

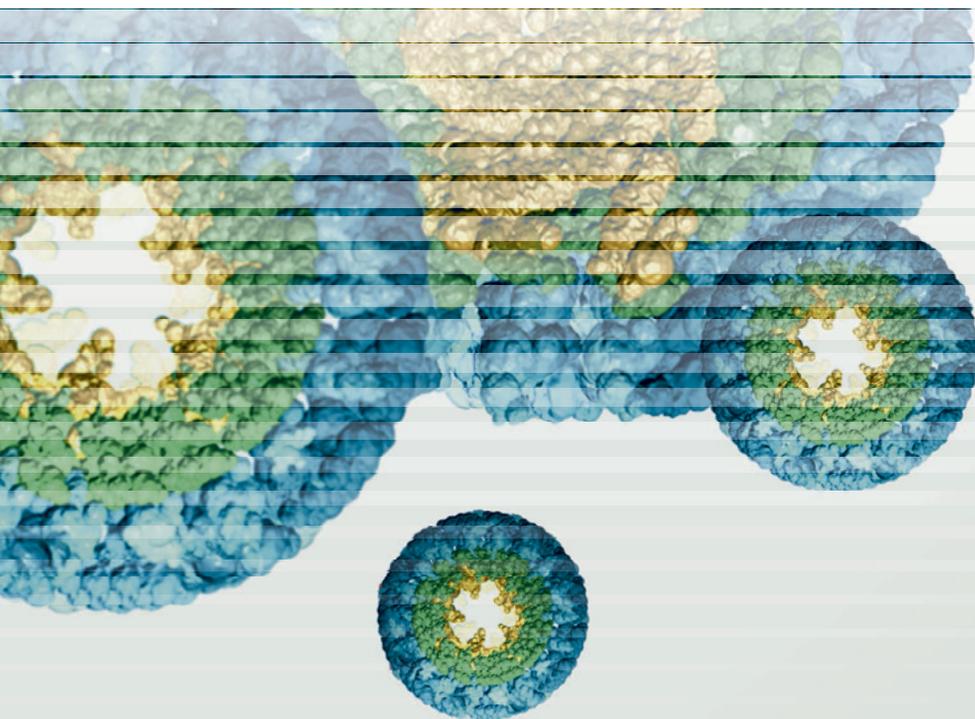


Antje Galuschka

# BIOCHEMIE

FÜR AHNUNG?LOSE

2. AUFLAGE



HIRZEL

Antje Galuschka  
**Biochemie für Ahnungslose**



# FÜR AHNUNG?LOSE

In dieser Reihe sind bisher erschienen:

Yára Detert, **Mathematik** für Ahnungslose

Yára Detert / Christa Söhl, **Statistik** und Wahrscheinlichkeitsrechnung für Ahnungslose

Werner Junker, **Physik** für Ahnungslose

Michael Haugk / Lothar Fritsche, **Quantenmechanik** für Ahnungslose

Katherina Standhartinger, **Chemie** für Ahnungslose

Katherina Standhartinger, **Organische Chemie** für Ahnungslose

Antje Galuschka, **Biochemie** für Ahnungslose

Christa Söhl, **Biologie** für Ahnungslose

Michaela Aubele, **Genetik** für Ahnungslose

Heinz-E. Klockhaus, **Buchführung** für Ahnungslose

Heinz-E. Klockhaus, **BWL** für Ahnungslose

Antje Galuschka

# BIOCHEMIE

für Ahnungslose

Eine Einstiegshilfe für Studierende

2. Auflage

von Dr. Antje Galuschka, Techau

Mit 269 Abbildungen und 12 Tabellen



S. Hirzel Verlag

Dr. Antje Galuschka  
Sandfeldredder 22  
23689 Techau

Antje Galuschka wurde 1967 in Detmold geboren. Nach dem Abitur absolvierte sie zunächst eine Ausbildung zur Bankkauffrau, bevor sie an der Universität Bielefeld Biologie studierte. Sie schloss ihre Promotion 2003 an der Medizinischen Universität zu Lübeck ab.

Dr. Galuschka lebt als freie Wissenschaftsjournalistin in der Nähe von Lübeck.



#### **Bibliografische Information der Deutschen Nationalbibliothek**

Die Deutsche Nationalbibliothek verzeichnet diese Publikation in der Deutschen Nationalbibliografie; detaillierte bibliografische Daten sind im Internet über <http://dnb.d-nb.de> abrufbar.

2., korrigierte Auflage 2015

ISBN 978-3-7776-2415-0 (Print)

ISBN 978-3-7776-2513-3 (E-Book, PDF)

Ein Markenzeichen kann warenrechtlich geschützt sein, auch wenn ein Hinweis auf etwa bestehende Schutzrechte fehlt.

Jede Verwertung des Werkes außerhalb der Grenzen des Urheberrechtsgesetzes ist unzulässig und strafbar. Dies gilt insbesondere für Übersetzung, Nachdruck, Mikroverfilmung oder vergleichbare Verfahren sowie für die Speicherung in Datenverarbeitungsanlagen.

© 2015 S. Hirzel Verlag, Birkenwaldstraße 44, 70191 Stuttgart  
[www.hirzel.de](http://www.hirzel.de)

Printed in Germany

Satz: Claudia Wild, Konstanz

Druck: Druckerei Kohlhammer, Stuttgart

Umschlaggestaltung: deblik, Berlin

Umschlagabbildung: © Elena Pankova/fotolia

## Vorwort

Als einer der ersten Deutschen beschäftigte sich Anfang des 19. Jahrhunderts Georg Carl Ludwig Sigwart in Tübingen mit der Biochemie. Er arbeitete unter anderem über Säureindikatoren bei Herbstzeitlosen, Analysen von Gallen- und Harnsteinen und die Proteine des Blutserums.

Der Begriff wurde zum ersten Mal verwendet, als Vinzenz Kletzinsky 1858 sein „Compendium der Biochemie“ in Wien drucken ließ.

Weitere Meilensteine:

Jahr	Forscher	Entdeckung	Seite im Buch
1828	Friedrich Wöhler	Synthese des organischen Harnstoffs aus anorganischem Ammoniumcyanat	► S. 161 ff.
1833	Anselme Payen	Entdeckung des ersten Enzyms (Diastase/Amylase)	► S. 39 f., ► S. 119
ab 1845	Julius Eugen Schlossberger	Isolation von Kreatin aus Muskelfleisch des Alligators, Analyse rachitischer Knochen, des Iodgehalts von Korallen und des Kupfers im Hämocyanin	/
1861 bis 1872	Felix Hoppe-Seyler	Erforschung u. a. der Muskelkontraktion, Totenstarre, Milchsäure/Glykogen, Oxidations- und Reduktionsfermenten und Hämoglobin	► S. 31 f., ► S. 36 f., ► S. 50, ► S. 72 f., ► S. 121 f., ► S. 136 f.
1869	Friedrich Miescher	Entdeckung der Erbsubstanz Nuclein	► S. 91 f.
1896	Eduard Buchner (Nobelpreis 1907)	Entdeckung der zellfreien Gärung	► S. 136 f.
1912	Sir Frederick Gowland Hopkins (Nobelpreis 1929)	Entdeckung der Vitamine und der essentiellen Aminosäuren	► S. 18 ff.
1926	Otto Heinrich Warburg (Nobelpreis 1931)	Entdeckung des Atmungsferments Cytochrom-Oxidase	► S. 133 f.
1929	Gustav Embden, Otto Meyerhof (Nobelpreis 1922) und Jakub Parnas	Aufklärung der Glykolyse	► S. 109 ff.
1932	Hans Adolf Krebs (Nobelpreis 1953)	Aufklärung des Citratzyklus	► S. 124 ff.
1953	James Watson und Francis Crick (Nobelpreis 1962)	Aufklärung der Struktur der DNA	► S. 93 ff.

Die Biochemie kann heute also auf eine beinahe 200jährige Geschichte zurückblicken. Sie ist aus den Naturwissenschaften schon lange nicht mehr wegzudenken. Egal ob in der Medizin, der Biologie, der Lebensmittel- oder Biotechnologie – in allen naturwissenschaftlichen Disziplinen sind biochemische Kenntnisse erforderlich, und schließlich beschreibt dieses Fach ja auch die Grundlage dessen, was uns ausmacht.

Seit den fünfziger Jahren haben wir es mit einer nahezu explosionsartigen Wissensvermehrung zu tun. Hunderte Forschungsinstitute auf der ganzen Welt ergründen heute die chemischen Abläufe, die das Leben erst ermöglichen. Neue Methoden und neue Erkenntnisse vergrößern das Wissen permanent.

Selbst in einem Kurzlehrbuch der Biochemie sollten daher der aktuelle Wissensstand in den wichtigsten Bereichen (Protein- und Kohlenhydratchemie, molekulare Genetik u. a.), aktuelle Labortechniken (DNA-Sequenzierung, Mikroarrays, Gentests) sowie wichtige Forschungsprojekte (Human Genome Project) vermittelt werden.

„Biochemie für Ahnungslose“ richtet sich in erster Linie an Studierende der verschiedenen Biowissenschaften und kann gerade in den ersten Semestern ein hilfreicher Begleiter sein.

Die Menge an Informationen macht es dem Lernenden schwer, den Überblick zu behalten. Ein Lehrbuch darf daher nicht einfach nur eine Sammlung von Wissen sein – genauso wichtig ist es, das Lernen zu strukturieren, Zusammenhänge allgemein verständlich zu erklären und Antworten auf die Frage nach dem „Warum“ zu geben.

Dies zu erreichen ist der Wunsch der Autorin.

Techau, im Frühjahr 2015

Antje Galuschka

# Inhalt

<b>Vorwort</b>	V
<b>1 Physikalische und chemische Grundlagen</b>	<b>1</b>
1.1 Reaktionskinetik	1
1.2 Reaktionsgeschwindigkeit	1
1.3 Reaktionsordnung	2
1.4 Energie	3
1.4.1 Reaktionsenergie	3
1.4.2 Enthalpie	3
1.4.3 Reaktionsenthalpie	3
1.5 Entropie	3
1.6 Gibbs'sche freie Enthalpie	4
1.7 Chemisches Gleichgewicht	4
1.8 Fließgleichgewicht	5
1.9 Energetische Kopplung	6
1.10 Wasser und wässrige Lösungen	6
1.10.1 Physikalische und chemische Eigenschaften von Wasser	6
1.10.2 Wasser als Lösungsmittel	7
1.11 Der pH-Wert	8
1.12 Puffer	9
1.12.1 Henderson-Hasselbalch-Gleichung	11
1.13 Funktionelle Gruppen und Verbindungstypen in Biomolekülen	11
1.14 Reaktionstypen in Stoffwechselreaktionen	12
1.14.1 Redoxreaktionen	12
1.14.2 Addition	14
1.14.3 Isomerisierung	16
1.14.4 Phosphorylierung	17
<b>2 Proteine</b>	<b>18</b>
2.1 Aminosäuren	18
2.1.1 Struktur von Aminosäuren	19
2.1.2 Eigenschaften von Aminosäuren	19
2.1.3 Ladungszustände von Aminosäuren	22
2.1.4 Optische Aktivität von Aminosäuren	24
2.2 Peptidbindung	24
2.3 Struktur von Proteinen	26
2.3.1 Primärstruktur	26
2.3.2 Sekundärstruktur	26
2.3.3 Tertiärstruktur	28
2.3.4 Quartärstruktur	29
2.4 Die Funktion von Proteinen	29
2.4.1 Enzymatische Katalyse	30
2.4.2 Abwehrmechanismen	30

---

2.4.3	Regulatorische Prozesse	30
2.4.4	Speicherung	30
2.4.5	Stütz- und Strukturfunktionen	30
2.4.6	Bewegung	31
2.4.7	Transport	34
2.5	Enzyme	39
2.5.1	Mechanismen der enzymatischen Katalyse	44
2.5.2	Kontrolle der enzymatischen Katalyse	44
2.6	Enzymtechnologie	50
2.6.1	Analyse von Proteinen	50
2.6.2	Gelelektrophorese	51
2.6.3	Qualitativer und quantitativer Nachweis von Proteinen	54
2.6.4	Reinigung und Isolierung	56
2.6.5	Chromatographie	58
2.6.6	Bestimmung der Aminosäuresequenz	61
2.6.7	Peptidsynthese (Merrifield-Synthese)	62
<b>3</b>	<b>Kohlenhydrate</b>	<b>64</b>
3.1	Chemie und Struktur	64
3.2	Monosaccharide	65
3.2.1	Halbacetale und Halbketale	67
3.3	Glykosidische Bindungen	69
3.4	Disaccharide	70
3.5	Polysaccharide	71
3.5.1	Cellulose, Chitin	71
3.5.2	Glykogen, Stärke, Dextrane	72
3.5.3	Glykosaminoglykane	73
3.6	Oligosaccharide	74
3.6.1	Glykoproteine und Glykolipide	74
3.7	Nachweis von Kohlenhydraten	75
<b>4</b>	<b>Lipide</b>	<b>77</b>
4.1	Fettsäuren	77
4.1.1	Nomenklatur der Fettsäuren	78
4.2	Hydrolysierbare Lipide	80
4.3	Nicht hydrolysierbare Lipide	80
4.4	Fette und Öle	80
4.5	Phospholipide und Glykolipide	82
4.6	Terpene	85
4.7	Steroide	86
4.7.1	Cholesterin	86
4.7.2	Steroidhormone	88
4.7.3	Gallensäuren	89

---

<b>5</b>	<b>Nukleotide</b>	91
5.1	Struktur von Nukleotiden	91
5.2	Nukleinsäuren	93
5.2.1	DNA	93
5.2.2	RNA	98
<b>6</b>	<b>Stoffwechsel</b>	101
6.1	Photosynthese	101
6.1.1	Lichtreaktion	101
6.1.2	Dunkelreaktionen (Calvin-Zyklus)	105
6.1.3	Photorespiration (Photoatmung)	108
6.1.4	C <sub>4</sub> -Dicarbonsäureweg	109
6.2	Kohlenhydrat-Stoffwechsel	109
6.2.1	Glykolyse	109
6.2.2	Glykogen-Stoffwechsel	113
6.2.3	Diabetes mellitus	116
6.2.4	Abbau von Stärke	118
6.2.5	Fructose-1-phosphat-Weg	119
6.2.6	Abbau von Galactose	120
6.2.7	Gluconeogenese	120
6.2.8	Pentosephosphatweg	124
6.3	Citratzyklus	124
6.3.1	Oxidative Decarboxylierung von Pyruvat	126
6.3.2	Reaktionen des Citratzyklus	127
6.3.3	Regulation des Citratzyklus	128
6.3.4	Glyoxylatzyklus	129
6.4	Atmungskette	130
6.4.1	Energiebilanz der Atmungskette	135
6.4.2	Regulation der oxidativen Phosphorylierung	136
6.5	Gärung	136
6.5.1	Milchsäuregärung	136
6.5.2	Alkoholische Gärung	137
6.6	Lipid-Stoffwechsel	137
6.6.1	Fettsäuresynthese	137
6.6.2	Fettsäureabbau ( $\beta$ -Oxidation)	142
6.7	Nukleotid-Stoffwechsel	146
6.7.1	De-novo-Synthese der Purinribonukleotide	146
6.7.2	Synthese der Pyrimidinribonukleotide	151
6.7.3	Synthese der Desoxyribonukleotide	153
6.7.4	Synthese von NAD <sup>+</sup>	157
6.7.5	Synthese von FAD	158
6.7.6	Synthese von Coenzym A	158
6.7.7	Abbau von Nukleinsäuren, Purinen und Pyrimidinen	158
6.8	Aminosäureabbau	164
6.9	Harnstoffzyklus	169

<b>7</b>	<b>Molekulare Genetik</b>	170
7.1	DNA – Träger der genetischen Information	170
7.1.1	Übertragung genetischen Materials durch Transformation	170
7.1.2	Übertragung genetischen Materials durch Transduktion	170
7.1.3	Vermehrung von Phagen	171
7.2	Aufbau der DNA	174
7.2.1	DNA-Doppelhelix	175
7.3	Der genetische Code	185
7.4	Proteinbiosynthese	188
7.4.1	Transkription der DNA in mRNA	188
7.4.2	Translation der mRNA in Protein	191
7.4.3	Termination	196
7.5	Bakterien- und Phagengenetik	196
7.5.1	Organisation des Genoms von <i>Escherichia coli</i>	196
7.6	Genom und Gene	202
7.6.1	Introns und Exons	202
7.6.2	Kontrolle der Gen-Expression	204
7.7	Gentechnische Methoden	208
7.7.1	DNA-Klonierung	208
7.7.2	Genklonierung	213
7.7.3	Polymerasekettenreaktion	215
7.7.4	Restriktionskartierung	218
7.7.5	DNA-Sequenzierung (nach Maxam und Gilbert)	222
7.7.6	DNA-Sequenzierung (nach Sanger)	223
<b>8.</b>	<b>Immunsystem</b>	227
8.1	Angeborene Immunität	227
8.1.1	Komplementsystem	227
8.1.2	Opsonierung	228
8.2	Erworbene Immunität	228
8.2.1	Antigene	229
8.3	Zellen des Immunsystems	229
8.3.1	B-Lymphozyten	231
8.3.2	T-Lymphozyten	240
8.4	MHC-Moleküle	245
8.4.1	MHC-I-Moleküle	245
8.4.2	MHC-II-Moleküle	246
8.4.3	Gene des MHC	246
8.5	Zytokine	247
<b>9</b>	<b>Hormone</b>	249
9.1	Mechanismen der Hormonwirkung	251
9.2	Signalübertragung der Hormonwirkung	251
9.2.1	Wirkungsmechanismen hydrophiler Hormone	253
9.3	Regulation hormoneller Aktivität	260
9.3.1	Hypothalamus-Hypophysen-System der Wirbeltiere	260
	<b>Abkürzungen</b>	262
	<b>Sachregister</b>	264

# 1 Physikalische und chemische Grundlagen

Das folgende Kapitel soll lediglich einen Überblick über physikalische und chemische Grundlagen vermitteln. Wer sich eingehender mit den dargestellten Themen beschäftigen möchte, dem empfehle ich die Lektüre von weiterführenden Chemie- und Physiklehrbüchern.

## 1.1 Reaktionskinetik

Die Reaktionskinetik beschreibt den Verlauf einer Reaktion über die Zeit. Für die Betrachtung der Kinetik sind insbesondere die Reaktionsgeschwindigkeit, die Lage des chemischen Gleichgewichts, die Reaktionsordnung, die Temperatur und die umgesetzte Energie von Bedeutung.

## 1.2 Reaktionsgeschwindigkeit

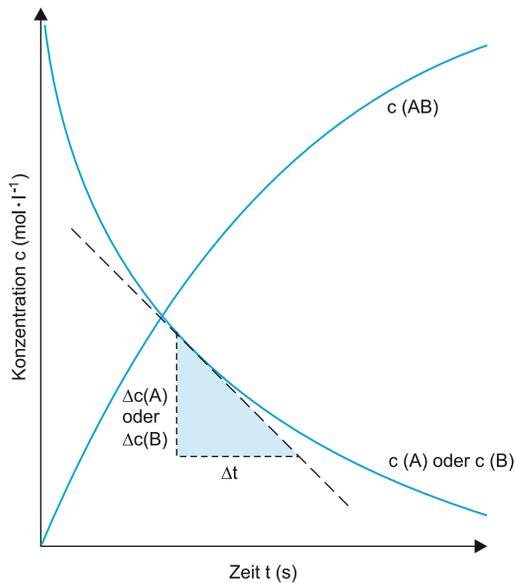
Die Reaktionsgeschwindigkeit gibt an, wie schnell Verbindungen umgesetzt werden. Unterschiedliche Reaktionen laufen mit unterschiedlichen Geschwindigkeiten ab. Dabei ist die Reaktionsgeschwindigkeit unabhängig von der **Reaktionsenergie**: d. h. **exotherme** Reaktionen laufen nicht zwangsläufig schnell ab, weil Energie freigesetzt wird. Und **endotherme** Reaktionen müssen nicht langsam ablaufen, weil Energie zugeführt wird.

Beispiel:  $A + B \rightarrow AB$

Die Ausgangsstoffe A und B werden während der Reaktion verbraucht, während die Konzentration (c) des Produktes AB zunimmt. Die Reaktionsgeschwindigkeit v wird durch die Konzentrationszunahme von AB ( $\Delta c(AB)$ ) in einem bestimmten Zeitintervall ( $\Delta t$ ) ausgedrückt:

$$v(AB) \text{ mol}/(\text{l}^*\text{s}) = \Delta c(AB)/\Delta t$$

Die Reaktionsgeschwindigkeit bleibt in der Regel nicht konstant, sondern sie ändert sich im Reaktionsverlauf (◉ Abb. 1.1). In der Regel nimmt die Reaktionsgeschwindigkeit ab, weil die Konzentrationen der Ausgangsstoffe abnehmen. Infolge der abnehmenden Konzentrationen der Reaktanten sind weniger Moleküle in einem gegebenen Volumen vorhanden, und es kommt zu weniger Zusammenstößen, bei denen die Moleküle in die Reaktionsprodukte umgewandelt werden können (**Kollisionstheorie**). Anders ausgedrückt: Je höher die Konzentration der Reaktionspartner ist, desto höher ist die Reaktionsgeschwindigkeit.



○ **Abb. 1.1:** Reaktionsgeschwindigkeit in Abhängigkeit von der Konzentration

### 1.3 Reaktionsordnung

Bei Reaktionen mit zwei Ausgangsstoffen A und B stellt sich die Frage, ob die Reaktionsgeschwindigkeit von A oder von B oder sowohl von A als auch von B oder weder von A noch von B abhängt. In Versuchen konnte man jede dieser Annahmen bestätigen, und man teilt chemische Reaktionen in Reaktionen nullter Ordnung, Reaktionen erster Ordnung und Reaktionen zweiter Ordnung ein.

**Reaktionen nullter Ordnung** sind von den Konzentrationen der Reaktanten unabhängig:

$$- dc(A)/dt = k \quad (k = \text{Geschwindigkeitskonstante})$$

Bei **Reaktionen erster Ordnung** hängt die Reaktionsgeschwindigkeit nur von der Konzentration eines Reaktionspartners ab. Die Konzentrationen der anderen Ausgangsstoffe sind unwichtig.

Die Reaktionsgeschwindigkeit ist proportional zur Konzentration des Ausgangsstoffes:

$$- dc(A)/dt = k \times c(A)$$

Bei **Reaktionen zweiter Ordnung** ist die Reaktionsgeschwindigkeit sowohl von der Konzentration von A als auch von B abhängig:

$$- dc(A)/dt = k \times c(A) \times c(B)$$

## 1.4 Energie

Energie (E) ist die in einem System gespeicherte Arbeit oder die Fähigkeit eines Systems Arbeit zu leisten. Die SI-Einheit für die Energie ist das **Joule (J)**. Es gibt unterschiedliche Energieformen, z. B. potenzielle, kinetische, mechanische, thermische, elektrische, magnetische, chemische und Kernenergie.

Für die Energie gilt der erste Hauptsatz der Thermodynamik (**Energieerhaltungssatz**): Energie kann weder erzeugt noch vernichtet werden, sondern nur von einer Form in eine andere überführt werden.

### 1.4.1 Reaktionsenergie

Die Energie, die in Verbindungen gespeichert ist, ist die **innere Energie (U)**. Die Differenz der Summen der inneren Energien der Produkte ( $U_2$ ) und die der Ausgangsstoffe ( $U_1$ ) ist die **Reaktionsenergie ( $\Delta U$ )**, also die gesamte, bei der Reaktion mit der Umgebung ausgetauschte Energie:

$$U_2 - U_1 = \Delta U$$

Ist  $\Delta U$  positiv, wird Energie aufgenommen, ist  $\Delta U$  negativ, wird Energie abgegeben.

### 1.4.2 Enthalpie

Die **Enthalpie (H)** ist eine thermodynamische Funktion, die auch nach ihrem „Entdecker“ J. W. Gibbs als Gibbs'sche Wärmefunktion bezeichnet wird. Die Enthalpie ist die Summe der inneren Energie (U) und der Verdrängungsarbeit (pV) eines Systems mit einem gegebenen Volumen (V) und einem konstanten Umgebungsdruck (p):

$$H = U + pV$$

### 1.4.3 Reaktionsenthalpie

In chemischen Reaktionen fällt ein Teil der Reaktionsenergie als Wärmeenergie an. Dieser Teil wird als Reaktionsenthalpie ( $\Delta H$ ) bezeichnet.

Reaktionen, bei denen Wärme freigesetzt wird, sind **exotherme Reaktionen** ( $\Delta H = \text{negativ}$ ), während Reaktionen, denen Wärme zugeführt wird, als **endotherme Reaktionen** bezeichnet werden ( $\Delta H = \text{positiv}$ ).

## 1.5 Entropie

Vereinfacht ausgedrückt ist die **Entropie (S)** das Maß für den Grad der Unordnung eines Systems. Sie wird in  $\text{J mol}^{-1}\text{K}^{-1}$  angegeben. Der zweite Hauptsatz der Thermodynamik besagt, dass eine Reaktion nur dann freiwillig (spontan) abläuft, wenn die Summe der Entropieänderungen des Systems und seiner Umgebung zunimmt.

Der feste oder kristalline Zustand eines Stoffes hat eine höhere Ordnung und eine geringere Entropie als sein flüssiger oder gasförmiger Zustand.

Wenn die Entropie, also der Grad der Unordnung, abnehmen soll, muss Energie zugeführt werden. Andersherum wird Energie freigesetzt, wenn ein geordneter Zustand in einen ungeordneten übergeht.

Ob eine Reaktion spontan abläuft, hängt davon ab, ob die Entropie insgesamt – also im System und der Umgebung – zunimmt: Wenn Wasser zu Eis gefriert, erreichen die Wassermoleküle in der Kristallstruktur einen höheren Ordnungsgrad, und die Entropie nimmt ab. Die beim Gefrieren freigesetzte Schmelzwärme (**Schmelzenthalpie**) erhöht die Umgebungstemperatur, was dazu führt, dass sich die Moleküle in der Umgebung schneller bewegen und so den Entropiezustand der Umgebung erhöhen.

## 1.6 Gibbs'sche freie Enthalpie

In der Gibbs'schen freien Enthalpie ( $G$ ) wird der Zusammenhang zwischen Enthalpie und Entropie deutlich.

In der Regel laufen nur exotherme Reaktionen spontan ab. Aber auch endotherme Reaktionen können freiwillig ablaufen, wenn sich bei der Reaktion die Entropie erhöht:

Wird Salz in Wasser gelöst, nimmt die Temperatur der Lösung ab. Bei der Reaktion wurde keine Energie freigesetzt, sondern verbraucht. Die Reaktion läuft dennoch spontan ab, weil durch das Lösen der Salzkristalle ein Zustand höherer Unordnung erreicht wird, die Entropie erhöht wird.

$$G = H - TS \quad (T = \text{konstante Temperatur})$$

Die freie Reaktionsenthalpie wird wie folgt definiert:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Für eine bei konstanter Temperatur und konstantem Druck durchgeführte Reaktion gilt:

Wenn  $\Delta G < 0$ , läuft die Reaktion spontan ab.

Wenn  $\Delta G = 0$ , hat die Reaktion bereits stattgefunden und das chemische Gleichgewicht hat sich eingestellt.

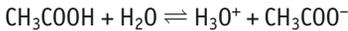
Wenn  $\Delta G > 0$ , läuft die Reaktion nur in umgekehrter Richtung spontan ab.

## 1.7 Chemisches Gleichgewicht

Bei reversiblen Reaktionen stellt sich in einem geschlossenen System im Laufe der Zeit ein chemisches Gleichgewicht ein, in dem die Konzentrationen der Reaktionspartner der Hin- und der Rückreaktion in einem bestimmten Verhältnis zueinander stehen. Die Einstellung dieses Gleichgewichts beschreibt das Massenwirkungsgesetz:

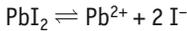
$K$  = Gleichgewichtskonstante = Produkt der Konzentrationen der Produkte/Produkt der Konzentrationen der Ausgangsstoffe

Beispiel: Dissoziation von Essigsäure in Wasser



$$K = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{HAc}^-)}{c(\text{HAc}) \cdot c(\text{H}_2\text{O})}$$

Beispiel: Lösen von schwerlöslichem Bleiiodid in  $\text{H}_2\text{O}$



$$K = \frac{c(\text{PbI}_2)}{c(\text{Pb}^{2+}) \cdot c(\text{I}^-)^2}$$

Stöchiometrische Faktoren gehen als Exponenten in die Gleichung ein.

Die **Gleichgewichtskonstante** gibt an, auf welcher Seite das Gleichgewicht liegt. Ist  $K = 1$ , sind Hin- und Rückreaktion gleichwertig. Hat  $K$  einen großen Wert, liegt das Gleichgewicht auf der Seite der Rückreaktion, die Ausgangsstoffe werden nahezu vollständig umgesetzt. Ist die Gleichgewichtskonstante klein, liegt das Gleichgewicht aufseiten der Hinreaktion, die Reaktion läuft quasi vollständig von rechts nach links ab.

Die Gleichgewichtskonstante ist abhängig von der Temperatur. Je höher die Temperatur ist, desto mehr verschiebt sich das Gleichgewicht in Richtung des nicht bevorzugten Verlaufs. Erhöht man die Temperatur bei der Dissoziation von Essigsäure in Wasser, liegt das Gleichgewicht aufseiten des undissoziierten Ausgangsstoffes, während sich die Löslichkeit von Bleiiodid mit steigender Temperatur erhöht.

Die Gleichgewichtskonstante ist konzentrationsunabhängig. Wird die Konzentration eines Reaktionspartners verändert, läuft die Reaktion verstärkt ab, die zur Wiederherstellung des ursprünglichen Gleichgewichts führt.

Die Gleichgewichtskonstante ist unabhängig von **Katalysatoren**. Katalysatoren können zwar die Reaktionsgeschwindigkeit erhöhen, aber sie ändern die Gleichgewichtslage nicht.

## 1.8 Fließgleichgewicht

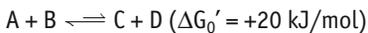
Das Fließgleichgewicht (auch: **dynamisches Gleichgewicht**) beschreibt den Gleichgewichtszustand in offenen, also auch in biologischen Systemen. Im Gegensatz zu geschlossenen Systemen findet in offenen Systemen ein stetiger Zu- und Abfluss von Verbindungen statt. Trotz des ständigen Austauschs von Molekülen bleiben die Konzentrationen der beteiligten Verbindungen quasi konstant (**steady state**).

In biologischen Systemen wird die Aufrechterhaltung dieses quasistationären Zustandes permanent gestört. Um die Gesundheit eines Organismus zu erhalten, müssen die Gleichgewichte (z. B. Konstanterhaltung der Körpertemperatur, des Blutdrucks, der Hormonkonzentrationen) wieder hergestellt werden. Das biologi-

sche Prinzip, Gleichgewichte nur in engen Grenzen schwanken zu lassen und sie wieder einzustellen, wenn sie sich verändern, wird als **Homöostase** bezeichnet.

## 1.9 Energetische Kopplung

Stoffwechselprozesse sind sehr komplex und bestehen in der Regel aus einzelnen Reaktionen mit gemeinsamen Zwischenprodukten. Die Umsetzung eines Stoffes ist problematisch, wenn das chemische Gleichgewicht dieser Reaktion aufseiten der Ausgangsstoffe liegt, wenn also die Rückreaktion bevorzugt wird:

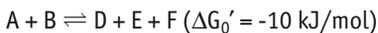


Dass Stoffwechselreaktionen dennoch in ausreichendem Maße stattfinden, liegt daran, dass einer Reaktion mit einer ungünstigen Gleichgewichtslage eine Reaktion folgt, die das Zwischenprodukt C mit Energiegewinn umsetzt und verbraucht.



Weil die Konzentration an C abnimmt, muss in der ersten Reaktion C nachgeliefert werden, um das chemische Gleichgewicht wieder herzustellen.

Mit dieser so genannten energetischen Kopplung wird erreicht, dass trotz der ungünstigen Gleichgewichtslage einzelner Reaktionsschritte, das gewünschte Endprodukt gebildet wird:



## 1.10 Wasser und wässrige Lösungen

Wasser (H<sub>2</sub>O) gehört zu den wichtigsten Verbindungen in biologischen Systemen. Wasser ist der Hauptbestandteil aller Lebewesen: So liegt der Wassergehalt des Menschen bei etwa 70 %.

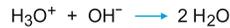
Aufgrund seiner physikalischen und chemischen Eigenschaften ist Wasser das wichtigste intra- und extrazelluläre Transport- und Lösungsmittel aller Organismen. Wasser ist neben Kohlendioxid das Endprodukt der Atmungskette und Ausgangsstoff der Photosynthese. Darüber hinaus ist Wasser an vielen Stoffwechselreaktionen, z. B. an der Hydrolyse von Proteinen oder Kohlenhydraten, beteiligt oder wird bei der Umsetzung von Stoffwechselprodukten, z. B. bei der Bildung von Estern, gebildet.

### 1.10.1 Physikalische und chemische Eigenschaften von Wasser

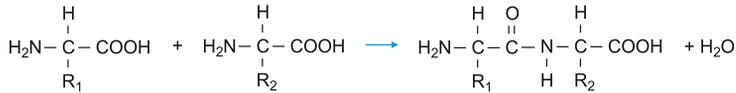
Wasser ist eine farb-, geruch- und geschmacklose Flüssigkeit mit einem Schmelzpunkt von 0 °C und einem Siedepunkt von 100 °C (bei 1 bar). Bei 0 °C kann Wasser sowohl im flüssigen (Dichte = 0,999686 g/cm<sup>3</sup>) als auch im festen Aggregatzustand (Eis, Dichte = 0,9168 g/cm<sup>3</sup>) vorliegen. Die höchste Dichte mit 1 g/cm<sup>3</sup> besitzt Wasser bei 4 °C.



○ **Abb. 1.2:** Knallgasreaktion



○ **Abb. 1.3:** Neutralisation



○ **Abb. 1.4:** Kondensation am Beispiel der Peptidbindung

Wasser wird chemisch bei der Oxidation von Wasserstoff oder wasserstoffhaltigen Verbindungen mit Sauerstoff (**Knallgasreaktion**) (○ Abb. 1.2) oder sauerstoffhaltigen Verbindungen gebildet. Es entsteht bei der Reaktion von Säuren und Basen (**Neutralisation**) (○ Abb. 1.3) oder wasserabspaltenden Reaktionen (**Kondensation**), z. B. bei der Bildung von Peptidbindungen (○ Abb. 1.4).

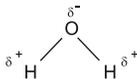
### 1.10.2 Wasser als Lösungsmittel

Da die Elektronen im Wassermolekül asymmetrisch verteilt sind, besitzt Wasser einen positiven und einen negativen Pol – es ist ein so genanntes **Dipolmolekül**. Der Sauerstoff zieht aufgrund seiner größeren Elektronegativität Elektronen von den Wasserstoffatomen näher an sich, sodass die Wasserstoffatome eine positive Partialladung erhalten und der Sauerstoff schwach negativ wird (○ Abb. 1.5). Dieses **Dipolmoment** bewirkt, dass sich benachbarte Wassermoleküle über **Wasserstoffbrücken** miteinander verbinden können (○ Abb. 1.6).

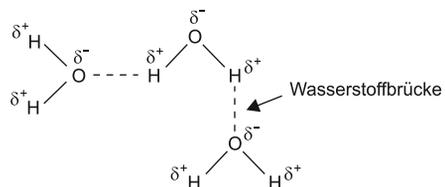
Für polare Verbindungen (z. B. Nukleinsäuren, Polysaccharide) oder Ionen ist Wasser ein geeignetes Lösungsmittel, denn diese **hydrophilen** Substanzen können mit den Wassermolekülen ebenfalls Wasserstoffbrücken bilden (○ Abb. 1.7).

Werden Öl und Wasser zusammengegeben, verteilen sich die Öltröpfchen zunächst gleichmäßig in dem Gemisch. Nach einiger Zeit kann man beobachten, dass sich das Öl in einer klar abgegrenzten Phase oberhalb des Wassers abgesetzt hat.

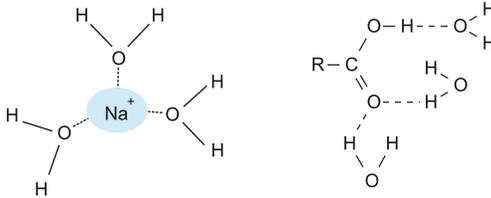
Öle gehören zu den **hydrophoben** Verbindungen, die in Wasser eher unlöslich sind. Die Moleküle lagern sich in wässrigen Lösungen zusammen. Die Aggregatbildung wird allerdings nicht durch Wechselwirkungen zwischen den hydrophoben Molekülen verursacht, sondern weil diese Verbindungen die Wasserstoffbrücken



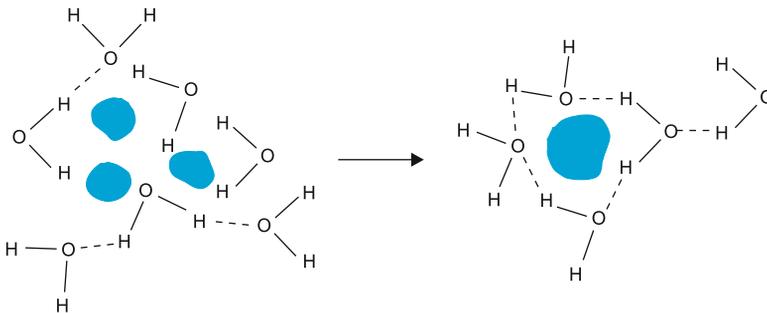
○ **Abb. 1.5:** Elektronenverteilung im Wassermolekül



○ **Abb. 1.6:** Wasserstoffbrücken zwischen Wassermolekülen



• **Abb. 1.7:** Wechselwirkungen zwischen Wasser und hydrophilen Verbindungen



• **Abb. 1.8:** Wechselwirkungen zwischen Wasser und hydrophoben Verbindungen

zwischen einzelnen Wassermolekülen brechen. So geht die energetisch günstige Anordnung der Wassermoleküle verloren. Diese Störung wird minimiert, indem die hydrophoben Moleküle zusammengehalten werden (• Abb. 1.8).

## 1.11 Der pH-Wert

Der pH-Wert ist ein Maß für die **Acidität** einer Lösung, die durch die in ihr enthaltenen Protonenkonzentration bestimmt wird.

Wasser kann dissoziieren und sich zugleich wie eine schwache Säure (**Protonendonator**) und eine schwache Base (**Protonenakzeptor**) verhalten. Gibt es ein Proton ab, bleibt ein Hydroxyl-Ion zurück. Wirkt Wasser als Base, bildet sich ein Hydronium-Ion (• Abb. 1.9). Das **Dissoziationsgleichgewicht** liegt auf der linken Seite.

Die **Dissoziationskonstante**  $K$  lautet

$$K = c(\text{H}^+) c(\text{OH}^-) / c^2(\text{H}_2\text{O})$$

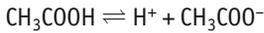
mit  $c(\text{H}_2\text{O}) = \text{konstant}$

erhält man das **Ionenprodukt** ( $K_w$ ) des Wassers

$$K_w = c(\text{H}^+) c(\text{OH}^-) = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2$$



hängt u. a. von dem einzustellenden pH-Wert ab. Im niedrigen pH-Bereich werden Säure-/Basenpaare eingesetzt, deren Säuren einen  $pK_S$ -Wert unter 7 haben. Ein Beispiel hierfür ist eine Essigsäure-Acetat-Pufferlösung in einem Stoffmengenverhältnis 1:1.



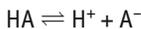
$$c(\text{H}^+) \times c(\text{CH}_3\text{COO}^-) / c(\text{CH}_3\text{COOH}) = c(\text{H}^+) = K_S = 1,8 \times 10^{-5} \text{ mol/l}$$

$$\text{mit } c(\text{H}^+) = c(\text{CH}_3\text{COO}^-) \text{ gilt } \text{pH} = \text{p}K_S = -\log(1,8 \times 10^{-5}) = 4,74$$

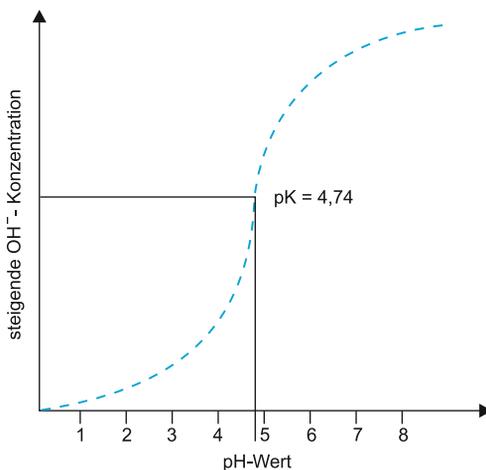
Der pH-Wert um den  $pK_S$ -Wert, also hier um 4,74, bleibt recht stabil, wenn  $\text{H}^+$ - oder  $\text{OH}^-$ -Ionen zugesetzt werden: Die Acetat-Ionen reagieren mit den  $\text{H}^+$ -Ionen zu Essigsäure, während die  $\text{OH}^-$ -Ionen von der Essigsäure abgefangen werden. Die Pufferkapazität lässt nach, wenn die Konzentration der zugesetzten Ionen zu hoch wird, wie man an der **Titrationkurve** von Essigsäure sehen kann (• Abb. 1.11).

Soll ein alkalischer pH-Wert aufrechterhalten werden, besitzt die Säure des Säure-/Basenpaares einen  $pK_S$ -Wert über 7, z. B. Ammoniak und Ammoniumchlorid. Der  $pK_S$ -Wert von  $\text{NH}_4^+$ , der konjugierten Säure von Ammoniak, und somit der pH-Wert der Lösung, beträgt 9,26, wenn die gleichen Stoffmengen Ammoniak und Ammoniumchlorid eingesetzt werden.

Um Pufferlösungen herzustellen, deren pH-Werte von den  $pK_S$ -Werten abweichen, werden die Säure und ihre konjugierte Base in einem anderen Stoffmengenverhältnis als 1:1 eingesetzt:



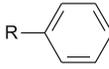
$$K_S = c(\text{H}^+) \times c(\text{A}^-) / c(\text{HA})$$



• **Abb. 1.11:** Titrationskurve der Essigsäure



Fortsetzung □ Tab. 1.1

Funktionelle Gruppe	Allgemeine Struktur	Vorkommen in Biomolekülen	Beispiele
Halbacetal	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{R}_1 - \text{C} - \text{OR}_2 \\   \\ \text{OH} \end{array}$	Glucose	Ringform von Aldosen
Halbketal	$\begin{array}{c} \text{R}_2 \\   \\ \text{R}_1 - \text{C} - \text{OR}_3 \\   \\ \text{OH} \end{array}$	Fructose	Ringform von Ketosen
Hydroxylgruppe	$\text{R} - \text{OH}$	Kohlenhydrate, Alkohole, Steroidhormone	Glucose
Ketogruppe	$\begin{array}{c} \text{O} \\    \\ \text{R}_1 - \text{C} - \text{R}_2 \end{array}$	Ketosen, Ketosäuren	Dimethylketon
Methylgruppe	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{R} - \text{C} - \text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	Methionin, Thymin, Nucleinsäuren	Methionin
O-Ester	$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{R}_1 - \text{C} \\ \backslash \\ \text{O} - \text{R}_2 \end{array}$	Fette, Aminoacyl-t-RNA	Aminoacyl-t-RNA
Phenylgruppe		Aromatische Aminosäuren	Phenylalanin
Phosphatdiester	$\begin{array}{c} \text{O} \\    \\ \text{R}_1 - \text{O} - \text{P} - \text{O} - \text{R}_2 \\   \\ \text{O}^- \end{array}$	Nukleotide	Dinukleotide
Phosphatmonoester	$\begin{array}{c} \text{O} \\    \\ \text{R} - \text{O} - \text{P} - \text{O}^- \\   \\ \text{O}^- \end{array}$	Zuckerphosphate, Nukleotide	Glucose-6-Phosphat
Sulfhydrylgruppe	$\text{R} - \text{SH}$	Proteine, Coenzym A	Cystein
Thioester	$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{R}_1 - \text{C} \\ \backslash \\ \text{S} - \text{OH} \end{array}$	Acetyl-Coenzym A, Malonyl-Coenzym A	Acetyl-Coenzym A

## 1.14 Reaktionstypen in Stoffwechselreaktionen

### 1.14.1 Redoxreaktionen

In Redoxreaktionen (genauer: Reduktions-Oxidations-Reaktionen) wird eine Verbindung oxidiert und eine zweite reduziert.

Bei einer Oxidation werden Elektronen abgegeben, bei einer Reduktion werden Elektronen aufgenommen. Der Reaktionspartner, der die Elektronen aufnimmt,

wird als **Oxidationsmittel** bezeichnet. Das Oxidationsmittel selbst wird reduziert. Die Verbindung, die die Elektronen abgibt, nennt man **Reduktionsmittel**. Das Reduktionsmittel wird oxidiert.

**Oxidation** und **Reduktion** treten immer gemeinsam auf, denn neben einem Elektronendonator muss es einen Akzeptor geben, der die Elektronen übernimmt. Die Reaktionspartner nennt man daher auch **Redoxpaar**.

Das Maß für das **Elektronenübertragungspotenzial** eines Elektronendonators ist das so genannte **Redoxpotenzial**  $E'_0$ .

Das Redoxpotenzial eines Redoxpaares kann bestimmt werden, indem man die **elektromotorische Kraft** misst, die zwischen einer Zelle, die eine 50:50-Mischung der Reaktionspartner enthält, und einer Standardzelle mit einem 50:50-Gemisch aus  $H^+/H_2$  fließt. Definitionsgemäß ist das Redoxpotenzial von  $H^+/H_2$  gleich 0 Volt.

Redoxpaare mit einem negativen Redoxpotenzial besitzen eine schwache **Elektronenaffinität** und sind daher starke Reduktionsmittel, da sie leicht Elektronen abgeben. Ein starkes Reduktionsmittel ist z. B.  $NADH + H^+$  ( $E'_0 \text{ NADH}+H^+/NAD^+ = -0,32 \text{ V}$ ).

Ein positives Redoxpotenzial steht für eine stärkere Elektronenaffinität und kennzeichnet ein starkes Oxidationsmittel, wie z. B.  $O_2$  ( $E'_0 \text{ H}_2O/O_2 = +0,82 \text{ V}$ ) (▣ Tab. 1.2).

Redoxreaktionen speichern in biologischen Systemen Stoffwechselenergie. Häufig sind mehrere Redoxreaktionen hintereinander geschaltet (Atmungskette, Lichtreaktion der Photosynthese). In einer solchen Redoxkaskade nehmen die Redoxpotenziale der einzelnen Elektronen-Carrier zu.

In der Atmungskette werden Elektronen vom  $NADH + H^+$  über drei verschiedene Enzymkomplexe schließlich auf Sauerstoff übertragen. Bei jedem Elektronentransfer zwischen den einzelnen Komponenten wird Energie freigesetzt. Ein Teil der freien Energie wird von den Enzymkomplexen genutzt, um Protonen aus der Mitochondrienmatrix über die innere Membran in den Intermembranraum zu pumpen.

Der Anstieg der Protonenkonzentration im Intermembranraum lässt ein **elektrisches Potenzial** an der inneren Membran entstehen: Die innere Membranseite ist negativ geladen, während die äußere Seite infolge des  $H^+$ -Überschusses positiv ist. Durch die unterschiedlichen  $H^+$ -Konzentrationen zwischen den beiden Zell-

▣ **Tab. 1.2:** Redoxpotenziale

Oxidationsmittel	Reduktionsmittel	$E'_0$ (V)
$NAD^+$	$NADH + H^+$	-0,32
$NADP^+$	$NADPH + H^+$	-0,32
Pyruvat	Lactat	-0,19
Ubichinon (ox.)	Ubichinon (red.)	+0,10
$Fe^{3+}$	$Fe^{2+}$	+0,77
$\frac{1}{2} O_2 + 2 H^+$	$H_2O$	+0,82

kompartimenten entsteht nicht nur eine Ladungsdifferenz, sondern auch ein pH-Gradient.

In chemischen Systemen sind Konzentrations- oder pH-Gefälle normalerweise nicht vorhanden, wenn die beteiligten Substanzen frei diffundieren können. Auch die Protonen des Intermembranraumes haben das Bestreben, in die Matrix zurückzukehren, damit sich wieder ein Gleichgewicht einstellen kann. Da die Mitochondrienmembran protonenundurchlässig ist, ist eine einfache Diffusion nicht möglich. Die Protonen können nur über bestimmte Kanalproteine die Membran passieren.

P. Mitchell postulierte 1976 in seiner **chemiosmotischen Theorie** (auch: **Mitchell-Theorie**), dass bei dem Protonentransfer durch die Kanäle eine **protonenmotorische Kraft** freigesetzt wird, die für die ATP-Synthese genutzt wird.

Bei der oxidativen Phosphorylierung können maximal drei ATP für jedes oxidierte NADH-Molekül synthetisiert werden.

### 1.14.2 Addition

Eine Addition bezeichnet die Anlagerung eines Moleküls an eine Doppelbindung einer anderen Verbindung. Das Produkt enthält alle Atome der Reaktionspartner.

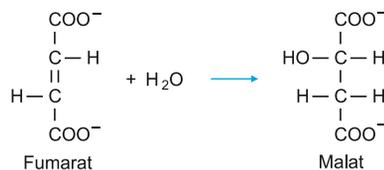
Additionen sind häufige Stoffwechselreaktionen, wie die Addition von  $\text{H}_2\text{O}$  an Fumarat unter Bildung von Malat im Citratzyklus (◉ Abb. 1.12), die Hydrierung ungesättigter Fettsäuren (◉ Abb. 1.13) oder die Halbacetalbildung von Zuckern.

Aus Alkoholen und Aldehyden bilden sich durch **nukleophile Addition** Halbacetale (◉ Abb. 1.14). Dabei greift der Hydroxylsauerstoff (partiell negativ) des Alkohols das Carbonylkohlenstoffatom (partiell positiv) des Aldehyds nukleophil an.

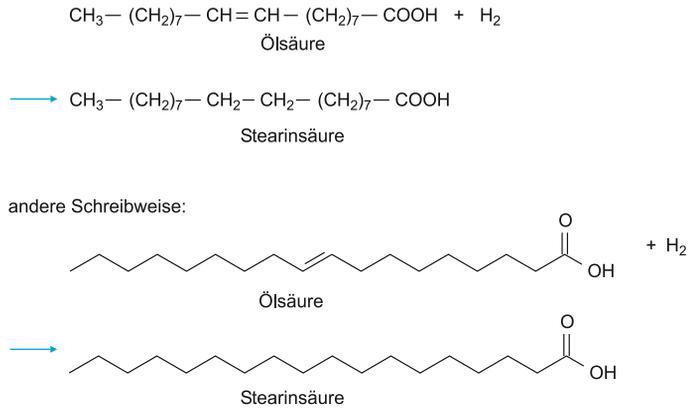
In Monosacchariden, genauer Aldosen, gibt es Aldehydgruppen und als „alkoholähnliche“ Gruppen Hydroxylgruppen. Bei ausreichender Kettenlänge kann sich die offene Form des Zuckers zu einem intramolekularen Halbacetal schließen (◉ Abb. 1.15). Im Beispiel der D-Glucose greift der Hydroxylsauerstoff am C5 das Carbonylkohlenstoffatom (C1) nukleophil an. Beim Ringschluss entstehen zwei Isomere:  $\alpha$ - und  $\beta$ -D-Glucose, die in wässriger Lösung ineinander übergehen.

### 1.14.3 Isomerisierung

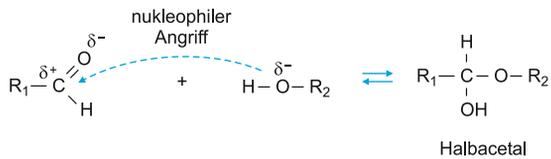
Isomere Verbindungen sind in Anzahl und Art der Atome identisch, aber sie unterscheiden sich in der Anordnung dieser Atome. Deshalb unterscheiden sich **Isomere** in ihren physikalischen und chemischen Eigenschaften voneinander.



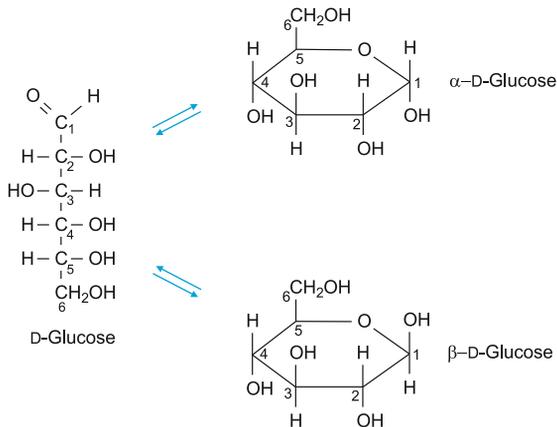
◉ **Abb. 1.12:** Addition von Wasser an Fumarat



• **Abb. 1.13:** Hydrierung von Ölsäure



• **Abb. 1.14:** Halbacetalbildung (nukleophile Addition)



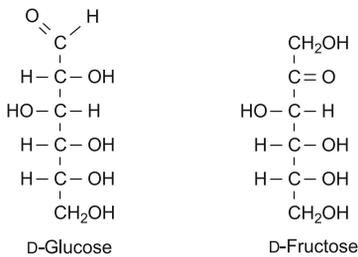
• **Abb. 1.15:** Intramolekulares Halbacetal der Glucose

Isomere treten bei den meisten chemischen Verbindungen auf, auch bei Biomolekülen: Glucose ( $C_6H_{12}O_6$ ) und Fructose ( $C_6H_{12}O_6$ ) sind isomere Hexosen (◉ Abb. 1.16). Fumarat und Maleat sind *cis-trans*-Isomere (◉ Abb. 1.17). Milchsäure kommt in den Isomeren D(-)- und L(+)-Milchsäure vor (◉ Abb. 1.18). Dies sind optische Isomere mit unterschiedlicher optischer Aktivität.

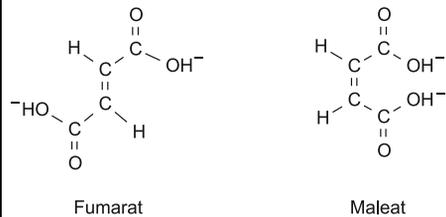
In Stoffwechselreaktionen wandeln spezifische Enzyme, so genannte **Isomerasen**, eine isomere Form in die andere um: In der Glykolyse wird Glucose-6-phosphat durch die Glucosephosphatisomerase in Fructose-6-Phosphat umgewandelt (◉ Abb. 1.19).

#### 1.14.4 Phosphorylierung

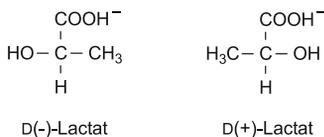
Bei einer Phosphorylierung werden Phosphorsäurereste in ein Molekül eingeführt. In Stoffwechselreaktionen werden häufig Phosphorylgruppen von energiereichen Phosphaten, z. B. ATP, auf Metabolite übertragen. Phosphorylierungen werden von **Kinasen** katalysiert (◉ Abb. 1.20).



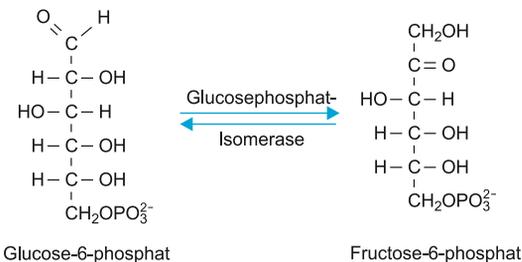
◉ **Abb. 1.16:** Glucose und Fructose



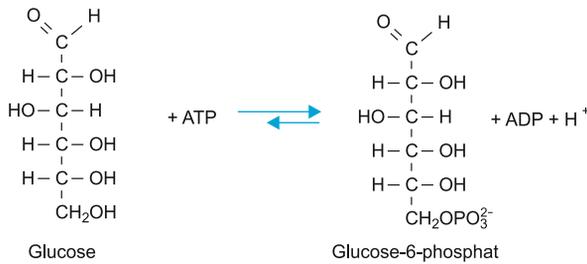
◉ **Abb. 1.17:** *cis-trans*-Isomere: Fumarat und Maleat



◉ **Abb. 1.18:** Optische Isomere: D(-)- und L(+)-Lactat



◉ **Abb. 1.19:** Isomerisierung von Glucose-6-phosphat in Fructose-6-phosphat



• **Abb. 1.20:** Phosphorylierung von Glucose

Verschiedene Phosphorylverbindungen besitzen unterschiedliche **Phosphorylierungspotenziale** (auch: **Phosphorylgruppenübertragungspotenziale**). Das Phosphorylierungspotenzial ist die freie Reaktionsenthalpie der Hydrolyse von Phosphorylverbindungen. Je negativer das Phosphorylierungspotenzial ist, desto leichter überträgt diese Verbindung Phosphatreste auf andere Moleküle (▣ Tab. 1.3).

▣ **Tab. 1.3:** Phosphorylierungspotenziale einiger Phosphorylverbindungen

Phosphorylverbindung	Freie Reaktionsenthalpie $\Delta G^{\circ'}$ (kJ/mol) bei der Reaktion mit Wasser
Phosphoenolpyruvat	-61,9
Carbamoylphosphat	-51,5
Pyrophosphat ( $\text{PP}_i$ )	-33,5
ATP in $\text{AMP} + \text{PP}_i$	-32,2
ATP in $\text{ADP} + \text{P}_i$	-30,5
Glucose-6-phosphat	-13,8
Glycerin-3-phosphat	-9,2

## 2 Proteine

### 2.1 Aminosäuren

In der Natur sind bisher über 260 verschiedene Aminosäuren (auch: Amino-carbon-säuren) bekannt. Gerade einmal 20 von ihnen sind die Bausteine von Proteinen. Man bezeichnet diese Aminosäuren auch als **proteinogene** Aminosäuren. Dieser Bausatz wird von allen Lebensformen, die wir kennen, verwendet. Aber auch einige nichtproteinogene Aminosäuren spielen im Organismus eine Rolle: Sie sind bei Synthese und Abbau proteinogener Aminosäuren beteiligt.

Vor einigen Jahren entdeckten Wissenschaftler zwei weitere Aminosäuren: **Selenocystein** und **Pyrrolysin**.

Einige Aminosäuren kann der Mensch nicht selbst synthetisieren. Diese **essenziellen Aminosäuren** müssen mit der Nahrung aufgenommen werden. Pflanzen und Bakterien können jede proteinogene Aminosäure produzieren.

In Lehrbüchern und wissenschaftlichen Veröffentlichungen werden Aminosäuren meist abgekürzt. Neben der älteren Kurzschreibweise aus drei Buchstaben findet man den Ein-Buchstaben-Code (▣ Tab. 2.1).

▣ **Tab. 2.1:** Kurzschreibweise proteinogener Aminosäuren

Aminosäure	Kurzschreibweise	
Alanin	Ala	A
Arginin	Arg	R
Asparagin	Asn	N
Asparaginsäure	Asp	D
Cystein	Cys	C
Glutamin	Gln	Q
Glutaminsäure	Glu	E
Glycin	Gly	G
Histidin	His	H
Isoleucin*	Ile	I
Leucin*	Leu	L
Lysin*	Lys	K
Methionin*	Met	M
Phenylalanin*	Phe	F
Prolin	Pro	P
Pyrrolysin	Pyl	O