

# Survival-Kit Chemie

Mit StudentConsult-Zugang

Bearbeitet von  
Paul Yannick Windisch

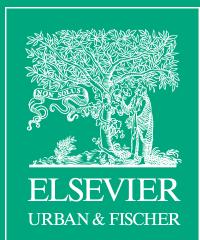
1. Auflage 2015. Buch. X, 122 S. Softcover  
ISBN 978 3 437 41103 8  
Format (B x L): 17 x 24 cm  
Gewicht: 333 g

[Weitere Fachgebiete > Chemie, Biowissenschaften, Agrarwissenschaften > Chemie Allgemein](#)

schnell und portofrei erhältlich bei



Die Online-Fachbuchhandlung beck-shop.de ist spezialisiert auf Fachbücher, insbesondere Recht, Steuern und Wirtschaft. Im Sortiment finden Sie alle Medien (Bücher, Zeitschriften, CDs, eBooks, etc.) aller Verlage. Ergänzt wird das Programm durch Services wie Neuerscheinungsdienst oder Zusammenstellungen von Büchern zu Sonderpreisen. Der Shop führt mehr als 8 Millionen Produkte.



Paul Yannick Windisch

# Survival-Kit Chemie



Leseprobe

URBAN & FISCHER

# Inhaltsverzeichnis

<b>1</b>	<b>Grundlagen des Atombaus</b>	1	<b>4</b>	<b>Intermolekulare Kräfte</b>	25
1.1	Eigenschaften von Protonen, Elektronen und Neutronen . . . . .	1	4.1	Dipole . . . . .	25
1.1.1	Masse . . . . .	1	4.2	Van-der-Waals-Kräfte . . . . .	26
1.1.2	Ladung . . . . .	2	4.3	Wasserstoffbrückenbindungen . . . . .	26
1.2	Grundlagen zum Atom . . . . .	2	4.4	Hydrophobe Wechselwirkungen . . . . .	27
1.3	Die Elektronenhülle . . . . .	3	4.5	Übungen . . . . .	27
1.4	Übungen . . . . .	4			
<b>2</b>	<b>Periodensystem und Orbitalmodell</b>	5	<b>5</b>	<b>Aggregatzustände und Teilchenbewegungen</b>	29
2.1	Prinzipien der Ordnung . . . . .	5	5.1	Exkurs: Temperatur . . . . .	29
2.2	Oktettregel . . . . .	6		Aggregatzustände und Übergange . . . . .	29
2.3	Atomradien . . . . .	6	5.2	Folgen für die Chemie . . . . .	30
2.4	Elektronegativität . . . . .	6	5.3	Diffusion und Osmose . . . . .	31
2.5	Orbitalmodell . . . . .	7	5.4	Übungen . . . . .	32
2.6	Übungen . . . . .	9			
<b>3</b>	<b>Chemische Bindung</b>	11	<b>6</b>	<b>Stoffumwandlungen</b> . . . . .	33
3.1	Metallische Bindung . . . . .	11	6.1	Reaktionsgleichungen . . . . .	33
3.1.1	Eigenschaften . . . . .	12	6.2	Stöchiometrie . . . . .	34
3.1.2	Legierungen . . . . .	12	6.3	Exkurs: Konzentration . . . . .	35
3.2	Ionenbindung . . . . .	13	6.3.1	Homogenes Gleichgewicht . . . . .	35
3.2.1	Eigenschaften . . . . .	13	6.3.2	Prinzip von Le Chatelier . . . . .	35
3.2.2	Salzformeln . . . . .	13	6.4	Massenwirkungsgesetz . . . . .	36
3.2.3	Nomenklatur . . . . .	14	6.4.1	Heterogenes Gleichgewicht . . . . .	37
	Exkurs: Das Mol . . . . .	14	6.4.2	Stoffgemische . . . . .	37
3.3	Atombindung . . . . .	15	6.5	Nernst-Verteilungsgesetz . . . . .	37
3.3.1	Zweiatomige Gase . . . . .	16		Übungen . . . . .	38
3.3.2	Molekülorbitale . . . . .	16	<b>7</b>	<b>Thermodynamik</b> . . . . .	39
3.3.3	Hybridisierung . . . . .	16	7.1	Grundlegende Begriffe . . . . .	39
3.3.4	Geometrie . . . . .	17	7.1.1	Enthalpie . . . . .	39
3.4	Koordinative Bindung . . . . .	18	7.1.2	Entropie . . . . .	40
3.4.1	Bindungspartner . . . . .	19	7.1.3	Gibbs freie Energie . . . . .	40
3.4.2	Bindung . . . . .	19	7.2	Rechnen mit $G$ . . . . .	40
3.4.3	Summenformel und Nomenklatur . . . . .	19	7.3	Chemische Reaktionen mit $G$ . . . . .	41
3.4.4	Eigenschaften und Geometrie . . . . .	21	7.3.1	Aktivierungsenergie und Energieprofile . . . . .	41
3.4.5	Chelatkomplexe . . . . .	21	7.3.2	Gekoppelte Reaktionen . . . . .	41
3.4.6	Ligandenaustauschreaktionen . . . . .	22		Exkurs: Fließgleichgewichte . . . . .	42
3.5	Übungen . . . . .	22	7.4	Übungen . . . . .	42

<b>8</b>	<b>Kinetik</b>	43	<b>11</b>	<b>Grundlagen der organischen Chemie</b>	67
8.1	Geschwindigkeitskonstante $k$	43	11.1	Einführung	68
8.2	Reaktionsgeschwindigkeit	44	11.1.1	Kohlenstoff	68
	Exkurs: Katalysatoren	44	11.1.2	Bindungspartner des Kohlenstoffs	68
8.3	Reaktionsordnung	45	11.1.3	Reaktionen	69
	Exkurs: Geschwindigkeitsbestimmende Reaktion	46	11.2	Alkane	70
8.4	Übungen	46	11.2.1	Homologe Reihe	70
			11.2.2	Konstitutionsisomere und Nomenklatur	71
<b>9</b>	<b>Säuren und Basen</b>	47	11.2.3	Konformationsisomere	72
9.1	Definitionen	48	11.2.4	Standardreaktion: Radikalische Substitution	73
9.1.1	Typische Säuren	49		Exkurs: Skelettformeln	73
9.1.2	Typische Basen	50	11.3	Cycloalkane	74
9.1.3	Ampholyte	50	11.3.1	Nomenklatur	74
	Exkurs: Zusammengesetzte Ionen	50	11.3.2	Stabilität	74
9.2	pH, $pK_s$ und $pK_b$	52	11.3.3	Konformationsisomere	74
9.2.1	pH und pOH	52	11.4	Alkene	75
9.2.2	$pK_s$ und $pK_b$	53	11.4.1	Nomenklatur	75
9.3	pH-Wert-Berechnung	54	11.4.2	Konfigurationsisomere	75
9.3.1	Starke Säuren/Basen	54	11.4.3	Doppelbindungen	76
9.3.2	Schwache Säuren/Basen	54	11.4.4	Standardreaktion: Elektrophile Addition	76
9.4	Mehrprotonige Säuren	55	11.5	Alkine	77
	Exkurs: Indikatoren	55	11.6	Aromaten	77
9.5	Pufferlösungen	55	11.6.1	Kriterien und Struktur	77
9.6	Titration	56	11.6.2	Nomenklatur	78
9.6.1	Titration einer starken Säure mit einer starken Base	56	11.6.3	Substituierte Aromaten	78
9.6.2	Titration einer starken Base mit einer starken Säure	57	11.6.4	Standardreaktion: Elektrophile Substitution	79
9.6.3	Titration einer schwachen Säure mit einer starken Base	57	11.7	Heterozyklen	79
9.6.4	Titration einer schwachen Base mit einer schwachen Säure	58	11.8	Übungen	79
9.6.5	Titration mehrprotoniger Säure	58	<b>12</b>	<b>Funktionelle Gruppen</b>	81
	Exkurs: Mesomerie	58	12.1	Sauerstoffhaltige funktionelle Gruppen	81
	Exkurs: Salze	59			
9.7	Übungen	60	12.1.1	Alkohole	81
				Exkurs: Reaktionen an funktionellen Gruppen	82
<b>10</b>	<b>Redoxreaktionen</b>	61	12.1.2	Ether	83
10.1	Definitionen	61	12.1.3	Aldehyde und Ketone	83
10.2	Spannungsreihe	62	12.1.4	Carbonsäuren	86
10.3	Nernst-Gleichung	63		Exkurs: Phosphorsäure	88
10.4	Elektrochemische Zelle	64		Stickstoffhaltige funktionelle Gruppen	88
10.5	Übungen	65			

12.3	Schwefelhaltige funktionelle Gruppen .....	90	16.2	Disaccharide .....	111
12.3.1	Thiole .....	90	16.3	Polysaccharide .....	112
12.3.2	Andere schwefelhaltige funktionelle Gruppen .....	91	17	<b>Nukleinsäuren</b> .....	115
12.4	Reaktivität .....	91	17.1	Nukleinbasen .....	115
12.5	Übungen .....	92	17.1.1	Pyrimidinbasen .....	115
			17.1.2	Purinbasen .....	115
<b>13</b>	<b>Stereochemie</b> .....	93	17.2	Nukleoside und Nukleotide .....	116
13.1	Chiralitätszentren .....	93	17.3	Nukleinsäureketten .....	117
13.2	Konfigurationen .....	94	17.4	Übungen .....	118
	Exkurs: Optische Aktivität .....	94			
13.3	Enantiomere und Diastereomere .....	95	<b>18</b>	<b>Lösungen</b> .....	119
13.4	Fischer-Projektion .....	95	18.1	Grundlagen des Atombaus .....	120
13.5	Meso-Formen .....	97	18.2	Periodensystem und Orbitalmodell .....	120
13.6	Übungen .....	98	18.3	Chemische Bindung .....	120
			18.4	Intermolekulare Kräfte .....	120
<b>14</b>	<b>Lipide</b> .....	99	18.5	Aggregatzustände und Teilchenbewegungen .....	120
14.1	Fettsäuren .....	99	18.6	Stoffumwandlungen .....	120
14.2	Fettsäuren in Verbindungen .....	100	18.7	Thermodynamik .....	120
14.3	Übungen .....	100	18.8	Kinetik .....	120
<b>15</b>	<b>Aminosäuren, Peptide und Proteine</b> .....	103	18.9	Säuren und Basen .....	121
15.1	Aminosäuren .....	103	18.10	Redoxreaktionen .....	121
15.1.1	Proteinogene Aminosäuren .....	104	18.11	Grundlagen der Organischen Chemie .....	121
15.1.2	Isoelektrischer Punkt .....	105	18.12	Funktionelle Gruppen .....	121
15.2	Peptidbindung .....	106	18.13	Stereochemie .....	121
15.3	Peptid und Protein .....	107	18.14	Lipide .....	121
15.3.1	Primärstruktur .....	107	18.15	Aminosäuren, Peptide und Proteine .....	121
15.3.2	Sekundärstruktur .....	107	18.16	Kohlenhydrate .....	121
15.3.3	Tertiärstruktur .....	108	18.17	Nukleinsäuren .....	122
15.4	Übungen .....	108			
<b>16</b>	<b>Kohlenhydrate</b> .....	109			
16.1	Monosaccharide .....	109			
16.1.1	Monosaccharide in der Fischer-Projektion .....	109			
16.1.2	Monosaccharide als Haworth-Struktur .....	110			
16.1.3	Wichtige Reaktionen der Monosaccharide .....	111			

## KAPITEL

# 6

# Stoffumwandlungen

6.1	Reaktionsgleichungen .....	33
6.2	Stöchiometrie .....	34
	Exkurs: Konzentration .....	35
6.3	Homogenes Gleichgewicht .....	35
6.3.1	Prinzip von Le Chatelier .....	35
6.3.2	Massenwirkungsgesetz .....	36
6.4	Heterogenes Gleichgewicht .....	37
6.4.1	Stoffgemische .....	37
6.4.2	Nernst-Verteilungsgesetz .....	37
6.5	Übungen .....	38

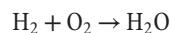
Eine wesentliche Grundlage der Chemie sind die chemischen Reaktionen, mit denen wir uns in diesem Kapitel beschäftigen wollen. Die Ausgangsstoffe einer chemischen Reaktion bezeichnet man als **Edukte**, während die entstehenden Stoffe **Produkte** genannt werden.

## 6.1 Reaktionsgleichungen

Chemische Reaktionen notiert man in Form einer Gleichung. Dabei stehen die Edukte auf der linken und die Produkte auf der rechten Seite des Reaktionspfeils. Auch als Mediziner sollten wir einfache Reaktionsgleichungen aufstellen können. Als Beispiel soll hier die Reaktion von Wasserstoff und Sauerstoff zu Wasser dienen:

Euch sollte bekannt sein, dass Wasserstoff und Sauerstoff zweiatomige Gase sind (> Kap. 3.3.1), und dass ein Wassermolekül aus zwei Wasserstoff-

und einem Sauerstoffatom besteht. Ein erster Entwurf der Reaktionsgleichung müsste folglich lauten:

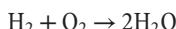


Dies verstößt allerdings gegen einen Grundsatz, der bei allen Reaktionen in geschlossenen Systemen zutrifft. Dieser besagt, dass **die Masse aller Edukte der Masse aller Produkte entspricht** (Erhaltung der Masse).

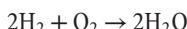
 **FÜR AHNUNGLOSE**  
Was ist ein geschlossenes System? Ein geschlossenes System ist dadurch gekennzeichnet, dass Teilchen dieses Systems nicht verlassen können. Ein Austausch von Energie, etwa in Form von Wärme, ist allerdings möglich. Damit ist auch klar, dass in einem geschlossenen System Massenerhalt gelten muss. Die Teilchen werden sich schließlich nicht „in Luft auflösen.“

Da dies hier nicht der Fall ist (links zwei Sauerstoffatome, rechts nur eins), müsst ihr die Reaktionsgleichung ausgleichen, indem ihr vor die Moleküle sogenannte **Koeffizienten** schreibt. Da man das Sauerstoffmole-

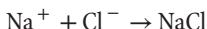
kül nicht einfach teilen kann, müsst ihr die Reaktionsgleichung so konstruieren, dass zwei Wassermoleküle entstehen, in denen sind schließlich ebenfalls zwei Sauerstoffatome enthalten. Man schreibt:



Da nun allerdings auf der Produktseite 4 Wasserstoffatome ( $2 \times 2$ ) stehen, benötigt ihr auch mehr Wasserstoffmoleküle:



Ein weiterer Grundsatz bei chemischen Reaktionen besagt, dass **die Ladung der Edukte identisch mit der Ladung der Produkte ist (Erhalt der Ladung)**. Dies wird z.B. dann relevant, wenn geladene Teilchen (Ionen) reagieren:



Man sieht: Ein Edukt ist positiv geladen, während das andere Edukt negativ geladen ist. Addiert man die Ladungen erhält man:

$$(+1) + (-1) = 0$$

Die Summe der Ladung der Produkte ist ebenfalls null ( $\text{NaCl}$  ist ungeladen), sodass der Ladungserhalt erfüllt ist.

Übrigens: Teilchen, die nach einer chemischen Reaktion unverändert aus ihr hervorgehen, haben nicht an ihr teilgenommen und werden in der Regel auch nicht in der Reaktionsgleichung erwähnt. Dies gilt z.B. für das Lösungsmittel, in dem eine Reaktion stattfindet. Die meisten für Mediziner relevanten chemischen Reaktionen laufen im wässrigen Milieu der Zelle ab.

## 6.2 Stöchiometrie

In der Realität lässt ihr selbstverständlich nicht nur ein paar Moleküle miteinander reagieren. Damit ihr trotzdem wisst, welche Stoffmengen ihr einsetzen müsst, bedienen wir uns der Reaktionsgleichung, aus der wir diese – hoffentlich problemlos – herleiten können. Diese Berechnung nennt man Stöchiometrie.

Damit ihr wisst, wie so etwas abläuft, hier ein kleines Beispiel:

Wie viele Liter Wasserstoff (unter Normalbedingungen) braucht man, um 360 g Wasser zu synthetisieren?

Zunächst benötigt ihr die Summenformel von Wasser, die ihr hoffentlich kennt. Aus der Formel  $\text{H}_2\text{O}$  kann man nun mithilfe des Periodensystems die molare Masse ablesen.

1 mol Wasserstoff hat als Masse 1 g. 1 mol Sauerstoff hat als Masse 16 g. Da in 1 mol Wasser 2 mol Wasserstoffatome und 1 mol Sauerstoffatome enthalten sind, hat 1 mol Wasser eine Masse von 18 g/mol.

Nun müsst ihr eine kleine Gleichung aufstellen, um zu berechnen, wie viel Mol Wasser man eigentlich herstellen will. Das Ganze ist glücklicherweise recht einfach:

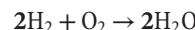
Wenn **1 mol Wasser** eine Masse von **18 g** hat, wie viel Mol haben dann eine Masse von **360 g**?

$$\frac{1 \text{ mol}}{x} = \frac{18 \text{ g}}{360 \text{ g}}$$

Nun müsst ihr nur noch nach  $x$  Auflösen und erhalten als Lösung: **20 mol**.

Ein beliebter Fehler ist es, zu glauben, dass man nun 40 mol Wasserstoff bräuchte, da ja in einem Molekül Wasser zwei H-Atome zu finden sind. Ihr solltet aber wissen, dass Wasserstoff ein zweiatomiges Gas ist, sodass man eben doch nur 20 mol Wasserstoff braucht.

Man kann auch einfach die Koeffizienten der Reaktionsgleichung betrachten:



Da diese für Wasserstoff und für Sauerstoff gleich sind (beide 2), kann man davon ausgehen, dass man mit 20 mol Wasserstoff auch 20 mol Wasser erhält.

Wie kann man nun das Ergebnis in Litern angeben? Die Antwort findet sich im > Exkurs: Das Mol: Ein Mol eines idealen Gases entspricht 22,4 L. Also braucht man  $20 \times 22,4$  L  $\text{H}_2$ .

Die Reaktion von Wasserstoff und Sauerstoff zu Wasser heißt übrigens **Knallgasreaktion**.

### LERN TIPP

Aufgaben, in denen man die 22,4-Liter-Regel anwenden muss, verraten sich oft dadurch, dass in der Aufgabenstellung steht, man solle annehmen, dass sich Gas X wie ein ideales Gas verhalte, oder dass Normalbedingungen herrschen.

## Exkurs: Konzentration

Gerade in der Biochemie rechnet man oftmals mit Konzentrationen statt mit absoluten Stoffmengen. Man gibt mit einer Konzentration an, wie viel Gramm, Mol oder Milliliter eines Stoffes in einem bestimmten Volumen des Lösungsmittels gelöst sind.

Löst man z. B. 1 g Zucker in 10 L Wasser, hat die Lösung die Zuckerkonzentration 0,1 g/L. Die simple Formel lautet:

$$C = m/V$$

$C$  = Konzentration,  $m$  = Masse,  $V$  = Volumen

Um sicherzustellen, dass ihr euch nicht irrt, solltet ihr auch hier nachschauen, ob die Einheiten am Ende wirklich Gramm/Liter ergeben.

Löst man eine Flüssigkeit in einer anderen, kann das Ergebnis natürlich auch in ml/l angegeben werden.

Die häufigste Angabe ist allerdings mol/L. Eine Lösung mit der Konzentration von 1 mol/L wird auch 1-molar genannt. Eine Lösung von 2 mol/L bezeichnet man als 2-molar etc. Abgekürzt wird 1-molar als **1 M**.

## 6.3 Homogenes Gleichgewicht

Nehmen wir an, dass wir eine chemische Reaktion durchführen wollen, bei der zwei Stoffe A und B (die Edukte) zu zwei anderen Stoffen C und D reagieren sollen. Die ganze Reaktion findet in einem geschlossenen System statt, sodass alle Edukte und Produkte an Ort und Stelle bleiben. Warum das wichtig ist, erfahrt ihr später.

Wenn die Reaktion beginnt, werdet ihr sehen, dass in kurzer Zeit eine große Menge an Produkten entsteht, wobei natürlich auch eine entsprechend große Menge an Edukten verbraucht wird.

Nach einiger Zeit scheint es aber so, als wäre die Reaktion zum Erliegen gekommen, denn die Konzentrationen der Produkte und Edukte ändern sich nicht mehr. Dieser Eindruck täuscht allerdings, denn in Wirklichkeit entstehen aus den Edukten A und B nach wie vor die Produkte C und D. In gleichem Maß zerfallen aber auch die Produkte C und D

wieder in die Edukte. Da diese beiden Reaktionen, die **Hinreaktion** und die **Rückreaktion**, **gleich schnell ablaufen**, entsteht der Eindruck, als sei die Reaktion zu Ende. Tatsächlich hat sich lediglich ein **Gleichgewicht** eingestellt. Da in diesem Gleichgewicht noch viel Bewegung vorhanden ist (die Reaktionen laufen schließlich noch immer ab), spricht man auch von einem **dynamischen Gleichgewicht**.

Außerdem ist es wichtig zu wissen: Eine Reaktion, die „in beide Richtungen“ ablaufen kann, nennt man **reversibel**. Das oben Gesagte gilt folglich nur für **reversible Reaktionen**.

Bevor wir uns nun mit Begriffen wie Enthalpie oder Entropie herumschlagen, machen wir zunächst ein paar simple Überlegungen, mit denen man sich viel Auswendiglernen ersparen kann.

### 6.3.1 Prinzip von Le Chatelier

Unsere Beispielreaktion läuft in einem geschlossenen System ab. Würde sie in einem offenen System ablaufen und die Produkte wären Gase, die einfach so aus dem Reaktionsgefäß entweichen können, dann würde sich nämlich gar kein Gleichgewicht einstellen. Je mehr Gas entweicht, desto mehr Gas würde neu gebildet werden, bis die Edukte komplett verbraucht sind.

Wir sehen: Nehmen wir dem System Produkte weg, bildet es wieder mehr Produkte, solange bis sich wieder ein Gleichgewicht einstellt.

Dasselbe gilt, wenn wir wieder Edukte in das Reaktionsgefäß schütten, nachdem sich das Gleichgewicht eingestellt hat: Es wird mehr Produkt entstehen. Umgekehrt kann man auch Produkte zugeben, sodass vermehrt Edukte gebildet werden.

Dieses Phänomen nennt man **Prinzip vom kleinsten Zwang** oder auch **Prinzip von Le Chatelier**.

#### FÜR AHNUNGSLOSE

Können auch aus einem geschlossenen System Produkte „entfernt“ werden? Gewissermaßen ja!

Wenn man nämlich dafür sorgt, dass die Produkte weiter reagieren, entfernt man quasi Produkte der ersten Reaktion und es werden mehr Edukte verbraucht. Dies ist ein Prinzip, das man sich in der Biochemie zunutze macht, wenn man will, dass eine Reaktion möglichst vollständig abläuft.

Wir üben auf das System einen Zwang aus (wir entfernen Produkte) und das System versucht die Auswirkungen dieses Zwangs zu minimieren (das System bildet mehr Produkte). Dieser Umstand ist allerdings nicht nur auf das Entfernen und Zugeben von Reaktionsteilnehmern beschränkt:

Nehmen wir an, wir befinden uns wieder in einem geschlossenen System und unsere Produkte C und D sind gasförmig, wohingegen die Edukte A und B flüssig sind. Üben wir nun Druck auf das System aus, indem wir den Behälter verkleinern, so wird sich das System auch diesem Zwang entziehen. Statt der Produkte C und D, die als Gase viel Platz benötigen, werden nun vermehrt die Edukte A und B gebildet, um der Druckerhöhung entgegenzuwirken.

Können wir das System noch mehr beeinflussen? Ja, denn die beiden Reaktionen unterscheiden sich auch hinsichtlich der Temperatur, bei der sie ablaufen. Angenommen, unsere Hinreaktion setzt Wärme frei (wie eine Verbrennung, auch **exotherme Reaktion** genannt), dann können wir daraus schließen, dass unsere Rückreaktion Wärme verbraucht (**endotherme Reaktion**). Erhöhen wir nun die Temperatur, wird verstärkt die Reaktion ablaufen, die Wärme verbraucht. Wenn die Rückreaktion Wärme verbraucht, entstehen folglich wieder mehr Edukte.



### LERN TIPP

Am besten merkt ihr euch, dass das System zurück zu seinem Ausgangszustand gelangen will.

## 6.3.2 Massenwirkungsgesetz

Wäre es nicht praktisch, das Verhältnis von Edukten zu Produkten irgendwie quantifizierbar zu machen? Mit Sicherheit! Da die Konzentration der Edukte und die Konzentration der Produkte konstant ist, wenn sich das Gleichgewicht erst mal eingestellt hat, hat man eine Formel zur Berechnung eines Zahlenwertes, der sogenannten **Gleichgewichtskonstante K**, aufgestellt. Diese Formel wird **Massenwirkungsgesetz (MWG)** genannt. Aus diesem Zahlenwert kann man dann ablesen, ob bei einer Reaktion grundsätzlich in erster Linie die Produkte entstehen, das Gleichgewicht also auf der Produktseite liegt, oder ob die Reaktion kaum stattfindet, das Gleichgewicht also auf der Eduktseite liegt.

Wie macht man das?

In unserer Beispielreaktion entstehen nach wie vor aus den Edukten A und B die Produkte C und D.



Man **multipliziert nun die Konzentrationen der Produkte miteinander und dividiert durch die multiplizierten Konzentrationen der Edukte**.



### FÜR DIE KLAUSUR

Hier lohnt es sich, die einzelnen Schritte nachzuvollziehen! Insbesondere sollte man sich merken, dass die **Produkte im Zähler** stehen, dann kann man sich viel herleiten.

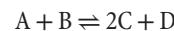
Kleine Eselsbrücke im Hinblick auf zukünftige Prüfungen: Das Ergebnis (**Produkt**) ist alles was **zählt**.

### MERKE

Man berechnet die **Produkte** (!) und nicht die Summen der Konzentrationen! Ein beliebter Fehler, der sich auch als Falschantwort anbietet.

$$K = \frac{[C] \times [D]}{[A] \times [B]}$$

Um ein Massenwirkungsgesetz aufstellen zu können, ist es unerlässlich, die Reaktionsgleichung zu kennen. Falls in einer Reaktion Koeffizienten vorkommen, muss man die Konzentration des jeweiligen Edukts oder Produkts hoch diesen Koeffizienten nehmen. Ein Beispiel sollte das veranschaulichen:



$$K = \frac{[C]^2 \times [D]}{[A] \times [B]}$$

Was bringt uns nun die Gleichgewichtskonstante?

Angenommen, bei der Reaktion liegen nach Einstellung des Gleichgewichtszustands die Edukte in genauso hoher Konzentration vor wie die Produkte. Im Zähler und im Nenner steht dann die gleiche Zahl und K ist folglich gleich 1.

Wenn das **Gleichgewicht stark auf der Produktseite** liegt, ist der Zähler unseres Bruchs groß und der Nenner klein. **K ist dann größer 1**. In der Biochemie bezeichnet man Reaktionen in unserem Körper, deren Gleichgewicht so stark auf der Pro-

duktseite liegt, dass die Konzentration der Edukte vernachlässigbar klein wird, sogar als **irreversibel**.

Wenn das **Gleichgewicht stark auf der Eduktseite** liegt, ist der Zähler unseres Bruches klein und der Nenner groß. **K ist dann kleiner 1.**

Eine Besonderheit von K: Sie ist **unabhängig von Konzentrationsänderungen**. Geben wir Edukte hinzu, wird das System in gleichem Maße verstärkt Produkte bilden (Le-Chatelier-Prinzip!). Nachdem sich das Gleichgewicht erneut eingestellt hat, stehen Zähler und Nenner wieder im selben Verhältnis zueinander.

Man muss allerdings, wenn man ein Massenwirkungsgesetz aufstellt, angeben, bei welcher Temperatur die Reaktion stattfindet. Zur Verdeutlichung:

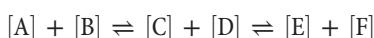
Wenn sich ein Gleichgewicht in der Reaktion eingestellt hat und man die Temperatur erhöht, läuft verstärkt die endergone (wärmeverbrauchende) Reaktion ab. Wenn die Rückreaktion Wärme verbraucht, entstehen mehr Edukte. Entsprechend wird der Nenner größer und der Zähler kleiner und es ergibt sich eine neue Gleichgewichtskonstante. K ist folglich **temperaturabhängig**.

### FÜR DIE KLAUSUR

K ist konstant, wenn sich ein Gleichgewicht eingestellt hat. Sie ist allerdings auch abhängig vom **Druck**. Ihr könnt diese Beziehung genau wie bei der Temperatur begründen, wenn ihr noch mal nachlest, wie sich Druckänderungen nach dem Prinzip von Le Chatelier auswirken.

Zu guter Letzt: Wie stellt man das MWG für **gekoppelte Reaktionen** auf, wenn also die Produkte direkt weiter reagieren?

Man muss die Gleichgewichtskonstanten miteinander **multiplizieren**, um die Gleichgewichtskonstante für die gesamte Reaktion zu erhalten.



$$K_{\text{ges}} = K_1 \times K_2 = \frac{[C] \times [D]}{[A] \times [B]} \times \frac{[E] \times [F]}{[C] \times [D]}$$

Aus der Gleichung erkennt man zudem, dass man die Konzentrationen der Zwischenprodukte noch nicht mal kennen muss, um  $K_{\text{ges}}$  zu ermitteln, da sich diese einfach kürzen lassen.

## 6.4 Heterogenes Gleichgewicht

Neben homogenen Gleichgewichten gibt es auch **heterogene Gleichgewichte**. Während bei homogenen Gleichgewichten die Reaktion in derselben sogenannten **Phase**, z. B. dem Lösungsmittel Wasser, stattfindet, zeichnen sich heterogene Stoffgemische durch das Vorhandensein verschiedener Phasen aus.

Viel Kompliziertes muss man hier als Mediziner erfreulicherweise nicht wissen.



### FÜR AHNUNGSLOSE

Was sind eigentlich Phasen? Unterschiedliche Zustandsformen der Materie, die klar voneinander getrennt sind! Was kompliziert klingt ist eigentlich ganz einfach: Man muss sich nur ein heterogenes Gemisch wie Blut vorstellen (nachdem man es hat stehen lassen). Die schweren Bestandteile wandern nach unten und sind klar von den leichten getrennt. Hier habt ihr auch schon ein weiteres Merkmal von heterogenen Gemischen kennengelernt. Man kann sie mit **physikalischen Methoden**, wie etwa dem Ausüben einer Kraft (beim Blut macht dies die Schwerkraft), trennen, wohingegen man zum Spalten chemischer Verbindungen eine **chemische Reaktion** benötigt.

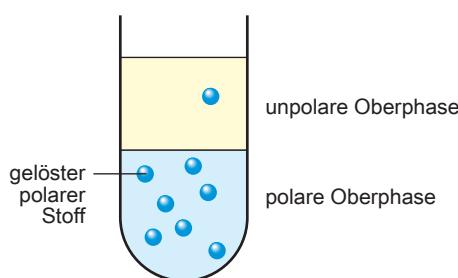
### 6.4.1 Stoffgemische

Einige wichtige Arten von Stoffgemischen sollte man kennen.

Stoffgemisch	Zusammensetzung
Gemenge	Feststoff + Feststoff (denkt an Sand und Kies)
Suspension	Feststoff + Flüssigkeit (denkt an die Suppe, in der Nudeln schwimmen)
Emulsion	Flüssigkeit + Flüssigkeit (denkt an Öl in Wasser)
Aerosol	Flüssigkeit oder Feststoff + Gas (denkt an Nebel oder Rauch)

### 6.4.2 Nernst-Verteilungsgesetz

Da dieses Gesetz sehr prüfungsrelevant ist, sollte man jetzt gut aufpassen. Angenommen, eine Emul-



**Abb. 6.1** Nernst-Verteilungsgesetz

sion besteht aus einem dichten polaren Stoff, z.B. Wasser, und einem weniger dichten unpolaren Stoff (das beliebteste Beispiel ist Diethylether). Wir haben gelernt, dass sich beide Substanzen nicht vermischen werden, sondern dass sich die dichtere Substanz am Boden des Gefäßes absetzen wird. Es entstehen folglich **zwei Phasen**. Gibt man nun eine Substanz in dieses Gefäß, wird sie sich, wenn sie selbst polar ist, eher im polaren Lösungsmittel (Wasser) lösen und weniger gut im unpolaren. Um diese Verteilung zu quantifizieren, hat man den **Verteilungskoeffizienten** eingeführt, der unglücklicherweise auch mit  $K$  abgekürzt wird. Ihr solltet euch in der Klausur also immer klarmachen, ob es sich bei  $K$  um die Gleichgewichtskonstante oder den Verteilungskoeffizienten handelt. Um  $K$  zu berechnen, muss man den Quotienten der Konzentration des Stoffes in der Oberphase und der Konzentration des Stoffes in der Unterphase berechnen (> Abb. 6.1).

$$K = [A]_{\text{Oberphase}} / [A]_{\text{Unterphase}}$$

Ist  $K = 1$ , löst sich der Stoff in beiden Phasen **gleich** gut, ist  $K < 1$ , löst er sich eher in der **Unterphase** und ist  $K > 1$ , löst sich der Stoff vor allem in der **Oberphase**.



### LERNTIPP

Das, was **im Gefäß oben** schwimmt (Stoff in der Oberphase), steht auch **im Bruch oben** (im Zähler). Außerdem:  $K$  (sowohl die Gleichgewichtskonstante als auch der Verteilungskoeffizient) steht in keinem Zusammenhang zur Geschwindigkeit, mit der sich ein Gleichgewicht oder eine Verteilung einstellt.

## 6.5 Übungen

1. Welche Aussage trifft zu?
  - a. Im Gleichgewichtszustand findet keine Stoffumwandlung mehr statt.
  - b. Indem man Produkte entfernt, veranlasst man die Reaktion dazu, mehr Edukte zu bilden.
  - c. Ist die Gleichgewichtskonstante  $K > 1$ , liegt das Gleichgewicht auf der Eduktseite.
  - d. Indem man Produkte entfernt, verringert man die Gleichgewichtskonstante einer Reaktion.
  - e. Im Gleichgewichtszustand ändern sich die Konzentrationen der beteiligten Stoffe nicht mehr.
2. Wie lässt sich aus dem Verteilungskoeffizienten erkennen, ob sich ein Stoff eher in der Ober- oder Unterphase löst?
3. Welche Zuordnung trifft nicht zu?
  - a. Emulsion – flüssig/flüssig
  - b. Suspension – flüssig/fest
  - c. Gemenge – fest/fest
  - d. Aerosol – gasförmig/gasförmig
4. Bei gekoppelten Reaktionen muss man die Gleichgewichtskonstanten
  - a. addieren.
  - b. multiplizieren.
  - c. subtrahieren.
  - d. potenzieren.
  - e. dividieren.



### FÜR DIE KLAUSUR

Um grob abschätzen zu können, was für Fragen zu einem bestimmten Thema gestellt werden könnten, solltet ihr euch fragen:

1. Was ist grundlegend wichtig?
2. Was ist klinisch relevant?
3. Was ist ungewöhnlich oder kontraintuitiv?

Erhältlich in jeder Buchhandlung  
oder im Elsevier Webshop



Survival-Kit Chemie

132 Seiten

ISBN: 978-3-437-41103-8

€ [D] 19,99 / € [A] 20,60 / sFr 27,-

Empowering Knowledge

