



Leseprobe

Taschenbuch der Chemie

Herausgegeben von Karl Schwister

ISBN: 978-3-446-42211-7

Weitere Informationen oder Bestellungen unter

<http://www.hanser.de/978-3-446-42211-7>

sowie im Buchhandel.

7 Allgemeine Reaktionsbegriffe

7.1 Symbole und Formeln

Chemische Elemente werden üblicherweise durch Buchstabensymbole gekennzeichnet. Die überwiegende Anzahl dieser Bezeichnungen wird international angewendet. Das Elementsymbol repräsentiert die absolute bzw. relative Atommasse, die Ordnungszahl und in einer chemischen Gleichung auch die Stoffmenge von einem Mol des Elements. Ist in einem Molekül mehr als 1 mol einer Elementsorte vertreten, so erhält das Symbol zusätzlich den entsprechenden Zahlenwert als Index unten rechts.



Beispiel:

Symbol des Elements	: O (Sauerstoff)
Relative Atommasse	: 15,9994
Ordnungszahl im PSE	: 8
Anzahl der Ionenladungen	: z. B. (2-) in O^{2-}
Anzahl der Atome im Molekül	: z. B. (3) in SO_3

Bild 7-1: Elementsymbol und Bedeutung der Indizes

Chemische Formeln von Molekülen enthalten die Atomsymbole und die Anzahl der Atome. Handelt es sich um Ionen, so wird die **Ladungszahl** mit angegeben. Bei Formeln binär aufgebauter Verbindungen wird der elektropositivere Bestandteil zuerst genannt. In vielen Fällen wird der Begriff einer binären Verbindung auch auf Systeme ausgeweitet, in denen bestimmte Atome als Gruppen auftreten (NH_4^+ Ammonium, NO_3^- Nitrat, PO_4^{3-} Phosphat, SO_4^{2-} Sulfat usw.). Entsprechend der IUPAC-Nomenklatur ist die Bezeichnung einer Verbindung (rationeller Name) geregelt:

Der Name des vorangestellten elektropositiven Bestandteils (Atom oder Atomgruppe) wird nicht verändert, der elektronegative wird als lateinischer Wortstamm angefügt, wobei Bestandteile, die nur ein Atom enthalten die Endung -id, mehratomige die Endung -at tragen. Die Endung -it wird auf Verbindungen angewendet, in denen die Oxidationszahl nicht maximal ist (NO_2^- Nitrit, SO_3^{2-} Sulfit, ClO_2^- Chlorit usw.). Teilweise werden die Atomzahlenverhältnisse durch die griechischen Zahlwörter mono, di, tri, tetra, penta, hexa, hepta, octa usw. im Namen mit zum Ausdruck gebracht.

Beispiele: Namen von binären und höheren Verbindungen

NaCl (Natriumchlorid), KBr (Kaliumbromid), CaC_2 (Calciumcarbid), Al_2O_3 (Aluminiumoxid), P_2O_5 (Phosphorpentoxid), Cl_2O (Dichloroxid), OF_2 (Sauerstoffdifluorid), KNO_3 (Kaliumnitrat), KMnO_4 (Kaliumpermanganat), $(\text{NH}_4)_2(\text{Cr}_2\text{O}_7)$ (Ammoniumdichromat), $\text{Na}_2(\text{S}_2\text{O}_3)$ (Natriumthiosulfat), CaCO_3 (Calciumcarbonat), FeO (Eisenoxid), BCl_3 (Bortrichlorid).

Verbindungen mit hohem ionischem Bindungscharakter werden häufig nach einer etwas anderen Systematik benannt (Nomenklatur nach STOCK). Dabei wird das Verhältnis der Anzahl der Atome (Kationen : Anionen) einer bestimmten Verbindung durch die Wertigkeit des Kations (Metall) zum Ausdruck gebracht. Bei dem Wertigkeitsbegriff handelt es sich um die **Oxidationszahl** (vgl. Abschn. 7.2), diese wird mit einer römischen Ziffer in Klammern unmittelbar hinter dem Namen des Elements angegeben. Somit ergibt sich beispielsweise mit der Bezeichnung Eisen(III)-oxid auch das Atomverhältnis (2 : 3) in der Verbindung Fe_2O_3 .

Beispiele: Eisen(II)-chlorid FeCl_2 , Blei(IV)-oxid PbO_2 , Mangan(VII)-oxid Mn_2O_7 , Phosphor(V)-oxid P_2O_5 .

Die Zusammensetzung und der strukturelle Aufbau chemischer Verbindungen werden durch verschiedene Arten von Formeln zum Ausdruck gebracht. Die Auswahl des Arbeitsmittels „**Formel**“ richtet sich in erster Linie nach dem Verwendungszweck. Es haben sich unterschiedliche Arten von Formeltypen herausgebildet, in denen jeweils bestimmte Eigenschaften mehr oder weniger stark dominieren. Die Formeltypen werden in zwei Gruppen eingeteilt.

Die Summenformel (Bruttoformel, empirische Formel) gibt die Elementzusammensetzung der betreffenden Substanz an. Die Anzahl der Atome ist dem jeweiligen Symbol als Index beigefügt.

Um stöchiometrische¹ Rechnungen durchzuführen, reichen Summenformeln vollkommen aus. Häufig geht man noch einen Schritt weiter und beschreibt gleichzeitig die Anzahl der Atome im Molekül bzw. in der Baueinheit (**Molekülformel**). Somit erhält beispielsweise Wasserstoffperoxid die Molekülformel H_2O_2 , Dicyan $(\text{CN})_2$ und Benzen C_6H_6 . Die ein-

¹ *toicheion* (gr.): Grundstoff, *metron* (gr.): Maß. Der Zusammenhang zwischen der mit einer chemischen Reaktion verbundenen stofflichen Veränderung und deren quantitativen Beziehungen wird von der Stöchiometrie behandelt.

fachen Verhältnisangaben HO, CN und CH würden in den Summenformeln zum Ausdruck kommen, entsprechen aber nicht den bekannten stöchiometrischen Wertigkeiten der beteiligten Atomarten. **Molekülformeln** spiegeln demzufolge die stöchiometrischen Atomzahlenverhältnisse, die in der einfachsten Struktureinheit vorliegen, wider.

In vielen Fällen können dem tatsächlichen Aufbau einer Verbindung größere Einheiten zu Grunde liegen. Aluminiumchlorid, Phosphorpentoxid oder Essigsäure sind Beispiel hierfür – sie liegen als Dimere vor. Andere Verbindungen existieren sogar als Trimere oder als Polymere (z. B. Wasser oder Fluorwasserstoff). Aber auch in diesen Fällen genügt die Formel der monomeren Einheit (Summenformel) den Anforderungen der Stöchiometrie. Dies gilt auch für die Formeln vieler Festkörper, in deren Aufbau keine molekularen Strukturen erkennbar sind.

Beispiele: Summenformeln

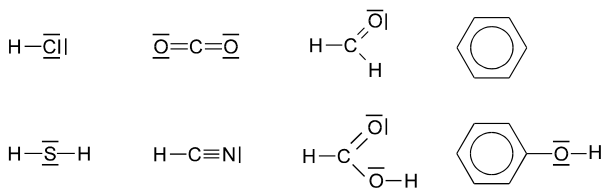
$\text{H}_6\text{C}_2\text{O}$ Ethylalkohol	$\text{H}_4\text{C}_2\text{O}_2$ Essigsäure	Na_2CO_3 Natriumcarbonat	CaSO_4 Calciumsulfat
KMnO_4 Kaliumpermanganat	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ Natriumthio-sulfat	C_2H_4 Ethen	C_4H_{10} Butan

Beim zweiten Formeltyp, den **Strukturformeln**, wird die Verknüpfung der Atome angegeben (**Konstitutionsformel**) und zusätzlich die Orientierung der Atome bzw. Atomgruppen zueinander (**Konformationsformel**). Die Konformationsformel hat besonders in der organischen Chemie Bedeutung. Bei dieser Darstellung geht es um die flexible Anordnung der Atome bzw. Atomgruppen, wenn die Struktureinheiten zueinander beweglich sind. Einzelheiten hierzu siehe Organische Chemie.

Die **Konstitutionsformeln** als Strukturformeln im eigentlichen Sinne weisen im Gegensatz zu den Bruttoformeln bestimmte Atomgruppierungen aus, die erste Einblicke in den chemischen Charakter der Verbindung zulassen. Diese Formelart findet in der Chemie am häufigsten Anwendung, weil die zum Verständnis des Reaktionsverhaltens notwendigen Informationen über Größe, Struktur usw. der Verbindung geliefert werden. Eine typische Form ist die **Valenzstrichformel**, in der die komplexe Problematik der chemischen Bindung auf einen Verbindungsstrich als Symbol reduziert wird.

Um Struktur- und Bindungsmerkmale deutlicher hervorzuheben, erhält der Symbolstrich in den Valenzstrichformeln zwei unterschiedliche Bedeutungen. Er kann einerseits als gemeinsames (bindendes) Elektronenpaar der Atome aufgefasst werden und ist damit in einer Bindung lokalisiert. Weiterhin werden freie (einsame) Elektronenpaare durch ein Strichsymbol an den Atomen dargestellt, sie verdeutlichen keine konkrete Bindung. Ein Ring symbolisiert häufig drei **delokalisierte Elektronenpaare**, die keinem bestimmten Atom zugeordnet werden können (vgl. Organische Chemie).

Beispiele: Strukturformeln (Konstitutionsformeln)



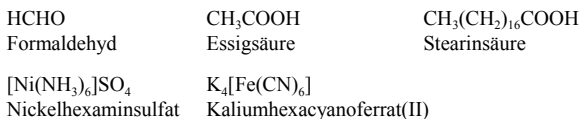
Mitunter ist es sinnvoll, die Elektronensituation detaillierter darzustellen. Hierzu wird der Symbolstrich zum Doppelpunkt (Symbol eines Elektronenpaares) aufgelöst. Diese Notwendigkeit ergibt sich beispielsweise, um ein Radikal (Atom- oder Molekülradikal) mit einem einzelnen, ungepaarten Elektron darzustellen.

Elektronenformeln werden bei ionogen aufgebauten Verbindungen zur **Ionenformel** vereinfacht, wobei alle Elektronensymbole weggelassen und nur die Ionenladungen am Elementsymbol beibehalten werden.



Strukturformeln können auch auf die wichtigsten Atomgruppierungen reduziert werden (teilweise in Klammern stehend), um mit dieser rationellen Schreibweise die Formel übersichtlicher zu gestalten.

Beispiele: Rationelle Formeln



7.2 Quantitative Eigenschaften von Formeln und Gleichungen

Die chemische Reaktionsgleichung ist ein kurzer und anschaulicher Ausdruck für stoffliche Veränderungen, die bei einer chemischen Reaktion eintreten. Sie gibt sowohl eine qualitative als auch eine quantitative Beschreibung der chemischen Vorgänge. Die Reaktionsgleichung gibt nicht nur Auskunft darüber, welche Stoffe an der Reaktion teilnehmen, sondern auch in welchem Masseverhältnis diese Stoffe miteinander reagieren (vgl. Abschn. 1.1). Um eine Reaktionsgleichung aufstellen zu können, müssen Anzahl und Art der Atome auf beiden Seiten der Reaktion gleich und ihre Struktur und Zusammensetzung bekannt sein. Aus der Reaktionsgleichung lässt sich daher entnehmen, wie viele Mole eines Reaktionsproduktes aus einem Mol einer gegebenen Ausgangssubstanz entstehen.

Beispiel: Metallisches Eisen reagiert mit Salzsäure unter Wasserstoffentwicklung gemäß folgender Reaktionsgleichung: $\text{Fe} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$ (g) Welche Masse an Eisen muss in Salzsäure gelöst werden, um unter Standardbedingungen 10 l Wasserstoff zu entwickeln?

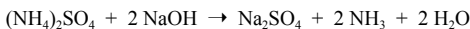
1 mol Eisen ($55,85 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$) bildet 1 mol H_2 ($2,016 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$). Unter Standardbedingungen (25°C , 100 kPa) nimmt 1 mol H_2 das Volumen $V_0 = 24,8 \text{ l}$ ein.

$$\frac{10 \text{ l H}_2}{24,8 \text{ l} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,403 \text{ mol H}_2$$

$$\frac{55,85 \text{ g Fe}}{1 \text{ mol H}_2} = \frac{x \text{ g Fe}}{0,403 \text{ mol H}_2} \quad x = 22,5 \text{ g Fe}$$

Es sind 22,5 g Eisen in Salzsäure aufzulösen.

Beispiel: Welche Menge Ammoniak erhält man bei der Umsetzung von 200 g Ammoniumsulfat mit Natronlauge, wenn die Ausbeute 95 % betragen soll?



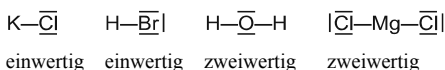
Entsprechend der Reaktionsgleichung entstehen aus 132,14 g $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ (1 mol) bei 100 % Ausbeute 34,06 g NH_3 (2 mol).

$$\frac{132,14 \text{ g}}{34,06 \text{ g}} = \frac{200 \text{ g}}{x \text{ g}} \quad x = 51,55 \text{ g}$$

Für 95 % Ausbeute ergeben sich somit: $x = 51,55 \text{ g} \cdot 0,95 = 48,97 \text{ g NH}_3$

Eine quantitative Eigenschaft der Atome ist die **stöchiometrische Wertigkeit**. Hierunter versteht man, unabhängig vom Bindungscharakter, wie viele einwertige Atome ein Atom des Elements binden oder ersetzen können. Einwertig sind solche Elemente, deren Atome in keiner binären Verbindung mit mehr als einem Atom verbunden sind. Die stöchiometrischen Wertigkeiten der an einer Verbindung beteiligten Atome gleichen sich gegenseitig aus.

Beispiele: Binäre Verbindungen



Bei der **Ionenwertigkeit** (Ionenladung, elektrochemische Wertigkeit) ist die stöchiometrische Wertigkeit auf die Ionen übertragen. Hierunter ist zu verstehen, wie viele einfach geladene (einwertige) Ionen gebunden oder ersetzt werden können. Die positive bzw. negative Ionenwertigkeit entspricht der Anzahl abgegebener bzw. aufgenommener Elektronen und ist damit der Ladungszahl gleichzusetzen.

Zur Bestimmung der für quantitative Betrachtungen wichtigen Anzahl der ausgetauschten Elektronen wurde der Begriff **Oxidationszahl (Oxidationsstufe)** eingeführt. Unter Verwendung dieses Begriffs lassen sich auch für komplizierte Redoxreaktionen (vgl. Kap. 9) auf eine sehr einfache Art Reaktionsgleichungen formulieren.

Die Oxidationszahl (Oxidationsstufe) ist die Ladung, die den Atomen eines Moleküls zugeschrieben wird, wenn die Atome im Molekülverband (in vielen Fällen hypothetischerweise) als Ionen aufgefasst werden.

Regeln zur Ermittlung der Oxidationszahl:

- (1) Die Oxidationszahl der Atome in einem Elementmolekül ist mit null festgelegt.



- (2) In Ionenverbindungen ist die Oxidationszahl mit der Ionenladung identisch. Im Unterschied zur Ionenwertigkeit (Ziffer mit nachgestelltem Vorzeichen an der Stelle des Exponenten) wird die Oxi-

tionszahl allgemein unmittelbar als Ziffer über dem Elementsymbol notiert, wobei das Vorzeichen vorangestellt ist.

Verbindung	auf tretende Ionen	Oxidationszahl
NaCl	$\text{Na}^+ \text{Cl}^-$	$\begin{matrix} +1 & -1 \\ \text{Na} & \text{Cl} \end{matrix}$
CaO	$\text{Ca}^{2+} \text{O}^{2-}$	$\begin{matrix} +2 & -2 \\ \text{Ca} & \text{O} \end{matrix}$
MgH_2	$\text{Mg}^{2+} \text{H}^-$	$\begin{matrix} +2 & -1 \\ \text{Mg} & \text{H} \end{matrix}$
Fe_2O_3	$\text{Fe}^{3+} \text{O}^{2-}$	$\begin{matrix} +3 & -2 \\ \text{Fe} & \text{O} \end{matrix}$

- (3) Bei kovalent aufgebauten Verbindungen wird das Molekül (gedanklich) entsprechend den Elektronegativitäten der Elemente in Ionen aufgeteilt. Die Oxidationszahl ist dann der Ionenladung gleichzusetzen. Bei Bindungspartnern mit gleicher Elektronegativität erhalten beide die Hälfte der Bindungselektronen. Die Oxidationszahl ist dann gleich null.

Verbindung	Strukturformel	Oxidationszahl
HCl	$\text{H}(\overline{\text{Cl}})$	$\begin{matrix} +1 & -1 \\ \text{H} & \text{Cl} \end{matrix}$
H_2O	$\text{H}(\overline{\text{O}})\text{H}$	$\begin{matrix} +1 & -2 \\ \text{H} & \text{O} \end{matrix}$
HNO_3	$\text{H}(\overline{\text{O}})\text{N}(\overline{\text{O}})(\overline{\text{O}})$	$\begin{matrix} +1 & +5 & -2 \\ \text{H} & \text{N} & \text{O} \end{matrix}$
H_2SO_4	$\text{H}(\overline{\text{O}})\text{S}(\overline{\text{O}})(\overline{\text{O}})(\overline{\text{O}})$	$\begin{matrix} +1 & +6 & -2 \\ \text{H} & \text{S} & \text{O} \end{matrix}$

- (4) Die Oxidationszahlen der Elemente hängen auch von ihrer Stellung im PSE ab. Es lassen sich folgende Regeln ableiten:

Die positive Oxidationszahl eines Elements ist nie größer als seine Gruppennummer (Einteilung nach römischen Ziffern, vgl. Kap. 2). Ausnahme: 1. Nebengruppe.

Beispiele: Alkaligruppe (+1), Erdalkaligruppe (+2), Kohlenstoff (+4), Schwefel (+6), Chlor (+7)

Die maximale negative Oxidationszahl beträgt:
Gruppennummer -8 (Einteilung nach römischen Ziffern).

Beispiele: Halogene (-1), Chalkogene (-2), Stickstoff (-3), Kohlenstoff (-4)

- (5) Wasserstoff kann auf Grund seiner Elektronenkonfiguration mit den Oxidationszahlen -1 0 $+1$ auftreten. Fluor kann als elektronegativstes Element keine positiven Oxidationszahlen haben.

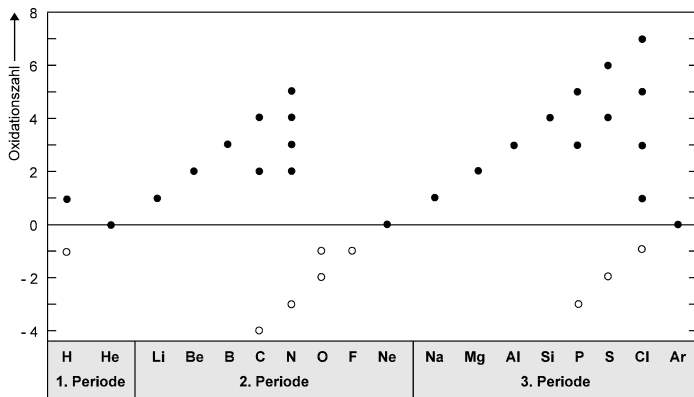


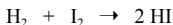
Bild 7-2: Wichtige Oxidationszahlen von Elementen der ersten drei Perioden des Periodensystems der Elemente

7.3 Chemisches Gleichgewicht

7.3.1 Allgemeines

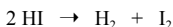
Zahlreiche chemische Reaktionen verlaufen nicht vollständig unter Umwandlung der Edukte in die Produkte ab. Neben der **Hinreaktion** (Umwandlung der Edukte in die Produkte) können auch bereits entstandene Endprodukte unter **Rückreaktion** der Produkte wieder umgesetzt werden. Zur quantitativen Bewertung soll zunächst der zeitliche Verlauf von Reaktionen, der zur Einstellung des chemischen Gleichgewichtes führt, näher betrachtet werden.

Bringt man Wasserstoff- und Iodmoleküle zusammen, so entsteht nach folgender Reaktion Iodwasserstoff (Hydrogeniodid):



Die Reaktion verläuft jedoch unvollständig. Bringt man beispielsweise bei einer Temperatur von 490 °C jeweils 1 mol H_2 und I_2 in einem Reaktionsgefäß zusammen, so bilden sich nur 1,544 mol HI neben 0,228 mol H_2 und 0,228 mol I_2 , die nicht miteinander reagiert haben.

In ein zweites Reaktionsgefäß werden 2 mol HI gebracht. Iodwasserstoff zerfällt gemäß der Reaktionsgleichung:



in H_2 - und I_2 -Moleküle. Auch diese Reaktion verläuft nicht vollständig. Bei einer Reaktionstemperatur von ebenfalls 490 °C zerfallen nun so lange HI-Moleküle, bis jeweils 0,228 mol H_2 bzw. I_2 und 1,544 mol HI vorliegen.

Zwischen den an der Reaktion beteiligten Molekülen stellt sich ein Zustand ein, bei dem sich die Zusammensetzung des Reaktionsgemisches nicht weiter ändert. Dieser Zustand wird **chemisches Gleichgewicht** genannt.

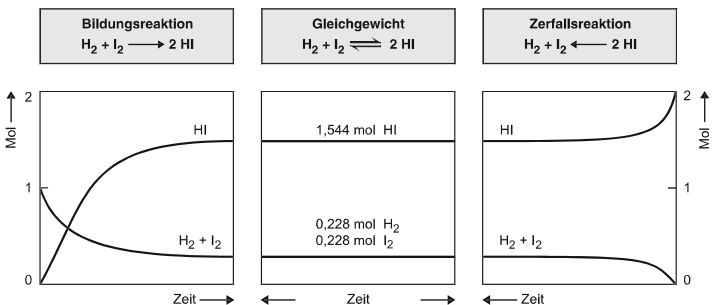


Bild 7-3: Bildungs- und Zerfallsreaktionen von Iodwasserstoff führen zum chemischen Gleichgewicht. In diesem Zustand verändern sich die Konzentrationen der Reaktionsteilnehmer nicht mehr

Im Gleichgewichtszustand sind makroskopisch keine Konzentrationsänderungen feststellbar. In Wirklichkeit finden jedoch ständig Zerfalls- und Bildungsreaktionen von HI statt.

Das Vorliegen eines chemischen Gleichgewichtes wird bei der Formulierung von Reaktionsgleichungen durch einen Doppelpfeil \rightleftharpoons charakterisiert,

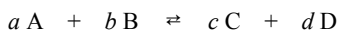
wobei die Hinreaktion durch \rightarrow und die Rückreaktion durch \leftarrow symbolisiert wird.

Viele Reaktionen werden als Gleichgewichtsreaktionen formuliert, obwohl im Gleichgewicht überwiegend die Edukte oder Produkte vorliegen. Man sagt dann, dass das chemische Gleichgewicht ganz auf einer Seite liegt. Bei der Bildungsreaktion von Wasser aus den Elementen $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}$ liegt das Gleichgewicht beispielsweise vollständig auf der rechten Seite, d. h., im Gleichgewichtszustand sind praktisch nur H_2O -Moleküle vorhanden.

7.3.2 Massenwirkungsgesetz (MWG)

Eine chemische Reaktionsgleichung kann nur dann den Gleichgewichtszustand quantitativ beschreiben, wenn zur Berechnung die Stoffmengenkonzentration c bzw. bei gasförmigen Stoffen die Partialdrücke p , die im Gleichgewicht vorliegen (Gleichgewichtskonzentrationen, Gleichgewichtsdrücke), bekannt sind. Das Massenwirkungsgesetz und die Gleichgewichtskonstante sind definiert als Verhältnis der Reaktionspartner (GULDBERG und WAAGE).

Für eine allgemein formulierte Reaktionsgleichung:



mit a, b, c, d als stöchiometrische Koeffizienten ergibt sich als **Massenwirkungsgesetz**:

$$\frac{c^c(\text{C}) \cdot c^d(\text{D})}{c^a(\text{A}) \cdot c^b(\text{B})} = K_c \qquad \frac{p^c(\text{C}) \cdot p^d(\text{D})}{p^a(\text{A}) \cdot p^b(\text{B})} = K_p \qquad (7-1)$$

Die Gleichgewichtskonstante¹ K_c bzw. K_p hat für jede Reaktion einen charakteristischen Wert, der nur von der Temperatur abhängt. Mit der

¹ Im Allgemeinen ist die Gleichgewichtskonstante dimensionsbehaftet. Die Maßeinheit ergibt sich aus der Definitionsgleichung (7-1). **Beispiel:** $3 \text{A} + \text{B} \rightleftharpoons 2 \text{C} \Rightarrow K_c$ in $\text{l}^2 \cdot \text{mol}^{-2}$. Es ist auch üblich, die Gleichgewichtskonstante ohne Einheit anzugeben.

Gleichgewichtskonstante ist die Lage des Gleichgewichtes eindeutig beschrieben.

K_c bzw. K_p werden **Gleichgewichtskonstante** oder **Massenwirkungskonstante** genannt. Sie ist definiert als Produkt der Konzentrationen (bzw. der Partialdrücke) der Endstoffe dividiert durch das Produkt der Konzentrationen (bzw. der Partialdrücke) der Ausgangsstoffe. Die stöchiometrischen Zahlen treten als Exponenten der Konzentrationen (bzw. der Partialdrücke) auf. Die Gleichgewichtskonstante hängt nur von der Reaktionstemperatur ab.

Für das in Abschn. 7.3.1 gezeigte Beispiel erhält man den Wert der Gleichgewichtskonstante K_c für die Reaktionstemperatur von 490 °C aus den Gleichgewichtskonzentrationen. Wird ein Reaktionsvolumen von 1 Liter angenommen, so erhält man:

$$K_c = \frac{1,544^2 \text{ mol}^2 \cdot \text{l}^{-2}}{0,228 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 0,228 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}} = 45,9$$

Es sind natürlich beliebig viele Kombinationen der H_2 -, I_2 - und HI -Konzentrationen denkbar, für die das MWG erfüllt ist. Wird beispielsweise 1 mol H_2 mit 0,5 mol I_2 bei 490 °C umgesetzt, so liegen im Gleichgewichtszustand 0,930 mol HI , 0,535 mol H_2 und 0,035 mol I_2 nebeneinander vor.

$$K_c = \frac{0,930^2 \text{ mol}^2 \cdot \text{l}^{-2}}{0,535 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 0,035 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}} = 45,9$$

Große Gleichgewichtskonstanten ($K > 1$) kennzeichnen Reaktionen, deren Gleichgewicht weitgehend auf der Seite der Endprodukte liegt.

Beispiel: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}$

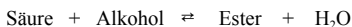
$$\frac{p^2(\text{H}_2\text{O})}{p^2(\text{H}_2) \cdot p(\text{O}_2)} = K_p$$

Bei 25 °C beträgt der Wert für $K_p = 10^{80} \text{ bar}^{-1}$. Wasser zersetzt sich bei Standardtemperatur nicht.

Ist $K \approx 1$, so liegen im Gleichgewichtszustand alle Reaktionsteilnehmer in vergleichbar großen Konzentrationen vor. Bei bekannter Gleichgewichtskonstante und bekannten Ausgangskonzentrationen

nen können die Gleichgewichtskonzentrationen der Endprodukte und damit die Ausbeute der Reaktion berechnet werden.

Beispiel: Die Gleichgewichtskonstante einer Reaktion zur Bildung von Essigsäureethylester aus Essigsäure und Ethanol hat den Wert $K_c = 4$ für eine Temperatur von $t = 25\text{ }^\circ\text{C}$. Es sollen die Gleichgewichtskonzentrationen aller Reaktionsteilnehmer berechnet werden, wenn 1 mol Essigsäure mit 1 mol Ethanol reagiert.



Im chemischen Gleichgewicht liegen x mol Ester und x mol H_2O vor. Von den Ausgangsstoffen sind dann nur noch $(1 - x)$ mol vorhanden. Das Massenwirkungsgesetz ergibt sich dann zu:

$$\frac{c(\text{Ester}) \cdot c(\text{H}_2\text{O})}{c(\text{Säure}) \cdot c(\text{Alkohol})} = \frac{x^2}{(1 - x)^2} = 4$$

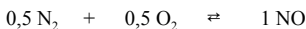
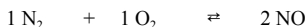
Im Gleichgewichtszustand liegen 0,667 mol Essigsäureethylester und Wasser sowie 0,333 mol Essigsäure und Ethanol vor.

Für kleine Gleichgewichtskonstanten ($K \ll 1$) liegt das Gleichgewicht auf der Seite der Ausgangsstoffe, d. h., die Reaktion läuft praktisch nicht ab.

Beispiel: $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NO}$

$$\frac{p^2(\text{NO})}{p(\text{N}_2) \cdot p(\text{O}_2)} = K_p \quad K_p(25\text{ }^\circ\text{C}) = 10^{-30}$$

In der Luft sind praktisch nur N_2 und O_2 vorhanden. Da sich Gleichgewichtskonstanten immer auf Reaktionen mit festgelegter Stöchiometrie beziehen, muss darauf geachtet werden, für welche Reaktion die Gleichgewichtskonstante angegeben ist.



$$K_p(1) = 10^{-30}$$

$$K_p(2) = 10^{-15}$$

$$K_p(1) = K_p^2(2)$$