

der Öffentlichkeit über nicht alle Zweifel erhabenes Image, den Ruf, ein anstrengendes, schwieriges und kompliziertes zu sein, und dazu noch eine suboptimale Arbeitsplatzsituation. Klingelt es irgendwo?

Vom Müssen zur Musse

Der real existierende Chemieunterricht an unseren Mittelschulen ist von seiner Prägung her, nicht zuletzt aber auch der geringen Stundenzahl wegen, nur beschränkt in der Lage, die Neugier der SchülerInnen zu wecken und deren Phantasie zu beflügeln. Mal ehrlich, waren sie von der Essigsäure – Kochsalz – Ammoniak – Ethanol-Chemie beeindruckt? Ich nicht. Was die Jugendlichen wirklich interessiert sind die Substanzen und Gemische,

mit denen sie in ihrem Alltag konfrontiert sind: Holz, Glas, Stahl, Kunststoffe, Lebensmittel, Drogen, Sprengstoffe und Umweltgifte, um nur einige zu nennen. Das in Verbindung bringen von chemischen Formeln mit bekannten Begriffen, wie Aspirin, Omo, Araldit, Teflon, TNT, Ecstasy und so weiter, ist es, was die SchülerInnen fasziniert! Das Zauberwort heisst Alltagsrelevanz. Die Chemie findet überall statt. Eine Erkenntnis, die in der Mittelschulbildung offenbar noch zu wenig deutlich vermittelt wird.

Es gibt da noch ein weiteres Problem. Die wenigsten Maturanden haben eine Ahnung, wie sich das Chemiestudium überhaupt gestaltet, geschweige denn, was es für Möglichkeiten bietet; wen wundert's. Die durch Industrie und Hochschule geleistete Öffentlichkeitsarbeit ist absolut

unzureichend. Es wäre wichtig für die Branche (damit meine ich Industrie und Hochschulen), an den Mittelschulen vermehrt Präsenz zu markieren. Sei dies mit Vorträgen 'aus dem Alltag', oder sei dies durch spektakuläre Shows ('Chemie ist, wenn es knallt und raucht!'). Wer weiss, vielleicht erwiese manch einer der in Basel tätigen Ökonomen der Chemie einen grösseren Dienst, würde er sich – anstelle von Quartalsberichten – auf mittelschulspezifisches Informationsmarketing spezialisieren.

Die chemische Wissensvermittlung auf Mittelschulniveau steht am Scheideweg und die schweizerische Chemietradition auf dem Spiel. Was wir brauchen sind Visionen, und keine wissenschaftlichen Worthülsen. Denken sie mal darüber nach.

Chimia 49 (1995) 336–338
© Neue Schweizerische Chemische Gesellschaft
ISSN 0009–4293

Didaktische Gedanken zur Einführung der Lage chemischer Gleichgewichte im gymnasialen Chemieunterricht

Urs Wuthier*

1. Einleitung

Im gymnasialen Unterricht der Oberstufe wird bei der Besprechung des Verlaufs chemischer Reaktionen üblicherweise auch das *dynamische Gleichgewicht* in einem abgeschlossenen Reaktionssystem eingeführt. Dabei wird meistens auch das *Massenwirkungsgesetz* mit der darin vorkommenden *Gleichgewichtskonstanten K* sowie das *Prinzip von Le Châtelier* behandelt. Nicht selten findet man dann in Schülerheften Merksätze der folgenden Art:

'Liegt das chemische Gleichgewicht rechts, d.h. ist die Gleichgewichtskonstante gemäss Massenwirkungsgesetz grösser als 1, so enthält das Reaktionsgemisch mehr Produkte als Edukte.'

'Erhöht man in einem sich im dynamischen Gleichgewicht befindlichen Reaktionssystem die Konzentration eines

Edukts, so verschiebt sich das Gleichgewicht nach rechts.'

Ähnliche Formulierungen sind auch in gängigen Lehrbüchern zu finden. Im ersten der obigen Merksätze tritt aber ein *inhaltlicher Fehler* auf, und der zweite Merksatz enthält eine zumindest irreführende *Ungenauigkeit*. Auf diese beiden Punkte, die meiner Erfahrung nach für sehr viele Schüler Stolpersteine für ein volles Verständnis des dynamischen Gleichgewichts bilden, möchte ich im folgenden etwas näher eingehen.

2. Der Fehler

Betrachten wir als Beispiel eine chemische Reaktion in wässriger Lösung mit der allgemeinen Reaktionsgleichung



Hier muss zwischen den *Anfangskonzentrationen* $[X]_0$ der beteiligten Reaktanden X und deren *Gleichgewichtskonzentrationen* $[X]$ unterschieden werden. Gemäss Massenwirkungsgesetz erhält man für die Gleichgewichtskonstante *K* den Ausdruck

$$K = \frac{[C]}{[A] \cdot [B]} \quad (2)$$

Ausserdem kann man aus der *Reaktionsgleichung 1* zwei mathematische Gleichungen für die Konzentrationsbilanz im allgemeinsten Fall ableiten:

$$[A] - [A]_0 = [B] - [B]_0 \quad (3)$$

$$[A]_0 + [C]_0 = [A] + [C] \quad (4)$$

Beziehung 3 ergibt sich aus der Tatsache, dass A und B im Teilchenverhältnis 1:1 miteinander reagieren. Die Differenz zwischen Gleichgewichtskonzentration und Anfangskonzentration muss deshalb für beide Teilchensorten identisch sein.

Gleichung 4 ist eine Folge des Umstands, dass jedes Teilchen A, das reagiert hat, zusammen mit einem Teilchen B zu genau einem Teilchen C umgesetzt worden ist. Was man also an A verliert, gewinnt man sofort an C neu hinzu. Die Summe der Konzentrationen von A und C ist daher zu jedem Zeitpunkt des Reaktionsverlaufs gleich gross.

*Korrespondenz: Dr. U. Wuthier
Kantonsschule Reussbühl
CH-6015 Reussbühl

der Öffentlichkeit über nicht alle Zweifel erhabenes Image, den Ruf, ein anstrengendes, schwieriges und kompliziertes zu sein, und dazu noch eine suboptimale Arbeitsplatzsituation. Klingelt es irgendwo?

Vom Müssen zur Musse

Der real existierende Chemieunterricht an unseren Mittelschulen ist von seiner Prägung her, nicht zuletzt aber auch der geringen Stundenzahl wegen, nur beschränkt in der Lage, die Neugier der SchülerInnen zu wecken und deren Phantasie zu beflügeln. Mal ehrlich, waren sie von der Essigsäure – Kochsalz – Ammoniak – Ethanol-Chemie beeindruckt? Ich nicht. Was die Jugendlichen wirklich interessiert sind die Substanzen und Gemische,

mit denen sie in ihrem Alltag konfrontiert sind: Holz, Glas, Stahl, Kunststoffe, Lebensmittel, Drogen, Sprengstoffe und Umweltgifte, um nur einige zu nennen. Das in Verbindung bringen von chemischen Formeln mit bekannten Begriffen, wie Aspirin, Omo, Araldit, Teflon, TNT, Ecstasy und so weiter, ist es, was die SchülerInnen fasziniert! Das Zauberwort heisst Alltagsrelevanz. Die Chemie findet überall statt. Eine Erkenntnis, die in der Mittelschulbildung offenbar noch zu wenig deutlich vermittelt wird.

Es gibt da noch ein weiteres Problem. Die wenigsten Maturanden haben eine Ahnung, wie sich das Chemiestudium überhaupt gestaltet, geschweige denn, was es für Möglichkeiten bietet; wen wundert's. Die durch Industrie und Hochschule geleistete Öffentlichkeitsarbeit ist absolut

unzureichend. Es wäre wichtig für die Branche (damit meine ich Industrie und Hochschulen), an den Mittelschulen vermehrt Präsenz zu markieren. Sei dies mit Vorträgen 'aus dem Alltag', oder sei dies durch spektakuläre Shows ('Chemie ist, wenn es knallt und raucht!'). Wer weiss, vielleicht erwiese manch einer der in Basel tätigen Ökonomen der Chemie einen grösseren Dienst, würde er sich – anstelle von Quartalsberichten – auf mittelschulspezifisches Informationsmarketing spezialisieren.

Die chemische Wissensvermittlung auf Mittelschulniveau steht am Scheideweg und die schweizerische Chemietradition auf dem Spiel. Was wir brauchen sind Visionen, und keine wissenschaftlichen Worthülsen. Denken sie mal darüber nach.

Chimia 49 (1995) 336–338
© Neue Schweizerische Chemische Gesellschaft
ISSN 0009–4293

Didaktische Gedanken zur Einführung der Lage chemischer Gleichgewichte im gymnasialen Chemieunterricht

Urs Wuthier*

1. Einleitung

Im gymnasialen Unterricht der Oberstufe wird bei der Besprechung des Verlaufs chemischer Reaktionen üblicherweise auch das *dynamische Gleichgewicht* in einem abgeschlossenen Reaktionssystem eingeführt. Dabei wird meistens auch das *Massenwirkungsgesetz* mit der darin vorkommenden *Gleichgewichtskonstanten K* sowie das *Prinzip von Le Châtelier* behandelt. Nicht selten findet man dann in Schülerheften Merksätze der folgenden Art:

'Liegt das chemische Gleichgewicht rechts, d.h. ist die Gleichgewichtskonstante gemäss Massenwirkungsgesetz grösser als 1, so enthält das Reaktionsgemisch mehr Produkte als Edukte.'

'Erhöht man in einem sich im dynamischen Gleichgewicht befindlichen Reaktionssystem die Konzentration eines

Edukts, so verschiebt sich das Gleichgewicht nach rechts.'

Ähnliche Formulierungen sind auch in gängigen Lehrbüchern zu finden. Im ersten der obigen Merksätze tritt aber ein *inhaltlicher Fehler* auf, und der zweite Merksatz enthält eine zumindest irreführende *Ungenauigkeit*. Auf diese beiden Punkte, die meiner Erfahrung nach für sehr viele Schüler Stolpersteine für ein volles Verständnis des dynamischen Gleichgewichts bilden, möchte ich im folgenden etwas näher eingehen.

2. Der Fehler

Betrachten wir als Beispiel eine chemische Reaktion in wässriger Lösung mit der allgemeinen Reaktionsgleichung



Hier muss zwischen den *Anfangskonzentrationen* $[X]_0$ der beteiligten Reaktanden X und deren *Gleichgewichtskonzentrationen* $[X]$ unterschieden werden. Gemäss Massenwirkungsgesetz erhält man für die Gleichgewichtskonstante *K* den Ausdruck

$$K = \frac{[C]}{[A] \cdot [B]} \quad (2)$$

Ausserdem kann man aus der *Reaktionsgleichung 1* zwei mathematische Gleichungen für die Konzentrationsbilanz im allgemeinsten Fall ableiten:

$$[A] - [A]_0 = [B] - [B]_0 \quad (3)$$

$$[A]_0 + [C]_0 = [A] + [C] \quad (4)$$

Beziehung 3 ergibt sich aus der Tatsache, dass A und B im Teilchenverhältnis 1:1 miteinander reagieren. Die Differenz zwischen Gleichgewichtskonzentration und Anfangskonzentration muss deshalb für beide Teilchensorten identisch sein.

Gleichung 4 ist eine Folge des Umstands, dass jedes Teilchen A, das reagiert hat, zusammen mit einem Teilchen B zu genau einem Teilchen C umgesetzt worden ist. Was man also an A verliert, gewinnt man sofort an C neu hinzu. Die Summe der Konzentrationen von A und C ist daher zu jedem Zeitpunkt des Reaktionsverlaufs gleich gross.

*Korrespondenz: Dr. U. Wuthier
Kantonsschule Reussbühl
CH-6015 Reussbühl

Aus den mathematischen Gleichungen 2–4 lässt sich nun durch geeignete Substitutionen eine quadratische Gleichung in $[A]$ herleiten, die wie folgt lautet:

$$K \cdot [A]^2 - (K \cdot [A]_0 - K \cdot [B]_0 - 1) \cdot [A] - ([A]_0 + [C]_0) = 0 \quad (5)$$

Daraus lässt sich eine Bestimmungsgleichung für $[A]$ erhalten. Von den beiden resultierenden mathematischen Lösungen für $[A]$ führt jeweils nur eine auf ein chemisch sinnvolles Ergebnis. $[B]$ und $[C]$ lassen sich dann mit Hilfe der Beziehungen 3 bzw. 4 errechnen. Man erhält:

$$[A] = \frac{K \cdot [A]_0 - K \cdot [B]_0 - 1 \pm \sqrt{(K \cdot [A]_0 - K \cdot [B]_0 - 1)^2 + 4 \cdot K \cdot ([A]_0 + [C]_0)}}{2 \cdot K} \quad (6)$$

$$[B] = [B]_0 - [A]_0 + [A] \quad (7)$$

$$[C] = [A]_0 + [C]_0 - [A] \quad (8)$$

Schauen wir uns nun ein realistisches Zahlenbeispiel an:

$$[A]_0 = 0.1 \text{ mol/l}, [B]_0 = 0.1 \text{ mol/l}, [C]_0 = 0.0 \text{ mol/l}, K = 5 \text{ l/mol} \quad (9)$$

Wir nehmen also stöchiometrische Mengen an Edukteilchen A und B und setzen diese zu dem anfänglich noch nicht vorhandenen Produkt C um. Wie der Zahlenwert der Gleichgewichtskonstanten K zeigt, 'liegt das Gleichgewicht' der Reaktion rechts. Aus den Gleichungen 6–8 kann man nun aus den gewählten Anfangskonzentrationen die Gleichgewichtskonzentrationen ermitteln:

$$[A] = 0.0732 \text{ mol/l}, [B] = 0.0732 \text{ mol/l}, [C] = 0.0268 \text{ mol/l} \quad (10)$$

Damit die Werte für eine Probe in Gleichung 2 eingesetzt werden können, sind mehr Stellen nach dem Komma aufgeführt als eigentlich signifikant sind. Wie man sofort sieht, enthält das Gleichgewichtsgemisch viel mehr Edukte als Produkte, obwohl doch 'das Gleichgewicht rechts liegt' ($K > 1$). Der erste Merksatz oben ist also schlichtweg falsch!

Wo aber liegt der Fehler? Sicher ist es richtig, dass im Ausdruck 2 gemäss Massenwirkungsgesetz bei $K = 5 \text{ l/mol}$ im Bruch rechts vom Gleichheitszeichen der Zähler betragsmässig fünfmal so gross sein muss wie der Nenner. Da im Nenner jedoch ein Produkt zweier Konzentrationen steht, im Zähler hingegen nur eine Konzentration für sich allein, ist dies auch für $[A] > [C]$ und $[B] > [C]$ möglich, solange alle

Konzentrationen unter 1 mol/l liegen. Der Ausdruck 'das Gleichgewicht liegt rechts' hat also seine anschauliche Bedeutung 'es hat im Gleichgewicht mehr Produkte als Edukte' nur dann, wenn von ganz bestimmten Anfangskonzentrationen ausgegangen wird. Diese entsprechen der Normkonzentration, die mit 1 mol/l definiert ist. Wesentlich dabei ist, dass von sämtlichen Reaktanden, also auch vom eigentlich erst herzustellenden Produkt C, die Anfangskonzentration 1 mol/l betragen muss. Analoges gilt dann natürlich auch für eine anschauliche Interpretation des Ausdrucks 'das Gleichgewicht liegt links'.

Setzt man also

$$[A]_0 = 1.0 \text{ mol/l}, [B]_0 = 1.0 \text{ mol/l}, [C]_0 = 1.0 \text{ mol/l}, K = 5 \text{ l/mol} \quad (11)$$

als Anfangsbedingungen, so erhält man aus den Gleichungen 6–8:

$$[A] = 0.5403 \text{ mol/l}, [B] = 0.5403 \text{ mol/l}, [C] = 1.4597 \text{ mol/l} \quad (12)$$

Jetzt 'stimmt' der erste Merksatz. Tatsächlich ist im Gleichgewichtsgemisch die Konzentration des Produkts höher als die Konzentrationen der Edukte. Im allgemeinen Fall, d.h. für beliebige Anfangskonzentrationen, gilt die Wechselbeziehung ' $K > 1$ ' heisst 'mehr Produkte als Edukte' allerdings nicht.

3. Die Ungenauigkeit

Das Problem im zweiten Merksatz liegt – wie so häufig! – in einer ungeschickten sprachlichen Formulierung. Die Veränderung einer thermodynamischen Grösse, nämlich von K für eine bestimmte Reaktionstemperatur und die Veränderung einer experimentellen Variablen, nämlich der Konzentrationen im dynamischen Gleichgewicht, welche sowohl von K als eben auch von den konkreten anfänglich vorliegenden Stoffmengen aller Reaktanden abhängt, werden mit demselben Ausdruck beschrieben: 'Verschiebung des Gleichgewichts'. Dabei müsste man der Klarheit halber zwischen der generellen Gleichgewichtslage einer chemischen Reaktion und deren aktuellem Gleichgewichtszustand unterscheiden.

Die Gleichgewichtskonstante K erlaubt eine allgemeine Aussage über das Verhalten eines bestimmten Reaktionssystems

bei einer bestimmten Temperatur und genau definierten, nicht frei wählbaren Anfangskonzentrationen, nämlich $[X]_0 = 1 \text{ mol/l}$ für alle X. Je grösser K ist, umso mehr besitzen die Edukte die Tendenz, zu den Produkten umgesetzt zu werden, und umso grösser werden dann auch im dynamischen Gleichgewicht die Produktkonzentrationen im Vergleich zu den Eduktkonzentrationen. Daher auch die Ausdrucksweise 'je grösser K ist, umso weiter rechts liegt das Gleichgewicht'. K ist temperaturabhängig und mit ΔG° der betreffenden Reaktion verknüpft, der freien Standardreaktionsenthalpie. Deswegen ist hier zwingend auf die Normkonzentration 1 mol/l als Anfangskonzentration für alle Reaktanden abzustellen. K beschreibt also die generelle Gleichgewichtslage, d.h. primär einen Gleichgewichtszustand, der immer von den gleichen Ausgangskonzentrationen her startet. Nur eine Temperaturänderung hat einen Einfluss auf die generelle Gleichgewichtslage; Störungen durch zusätzliche Edukte, Volumenverkleinerung bei Gasphasenreaktionen usw. lassen sie völlig unberührt. Die generelle Gleichgewichtslage ist deswegen hervorragend dazu geeignet, das Verhalten verschiedener Reaktionen bei gleicher Temperatur miteinander zu vergleichen.

Wählt man hingegen beliebige, von den Normkonzentrationen abweichende Anfangskonzentrationen, so ist im Prinzip 'alles' möglich. Wenn z.B. $K = 10\,000\,000 \text{ l/mol}$ gelten würde, hätte man für unsere Beispielreaktion 1 praktisch nur Edukte im Gleichgewichtsgemisch, wenn man beispielsweise mit $[A]_0 = 1 \text{ mol/l}$, jedoch mit $[B]_0 = 0.0001 \text{ mol/l}$ starten würde. Selbst bei vollständigem Reaktionsablauf könnte $[A]$ ja nie kleiner als 0.9999 mol/l und $[C]$ nicht grösser als 0.0001 mol/l werden. Dennoch 'liegt das Gleichgewicht' (die generelle Gleichgewichtslage!) mit einem so hohen Wert für K sicher rechts. Der von den Anfangskonzentrationen abhängige aktuelle Gleichgewichtszustand einer chemischen Reaktion kann sich eben drastisch von der generellen Gleichgewichtslage unterscheiden. Er ist von ΔG abhängig (man beachte den fehlenden Zusatz '°'), der 'aktuellen' freien Reaktionsenthalpie, welche auch noch eine Funktion der Anfangskonzentrationen aller beteiligten Reaktanden ist. Der aktuelle Gleichgewichtszustand ist also dazu geeignet, um für konkrete Anfangskonzentrationen die resultierende dynamische Gleichgewichtssituation zu beschreiben, oder aber um bei ein und derselben Reaktion die Gegebenheiten vor und nach einem Eingriff in das Reaktionssystem zu vergleichen. Als ein solcher Eingriff käme bei

Reaktionen in Lösung die Konzentrationsänderung eines Reaktanden bzw. bei Gasphasenreaktionen eine Partialdruckänderung eines Reaktanden oder eine Gesamtdruckänderung in Frage, *nicht* aber eine Temperaturänderung. Letztere beeinflusst, wie bereits erläutert, die generelle Gleichgewichtslage.

Häufig wird im Unterricht das 'Prinzip von *Le Châtelier*' herangezogen um zu beschreiben, wie ein sich im dynamischen Gleichgewicht befindliches Reaktionssystem auf eine Störung von ausserhalb des Systems reagiert. Es lautet: 'Das Gleichgewicht einer chemischen Reaktion verschiebt sich in diejenige Richtung, welche der Störung entgegenwirkt, die dem System aufgezwungen wurde'. Dieser Merksatz liefert zweifellos stets richtige Ergebnisse; egal, ob die generelle Gleichgewichtslage oder der aktuelle Gleichgewichtszustand betroffen ist. In diesem unbestrittenen Vorteil bei der Anwendung des Prinzips von *Le Châtelier* liegt aber auch eine fatale Gefahr: Der *logische* Unterschied zwischen genereller Gleichgewichtslage und aktuellem Gleichgewichtszustand wird unterschlagen. Dieser Unterschied sollte aber unbedingt gemacht werden, wie die folgenden Beispiele illustrieren.

Für eine chemische Reaktion gilt bei $20^\circ K=0.01$, bei $1\ 000^\circ$ hingegen $K=200$. Trotzdem ist die Konzentration der Edukte in einem konkreten Fall auch nach einer Temperaturerhöhung von 20° auf $1\ 000^\circ$ immer noch deutlich höher als diejenige der Produkte. Wurde das Gleichgewicht nun aber nicht 'nach rechts verschoben'? Müsste man also jetzt nicht mehr Produkte als Edukte haben, da K nach der Temperaturerhöhung ja grösser als 1 ist? Eben nicht! Wenn die Anfangskonzentrationen es verunmöglichen, dass die Produktkonzentrationen überhaupt je grösser werden können als die Eduktkonzentrationen, so kann die generelle Gleichgewichtslage noch so weit rechts liegen, der aktuelle Gleichgewichtszustand wird nie rechts liegen können.

Erst jetzt kann auch wirklich *verstanden* werden, warum eine Säure, deren Protolysegleichgewicht mit Wasser eigentlich links liegt (generelle Gleichgewichtslage), in Wasser dennoch praktisch vollständig deprotoniert wird, wenn sie in einer sehr geringen Anfangskonzentration vorliegt (der aktuelle Gleichgewichtszustand liegt rechts). So ist es nämlich beispielsweise streng genommen eigentlich unkorrekt, Salpetersäure als *starke Säure* zu bezeichnen. Die Gleichgewichtskonstante der Protolyse von Salpetersäure mit Wasser beträgt nämlich bei Raumtem-

peratur nur 0.38, d.h. die allgemeine Gleichgewichtslage ist links! Dass üblicherweise trotzdem der überwiegende Teil aller Salpetersäuremoleküle in ihre konjugierte Form übergeht, ist nur darauf zurückzuführen, dass die Anfangskonzentration von Salpetersäure im Vergleich zur Anfangskonzentration von Wasser, das ja auch noch die Funktion des Lösemittels übernimmt, üblicherweise sehr gering ist. Der aktuelle Gleichgewichtszustand liegt daher sehr weit rechts. Es ist also vor allem auf die im Normalfall vorliegenden Anfangskonzentrationen der Reaktanden zurückzuführen, dass Salpetersäure in wässriger Lösung praktisch vollständig deprotoniert wird und nur in viel geringerem Masse auf deren im Vergleich mit anderen Säuren höhere 'Protonenspendefreudigkeit'. Bei einem dynamischen Gleichgewicht ausgehend von Normkonzentrationen läge das Protolysegleichgewicht links! Die dem Schüler häufig Kopfzerbrechen bereitende Unterscheidung zwischen *Säurestärke* einer potentiellen Säure (entspricht der generellen Gleichgewichtslage, quantifiziert durch den pK_S -Wert) und *Säuregrad* einer wässrigen Lösung (entspricht dem aktuellen Gleichgewichtszustand, quantifiziert durch den pH-Wert) und auch die Abhängigkeit des Säuregrads von der Säurestärke sowie der Anfangskonzentration der gelösten potentiellen Säure, ergibt sich dann beinahe von selbst. Es ist problemlos möglich, in der Lösung einer schwächeren Säure einen tieferen pH-Wert zu realisieren, wenn nur die Konzentration entsprechend höher gewählt wird als diejenige in der Lösung der stärkeren Säure. Dies leuchtet ohne weiteres ein, wenn man sich den Unterschied zwischen genereller Gleichgewichtslage und aktuellem Gleichgewichtszustand vor Augen hält.

4. Fazit

Im Lichte der dargelegten Überlegungen ist es nicht eindeutig und geradezu verständnishemmend, einfach von einer 'Verschiebung des Gleichgewichts' nach rechts bzw. nach links zu reden, wenn ein dynamisches Gleichgewicht gestört wird. Damit wird nämlich nicht klar, ob sich die Gleichgewichtskonzentrationen der Reaktanden deshalb ändern, weil K nach der Störung einen neuen Zahlenwert aufweist (Temperaturvariation), oder weil der unverändert gebliebene Wert von K mit den momentan vorliegenden Gleichgewichtskonzentrationen nach der Störung nicht mehr eingehalten wird (Stoffmengenvariation bzw. Gesamtdruckvariation).

Entgegen dem üblichen Sprachgebrauch in der chemischen Fachliteratur empfehle ich daher bei der Behandlung des dynamischen Gleichgewichts im gymnasialen Chemieunterricht das folgende zweigeteilte Vorgehen:

- Zuerst die für eine bestimmte Temperatur jeweils eindeutige *generelle Gleichgewichtslage* chemischer Reaktionen einführen (quantitativ mit K , gegebenenfalls mit ΔG°) und deutlich machen, dass man so *verschiedene Reaktionen* miteinander vergleichen kann. Dann die Temperaturabhängigkeit der generellen Gleichgewichtslage behandeln.
- Schliesslich die verschiedenen möglichen *aktuellen Gleichgewichtszustände* einer chemischen Reaktion erläutern und auf geeignete Art verdeutlichen, dass man so bei *einer einzigen bestimmten Reaktion* die Situationen vor und nach einer Störung der Reaktandenkonzentrationen vergleichen kann.

Die anfänglich aufgeführten Merksätze könnten dann etwa wie folgt umformuliert werden:

'Ist die Gleichgewichtskonstante gemäss Massenwirkungsgesetz grösser als 1, so ist die generelle Gleichgewichtslage der zugehörigen chemischen Reaktion bei der betrachteten Temperatur rechts.'

'Erhöht man in einem sich im dynamischen Gleichgewicht befindlichen Reaktionssystem die Konzentration eines Edukts, so stellt sich ein neuer aktueller Gleichgewichtszustand ein, in dem mehr Produkte vorliegen als vorher. Die allgemeine Gleichgewichtslage bleibt dabei aber unverändert.'

Die Unterscheidung zwischen *allgemeiner Gleichgewichtslage* und *aktuellem Gleichgewichtszustand* mag auf den ersten Blick umständlich wirken. Für ausgebildete Chemiker ist der inhaltliche Unterschied vermutlich ohne spezielles sprachliches Konstrukt klar. Für einen Lernenden aber, der das Wesen des dynamischen Gleichgewichts erst noch erfassen muss, scheint mir eine bewusste Unterscheidung sehr gewinnbringend zu sein. Ich bin der festen Überzeugung, dass es sich lohnt, die für deren Einführung notwendige Unterrichtszeit zu investieren, weil auf diese Art mehr Schülern die Möglichkeit geboten wird, das dynamische Gleichgewicht chemischer Reaktionen, das ja ein zentrales Thema des modernen Chemieunterrichts darstellt, *wirklich zu verstehen*.