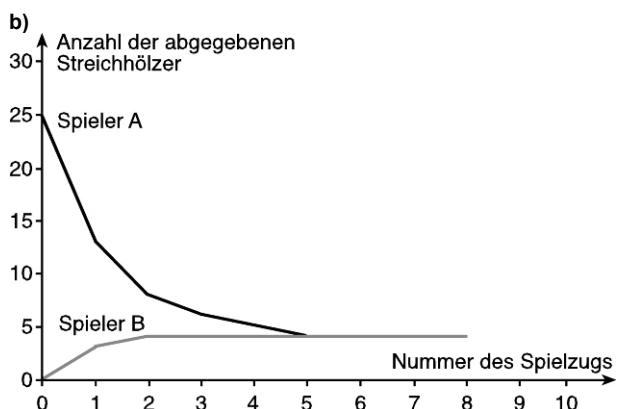
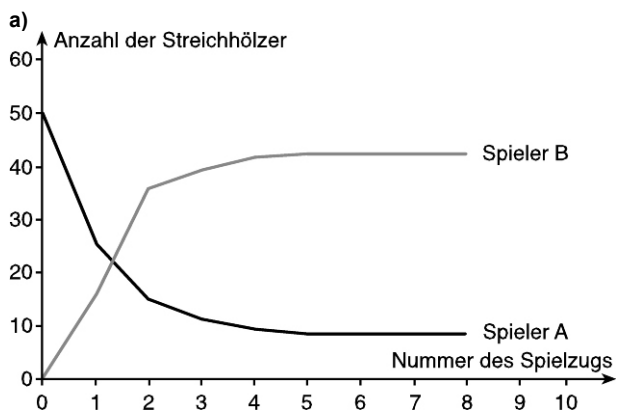
$$R = 83,1 \text{ l} \cdot \text{hPa} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}; T = 700 \text{ K}$$

$$c_0(\text{I}_2) = \frac{697 \text{ hPa}}{83,1 \text{ l} \cdot \text{hPa} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 700 \text{ K}} = 12 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$c_0(\text{H}_2) = \frac{621 \text{ hPa}}{83,1 \text{ l} \cdot \text{hPa} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 700 \text{ K}} = 10,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

## Seite 146:

### Modellexperiment zum chemischen Gleichgewicht



b)

$$c(\text{I}_2) = \frac{106 \text{ hPa}}{83,1 \text{ l} \cdot \text{hPa} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 700 \text{ K}} \\ = 1,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$c(\text{H}_2) = \frac{182,2 \text{ hPa}}{83,1 \text{ l} \cdot \text{hPa} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 700 \text{ K}} \\ = 3,13 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$c(\text{HI}) = \frac{1029 \text{ hPa}}{83,1 \text{ l} \cdot \text{hPa} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 700 \text{ K}} \\ = 17,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

c)

$$K = \frac{c^2(\text{HI})}{c(\text{H}_2) \cdot c(\text{I}_2)} = \frac{(17,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1})^2}{1,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 3,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}} \\ = 56$$

3.

$$K = \frac{c^2(\text{HI})}{c(\text{H}_2) \cdot c(\text{I}_2)}$$

$$c(\text{HI}) = x$$

$$c(\text{H}_2) = c(\text{I}_2) = (10^{-3} - \frac{1}{2} \cdot x)$$

$$K = \frac{x^2}{(10^{-3} - \frac{1}{2} \cdot x)^2} \Rightarrow (10^{-3} - \frac{1}{2} \cdot x)^2 \cdot K = x^2$$

$$\Rightarrow x^2 + \frac{K \cdot 10^{-3}}{1 - \frac{K}{4}} x - \frac{K \cdot 10^{-6}}{1 - \frac{K}{4}} = 0$$

$$x_{1/2} = -\frac{K \cdot 10^{-3}}{2(1 - \frac{K}{4})} \pm \sqrt{\frac{K \cdot 10^{-3}}{2(1 - \frac{K}{4})} + \frac{K \cdot 10^{-6}}{1 - \frac{K}{4}}}$$

$$x_{1/2} = 2,16 \cdot 10^{-3} \pm \sqrt{4,66 \cdot 10^{-6} - 4,32 \cdot 10^{-6}}$$

$$x_{1/2} = 2,16 \cdot 10^{-3} \pm 0,59 \cdot 10^{-3}$$

$$x_1 = 1,57 \cdot 10^{-3}$$

$x_2$  liefert keinen sinnvollen Wert.

Die Gleichgewichtskonzentrationen lauten:

$$c(\text{HI}) = 1,57 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$c(\text{H}_2) = c_0(\text{H}_2) - 0,5 \cdot c(\text{HI}) \\ = 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} - 0,5 \cdot 1,57 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \\ = 0,21 \text{ mmol} \cdot \text{l}^{-1}$$

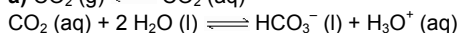
$$c(\text{I}_2) = c_0(\text{I}_2) - 0,5 \cdot c(\text{HI}) \\ = 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} - 0,5 \cdot 1,57 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \\ = 0,21 \text{ mmol} \cdot \text{l}^{-1}$$

Seite 149:

Mineralwasser

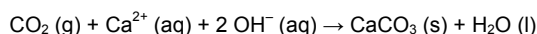
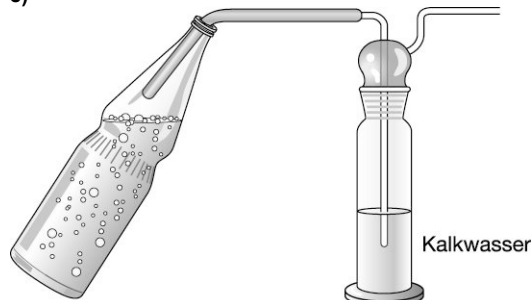
Versuch 1:

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



b) Die Kerze wird durch das aus der Mineralwasserflasche austretende Gas gelöscht.

c)



**A1:** Beim Öffnen einer Mineralwasserflasche oder Sektflasche expandiert das gasförmige  $\text{CO}_2$  im Flaschenhals schlagartig und der Druck in der Flasche sinkt rapide ab. Durch die plötzliche Druckabnahme kühlt sich das ausströmende Kohlenstoffdioxid ab und führt dazu, dass die in der Umgebungsluft enthaltene Luftfeuchtigkeit zu einem weißen Rauch aus kleinen Eiskristallen gefriert.

**Versuch 2:**

a) Bei der warm gestellten Mineralwasserflasche ist eine stärkere Gasentwicklung festzustellen, als bei der Flasche im Kühlschrank.

b) Das Lösen von Kohlenstoffdioxid in Wasser ist ein exothermer Vorgang. Nach LE CHATELIER wird das Gleichgewicht zwischen gelöstem und in der Gasphase befindlichem Kohlenstoffdioxid durch Wärmezufuhr in Richtung der endothermen Reaktion verschoben und Kohlenstoffdioxid entweicht aus dem Mineralwasser. Eine Abkühlung bewirkt umgekehrt eine größere Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid.

Seite 150:

Prinzip von LE CHATELIER

1. Jede Störung eines Gleichgewichts durch eine Änderung der Reaktionsbedingungen führt zu einer Verschiebung der Lage des Gleichgewichts, die der Störung entgegenwirkt.

2. a)  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$ ; endotherm

Bei höherer Temperatur zerfällt ein Teil der  $\text{N}_2\text{O}_4$ -Moleküle und es wird verstärkt das dunkelbraune Stickstoffdioxid gebildet. Bei Erhöhung der Temperatur verschiebt sich das Gleichgewicht in Richtung der endothermen Reaktion.

b) Das Löslichkeitsgleichgewicht für das Lösen von Kohlenstoffdioxid in Wasser wird vom Druck beeinflusst. Eine Druckerhöhung vermindert die Zahl an Gasteilchen und bewirkt, dass sich mehr Kohlenstoffdioxidmoleküle im Wasser lösen. Beim Herausziehen des Stempels entsteht ein Unterdruck, der die Freisetzung von gelöstem Kohlenstoffdioxid bewirkt.

c) Stört man ein chemisches Gleichgewicht, indem man die Konzentration eines der beteiligten Stoffe erhöht, so verläuft die Reaktion verstärkt in die Richtung, in der dieser Stoff verbraucht wird. Beim Verdünnen wird die Konzentration an Wasser erhöht und die Bildung des Hexaaquakupfer(II)-Ions begünstigt.

d) Bei der Druckerhöhung würden mehr  $\text{NO}_2$ -Moleküle zu  $\text{N}_2\text{O}_4$ -Molekülen reagieren, weil so die Teilchenanzahl verringert wird. Das Gemisch würde heller werden.

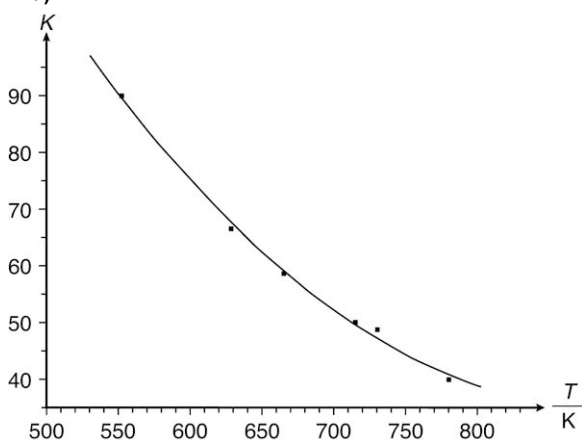
Das Lösen von Kohlenstoffdioxid in Wasser ist ein exothermer Vorgang. Bei einer Erhöhung der Temperatur würde das Gleichgewicht in Richtung des endothermen Vorgangs verschoben werden und Kohlenstoffdioxid ausgasen.

### Seite 151:

#### Temperaturabhängigkeit des chemischen Gleichgewichts

1.  $K(553 \text{ K}) = 90,0$ ;  $K(629 \text{ K}) = 66,7$ ;  $K(666 \text{ K}) = 58,8$ ;  
 $K(731 \text{ K}) = 48,8$ ;  $K(781 \text{ K}) = 40,0$

2. a)



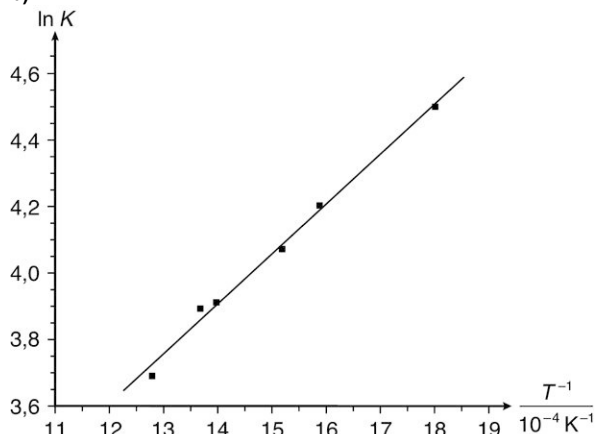
b) Bei exothermen Reaktionen verlagert sich das chemische Gleichgewicht bei Temperaturerhöhung auf die Seite der Ausgangsstoffe (**Prinzip von LE CHATELIER**).

3. Bei einem großen Zahlenwert der Gleichgewichtskonstante  $K$  liegt das Gleichgewicht auf der Seite der Produkte, bei einem kleinen Zahlenwert auf der Seite der Edukte.

4. a)

$\frac{T}{\text{K}}$	$\frac{T^{-1}}{\text{K}^{-1}}$	$K(T)$	$\ln K(T)$
553	$18,0 \cdot 10^{-4}$	90,0	4,50
629	$15,9 \cdot 10^{-4}$	66,7	4,20
666	$15,2 \cdot 10^{-4}$	58,8	4,07
716	$14,0 \cdot 10^{-4}$	50,0	3,91
731	$13,7 \cdot 10^{-4}$	48,8	3,89
781	$12,8 \cdot 10^{-4}$	40,0	3,69

b)



c)  $T = 588 \text{ K}$   
 $T^{-1} = 17 \cdot 10^{-4} \text{ K}^{-1}$   
 $\Rightarrow \ln K \approx 4,42$   
 $K \approx 83,1$

### Seite 152:

#### Druckabhängigkeit des chemischen Gleichgewichts

1. a)  $\leftarrow$ : Druckerhöhung begünstigt Verminderung der Teilchenzahl.

b)  $\rightarrow$ : Druckerhöhung begünstigt Verminderung der Teilchenzahl.

c) keine Verschiebung des Gleichgewichts: System ist druckunabhängig

2.  $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$

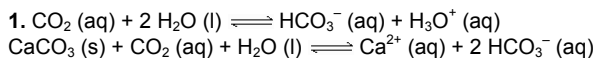
3. Eine Verdoppelung des Drucks führt zur Halbierung des Volumens. Eine Halbierung des Drucks führt zur Verdoppelung des Volumens.

4. Bei druckunabhängigen Systemen und konstanter Temperatur führt eine Druckänderung zur Änderung des Volumens. Bei druckabhängigen Systemen ändert sich zusätzlich die Stoffmenge (Teilchenzahl).

5. Eine von außen verursachte Druckänderung stellt eine Störung des Gleichgewichts dar, weil sich der Quotient aus Teilchenzahl und Volumen – und damit die Konzentration – ändert. Das System wirkt dieser Störung durch eine Änderung der Teilchenanzahl entgegen.

### Seite 153:

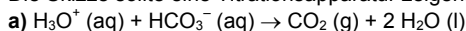
#### Wasserhärte



2.  $\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{HCO}_3^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{CaCO}_3(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$   
Mit steigender Temperatur nimmt die Löslichkeit von Kohlenstoffdioxid in Wasser ab. Es entweicht als Gas aus der Lösung. Dadurch wird das Gleichgewicht so verschoben, sodass weitere Hydrogencarbonationen unter Bildung von Carbonationen und Kohlenstoffdioxid zerfallen.

**Forschungsauftrag:** Genau 50 ml des zu untersuchenden Wassers werden mit fünf Tropfen Methylrot versetzt und anschließend mit Salzsäure der Konzentration  $0,01 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$  bis zum Indikatorumschlag von rot nach gelb titriert.

Die Skizze sollte eine Titrationsapparatur zeigen.



b) Verbrauch an Salzsäure bis zum Farbumschlag: 4,78 ml

$$\rightarrow c(\text{HCO}_3^-) = 9,56 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$c(\text{Ca}^{2+}) = 4,78 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$\rightarrow m(\text{CaO}) = 26,768 \text{ mg}$$

c) Wasserhärte:  $2,6^\circ \text{dH}$

d) Polyphosphate (vor allem Pentanatriumphosphat) wurden bis Anfang der 1980er Jahre eingesetzt; heute verwendet man Zeolithe oder andere Ionenaustauscher.

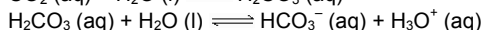
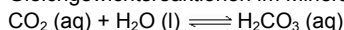
### Seite 154:

#### Kohlenstoffdioxid im Gleichgewicht

1. Löslichkeitsgleichgewicht zwischen Mineralwasser und Gasraum:



Gleichgewichtsreaktionen im Mineralwasser:



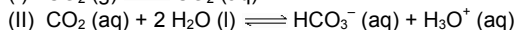
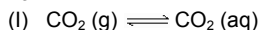
2. Menschliches Blut hat einen nahezu konstanten pH-Wert von  $7,4 (\pm 0,05)$ , obwohl dem Blut mit der Nahrung und durch den Stoffwechsel ständig saure und alkalische Lösungen in wechselnden Mengen zugeführt werden. Schon bei Abweichungen um mehr als 0,5 pH-Einheiten können lebensgefährliche Acidosen beziehungsweise Alkalosen auftreten. Mehr als die Hälfte der Pufferkapazität des Blutes entfällt auf den sogenannten Kohlensäure-Puffer. An zweiter Stelle stehen die Proteine mit ihren sauren und basischen Gruppen, insbesondere das Hämoglobin.

#### Versuch 1:

a) Herausziehen des Kolbens: Farbumschlag von gelb nach blau.

Hineindrücken des Kolbens: Farbumschlag von blau nach gelb.

b) Im Mineralwasser liegen folgende Gleichgewichtsreaktionen vor:



Beim Herausziehen des Kolbens verschiebt sich das Gleichgewicht in Gleichung (I) in Richtung des gasförmigen  $\text{CO}_2$ ; dementsprechend verschiebt sich auch das Gleichgewicht in Gleichung (II) nach links und der pH-Wert steigt.

Beim Hineindrücken des Kolbens kommt es in Gleichung (I) und (II) zu einer Gleichgewichtsverschiebung in Richtung der Reaktionsprodukte und der pH-Wert sinkt wieder in den sauren Bereich.

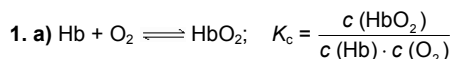
#### Versuch 2:

Erhöht man die Temperatur erfolgt ein Farbumschlag nach blau; bei Temperaturniedrigung schlägt der Indikator wieder nach gelb um.

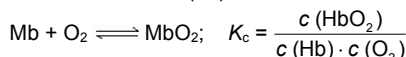
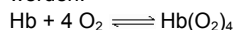
Das Lösen von Kohlenstoffdioxid in Wasser ist ein exothermer Vorgang. Bei einer Temperaturerhöhung verschieben sich die Gleichgewichte (I) und (II) zugunsten der Ausgangsstoffe, wodurch der pH-Wert ansteigt. Bei einer Temperaturniedrigung erfolgt eine Verschiebung der Gleichgewichte in Richtung der Produkte und der pH-Wert sinkt wieder.

### Seite 155:

#### Wie kommt der Sauerstoff zum Muskel?



*Hinweis:* Sofern der Aufbau des Hämoglobins als Tetramer bekannt ist, kann auch folgende Reaktionsgleichung formuliert werden:



b) Bei der Sauerstoffaufnahme in der Lunge gleicht sich der Sauerstoffteildruck im Blut weitgehend dem Sauerstoffteildruck in den Alveolen an. Bei einem Sauerstoffteildruck von 120 hPa ist das Hämoglobin zu etwa 97 % mit Sauerstoff gesättigt. Am venösen Kapillarende liegt etwa ein Sauerstoffteildruck von 53 hPa vor und damit eine Sauerstoffsättigung des Hämoglobins von etwa 73 %. Im Gewebe weist aber Myoglobin eine deutlich höhere Affinität zu Sauerstoff auf und ist bei diesem Sauerstoffteildruck bereits zu etwa 86 % gesättigt.

*Hinweis:* Sinkt der Sauerstoffteildruck am venösen Kapillarende aufgrund eines erhöhten Verbrauchs auch nur geringfügig ab, dann wird, wie aus der Abbildung ersichtlich, die Sauerstoffsättigung des Hämoglobins deutlich herabgesetzt und die entsprechende Sauerstoffmenge zusätzlich zur Verfügung gestellt.

2. Durch die Abnahme der Sauerstoffaffinität des Hämoglobins wird zusätzlicher Sauerstoff von Hämoglobin abgegeben und es kommt zu einer erhöhten Diffusion von Sauerstoff in das Gewebe. So sorgt dieser BOHR-Effekt für eine verbesserte Sauerstoffversorgung des Muskels bei körperlicher Belastung.

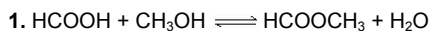
3. Kohlenstoffdioxid reagiert mit Wasser zu Hydrogencarbonationen und Hydroniumionen. Ein hoher  $\text{CO}_2$ -Teildruck führt zu einer Absenkung des pH-Wertes, da das Gleichgewicht der Reaktion in Richtung der Produkte verschoben wird. Bei einem niedrigen pH-Wert kommt es beispielsweise zur Protonierung N-terminaler Aminosäuren und so zu einer Stabilisierung der sauerstofffreien Form des Hämoglobins.

4. Der Sauerstofftransport im fetalen Blut wird vor allem durch dessen hohe Hämoglobinkonzentration begünstigt (Prinzip von LE CHATELIER).

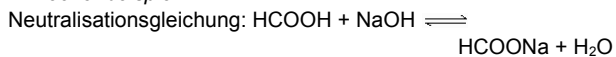


Seite 156:

## Estergleichgewicht



### 2. Rechenbeispiel:



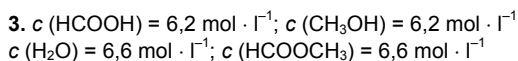
Stoffmengenbeziehung:  $n(\text{HCOOH}) = n(\text{NaOH})$

$$n = c \cdot V$$

$$V(\text{NaOH}) = 39,8 \text{ ml} - 1,3 \text{ ml} = 38,5 \text{ ml}$$

$$c(\text{HCOOH}) = \frac{c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})}{V(\text{Probe})} = \frac{1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 38,5 \text{ ml}}{3 \text{ ml}} = 12,8 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

	Esterbildung		Esterspaltung	
$\frac{t}{\text{min}}$	0	20	0	20
$\frac{c(\text{HCOOH})}{\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}}$	12,8	6,2	0	6,2



$$4. K = \frac{c(\text{HCOOCH}_3) \cdot c(\text{H}_2\text{O})}{c(\text{HCOOH}) \cdot c(\text{CH}_3\text{OH})}$$

### 5. Gleichgewichtskonzentrationen:

$c(\text{Methansäuremethylester}) = c(\text{Wasser}) = x$

$c(\text{Methansäure}) = 2 \text{ mol} - x$ ,  $c(\text{Methanol}) = 1 \text{ mol} - x$

$$1,1 = \frac{x^2}{(2-x)(1-x)} \Rightarrow x^2 - 33x + 22 = 0$$

$$x = 0,7$$

Die Gleichgewichtskonzentrationen betragen:

$c(\text{Methansäure}) = 1,3 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ ,

$c(\text{Methanol}) = 0,3 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$ ,

$c(\text{Methansäuremethylester}) = c(\text{Wasser}) = 0,7 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$

Seite 157:

## Beeinflussung der Gleichgewichtskonstante

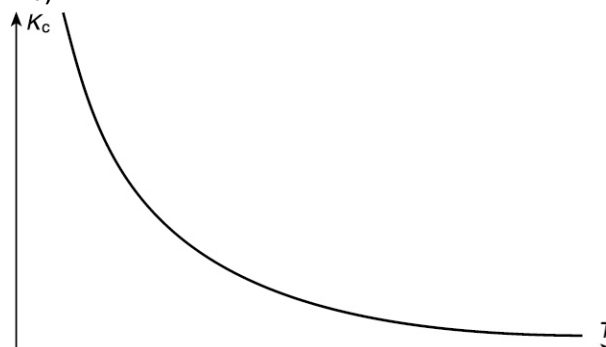
### 1. a)

$$K_c = \frac{c^2(\text{C})}{c^3(\text{A}) \cdot c(\text{B})}$$

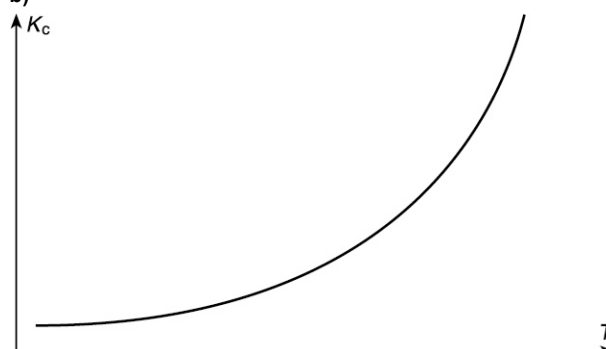
b) Einheit von  $K_c$ :  $\text{l}^2 \cdot \text{mol}^{-2}$

c) Änderungen von Temperatur, Druck und Konzentration.

### 2. a)



### b)



### 3.

☐ = Edukt ☒ = Produkt

$K_c = 0,1$


$K_c = 1$


$K_c = 10$


$K_c = 0,1$ : 2 Produktteilchen, 20 Eduktteilchen;  
 $K_c = 1$ : Gleich viele Produkt- wie Eduktteilchen;  
 $K_c = 10$ : 20 Produktteilchen, 2 Eduktteilchen.

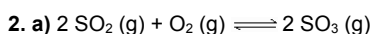
Seite 158:

Der Teildruck und das chemische Gleichgewicht

1.  $p(\text{N}_2) = 800,27 \text{ hPa}$

$p(\text{O}_2) = 202,60 \text{ hPa}$

$p(\text{Ar}) = 10,13 \text{ hPa}$



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

b)

$$K_p = \frac{p^2(\text{SO}_3)}{p^2(\text{SO}_2) \cdot p(\text{O}_2)} = \frac{(335 \text{ hPa})^2}{(566 \text{ hPa})^2 \cdot 102 \text{ hPa}} = 3,4 \cdot 10^{-3} \text{ hPa}^{-1}$$

3. a), b)

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

$$K_c = \frac{p^2(\text{SO}_3) \cdot (R \cdot T)^3}{p^2(\text{SO}_2) \cdot (R \cdot T)^2 \cdot p(\text{O}_2)} = \frac{p^2(\text{SO}_3) \cdot R \cdot T}{p^2(\text{SO}_2) \cdot p(\text{O}_2)}$$

$$K_c = K_p \cdot R \cdot T$$

Für eine Temperatur von 473 K beträgt der Wert von  $K_c$ :

$$K_c = 3,4 \cdot 10^{-3} \text{ hPa}^{-1} \cdot 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 473 \text{ K}$$

$$K_c = 13,37 \text{ J} \cdot \text{hPa}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

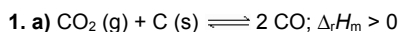
Die Einheit für  $K_c$  ist in diesem Beispiel  $\text{J} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Dies ergibt sich aus:

$$1 \text{ J} = 1 \text{ N} \cdot \text{m}; 1 \text{ Pa} = 1 \text{ N} \cdot \text{m}^{-2} \Rightarrow 1 \text{ J} \cdot \text{hPa}^{-1} = \frac{1}{10^2} \text{ m}^3 = 10 \text{ l}$$

$$K_c = 13,37 \cdot 10 \text{ l} \cdot \text{mol}^{-1} = 133,7 \text{ l} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Seite 159:

Berechnung von Gleichgewichtskonzentrationen



$$K_p = \frac{p^2(\text{CO})}{p(\text{CO}_2)}$$

b)

$$p(\text{ges.}) = 2 \cdot 10^3 \text{ hPa}$$

$$p(\text{CO}_2) = 10^3 \text{ hPa} - \frac{1}{2} p(\text{CO})$$

$$1,96 \cdot 10^3 \text{ hPa} = \frac{p^2(\text{CO})}{1 - \frac{p}{2}(\text{CO})}$$

$$1,96 \cdot 10^3 - 0,98 \cdot 10^3 \cdot p(\text{CO}) = p^2(\text{CO})$$

$$p^2(\text{CO}) + 0,98 \cdot 10^3 \cdot p(\text{CO}) - 1,9 \cdot 10^3 = 0$$

$$p_{1,2}(\text{CO}) = \left( -\frac{0,98 \cdot 10^3}{2} \pm \sqrt{\left( \frac{0,98 \cdot 10^3}{2} \right)^2 + 1,9 \cdot 10^3} \right) \text{ hPa}$$

$$p(\text{CO}) = 0,99 \cdot 10^3 \text{ hPa}$$

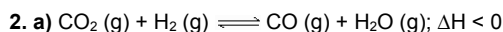
Der Partialdruck des Kohlenstoffmonooxids beträgt  $0,99 \cdot 10^3 \text{ Pa}$ .

Der Partialdruck des Kohlenstoffdioxids ergibt sich aus:

$$p(\text{CO}_2) = 10^3 \text{ hPa} - 0,5 \cdot 10^3 \text{ hPa} = 0,5 \cdot 10^3 \text{ hPa}$$

Der Gesamtdruck beträgt  $1,49 \cdot 10^3 \text{ hPa}$ .

Im Gleichgewicht besteht das System aus 66,4 % CO und 33,6 % CO<sub>2</sub>.



$$K_c = \frac{c(\text{CO}) \cdot c(\text{H}_2\text{O})}{c(\text{CO}_2) \cdot c(\text{H}_2)}$$

b)  $c(\text{H}_2) = x \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$

$$c(\text{CO}_2) = x \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$c(\text{H}_2\text{O}) = (1 - x) \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$c(\text{CO}) = (1 - x) \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

c)  $0,76 = \frac{(1 - c(\text{H}_2\text{O}))^2}{c^2(\text{H}_2\text{O})}$

d)  $\frac{(1 - x)^2}{x^2} = 0,76$

$$x^2 - 8,33 \cdot x + 4,165 = 0$$

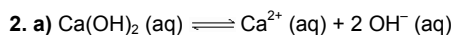
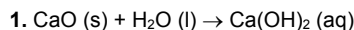
$$x = 0,53$$

$$c(\text{H}_2) = c(\text{CO}_2) = 0,53 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

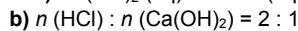
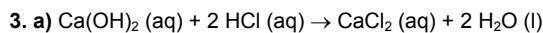
$$c(\text{H}_2\text{O}) = c(\text{CO}) = 1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} - 0,53 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} = 0,47 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

Seite 160:

Vom Experiment zum Löslichkeitsprodukt



b)  $K_L = c(\text{Ca}^{2+}) \cdot c^2(\text{OH}^{-})$



$$c) c(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{1 \cdot c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})}{2 \cdot V(\text{Ca}(\text{OH})_2)} = \frac{0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 9 \text{ ml}}{2 \cdot 20 \text{ ml}} = 0,0225 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$4. K_L = c(\text{Ca}^{2+}) \cdot c^2(\text{OH}^-)$$

$$= 0,0225 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot (0,045 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1})^2$$

$$= 4,6 \cdot 10^{-5} \text{ mol}^3 \cdot \text{l}^{-3}$$

$$5. c(\text{OH}^-) = \frac{c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})}{V(\text{OH}^-)} = \frac{0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 0,0218 \text{ l}}{0,02 \text{ l}}$$

$$= 0,109 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$c(\text{OH}^-) \text{ aus Calciumhydroxid} = 0,109 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} - 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$= 0,009 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$c(\text{Ca}^{2+}) = \frac{1}{2} c(\text{OH}^-) = 0,0045 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$K_L = c(\text{Ca}^{2+}) \cdot c^2(\text{OH}^-)$$

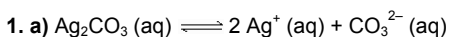
$$= 4,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot (0,009 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1})^2$$

$$= 5,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol}^3 \cdot \text{l}^{-3}$$

b) Der Wert des Löslichkeitsprodukts in der Natronlauge ist etwas niedriger als der in Wasser, weil die Konzentration der Hydroxidionen in der Natronlauge bereits sehr groß ist und somit im Überschuss vorliegt. Die zusätzlichen Hydroxidionen wirken als gleichioniger Zusatz und verschieben das Löslichkeitsgleichgewicht zugunsten des festen Calciumhydroxids.

### Seite 162:

#### Löslichkeitsgleichgewicht und Löslichkeitsprodukt



$$\text{b) } K_L(\text{Ag}_2\text{CO}_3) = c^2(\text{Ag}^+) \cdot c(\text{CO}_3^{2-}) = 8 \cdot 10^{-12} \text{ mol}^3 \cdot \text{l}^{-3}$$

$$\text{c) } c(\text{Ag}^+) = 2 \cdot c(\text{CO}_3^{2-}) = 2 \cdot c(\text{Ag}_2\text{CO}_3)$$

$$K_L(\text{Ag}_2\text{CO}_3) = 4 \cdot c^3(\text{Ag}_2\text{CO}_3)$$

$$c(\text{Ag}_2\text{CO}_3) = \sqrt[3]{\frac{K_L(\text{Ag}_2\text{CO}_3)}{4}} = 1,26 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

In 100 ml Lösung sind  $1,26 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$  gelöstes Silbercarbonat enthalten.

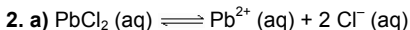
$$M(\text{Ag}_2\text{CO}_3) = 275,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m(\text{Ag}_2\text{CO}_3) = n(\text{Ag}_2\text{CO}_3) \cdot M(\text{Ag}_2\text{CO}_3)$$

$$= 1,26 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot 275,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$= 3,5 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

Bei 25 °C sind in 100 ml gesättigter Lösung 3,5 mg Silbercarbonat enthalten.



$$\text{b) } K_L(\text{PbCl}_2) = c(\text{Pb}^{2+}) \cdot c^2(\text{Cl}^-)$$

c) In 1 Liter gesättigter Lösung sind 10,8 g Bleichlorid enthalten.

$$M(\text{PbCl}_2) = 278,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{10,8 \text{ g}}{278,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 3,9 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$c(\text{PbCl}_2) = 3,9 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$c(\text{Pb}^{2+}) = 3,9 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$c(\text{Cl}^-) = 2 \cdot c(\text{Pb}^{2+}) = 7,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

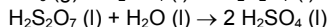
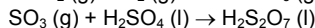
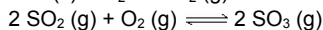
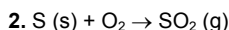
$$K_L = 3,9 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot (7,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1})^2$$

$$= 2,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol}^3 \cdot \text{l}^{-3}$$

### Seite 164:

#### Schwefelsäureherstellung

1. Der größte Teil der Schwefelsäure wird zur Herstellung von Düngemitteln verbraucht. Beträchtliche Mengen werden auch für die Produktion des Weißpigments Titandioxid sowie für die Herstellung von waschaktiven Substanzen, Farbstoffen und Arzneimitteln benötigt.



$$3. K_c = \frac{c^2(\text{SO}_3)}{c^2(\text{SO}_2) \cdot c(\text{O}_2)}$$

4. Der Katalysator sorgt durch eine Senkung der Aktivierungsenergie dafür, dass sich das Gleichgewicht auch schon bei niedrigeren Temperaturen schneller einstellt.

5. Temperaturemniedrigung, Druckerhöhung, Entzug eines Reaktionsprodukts aus dem Gleichgewicht, Überschuss an Ausgangsstoff.

6. 1. Katalysatorschicht: Einleiten des Gasgemisches bei 440 °C, Erwärmung auf 600 °C, Abkühlung an einem Wärmetauscher.

2. Katalysatorschicht: Einleiten des Gasgemisches bei 450 °C, Erwärmung auf 510 °C, Abkühlung an einem Wärmetauscher.

3. Katalysatorschicht: Einleiten des Gasgemisches bei 435 °C, Erwärmung auf 450 °C, Abkühlung an einem Wärmetauscher.

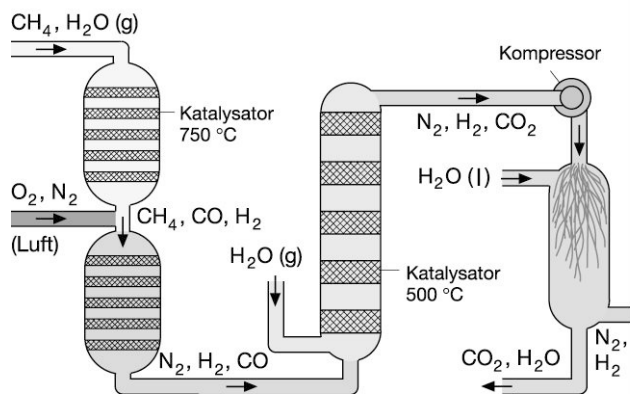
4. Katalysatorschicht: Einleiten des Gasgemisches bei 430 °C, Erwärmung auf 450 °C.

7. Bei einer Temperatur von 400 °C beträgt die Ausbeute an Schwefeltrioxid nahezu 100 %. Mit steigender Temperatur nimmt der Zerfall von Schwefeltrioxid stetig zu und die Ausbeute liegt bei 700 °C nur noch bei etwa 30 %. Dies ist mit dem exothermen Verlauf der Oxidation von Schwefeltrioxid zu erklären, da mit steigender Temperatur das Gleichgewicht zugunsten der Ausgangsstoffe verschoben wird.

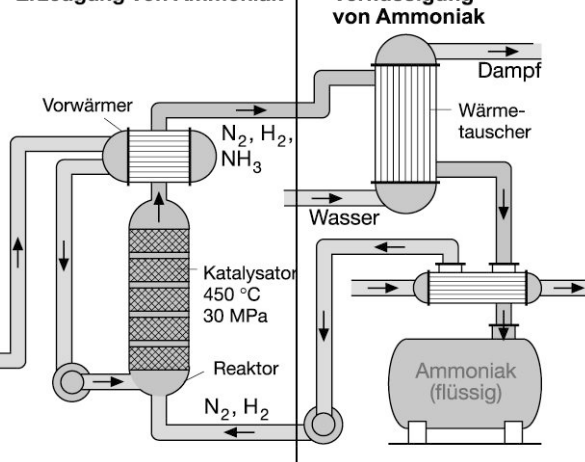
8. Bei der Reaktionssteuerung ist auf eine konstante Temperatur zu achten. Bei zu niedriger Temperatur verläuft die Reaktion zu langsam und bei einer zu hohen Temperatur verringert sich die Ausbeute an Schwefeltrioxid durch dessen Zerfall. Da die Oxidation von Schwefeldioxid exotherm ist und die Temperatur im Kontaktofen steigen würde, muss die freiwerdende Wärme mit Hilfe von Wärmetauschern stets abgeführt werden.

9. Durch die Zwischenabsorption von Schwefeltrioxid nach dem Durchströmen der dritten Katalysatorschicht, wird das Produkt nach dem Prinzip von LE CHATELIER aus dem Gleichgewicht entfernt und so der Umsatz von Schwefeldioxid auf insgesamt 99,5 % erhöht.

## Erzeugung des Synthesegemisches



## Erzeugung von Ammoniak

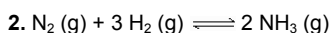


10. Schwefeldioxid ist stark giftig und ruft schon bei einem Volumenanteil von 0,04 % akute Vergiftungserscheinungen hervor. Die Oxidationsprodukte führen zu saurem Regen, der empfindliche Ökosysteme wie Wälder und Seen gefährdet sowie Gebäude und Materialien durch Säurekorrosion belastet.

Seite 166:

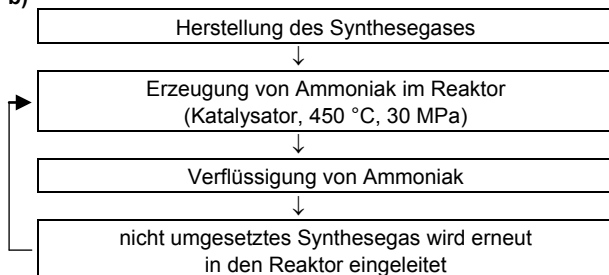
### Vom Stickstoff zum Dünger – Expertengruppe: Technische Herstellung von Ammoniak

- $\text{CH}_4 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO} (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g})$
- $2 \text{CH}_4 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{CO} (\text{g}) + 4 \text{H}_2 (\text{g})$
- $\text{CO} (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2 (\text{g})$
- $\text{CO}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2 (\text{aq})$



3. a), c) siehe Grafik oben

b)



4. Bei den üblichen Reaktionsbedingungen der Ammoniaksynthese mit einem Gesamtdruck von 30 MPa und einer Temperatur von 450 °C enthielte das Gasgemisch im Gleichgewichtszustand einen Volumenanteil von 38 % Ammoniak. Da aber die Verweilzeit im Reaktor sehr kurz ist, werden nur 15 % erreicht. Die Synthese findet daher in einem Kreislaufprozess statt: Der gebildete Ammoniak wird durch Verflüssigung laufend aus dem Gasgemisch entfernt. Den nicht umgesetzten Teil leitet man zusammen mit frischem Synthesegas erneut zum Reaktor.

Seite 167:

### Vom Stickstoff zum Dünger – Expertengruppe: Technische Herstellung von Ammoniak

$$1. K_p = \frac{p^2 (\text{NH}_3)}{p^3 (\text{H}_2) \cdot p (\text{N}_2)}$$

2. a), b) Hoher Druck, niedrige Temperatur

3. Das Gleichgewicht der Synthese von Ammoniak liegt bei niedrigen Temperaturen auf der Seite des gewünschten Reaktionsprodukts Ammoniak (Prinzip von LE CHATELIER). Aufgrund der Dreifachbindung ist das Stickstoffmolekül sehr reaktionsträge, und man muss hohe Temperaturen aufwenden, um die Moleküle in Atome zu spalten. Eine angemessene Reaktionsgeschwindigkeit lässt sich trotz guter Katalysatoren nur bei höheren Temperaturen erreichen.

4. Die Reaktionsbedingungen bei der Synthese von Ammoniak sind so gewählt, dass auch unter ökonomischen Gesichtspunkten eine größtmögliche Ausbeute an Ammoniak erzielt wird. Die Ausbeute könnte durch einen noch höheren Druck sowie durch eine niedrigere Temperatur erhöht werden. Die dafür nötigen Kompressoren wären jedoch zu kostspielig und die Reaktionsgeschwindigkeit bei niedrigeren Temperaturen zu gering.

Seite 168:

### Vom Stickstoff zum Dünger – Expertengruppe: Die Stickstofffrage

1. Die „Luftverbrennung“ erzeugt Stickstoffoxide im elektrischen Flammenbogen. Diese lassen sich zu Salpetersäure und Nitraten verarbeiten. Der „Umweg“ über die Ammoniak-Synthese nach dem HABER-BOSCH-Verfahren mit anschließender Oxidation des Ammoniaks im OSTWALD-Verfahren benötigt wesentlich weniger Energie und ist daher kostengünstiger.

2. Nach dem Minimum-Gesetz von SPRENGEL und LIEBIG bestimmt der Nährstoff, der am wenigsten angeboten wird, den Ertrag. Durch Ammoniak und die aus ihm entwickelten Stickstoffdünger liegt den Pflanzen verwertbarer Stickstoff in ausreichendem Maße vor. Dieser dient in der Hauptsache zum Aufbau von Proteinen, die ein wichtiger Bestandteil der Nahrung sind.

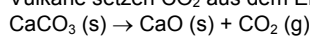
### Seite 173:

#### Entstehung der Erdatmosphäre

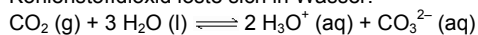
1. Kohlenstoffdioxid, Wasser

2. Geochemischer C-Kreislauf:

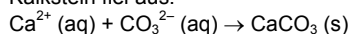
Vulkane setzen  $\text{CO}_2$  aus dem Erdinneren frei:



Kohlenstoffdioxid löste sich in Wasser:

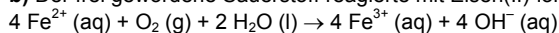


Kalkstein fiel aus:

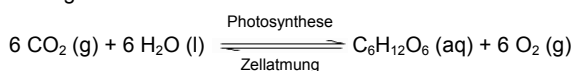


3. a)  $6 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + 6 \text{CO}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 (\text{aq}) + 6 \text{O}_2 (\text{g})$

b) Der frei gewordene Sauerstoff reagierte mit Eisen(II)-ionen:



4. Biogener C-Kreislauf:



### Seite 174:

#### Schnelltest „Chemisches Gleichgewicht“

1. C

2. B, C

3. D

4. C, D

5. C

6. A, D

7. A, B, D

8. B

9. B, C

10. A