



**MEHR
ERFAHREN**



ABITUR-TRAINING

Gymnasium

Rechnen in der Chemie



STARK

Inhalt

Vorwort

1	Größen und Größengleichungen	1
2	Grundlagen	3
2.1	Teilchenanzahl, Stoffmenge und stöchiometrische Rechenübungen	3
2.2	Die Angabe von Konzentrationen	10
2.3	Angaben zum Periodensystem und zur Schreibweise von Formeln ..	13
2.4	Wasserhärte	17
2.5	Aufgaben	21
3	Anwendungen des Massenwirkungsgesetzes	23
3.1	Chemisches Gleichgewicht und Massenwirkungsgesetz	23
3.2	Chemische Kinetik und Herleitung des Massenwirkungsgesetzes ...	27
3.3	Die Gleichgewichtskonstanten K_c und K_p	31
3.4	Die Abhängigkeit der Gleichgewichtskonstanten von Temperatur und Druck	36
3.5	Aufgaben	39
4	Säure-Base-Gleichgewichte in wässrigen Lösungen	41
4.1	Ionenprodukt des Wassers und pH-Wert	41
4.2	Die Säurekonstante K_S und die Berechnung von pH-Werten	44
4.3	pH-Werte von Salzlösungen	52
4.4	Pufferlösungen	54
4.5	Säure-Base-Titrationen	57
4.6	Aufgaben	61
5	Gleichgewichte in gesättigten wässrigen Lösungen	63
6	Elektrochemie	67
6.1	Einfache Berechnungen	67
6.2	Die Abhängigkeit des Elektrodenpotenzials von der Stoffmengenkonzentration	72
6.3	Vorhersage des Ablaufs von Redoxreaktionen	77
6.4	Elektrolyse	80
6.5	Redox titrationen	89
6.6	Aufgaben	92

7	Chemische Energetik	95
7.1	Die wichtigsten energetischen Größen	95
7.2	Berechnung von Reaktionsenthalpien	106
7.3	Reaktionsenthalpie und freie Reaktionsenthalpie	110
7.4	Berechnung von Gleichgewichtskonstanten aus energetischen Daten	113
7.5	Energetik und Elektrochemie	116
7.6	Aufgaben	117
8	Optische Aktivität	119
9	Radioaktivität	121
9.1	Gesetze des radioaktiven Zerfalls	121
9.2	Energie bei radioaktiven Zerfallsvorgängen	124
10	Die Genauigkeit von Rechenergebnissen	127
	Lösungen	129
	Anhang	147
	Konstanten	147
	Tabelle 1: Wichtige abgeleitete Größen und ihre Einheiten	148
	Tabelle 2: K_S - und pK_S -Werte (bei 25 °C)	149
	Tabelle 3: Normalpotenziale bei 25 °C in wässrigen Lösungen	150
	Tabelle 4: Molare Bildungsenthalpien und molare Entropien (bei 25 °C und 1 013 hPa)	152
	Periodensystem der Elemente	154
	Stichwortverzeichnis	155

Vorwort

L-Ascorbinsäure ist unter der Bezeichnung Vitamin C als lebensnotwendiger Bestandteil der Nahrung bekannt. Würde man 1 g Vitamin C gleichmäßig an alle Bürger der Bundesrepublik verteilen, bekäme jeder Einzelne immerhin ca. 40 Billionen Moleküle. Das reicht bei weitem nicht aus und zeigt, dass es nicht darauf ankommt, ob wir Vitamin C erhalten, sondern nur, wie viel wir davon erhalten. Ähnliches gilt für praktisch alle Stoffe, die im Labor oder in der Industrie hergestellt, verbraucht oder auch als Giftstoffe in unsere Umwelt gelangen. Der quantitative Aspekt hat aber immer mit Berechnungen zu tun. Rechenaufgaben sind deswegen unverzichtbarer Bestandteil des Chemieunterrichts und es wird kaum eine Klassenarbeit oder Abituraufgabe ohne eine Berechnung geben.

Die meisten dieser Rechenaufgaben lassen sich ohne großen Aufwand lösen. Als Voraussetzung werden nur wenige Grundkenntnisse aus dem Mathematikunterricht benötigt. Dieses Buch soll möglichst alle Bereiche behandeln, in denen Berechnungen im Rahmen des Chemieunterrichts vorkommen können. Die nötigen mathematischen Beziehungen werden dabei nicht wie in einer Formelsammlung einfach aufgezählt, sondern besprochen, hergeleitet und an Beispielen erläutert.

Das Buch wendet sich an die Schülerinnen und Schüler, die das Fach Chemie in der Sekundarstufe II belegt haben. Manche Inhalte stehen nur in den Lehrplänen weniger Bundesländer. Die Kapitel sind daher so strukturiert, dass sie weitgehend unabhängig voneinander bearbeitet werden können.

Viele Anregungen zu diesem Buch habe ich von Schülerinnen und Schülern aus 17 Leistungs- und Grundkursen erhalten, die ich zum Abitur geführt habe. Besonderen Dank schulde ich Hannelore, Daniela, Silja, Mirco und Philipp für Korrekturen am Manuskript und vor allem der zuständigen Redakteurin vom Stark Verlag, die mich während der ganzen Arbeit an diesem Buch in jeder Hinsicht hervorragend unterstützt hat.

Allen Schülerinnen und Schülern wünsche ich viel Erfolg beim Lernen und Spaß an der Chemie. Bei vielen wird sie in Ausbildung und Beruf und bei allen wegen der großen Bedeutung des Umweltschutzes eine wichtige Rolle spielen.

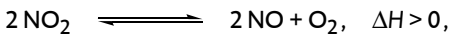
Karl Kanz

3.4 Die Abhängigkeit der Gleichgewichtskonstanten von Temperatur und Druck

Da die Geschwindigkeit jeder Reaktion von der Temperatur abhängt, sind auch die Geschwindigkeitskonstanten k_1 und k_2 für die „Hinreaktion“ und die „Rückreaktion“ im chemischen Gleichgewicht von der Temperatur abhängig. Bei einer bestimmten Temperaturänderung ändern sich diese Konstanten aber nicht im gleichen Ausmaß. Das hat zur Folge, dass die Gleichgewichtskonstante K ebenfalls von der Temperatur abhängt:

$$K = f(T).$$

Qualitativ lässt sich diese Abhängigkeit mit dem **Prinzip von LE CHATELIER** beschreiben. Eine Temperaturerhöhung begünstigt die endotherme Reaktion. Für den Zerfall von Stickstoffdioxid in Stickstoffmonoxid und Sauerstoff gilt:



$$\frac{p^2(\text{NO}) \cdot p(\text{O}_2)}{p^2(\text{NO}_2)} = \frac{k_1}{k_2} = K_p.$$

Bei einer Erhöhung der Temperatur nimmt k_1 stärker zu als k_2 , dadurch wird K_p größer:

Temperatur ϑ	100 °C	300 °C	600 °C
K_p	57 Pa	200 Pa	$6,8 \cdot 10^5$ Pa

Die Frage nach der Druckabhängigkeit der Gleichgewichtskonstanten lässt sich ebenfalls mit einem Rückblick auf die bei der Herleitung des Massenwirkungsgesetzes angestellten Überlegungen beantworten. Die Geschwindigkeitskonstanten k_1 und k_2 für die Hinreaktion und die Rückreaktion sind Proportionalitätskonstanten. Das bedeutet, dass sie von den Stoffmengenkonzentrationen bzw. den Partialdrücken unabhängig sind. Daher ist auch K_c von der Konzentration und K_p vom Druck unabhängig. Allerdings gilt das nur, wenn sich die im Gleichgewicht vorliegenden Stoffe ideal verhalten. Das ist weder bei extrem hohen Konzentrationen noch bei extrem hohen Drücken der Fall.

Das **Prinzip vom kleinsten Zwang** (LE CHATELIER-Prinzip) ermöglicht auch Aussagen über die Druckabhängigkeit von Gleichgewichten. Bei Druckerhöhung werden Gleichgewichte zugunsten der Stoffe verschoben, deren Bildung mit einer Verringerung des Volumens verbunden ist. Wir können diesen Sachverhalt auch mathematisch begründen und stellen dazu folgende Überlegung an:

Eine Verdoppelung des Druckes ohne Verschiebung der Lage des Gleichgewichts hätte eine Verdoppelung aller Partialdrücke zur Folge, aus $p(\text{NO})$ wird $p'(\text{NO}) = 2 p(\text{NO})$ usw. Aus

$$\frac{p^2(\text{NO}) \cdot p(\text{O}_2)}{p^2(\text{NO}_2)} \quad \text{würde} \quad \frac{4p^2(\text{NO}) \cdot 2p(\text{O}_2)}{4p^2(\text{NO}_2)} = K' = 2 K_p .$$

Bei einer Druckerhöhung ohne verstärkte Bildung von Stickstoffdioxid käme es zu einem Anstieg von K_p . Da K_p bei nicht zu starken Druckänderungen konstant bleibt, bedeutet eine Druckerhöhung eine Störung des Gleichgewichtszustandes. Sie muss dadurch wieder ausgeglichen werden, dass aus Stickstoffmonoxid und Sauerstoff Stickstoffdioxid gebildet wird.

Beispiel 1:

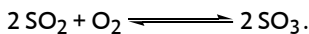
Für das Schwefeldioxid-Schwefeltrioxid-Gleichgewicht wurden die Volumenanteile der im Gleichgewicht stehenden Gasportionen bei verschiedenen Temperaturen und einem Druck von $p = 1\,013 \text{ hPa}$ gemessen:

	$\varphi(\text{SO}_3)$	$\varphi(\text{SO}_2)$	$\varphi(\text{O}_2)$
$\vartheta = 500^\circ\text{C}$	91 %	6 %	3 %
$\vartheta = 600^\circ\text{C}$	76 %	16 %	8 %

Zeigen Sie durch Berechnung, dass die Gleichgewichtskonstante K_p von der Temperatur abhängt!

Lösung:

Reaktionsgleichung:



Bei 500°C :

$$\frac{p^2(\text{SO}_3)}{p^2(\text{SO}_2) \cdot p(\text{O}_2)} = \frac{(0,91 \cdot 1013 \text{ hPa})^2}{(0,06 \cdot 1013 \text{ hPa})^2 \cdot 0,03 \cdot 1013 \text{ hPa}} = 7,6 \text{ hPa}^{-1} = K_p .$$

Bei 600°C :

$$\frac{p^2(\text{SO}_3)}{p^2(\text{SO}_2) \cdot p(\text{O}_2)} = \frac{(0,76 \cdot 1013 \text{ hPa})^2}{(0,16 \cdot 1013 \text{ hPa})^2 \cdot 0,08 \cdot 1013 \text{ hPa}} = 0,28 \text{ hPa}^{-1} = K_p .$$

Die Gleichgewichtskonstante K_p nimmt mit steigender Temperatur ab.

Beispiel 2:

Literaturangaben zufolge erhält man nach Einstellung des Ammoniak-Gleichgewichts bei $\vartheta = 450\text{ °C}$ folgende Volumenanteile, wenn die Ausgangsstoffe Stickstoff und Wasserstoff im stöchiometrisch richtigen Volumenverhältnis zusammengegeben worden sind.

	$\varphi(\text{NH}_3)$
$p = 10\text{ bar}$	2%
$p = 50\text{ bar}$	9,2%

Berechnen Sie K_p für die beiden Fälle! Welche Schlussfolgerungen lassen sich aus dem Ergebnis ableiten?

Lösung:

Aus dem Volumenanteil $\varphi(\text{NH}_3)$ der Ammoniakportion im Gleichgewicht und dem Druck p der Gasmischung erhält man den Partialdruck $p(\text{NH}_3)$. Die Partialdrücke der anderen Komponenten Stickstoff und Wasserstoff verhalten sich wie 1 : 3, weil die Ausgangsstoffe im stöchiometrisch richtigen Verhältnis zusammengegeben worden sind.

Es ergeben sich folgende Werte:

$$\begin{aligned}
 p = 10\text{ bar: } \quad p(\text{NH}_3) &= 0,02 \cdot 10\text{ bar} = 0,2\text{ bar}; \\
 p(\text{N}_2) &= \frac{1}{4} \cdot 0,98 \cdot 10\text{ bar} = 2,45\text{ bar}; \\
 p(\text{H}_2) &= \frac{3}{4} \cdot 0,98 \cdot 10\text{ bar} = 7,35\text{ bar}.
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 p = 50\text{ bar: } \quad p(\text{NH}_3) &= 0,092 \cdot 50\text{ bar} = 4,6\text{ bar}; \\
 p(\text{N}_2) &= \frac{1}{4} \cdot 0,908 \cdot 50\text{ bar} = 11,35\text{ bar}; \\
 p(\text{H}_2) &= \frac{3}{4} \cdot 0,908 \cdot 50\text{ bar} = 34,05\text{ bar}.
 \end{aligned}$$

Eingesetzt in das Massenwirkungsgesetz:

$$p = 10\text{ bar: } \quad \frac{p^2(\text{NH}_3)}{p(\text{N}_2) \cdot p^3(\text{H}_2)} = \frac{(0,2\text{ bar})^2}{2,45\text{ bar} \cdot (7,35\text{ bar})^3} = 4,1 \cdot 10^{-5}\text{ bar}^{-2}.$$

$$p = 50\text{ bar: } \quad \frac{p^2(\text{NH}_3)}{p(\text{N}_2) \cdot p^3(\text{H}_2)} = \frac{(4,6\text{ bar})^2}{11,35\text{ bar} \cdot (34,05\text{ bar})^3} = 4,7 \cdot 10^{-5}\text{ bar}^{-2}.$$

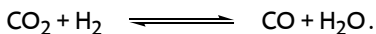
Wie man sieht, ändert sich die Gleichgewichtskonstante bei einer Druckerhöhung von 10 bar auf 50 bar nur wenig. Die Rechnung zeigt auch, dass das Massenwirkungsgesetz in der angegebenen Form bei starken Druckänderungen nicht mehr streng gilt.

Zusammenfassung

- Die Gleichgewichtskonstanten sind von der Temperatur abhängige Größen. Qualitativ kann die Temperaturabhängigkeit mithilfe des **Prinzips vom kleinsten Zwang** vorhergesagt werden: Eine Temperaturerhöhung begünstigt die endotherme Reaktion.
- Das Massenwirkungsgesetz in der von uns besprochenen Form ist nur für verdünnte Lösungen bzw. Gemische idealer Gase gültig. Nur dann ist K_c von der Konzentration und K_p vom Druck unabhängig. Andernfalls handelt es sich um Näherungen und man darf keine hohen Ansprüche an die Genauigkeit der Ergebnisse stellen.

3.5 Aufgaben

- 7 Bei Vorgängen in der Technik ist das Wassergas-Gleichgewicht von Bedeutung:



- Eine Gasanalyse ergab für $T = 600 \text{ K}$ und $p = 1 \text{ bar}$ die folgenden Partialdrücke: $p(\text{CO}) = p(\text{H}_2\text{O}) = 0,081 \text{ bar}$ sowie $p(\text{CO}_2) = p(\text{H}_2) = 0,419 \text{ bar}$. Berechnen Sie die Gleichgewichtskonstante K_p !
- Die Bestimmung der Gleichgewichtskonstanten ergab für $T = 700 \text{ K}$ den Wert 0,112 und für $T = 1500 \text{ K}$ den Wert 2,63. Berechnen Sie die Zusammensetzung der Gleichgewichtsmischung für die angegebenen Temperaturen unter der Annahme, dass von einem stöchiometrisch richtigen Verhältnis der Ausgangsstoffe ausgegangen worden ist und der Druck $p = 1 \text{ bar}$ beträgt!

- 8 Durch Reaktion von Ethansäure mit Ethanol ist Ethansäureethylester hergestellt worden. Eine nach der Einstellung des Gleichgewichts durchgeführte quantitative Analyse hat folgende Werte ergeben:

Volumen der Mischung $V = 1 \text{ L}$,

Massen der Stoffportionen:

$m(\text{CH}_3\text{COOH}) = 188,5 \text{ g}$; $m(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 144,5 \text{ g}$;

$m(\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5) = 553,8 \text{ g}$ und $m(\text{H}_2\text{O}) = 113,2 \text{ g}$.

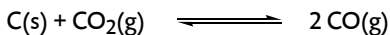
Berechnen Sie die Gleichgewichtskonstante K_c !

- 9 Phosgen (Formel COCl_2) ist trotz seiner hohen Giftigkeit ein technisch wichtiger Stoff. Untersuchungen des Gleichgewichts



ergaben für $T = 1123 \text{ K}$ die Gleichgewichtskonstante $K_p = 6 \cdot 10^{-6} \text{ hPa}^{-1}$

und für das Gleichgewicht



bei der gleichen Temperatur die Gleichgewichtskonstante

$K_p = 1,3 \cdot 10^{17} \text{ hPa}$.

Formulieren Sie für jedes der beiden Gleichgewichte das Massenwirkungsgesetz und berechnen Sie die Gleichgewichtskonstante K_p für die Direktsynthese von Phosgen aus Kohlenstoff, Kohlenstoffdioxid und Chlor.

- 10 Das unbeständige Salz Ammoniumhydrogensulfid (Formel NH_4^+HS^-) zerfällt schon bei niedrigen Temperaturen in merklichem Umfang in die Gase Ammoniak und Schwefelwasserstoff.

Gibt man $6,16 \text{ g}$ Ammoniumhydrogensulfid in ein geschlossenes, luftleeres Gefäß mit dem Volumen $V = 4 \text{ L}$, so beträgt der Druck nach Einstellung des Gleichgewichts $p = 709 \text{ hPa}$ und es bleibt noch etwas festes Ammoniumhydrogensulfid übrig, dessen Volumen man vernachlässigen kann.

- a) Formulieren Sie das Massenwirkungsgesetz für dieses heterogene Gleichgewicht und berechnen Sie die Gleichgewichtskonstante K_p !
- b) Wie groß ist die Masse der im Gefäß vorhandenen Portion des festen Ammoniumhydrogensulfids?

Hinweis: Unter den gegebenen Bedingungen beträgt das molare Volumen der Gase $V_m = 34,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Mit den molaren Massen $M(\text{H}_2\text{O}) = 18,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ und $M(\text{CO}_2) = 44,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ergeben sich

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{0,559 \text{ g}}{18,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,031 \text{ mol} \quad \text{und} \quad n(\text{H}) = 2 \cdot n(\text{H}_2\text{O}) = 0,062 \text{ mol},$$

$$n(\text{CO}_2) = \frac{0,908 \text{ g}}{44,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,021 \text{ mol} \quad \text{und} \quad n(\text{C}) = 0,021 \text{ mol}.$$

Die bis jetzt bekannten Stoffmengen betragen

$$n(\text{X}) = 0,0103 \text{ mol}; \quad n(\text{H}) = 0,062 \text{ mol} \quad \text{und} \quad n(\text{C}) = 0,021 \text{ mol}.$$

Zur Berechnung einer Verhältnisformel werden alle Stoffmengen durch die kleinste vorkommende Stoffmenge dividiert. Der kleinste Wert muss die Stoffmenge der untersuchten Stoffportion, also immer $n(\text{X})$ sein, da kein Molekül weniger als 1 Atom enthalten kann und wir grundsätzlich bei den Formelindizes ganze Zahlen verwenden: $n(\text{X}) = 1 \text{ mol}$; $n(\text{H}) = 6 \text{ mol}$ und $n(\text{C}) = 2 \text{ mol}$.

Für die Verhältnisformel ergibt sich: $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_y$

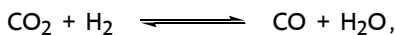
Da ein Kohlenwasserstoff mit der Formel C_2H_6 nur die molare Masse $M(\text{C}_2\text{H}_6) \approx 30 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ hätte, die molare Masse $M(\text{X})$ der untersuchten Verbindung aber $46,16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ beträgt, muss jedes Molekül 1 Sauerstoffatom enthalten. Dann gilt:

$$M(\text{C}_2\text{H}_6) + M(\text{O}) = 30 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} + 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Die organische Verbindung hat die Verhältnisformel $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

Hinweis: Es könnte sich also um Ethanol oder Dimethylether handeln. Da Ethanol bei Zimmertemperatur flüssig, Dimethylether ein Gas ist, war der untersuchte Stoff Ethanol.

7 a) Reaktionsgleichung:



$$\frac{p(\text{CO}) \cdot p(\text{H}_2\text{O})}{p(\text{CO}_2) \cdot p(\text{H}_2)} = \frac{(0,081 \text{ bar})^2}{(0,419 \text{ bar})^2} = 3,74 \cdot 10^{-2} = K_p.$$

Die Gleichgewichtskonstante hat den Wert $K_p = 3,74 \cdot 10^{-2}$.

- b) Da die Ausgangsstoffe im stöchiometrisch richtigen Verhältnis zusammengegeben worden sind, gilt:

$$p(\text{CO}_2) = p(\text{H}_2) \quad (\text{Gleichung 1}).$$

Da die Anzahl der gebildeten Kohlenstoffmonooxidmoleküle gleich der Anzahl der gebildeten Wassermoleküle ist, gilt außerdem

$$p(\text{CO}) = p(\text{H}_2\text{O}) \quad (\text{Gleichung 2}).$$

Zu Beginn der Reaktion betragen die Partialdrücke der Gase Kohlenstoffdioxid und Wasserstoff jeweils $0,5 p$. Nach Einstellung des Gleichgewichts betragen sie

$$p(\text{CO}_2) = 0,5 p - p(\text{CO}) \quad (\text{Gleichung 3}),$$

und

$$p(\text{H}_2) = 0,5 p - p(\text{CO}) \quad (\text{Gleichung 4}).$$

Eingesetzt in das Massenwirkungsgesetz ergibt sich, wenn wir der Übersichtlichkeit wegen $p(\text{CO})$ durch die vom Mathematikunterricht her bekannte Variable x ersetzen:

$$\frac{p(\text{CO}) \cdot p(\text{H}_2\text{O})}{p(\text{CO}_2) \cdot p(\text{H}_2)} = \frac{p^2(\text{CO})}{(0,5 p - p(\text{CO}))^2} = \frac{x^2}{(0,5 p - x)^2} = K_p.$$

Nach x aufgelöst ergibt sich für diese quadratische Gleichung:

$$x^2 = K_p \cdot (0,5 p - x)^2$$

In die Normalform übergeführt, lautet diese Gleichung:

$$(1 - K_p) \cdot x^2 + p \cdot K_p \cdot x - (0,5 p)^2 \cdot K_p = 0.$$

Diese quadratische Gleichung liefert die Lösungen:

$$x_{1,2} = \frac{-p \cdot K_p \pm \sqrt{p^2 K_p^2 + 4 \cdot (1 - K_p) \cdot (0,5 p)^2 \cdot K_p}}{2 \cdot (1 - K_p)}.$$

Mit $x = p(\text{CO})$, $p = 1$ bar und $K_p = 0,112$ wird daraus:

$$p(\text{CO}) = x = \frac{-0,112 \text{ bar} \pm 1 \text{ bar} \cdot \sqrt{0,112}}{2 \cdot (1 - 0,112)} = 0,125 \text{ bar}.$$

Jede quadratische Gleichung besitzt zwei Lösungen. Die zweite Lösung ist hier unrealistisch, weil sie einen negativen Wert ergibt. Damit betragen die Partialdrücke:

$$p(\text{CO}) = p(\text{H}_2\text{O}) = 0,125 \text{ bar},$$

$$p(\text{CO}_2) = p(\text{H}_2) = 0,5 \text{ bar} - 0,125 \text{ bar} = 0,375 \text{ bar}.$$

Für die höhere Temperatur von $T = 1500 \text{ K}$ hat die Gleichgewichtskonstante den Wert 2,63.

Die quadratische Gleichung lautet dann

$$p(\text{CO}) = x = \frac{-2,63 \text{ bar} \pm 1 \text{ bar} \cdot \sqrt{2,63}}{2 \cdot (1 - 2,63)} = 0,309 \text{ bar} \quad (1,3 \text{ bar}).$$

(Die zweite Lösung, nämlich $p(\text{CO}) = 1,3 \text{ bar}$, ist unrealistisch, da der Druck nur $p = 1 \text{ bar}$ beträgt.)

Für $T = 1500 \text{ K}$ erhalten wir demnach die folgenden Partialdrücke:

$$p(\text{CO}) = p(\text{H}_2\text{O}) = 0,309 \text{ bar} \quad \text{und}$$

$$p(\text{CO}_2) = p(\text{H}_2) = 0,5 \text{ bar} - 0,309 \text{ bar} = 0,191 \text{ bar}.$$

- 8 Aus den angegebenen Massen der Stoffportionen müssen zunächst die Konzentrationen berechnet werden. Da $c = n/V$ und $n = m/M$, gilt für jede Komponente der Mischung:

$$c = \frac{m}{M \cdot V}.$$

Die molaren Massen berechnet man mithilfe der in der Periodentafel angegebenen Atommassen. Dann ergibt sich:

$$c(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{188,5 \text{ g}}{60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 1 \text{ L}}; \quad c(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \frac{144,5 \text{ g}}{46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 1 \text{ L}};$$

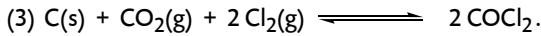
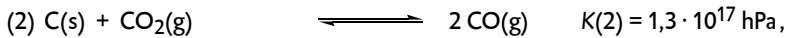
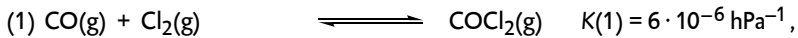
$$c(\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5) = \frac{553,8 \text{ g}}{88 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 1 \text{ L}}; \quad c(\text{H}_2\text{O}) = \frac{113,2 \text{ g}}{18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 1 \text{ L}}.$$

Eingesetzt in das Massenwirkungsgesetz ergibt sich:

$$\frac{c(\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5) \cdot c(\text{H}_2\text{O})}{c(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot c(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})} = K_c = 4,01.$$

Die Gleichgewichtskonstante für die Bildung von Ethansäureethylester aus Ethansäure und Ethanol beträgt $K_c = 4,01$.

9 Die Reaktionsgleichungen für die drei Gleichgewichte lauten:



Daraus ergibt sich das Massenwirkungsgesetz für die Gleichgewichte (1), (2) und (3):

$$\frac{p(\text{COCl}_2)}{p(\text{CO}) \cdot p(\text{Cl}_2)} = K(1), \quad \frac{p^2(\text{CO})}{p(\text{CO}_2)} = K(2) \quad \text{und} \quad \frac{p^2(\text{COCl}_2)}{p(\text{CO}_2) \cdot p^2(\text{Cl}_2)} = K(3).$$

Bei einer genauen Betrachtung der drei Brüche stellt man fest, dass folgende Beziehung erfüllt ist:

$$K^2(1) \cdot K(2) = K(3), \quad \text{also gilt}$$

$$K(3) = (6 \cdot 10^{-6} \text{ hPa}^{-1})^2 \cdot 1,3 \cdot 10^{17} \text{ hPa} = 4,7 \cdot 10^6 \text{ hPa}^{-1}.$$

Die Gleichgewichtskonstante für die Synthese von Phosgen aus Kohlenstoff, Kohlenstoffdioxid und Chlor hat bei $T = 1\,123 \text{ K}$ den Wert

$$K_p = 4,7 \cdot 10^6 \text{ hPa}^{-1}.$$

10 a) Reaktionsgleichung:



Bei der Reaktion entstehen gleich viele Ammoniakmoleküle wie Schwefelwasserstoffmoleküle. Damit ergeben sich die Partialdrücke:

$$p(\text{NH}_3) = p(\text{H}_2\text{S}) = 0,5 \cdot 709 \text{ hPa} \quad (\text{Gleichung 1}).$$

Das Massenwirkungsgesetz für das heterogene Gleichgewicht lautet:

$$p(\text{NH}_3) \cdot p(\text{H}_2\text{S}) = K_p \quad (\text{Gleichung 2}).$$

Gleichung 1 in Gleichung 2 eingesetzt liefert:

$$(0,5 \cdot 709 \text{ hPa}) \cdot (0,5 \cdot 709 \text{ hPa}) = 1,26 \cdot 10^5 \text{ hPa}^2 = K_p.$$

K_p hat unter den gegebenen Bedingungen den Wert $1,26 \cdot 10^5 \text{ hPa}^2$.



© **STARK Verlag**

www.stark-verlag.de

info@stark-verlag.de

Der Datenbestand der STARK Verlag GmbH ist urheberrechtlich international geschützt. Kein Teil dieser Daten darf ohne Zustimmung des Rechteinhabers in irgendeiner Form verwertet werden.

STARK