

1

Einführung

1.1

Allgemeine Grundlagen

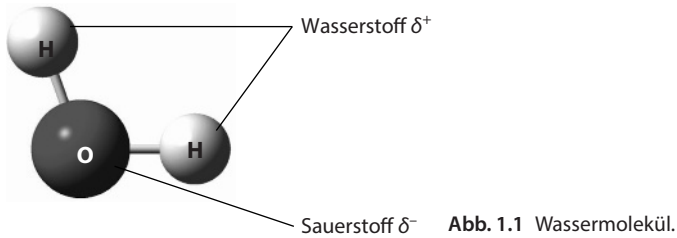
1.1.1

Von den Ozeanen zum Trinkwasser

Wasser gibt der Erde (dem blauen Planeten) ihre blaue Farbe. Mit der Farbe Blau verbindet der Mensch positive Vorstellungen von Frische, Reinheit und Leben. Etwa 70 % unserer Erdoberfläche sind mit Wasser bedeckt. Die Wassermenge beträgt etwa 1,4 Milliarden Kubikkilometer und stellt aufgrund der natürlichen Kreisläufe, eine nahezu unveränderliche Größe in der Natur dar.

Wasser ist einer der wichtigsten Stoffe auf der Erde, stellt es doch den Quell allen Lebens dar. Mit bloßem Auge ist es eine farblose, geruchlose und geschmacklose Flüssigkeit. Man weiß heute, dass es aus vielen Molekülen besteht, die ständig in chaotischer Bewegung sind. Die Wassermoleküle bestehen aus Atomen. Es ist eines der kleinsten Moleküle und besteht aus zwei Wasserstoffatomen mit einem Sauerstoffatom. Hier haben sich zwei Wasserstoffatome H und ein Sauerstoffatom O zu einem Wassermolekül H_2O (Abb. 1.1) verbunden. Kaum eine chemische Bindung ist so einfach aufgebaut und hat doch unseren Planeten so nachhaltig geprägt. Kein anderer Stoff beeinflusst täglich das Klima der Erde durch Wetterbildung wie Wasser. Es bildet Landschaften aus, sorgt für Regen, Schnee, Hagel, Nebel und ist in einen natürlichen Kreislauf eingebunden. Ohne Wasser wäre niemals Leben entstanden. Wir können Wochen ohne feste Nahrung auskommen, jedoch nur vier Tage ohne Wasser. Jeder Körper besteht zu etwa zwei Drittel aus Wasser. Ähnliches gilt auch für den überwiegenden Teil der Pflanzen und Tiere. Selbst unsere Erbsubstanz, die DNS, würde ohne Wasser augenblicklich in sich zusammenfallen. Wasser ist allgegenwärtig, selbst Menschen, die mit dem Begriff Chemie nur recht wenig anzufangen wissen, kennen die Formel H_2O . Wasser hält somit im wahrsten Sinne des Wortes den Kreislauf des Lebens am Leben.

Doch Wasser hat eine Vielzahl von merkwürdigen Eigenschaften deren Funktionsweise der Wissenschaft sich bis heute nicht ganz erschlossen hat. Warum dehnt sich Wasser aus, wenn es gefriert? Alle anderen Stoffe ziehen sich zusammen und verkleinern ihr Volumen. Wieso hat Wasser die Eigenschaft, die meisten



Stoffe zu lösen? Warum bildet Wasser (H_2O), eine Verbindung aus zwei Gasen, bei Raumtemperatur überhaupt eine Flüssigkeit, während ähnlich zusammengesetzte Stoffe nur als gasförmige Elemente vorkommen? Mit der Erforschung des Wassers beschäftigt man sich seit Jahrhunderten und hat im Laufe der Zeit mehr als 70, teilweise skurrile Eigenschaften (Anomalien des Wassers) entdeckt. Als die wichtigsten Anomalien sind zu nennen:

- Wasser kommt auf der Erde überwiegend in flüssiger Form vor,
- die flüssige Substanz verflüchtigt sich bei 100°C und einem Partialdruck von 1013 mbar,
- gefriert flüssiges Wasser zu Eis, dehnt es sich aus,
- Wasser ist ein perfektes Lösungsmittel,
- Wasser stellt den Hauptkomplex bei den biochemischen Vorgängen im menschlichen Körper.

Um die Besonderheit des Wassers zu verstehen, muss man sich die Struktur und Form, die H_2O zugrunde liegen, einmal genauer ansehen. Die besonderen Eigenschaften des Wassers basieren auf der ungewöhnlichen Beschaffenheit seiner Moleküle. Diese molekularen Gebilde sind so klein, dass ein Wassertropfen mit einem Durchmesser von 4 mm etwa 1,67 Trilliarden Moleküle enthält. Die Gestalt der Wassermoleküle hat – stark vereinfacht – die Form eines V (s. Abb. 1.1). Dort wo die beiden Schenkel des Moleküls zusammenlaufen, befindet sich ein Sauerstoffatom, welches mit zwei Wasserstoffatomen am Ende der Schenkel verbunden ist.

Die Wasserstoffatome (positiv geladen) und das Sauerstoffatom sind mit Elektronen (negativ geladen) verbunden. Diese umschwirren die Kerne. In der Wissenschaft nennt man dies, auch Bindungselektronen (Bindungsenergie). Das Wassermolekül ist jedoch eine ungleiche Verbindung, da der Kern des Sauerstoffatoms rund sechzehnmal schwerer ist als der des einzelnen Wasserstoffatoms. Ferner übt das Sauerstoffatom eine stärkere Kraft (Sog) aus, sodass es zu einer gewissen Unwucht im Kräfteverhältnis der Atome kommt. Die negativ geladenen Elektronen halten sich daher häufiger an dem Sauerstoffatom auf. Dadurch kommt es zu einer leicht negativen Ladung des Sauerstoffatoms und einer leicht positiven Ladung des Wasserstoffatoms. Genau diese Verschiebung der Kräfte und Ladungsverhältnisse ist dafür verantwortlich, dass Wasser flüssig ist und unter normalen Bedingungen bleibt.

Leider ist der größte Teil des Wassers salzhaltiges Meerwasser. Nur ca. 2,5 % der gesamten Wassermenge der Erde sind Süßwasser, das sind etwa 12 000 km³.

Würde man diese Wassermenge auf die derzeitige Weltbevölkerung von 7 Milliarden aufteilen, würden jedem Menschen nur etwa 2100 m³ Wasser zur Verfügung stehen.

Damit könnte Mensch nur etwa 40 Jahre lang seinen Trinkwasserbedarf decken. Ein weiteres Problem, neben der Trinkwassermenge, stellt die ungleiche Verteilung von Süßwasser auf der Erde dar. Glücklicherweise werden die, auch wenn ungleich verteilten, Süßwassermengen durch den natürlichen Kreislauf aus Verdunstung und Niederschlägen erneuert.

Durch den Umstand, dass Wasser nicht verbraucht, sondern nur gebraucht wird, steht es nach einer Reinigung (Wasseraufbereitung) dem Menschen wieder als Trinkwasser zur Verfügung.

Wasser als Kreislaufsystem

Wasser zirkuliert in großen weltumspannenden Kreisläufen der Erde. Durch die Wärmeeinstrahlung der Sonne wird ständig Wasser an die Atmosphäre (Luft) durch Verdunstung abgegeben. Dies geschieht zum einen über den Oberflächen der Landmassen, als auch über der großen Oberfläche der Weltmeere. Im Wasser befinden sich Stoffe, *in erster Linie Natriumchlorid*, welche nicht mit verdunsten. In höheren Schichten der Atmosphäre kondensiert der Wasserdampf wieder aus. Über Regen und Schneefall gelangt das Wasser wieder ins Grundwasser und ins Meer (siehe Abb. 1.2).

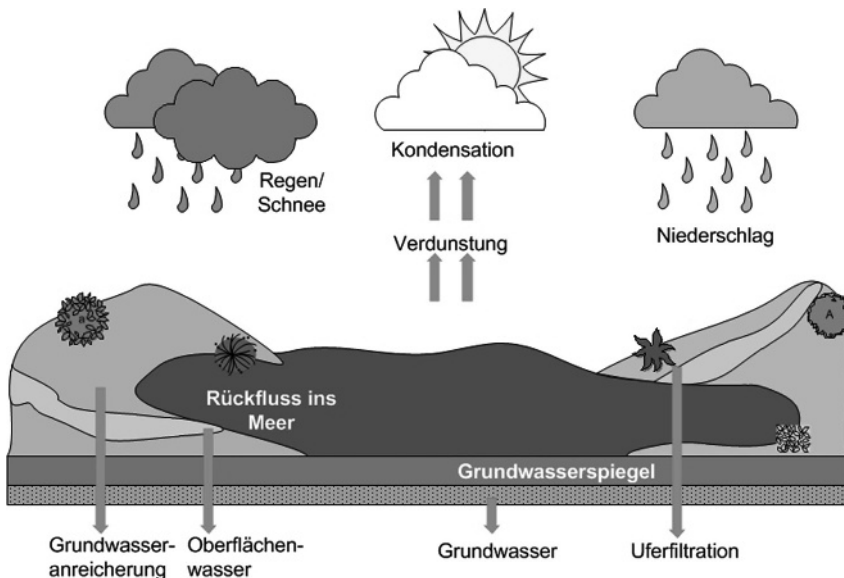


Abb. 1.2 Kreislauf des Wassers.

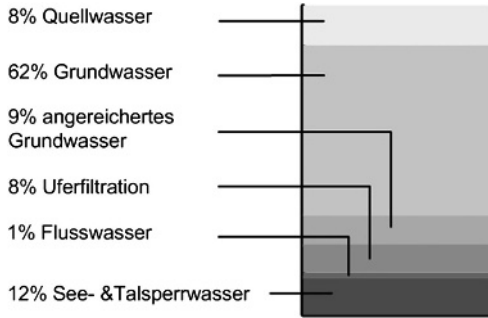


Abb. 1.3 Wasserverteilung. Quelle: Grundwasserverteilung, Deutschland (Statistisches Bundesamt).

Gedächtnis des Wassers

Durch diesen Kreislauf entsteht Wasser in unterschiedlichster mineralischer Zusammensetzung. Leider kann Wasser außer Natriumchlorid auch Bestandteile von gefährlichen und giftigen Stoffen wie zum Beispiel *Brom, Natriumfluorid, Blei, Cadmium, Nickel, Chrom, Arsen, Uran, Quecksilber, Aluminium, Selen, Eisen, Mangan* und andere enthalten. Wasser stellt somit auch eine Quelle für die Ansammlung von Verunreinigungen dar. Neben den natürlichen vorhandenen Stoffen im Wasser gelangen auch andere Stoffe wie Arzneimittel, Pflanzenschutzmittel und/oder auch Düngemittel in den natürlichen Wasserkreislauf. Wasser hat daher im übertragenen Sinne ein Art Wassergedächtnis, aus welchem der Mensch ablesen kann, wo es schon einmal war bzw. womit es in Berührung gekommen sein kann.

Wasserentnahme, Nutzung, natürliche Reinigung und Rückführung

In Deutschland wird etwa 70 % des benötigten Wassers für Industrie und Haushalte aus Grund- und Quellwasser entnommen. Die restlichen 30 % stammen aus Wassertalsperren, Flusswasser, filtrierte Uferwasser oder künstlich aufgefülltem Grundwasser. Die natürliche Reinigung des Wassers erfolgt durch Uferfiltration oder durch Gestein beim Versickerungsprozess in das Grundwasser (vgl. Abb. 1.3).

Verschmutzte Abwässer gelangen über Rohrsysteme in Klärwerke, wo sie entsprechend aufbereitet werden, bevor man sie wieder dem natürlichen Wasserkreislauf zuführt.

Der Weg des Wassers reicht von den Entnahmestellen für Grundwasser, Quellwasser oder Oberflächenwasser durch die Wasserversorgungsbetriebe, über die Aufbereitung des Wassers zu Trinkwasser und Weiterleitung in die Industrie und Haushalte.

Um das Trinkwasser vor Verschmutzung zu schützen, gibt es in Deutschland mehrere Barrierestufen: **1. Barriere:** Zunächst gibt es ausgewiesene Trinkwasserschutzgebiete. Hier wird dafür gesorgt, dass wenige oder kaum Schadstoffe in das Wasser gelangen; **2. Barriere:** da dies nicht immer vermeidbar ist, wird das

Rohwasser in den Wasserwerken aufbereitet; **3. Barriere:** und über lange Rohrleitungsnetze transportiert, welche einer entsprechenden Wartung unterzogen werden. Dieses System nennt man Multibarrierensystem.

Recht auf sauberes Trinkwasser

In Deutschland ist sauberes Trinkwasser mittlerweile selbstverständlich. Laut Angaben der Weltgesundheitsorganisation (WHO) erkranken und sterben etwa 4000 Kinder täglich an den Folgen von Durchfallerkrankungen, basierend auf schlechter Trinkwasserqualität. In Europa und speziell Deutschland wird durch Gesetzgebung, Eigenverantwortung und Vorsorge schlechtem Trinkwasser entgegengewirkt.

Stoffe im Wasser

Nützlich und für uns wichtige Stoffe wie Dünger, Arzneimittel oder auch Pflanzenschutz haben manchmal unerwünschte Nebenwirkungen. Obwohl diese Stoffe auf den ersten Blick hin verschieden sind, so haben sie doch oft eine gemeinsame Eigenschaft. Sie sind leicht wasserlöslich (hydrophil) und langlebig (persistent). Daher stellen sie für die Abwasser- und damit Trinkwasseraufbereitung große Probleme dar. Bedingt durch diese speziellen Eigenschaften können diese Stoffe auch in Spuren, speziell in Wasserkreisläufen, lange verharren.

Alleine in Deutschland sind etwa 3000 unterschiedliche Wirkstoffe in etwa 9000 Präparaten enthalten. Es werden derzeit schätzungsweise 35 000 t Arzneimittel alleine in Deutschland umgesetzt.

Innerhalb Europas werden Arzneimittelwirkstoffe in Oberflächengewässern in sehr geringen Konzentrationen von wenigen Milliardstel (ng/L) bis zu Bruchteilen von Millionstel Gramm pro Liter (µg/L) nachgewiesen.

Als die derzeit am häufigsten nachgewiesenen Stoffe gelten:

- das Schmerz- und Rheumamittel Diclofenac,
- das für Epileptiker das unverzichtbare Carbamazepin,
- die in recht hoher Dosis einzunehmenden Röntgenkontrastmittel Iopromid und Amidotrizoesäure,
- das als Schmerzmittel bekannte Acetylsalicylsäure und Ibuprofen.

Nach Wirkung eines Medikamentes verlassen die Abbauprodukte (Metaboliten) unseren Körper auf natürliche Weise.

Aber auch unverbrauchte Arzneimittel, die über das Abwasser der Haushalte in die Trinkwasseraufbereitung der Kommunen gelangen, stellen ein nicht zu vernachlässigendes Problem dar. Sie gelangen über den Abfluss in den Wasserkreislauf (siehe Abb. 1.4).

Schadstoffe im Wasser

Als Schadstoffe kann man alle Wasserinhaltsstoffe bezeichnen, deren Anwesenheit im Wasser schon in geringsten Konzentrationen als gesundheitlich bedenk-

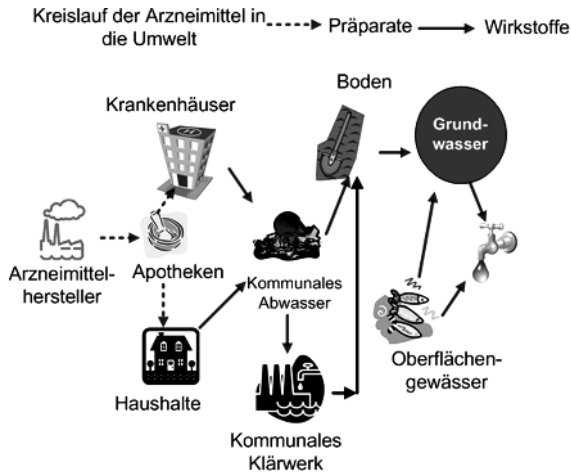


Abb. 1.4 Kreislauf der Arzneimittel.

lich gilt und ökotoxikologische Auswirkungen hinterlässt. Diese kann man in zwei Gruppen einteilen:

1. organische Spurenstoffe (C-Verbindungen)
2. anorganische Spurenstoffe.

Näherungsweise Berechnung der Kohlensäure für den pH-Wert von 4,3–8,2:

- freie Kohlensäure $c(\text{CO}_2)$ in mmol/L = $p = K_{\text{B8,2}}$ in mg/L = $K_{\text{B8,2}} \cdot 44$;
- halb gebundene Kohlensäure $c(\text{CO}_2)$ in mmol/L = $m = K_{\text{S4,3}} - 0,05$;
- ganz gebundene Kohlensäure $c(\text{CO}_2)$ in mmol/L = 0.

Anorganisch gebundener Kohlenstoff ($\text{DIC}^{1)}$ lässt sich annäherungsweise aus der Säure- und Basenkapazität errechnen.

$$\text{DIC} = K_{\text{S4,3}} - 0,05 + K_{\text{B8,2}} \quad \text{in mmol/L}$$

Nach dem Europäischen Arzneibuch erfolgt die Einstufung der Löslichkeit gemäß Tab. 1.1 bei einer Temperatur zwischen 15 und 25 °C.

Rechtliche Grundlagen

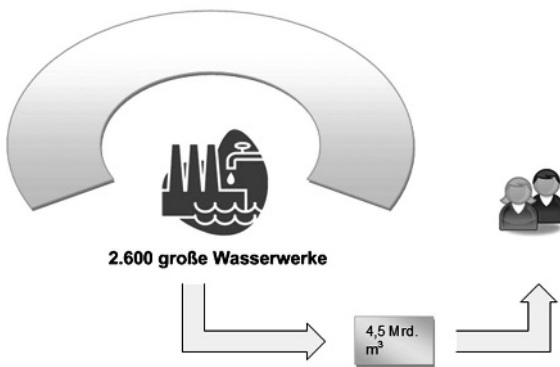
Die derzeit gültige Trinkwasserverordnung aus dem Jahre 2001 (TrinkwVO 2001) beruht auf § 37 Abs. 3 und §38 Abs. 1 des Infektionsschutzgesetzes (IfSG) und setzte die Trinkwasserrichtlinie der EG von 1998 in deutsches Recht um. Im ersten Satz der Verordnung heißt es daher auch „*Schutz der menschlichen Gesundheit vor verunreinigtem Wasser. Trinkwasser muss rein und genussstauglich sein und darf weder Krankheitserreger oder andere Stoffe in Konzentrationen enthalten, die gesundheitsschädigend sein könnten*“.

1) dissolved inorganic carbon.

Tab. 1.1 Löslichkeitseinstufung nach EU-Arzneibuch.

Bezeichnung	Lösungsmittel in (mL/g Substanz)	Wasser in (g/L)
Sehr leicht löslich	< 1	> 1 000
Leicht löslich	1–10	100–1 000
Löslich	10–30	33–100
Wenig löslich	30–100	10–33
Schwer löslich	100–1 000	1–10
Sehr schwer löslich	1 000–10 000	0,1–1
Praktisch unlöslich	> 10 000	< 0,1

**99% der Messwerte erfüllen die
Güteeigenschaften der Trinkwasserverordnung**

**Abb. 1.5** Wasserverbrauch.

Diese allgemeinen Güteeigenschaften werden in Form von Grenzwerten und sonstigen Qualitätsanforderungen in der Trinkwasserverordnung konkretisiert (Abb. 1.5).

Hierbei handelt es sich derzeit um 53 mikrobiologische und physikalische Parameter. In § 6 Abs. 3 der Verordnung ist ein Minimierungsgebot festgeschrieben, welches besagt, dass die im Trinkwasser enthaltenen Stoffkonzentrationen möglichst niedrig zu halten sind. Ein verbrieftes Recht:

- (1) Wasser für den menschlichen Gebrauch muss frei von Krankheitserregern, genusstauglich und rein sein. Dieses Erfordernis gilt als erfüllt, wenn bei der Wassergewinnung, der Wasseraufbereitung und der Verteilung die allgemein anerkannten Regeln der Technik eingehalten werden und das Wasser für den menschlichen Gebrauch den Anforderungen der §§ 5–7 entspricht.

Auszug aus der Trinkwasserverordnung – § 4 Allgemeine Anforderungen.

Tab. 1.2 Die wichtigsten Wasserinhaltsstoffe.

Lösungsart	Echte Lösung		Kolloidale Lösung		Suspension	Inhaltsstoffe
Lösungsform	Molekular dispers		Kolloiddispers		Grobdispers	
Größe (cm)	10^{-8} bis 10^{-6}		10^{-7} bis 10^{-5}		> 10	
	Elektrolyt		Nichtelektrolyt		Feststoffe	
	Kation	Anion	Gas			
Hauptinhaltsstoffe	Na ⁺	Cl ⁻	O ₂	SiO ₂ · nH ₂ O	Feinsande, Tone,	Oxidhydrate von Fe und Mn, Öle, Fette
≥ 10 mg/L	K ⁺	NO ₃ ⁻	N ₂		Algen, Bakterien	
	Mg ²⁺	HCO ₃ ⁻	CO ₂			
	Ca ²⁺	SO ₄ ²⁻				
Begleitstoffe	Sr ²⁺	F ⁻	H ₂ S	Organische	Oxidhydrate	Oxidhydrate von Fe und Mn, Öle, Fette
(< 10 mg/L,	Fe ²⁺	Br ⁻	NH ₃	Verbindungen	von Metallen	
0,1 mg/L)	Mn ²⁺	I ⁻	CH ₄	Stoffwechsel-	Silikate	
	Al ³⁺	NO ₂ ⁻	He	produkte	Huminstoffe	
	NH ₄ ⁺	HPO ₄ ²⁻				
		HBO ₂			HBO ₂ löst sich unter Bildung von Orthoborsäure im Wasser	
Spurenelemente	Li ⁺	HS ⁻	Rn			
< 0,1 mg/L	Rb ⁺					
	Ba ²⁺					
	As ³⁺					
	Cu ²⁺					
	Zn ²⁺					
	Pb ²⁺					

Stoffe im natürlichen Wasser

In natürlichen Wässern können Stoffe in gelöster, suspendierter oder kolloidaler Form gelöst sein. Die wichtigsten Inhaltsstoffe sind in nachfolgender Tab. 1.2 aufgeführt.

Ionenhaushalt des Wassers

Der natürliche Gehalt an Ionen, polaren Molekülen des Wassers ist neben Schadstoffen und Nährstoffen sowie dem Partikel- und Organismengehalt ein qualitätsbestimmendes Merkmal. Dabei spielt für die Inhaltsstoffe nicht nur der gesundheitliche und ökologische Aspekt eine Rolle, sondern auch der Einfluss auf Werkstoffe.

Die Hauptinhaltsstoffe sind vor allem Anionen, Kationen und gelöste Gase, welche überwiegend geologischen Ursprungs sind (vgl. Tab. 1.3 und 1.4).

Die anorganischen Inhaltsstoffe in natürlichen Wässern liegen üblicherweise in geringen Konzentrationen von wenigen zehn bis mehreren Hundert mg/L vor. Die

Tab. 1.3 Wichtige und häufig vorkommende An- und Kationen.

Anionen	Kationen
Hydrogencarbonat (HCO_3^-)	Calcium (Ca^{2+})
Nitrat (NO_3^-)	Natrium (Na^+)
Sulfat (SO_4^{2-})	Kalium (K^+)
Chlorid (Cl^-)	Magnesium (Mg^{2+})

Tab. 1.4 Natürliche im Wasser gelöste Gase.

Bezeichnung	Herkunft
Sauerstoff (O_2)	Atmosphäre, Fotosynthese
Schwefelwasserstoff (H_2S)	Bakterielle Aktivität
Stickstoff (N_2)	Atmosphäre, bakterielle Aktivität
Methan (CH_4)	Bakterielle Aktivität
Kohlendioxid (CO_2)	Atmosphäre, Atmung

Summe aller organischen Verbindungen in natürlichen Wässern hingegen beträgt meist nur einige wenige mg/L.

Die gelösten Wasserinhaltsstoffe sind in eine Vielzahl von chemischen Reaktionen eingebunden. Durch die Wechselwirkung mit anderen Stoffen oder auch Bakterien sowie im Kontakt mit anderen natürlichen Phasen, wie Umwelt, Atmosphäre, Sediment oder aber auch anderer Untergrund, laufen bereits umfangreiche chemische prozesstechnische Veränderungen ab.

Bakterien im Wasser als Gefahr

Auch einwandfreies Trinkwasser gilt zwar als rein und gesundheitlich als unbedenklich, es ist jedoch nicht steril.

Warum dies so ist? Es liegt daran, dass es an den in der Natur vorkommenden Wasserstellen wie Grundwasser, Oberflächenwasser eine Vielzahl von Keimen und/oder Mikroorganismen gibt, die unterschiedlichste Formen aufweisen. Diese Mikroorganismen lassen sich auch bei der Herstellung und Aufbereitung von Trinkwasser nicht aus dem Wasser herauslösen und verbleiben somit im Trinkwasser. Da es sich um für den Menschen harmlose Mikroorganismen handelt, ist dies nicht weiter störend. Die Mikroorganismen sind mit dem bloßen Auge oder einer Lupe nicht zu erkennen, da sie oft $< 0,001$ mm sind. Aufzeigen lassen sich diese Mikroorganismen nur mithilfe von Mikroskopen oder durch Anlegen von Kulturstämmen. In der Wissenschaft werden Einzeller wie Bakterien, Protozoen, Algen und Viren als Mikroorganismen bezeichnet.

Neben harmlosen Mikroorganismen gibt es jedoch für den Menschen und Tiere gefährliche Krankheitserreger, welche oftmals über Fäkalien ausgeschieden wer-

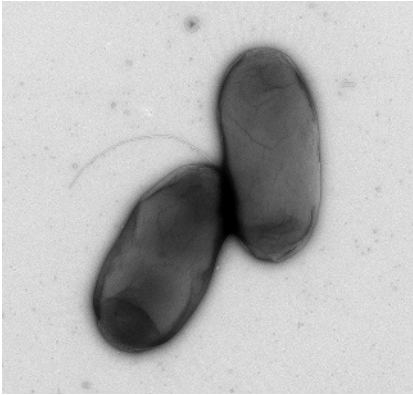


Abb. 1.6 Coliforme Bakterien. Mit Genehmigung vom rki, Michael Laue.

den. Zu solchen gefährlichen Krankheitserregern gehören zum Beispiel Salmonellen, Shigellen, Legionellen, Pseudomonaden und bestimmte Virenstämme.

Etwa 1 % aller Messungen von Trinkwasser im mikrobiologischen Bereich zeigt Überschreitungen der Grenzwerte durch coliforme Bakterien (Abb. 1.6). Coliforme Bakterien stellen jedoch nur äußerst selten eine Gesundheitsgefahr dar. Meist kommen sie nur sporadisch vor. Auftreten können sie durch mangelnde Hygiene in den Rohrnetzversorgungssystemen oder nach langen heftigen Niederschlägen.

Im Jahre 1892 entdeckte der Forscher Robert Koch nach einer Choleraepidemie in Hamburg, dass die Krankheitserreger (damals: Choleravibrionen) über fäkal-kontaminiertes Abwasser in die Elbe gelangten. Elbwasser wurde damals unmittelbar zur Trinkwassergewinnung genutzt. Robert Koch beobachtete, dass Wasser, welches durch Sand gefiltert wurde, keine gesundheitliche Gefahr mehr darstellte. Die Krankheitserreger wurden durch die Filtration mit Sand entfernt. Die verbleibenden Organismen, meist harmlose Mikroorganismen, betrugen weniger als 100/mL Wasserprobe. Koch setzte damit den Grundstein für die wissenschaftliche Aufbereitung, Reinigung und mikrobiologische Überwachung von Trinkwasser.

In den letzten Jahren wurde die Möglichkeit der mikrobiologischen Nachweise immer mehr verfeinert. Die Wissenschaft hat hierbei immer mehr Keime entdeckt und deren Wirkung auf den menschlichen Organismus erforscht. Meist handelt es sich dabei um Darmerreger, welche im Wasser überlebensfähig sind und zu Durchfallerkrankungen führen können. Nachweisen der Erreger im Wasser ist jedoch sehr schwer und nur durch aufwändige Laborverfahren möglich. Um gesicherte schnelle Aussagen über das Vorhandensein von Erregern geben zu können, bedient man sich der Methode von Verrätern. Das heißt, man sucht Mikroorganismen, welche leicht zu verifizieren sind und mit den Krankheitserregern immer im Darm von Mensch und Tier auftreten und somit auch in den Fäkalien vorkommen können. Typische Verräter hierbei sind Darmbakterien wie *Escherichia coli* (*E. coli*) und Enterokokken. Aufgrund ihrer Funktion nennt man sie deshalb auch „Anzeige- oder Indikatororganismen“.

Wenn diese Darmbakterien in Wasser in ausreichender Menge vorkommen, könnte, wer dieses Wasser trinkt, entsprechend Durchfall bekommen. Nur Trinkwasser, welches auf 100 mL keinen einzigen Verräter enthält, kann aus mikrobiologischer Sicht als gesundheitlich einwandfrei gewertet werden. All diese Anforderungen und weitere sind im jeweilig gültigen Infektionsschutzgesetz und der Trinkwasserverordnung festgelegt.

Warmes Wasser

Bis zum Wasserzähler in der Industrie oder des Verbrauchers wird in der Regel eine sehr gute Wasserqualität geliefert. Ab dem Abgang der Wasserzähler unterliegt es jedoch dem Betreiber eines Industriegebildes oder eines Haushaltes, sich um die weitere Wasserqualität kümmern. Daher sollte man dafür sorgen, dass sich in den Leitungssystemen immer Wasser mit einer Temperatur von 55 °C befindet. Nur durch solch eine Temperaturführung lässt sich verlässlich das Wachsen von Legionellen, Pneumonaden und anderen Krankheitskeimen verhindern.

Leider entspricht nicht jede Installation den anerkannten Regeln der Technik. Schlechte Installationen können neben technischen Problemen auch zu gesundheitlichen Schäden führen. Hier können zum Beispiel die beiden Krankheitserreger Legionellen und Pseudomonaden stark vermehrt auftreten, was zu einer

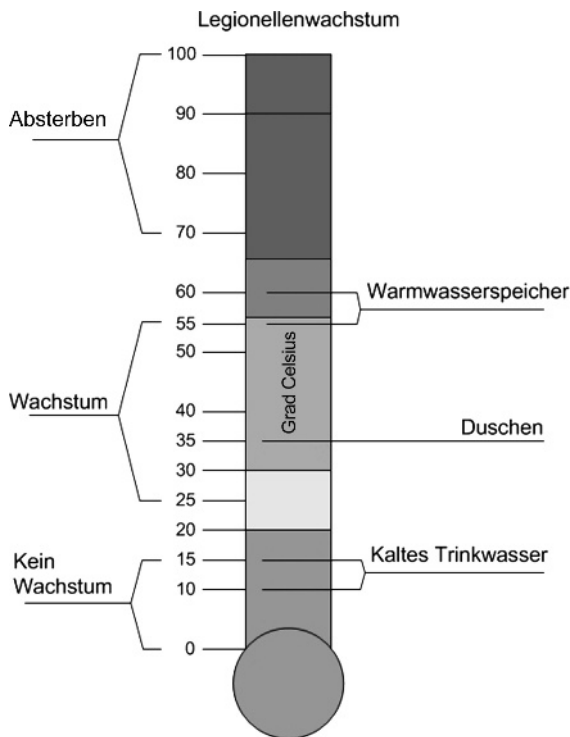


Abb. 1.7 Legionellenwachstum in Abhängigkeit der Temperatur.

starken Gesundheitsgefährdung führen kann. Legionellen können zu schweren Lungenentzündungen mit tödlichem Verlauf führen, eine hohe Belastung mit Pseudomonaden kann hingegen zu Wundinfektionen führen.

Man erkannte recht früh, dass Legionellen fast jede Art der Trinkwasserdesinfektion überleben können. Besonders hoch ist das Risiko bei nicht sach- und fachgerechter Verlegung von Rohrleitungssystemen. In Systemen mit Temperaturen deutlich unter 20 °C findet keine Vermehrung der Keime auf eine gesundheitsschädliche Konzentration statt.

Somit gilt: Kaltwasserleitungen sollten immer eine Temperatur von 10 bis maximal 20 °C aufweisen. Warmwasserleitungen sollten immer eine Temperatur von > 55 °C aufweisen. Rohrleitungssysteme sollten so verlegt sein, dass sich so wenig wie möglich Stellen bieten, in denen sich Bakterien einnisten können. Solche Stellen sind Wassersäcke, Verschraubungen, Ventilsitze, schlecht isolierte Rohrleitungen, zu groß gewählte Rohrlitungsdurchmesser, zu lange Rohrsysteme etc.

Pseudomonaden vermehren sich idealerweise bei Temperaturen von 25–42 °C und sterben bereits bei Temperaturen geringfügig höher als 42 °C ab. Legionellen hingegen vermehren sich besonders gut bei Temperaturen zwischen 25 und 55 °C. Das Absterben beginnt jedoch erst bei Temperaturen oberhalb von 70 °C (siehe Abb. 1.7).

1.2

Chemisch-physikalische Eigenschaften des Wassers

Wie alle Naturwissenschaften entwickelte sich auch die Chemie aus vielen Einzelbeobachtungen. Mit Zunahme und Erweiterung der Erkenntnishorizonte konnten Theorien aufgestellt werden, die es gestatteten, die Chemie zu systematisieren. *„Chemie ist die Lehre vom Aufbau, den Eigenschaften und den Reaktionen der Materie“*, oder auch anders ausgedrückt *„Chemie ist eine Wissenschaft der Vorgänge in der stofflichen Welt und daher auch eine Wissenschaft der Veränderungen“*. Überall und zu jeder Zeit wandeln sich Stoffe zu neuen Stoffen um. Atome und Moleküle verbinden sich, zerfallen und verändern sich. Die Chemie untersucht und beschreibt hier die Vorgänge in dem Bereich der sogenannten wägbaren Stoffmengen (Makrobereich) und dem Bereich der Atome, Moleküle und Ionen (Mikrobereich).

1.3

Stoffe

Stoffe (Abb. 1.8) und Felder sind Erscheinungsformen von Materie. Stoffe bestehen aus Teilchen und sind korpuskular, wohingegen Felder kontinuierlich sind. Beispiele für Felder sind elektromagnetische Felder, Gravitationsfelder, thermische Felder usw. Stoffe sind in der Lage, durch die Abgabe eines Protons oder die Aufnahme eines Elektrons, ein Anion zu bilden. Säuren oder Moleküle können die

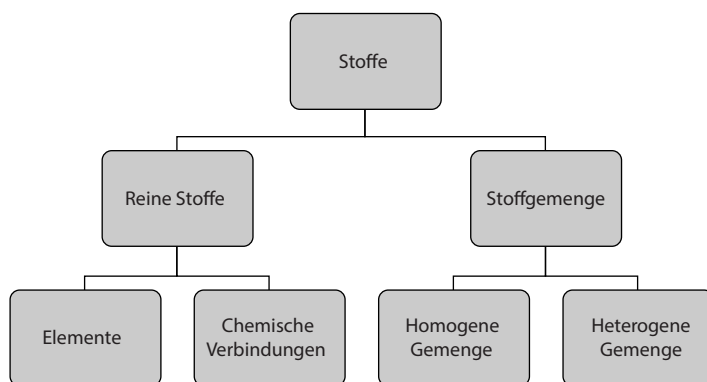


Abb. 1.8 Stoffe.

Protonen aufnehmen bzw. Elektronen abgeben und dadurch ein Kation als Lauge oder Base bilden. Als Grundlage dient die Ionentheorie nach Arrhenius. Darüber hinaus gibt es noch die anspruchsvollere Behandlung von Basen als Protonenakzeptoren und der Säuren als Protonendonatoren nach Brönsted, auf die hier nicht näher eingegangen wird.

Jeder Stoff hat eine Dichte. Die Dichte eines Stoffes wird beschrieben durch das Verhältnis von Masse zu Volumen. Felder hingegen haben keine Dichte.

$$\text{Dichte} = \frac{\text{Masse}}{\text{Volumen}}$$

Zu den charakteristischen Eigenschaften chemisch einheitlicher Stoffe gehören unter anderem Schmelzpunkt, Dichte, Siedepunkt und Kristallstruktur. Chemische Stoffe können prinzipiell in den Aggregatzuständen fest, flüssig und gasförmig vorkommen. Im Umkehrschluss resultiert daraus, dass nicht der Aggregatzustand charakteristisch für einen chemischen Stoff ist, sondern der Aggregatzustand, den ein Stoff bei einer bestimmten Temperatur (z. B. *Normaltemperatur* 20 °C) und Druck (z. B. *normaler Luftdruck* 1013 mbar) hat. In fester Zustandsform haben die meisten Stoffe eine kristalline Struktur.

Ein Kristall ist ein Festkörper (Steine, Salze, Edelsteine, Metalle usw.), welcher eine bestimmte äußere Gestalt hat, welche auf einer bestimmten inneren Anordnung seiner Bausteine (Atome, Moleküle, Ionen) aufbaut. Haben Stoffe ähnlichen kristallinen Aufbau, so unterscheiden sie sich in den Abständen zwischen den Gitterpunkten. Diese Abstände bezeichnet man als Gitterkonstanten und sie werden durch physikalische Methoden wie die Röntgenanalyse ermittelt.

Es gibt Stoffe, die je nach vorherrschenden Umgebungsbedingungen in voneinander verschiedenen Kristallgitterstrukturen (z. B. monokliner und rhombischer Schwefel, Kohlenstoff als Graphit und Diamant) auftreten können.

1.3.1

Reine Stoffe

Reine Stoffe sind diejenigen, die durch physikalische Methoden (z. B. Druck, Temperatur) nicht mehr in weitere Stoffe zerlegt werden können. Das heißt, reine Stoffe erhält man, wenn man ein Stoffgemisch so lange in seine Bestandteile zerlegt oder trennt, bis nur noch einzelne reine Stoffe übrig bleiben. Um hier die einzelnen Stoffe unterscheiden zu können, werden diese mit entsprechenden physikalischen und chemischen Eigenschaften charakterisiert. Solche Eigenschaften sind z. B.: *Dichte, Farbe, Löslichkeit in anderen Stoffen, Schmelz- und Siedetemperatur und Anordnung der Stoffteilchen (kristallin oder amorph)*.

Chemische Charaktereigenschaften sind z. B.: *das Verhalten von Stoffen gegenüber anderen Stoffen, die Brennbarkeit, die Temperaturbeständigkeit oder auch das Verhalten gegenüber Säuren oder Laugen*.

1.3.1.1 **Basen, Säuren und Salze****Basen**

Basen stellen chemische Verbindungen dar, die mit Säuren Salze bilden können. Alle Metalle können Basen (Metallhydroxide) bilden. Die wässrigen Lösungen von Basen werden zum Teil als Laugen bezeichnet. Bekannte Laugen hierbei sind:

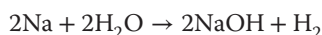
- Natriumhydroxid (Ätznatron), NaOH, wässrige Lösung davon als Natronlauge,
- Kaliumhydroxid (Ätzkali), KOH, wässrige Lösung davon als Kalilauge,
- Calciumhydroxid (Ätzkalk), Ca(OH)_2 , wässrige Lösung davon als Kalkwasser.

Die wässrige Suspension davon ist Kalkmilch.

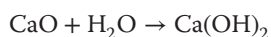
Die Basen und Metallhydroxide entstehen z. B. aus unedlen Metallen in Verbindung mit Wasser.

Beispiel: unedles Metall und Wasser

Unedles Metall + Wasser \rightarrow Metallhydroxid (Base) + Wasserstoff

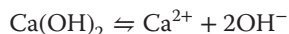
**Beispiel: Metalloxid und Wasser**

Metalloxid (Basenanhydrid) + Wasser \rightarrow Metallhydroxid (Base)



Metalloxide, die auf die aufgezeigte Weise Basen bilden, werden auch als Basenanhydride bezeichnet. Basen dissoziieren in der Schmelze und in wässriger Lauge in positive Metallionen und negative Hydroxidionen.



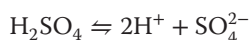
Beispiel:

Auch Alkohole besitzen OH-Gruppen, beispielsweise **Methanol**, **Ethanol** usw. Alkohole sind nicht dissoziationsfähig. Daher werden diese OH-Gruppen zu ihrer Unterscheidung von den Hydroxidionen als Hydroxylgruppen bezeichnet.

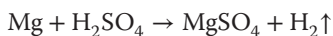
Die typischen Eigenschaften der Basen und Laugen werden nach Arrhenius durch die Hydroxidionen hervorgerufen. Hierauf beruht auch der Nachweis mittels Lackmus als Indikator. *Laugen färben dabei Lackmus blau.*

Säuren

Nach der Ionentheorie von Arrhenius gilt für Säuren folgende Definition: „Säuren sind Verbindungen, die in wässriger Lösung in positiv geladene Wasserstoffionen und negativ geladene Säurerestionen dissoziieren“.

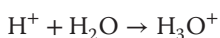
**Beispiel:**

Als Charakteristik aller Säuren ist demnach die Dissoziationsfähigkeit des Wassers.



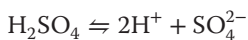
Es gilt zu unterscheiden zwischen Säuren mit Sauerstoff (*Schwefelsäure* H_2SO_4 , *Salpetersäure* HNO_3) und ohne Sauerstoff (*Chlorwasserstoffsäure* HCl , *Schwefelwasserstoffsäure* H_2S).

All diese Säuren sind potenzielle Elektrolyte. Das bedeutet, aus Molekülen werden erst in wässriger Lösung unter dem Einfluss von Dipolmolekülen (des Wassers) Wasserstoffionen (H^+) abgespalten, die sofort in *Hydroniumionen* H_3O^+ hydratisiert werden.

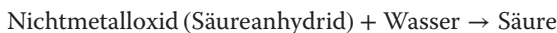


Beispiele: für Elektrolyte Chlorwasserstoff ist beispielsweise bei Zimmertemperatur gasförmig. Beim Lösen in Wasser wird Salzsäure gebildet. Salzsäure und Chlorwasserstoff haben die gleiche chemische Formel HCl .

Wasserfreie Schwefelsäure ist eine Flüssigkeit, die **keine** Ionen enthält und daher **nicht** elektrisch leitfähig ist. Erst beim Lösen in Wasser tritt die elektrolytische Dissoziation ein.



Sauerstoffhaltige Säuren entstehen vorwiegend bei der Umsetzung von Nichtmetalloxiden mit Wasser. Diese Nichtmetalloxide nennt man Säureanhydride.



Beispiel:



Wie Schwefel können auch andere Nichtmetalle Säuren bilden, sofern sie mit mehreren Wertigkeiten (Oxidationszahlen) auftreten.

Auch von Metallen lassen sich Säuren ableiten. Dies jedoch nur dann, wenn sie

- Oxide mit saurem Charakter oder
- Oxide mit amphoterem Charakter

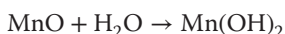
bilden.

Bei Metallen, die mit mehreren Wertigkeiten (Oxidationszahlen) auftreten, nimmt mit steigender Wertigkeit

- der basische Charakter der Oxide ab,
- der saure Charakter der Oxide zu.

Beispiel:

Mangan(II)-oxid ist ein Basenanhydrid



Mangan(IV)-oxid ist amphoter und bildet als



Mangan(VII)-oxid ist ein Säureanhydrid



Säurebildend sind im Allgemeinen jene Metalloxe, in denen das Metall fünf-, sechs- oder siebenwertig auftritt.

In allen Säuren, die in ihrem Molekül mehrere Wasserstoffatome besitzen, den sogenannten mehrwertigen oder mehrbasigen Säuren, erfolgt die Dissoziation in mehreren Stufen (Beispiel: Die Phosphorsäure).

Salze

Basierend auf der Arrhenius'schen Ionentheorie haben Salze folgende Definition: „Salze sind Verbindungen, die in der Schmelze und in wässrigen Lösungen in positiv geladene Metallionen und in negativ geladene Säurerestionen dissoziieren“.

Anders ausgedrückt sind Salze chemische Verbindungen, welche aus positiv geladenen Ionen, den Kationen, und negativ geladenen Ionen, den Anionen, aufgebaut sind. Zwischen den Ionen liegen ionische Bindungen vor. Fast alle Verbindungen dieses Bindungstyps nennt man Salze. Das wohl bekannteste Salz ist das Koch- oder auch Speisesalz. Liegen anorganische Salze vor, so werden deren Kationen meist von Metallen und die zugehörigen Anionen von Nichtmetallen oder deren Oxiden gebildet. In fester Form vorliegend bilden sie eine Kristallgitterstruktur. Jedoch nicht jede kristalline Struktur ist ein Salz. Zucker (Saccharose) hat ebenfalls ein kristalline Struktur, ist aber dennoch kein Salz.

Organische Salze

Organische Salze sind alle Verbindungen, die mindestens ein Anion oder Kation haben und eine organische Verbindung sind. Bei den Verbindungen von Kationen oder Anionen, die von Protonen (H^+) oder Hydroxidionen (OH^-) gebildet werden, spricht man jedoch nicht von Salzen, da deren Wirkung in erster Linie auf der Funktion als Säure oder Base basiert. Neben anorganischen Salzen gibt es auch zahlreiche organische Salzverbindungen (Tab. 1.5). Dabei stammen die Anionen dieser Salze von organischen Säuren ab. Wichtig sind hier die Salze der Carbonsäuren zu nennen. Carbonsäuren sind beispielsweise die Essigsäure, die zur Gruppe der Monocarbonsäuren gehört und nur einwertige Anionen bildet. Salze der Essigsäure nennt man Acetate. So kann sich auch aus Natrium (Na^+) das Salz Natriumacetat oder aus Kupfer (Cu^{2+}) Kupferacetat bilden. Zitronensäure gehört zu den Tricarbonsäuren und kann dreiwertige Anionen bilden. Diese nennt man Citrate. Die bekanntesten Citrate sind Natrium- und Calciumcitrat.

Viele Citrate und Acetate bilden Kristalle aus. Dies ist jedoch nicht der Grund, warum man sie zu den Salzen zählt. Der einzige Grund dafür ist die Tatsache, dass

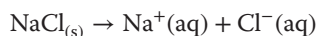
Tab. 1.5 Beispiele wichtiger organischer Anionen und Kationen.

Anionen organischer Verbindungen	
Stoffgruppe	Beispiel
Carbonsäuren	Acetate
	Palmitate
	Citrate
Organische Sulfate	Laurylsulfate
Alkoholate	Ethanolate
Kationen organischer Verbindungen	
Stoffgruppe	Beispiel
Quartäre Ammoniumverbindungen	Cholin
	Cetyltrimethylammonium
Organische Ammoniumverbindungen	Salze des Anilins, z. B. Anilin-Hydrochlorid

ionische Bindungen zwischen Anionen und Kationen vorliegen. Von Bedeutung in der Technik sind die Salze der Carbonsäuren, die zu den Fettsäuren zählen. Die Natriumsalze oder Kaliumsalze der Fettsäuren nennt man Seifen (Tab. 1.6). In Seifen wiederum liegen Stoffgemische verschiedener Fettsäuresalze vor. Verwendung finden diese in der Herstellung von Kernseifen oder Schmierseifen.

Eigenschaften von Salzen

1. Die meisten Salze liegen bei Raumtemperatur in fester Form vor und haben einen relativ hohen Schmelzpunkt. Viele Salzarten sind hart und spröde und weisen an den Bruchstellen eine glatte Oberfläche auf. Einige Salze sind hygroskopisch und nehmen die Feuchtigkeit aus der Luft auf. Diese Stoffeigenschaften sind bei den meisten Feststoffen zu finden, die einen Ionengitteraufbau haben und daher Kristalle bilden. Jedoch bildet nicht jeder kristalline Stoff auch gleichzeitig ein Salz. Zucker beispielsweise bildet zwar auch ein Kristall, jedoch fehlt ihm das Ionengitter.
2. Viele Salze sind wasserlöslich, aber nicht bei Vorliegen organischer Lösungsmittel. Bei Vorliegen wasserlöslicher Salze überwindet Wasser die Gitterenergie des Ionengitters durch den Vorgang der Hydratisierung. Ist die Hydrationsenergie gleich oder größer als die Gitterenergie, ist das Salz mäßig oder gut in Wasser löslich. In Wasserlösungen sind die einzelnen Ionen von den Wassermolekülen sehr eng und intensiv umhüllt. Chemisch wird die Reaktion meist wie folgt dargestellt:



Dabei steht das (s) für den Feststoff und das (aq) für das Ion welches hydratisiert vorliegt.

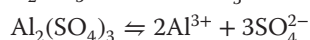
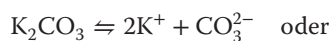
3. Durch das Lösen von Salzen in Wasser wird meist der pH-Wert der jeweiligen Lösung verändert. Je nach Konzentration und Salzart steigt oder sinkt der pH-Wert. Haben Salze einen Einfluss auf den pH-Wert, so spricht man von basischen oder sauren Salzen. Findet durch das Salz keine Veränderung des pH-Wertes statt, so spricht man von neutralen Salzen. Eines der bekanntesten neutralen Salze ist Kochsalz. Wie Salze sich verhalten bzw. reagieren, lässt sich aus der Zusammensetzung der Salzverbindung nicht immer abschätzen. Grundsätzlich kann man sagen, dass Säurereste (Anionen) von starken Säuren meist neutral reagieren. Säurereste schwacher Säuren reagieren dagegen meist basisch.
4. Salzkristalle in trockener Form wirken wie elektrische Isolatoren. Wohingegen Salzschnmelzen und wässrige Lösungen den Strom sehr gut leiten. Dies ist auf die frei beweglichen Ionen als Ladungsträger zurückzuführen.
Man nennt die Lösungen auch Elektrolyte.
5. Als komplexe Salze werden Salze bezeichnet, an denen unter Mitwirkung von Molekülen eigenständige stabile Ionen vorliegen.

Neben vielen Salzarten gibt es auch noch das Kristallwasser. Bei ihm liegen neben den Ionen in bestimmten Mengen auch Wassermoleküle vor.

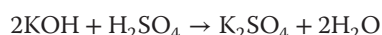
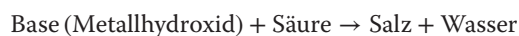
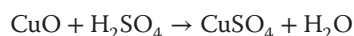
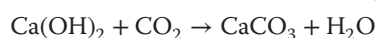
Tab. 1.6 Beispiel wichtiger innerer Salze mit Kation und Anion in einem Molekül.

Kation und Anion in einem Molekül	
Stoffgruppe	Beispiel
Betaine	Betain
	Trimethylglycine, Anwendung in der Kosmetik
	Cocamidopropylbetain, Anwendung in der Kosmetik
Aminosäuren	Alanin
	Leucin
	Glutaminsäure

Bei der Salzart der Doppelsalze liegt das Salz mit zwei verschiedenen Kationen vor. Diese besonderen Salze werden auch als Alaune bezeichnet. Beispiel hierfür ist Aluminiumkaliumsulfat-dodecahydrat.

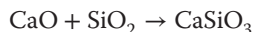
Beispiel:

Salze sind echte Elektrolyte, die bereits schon in ihrem Kristallgitter in Form von Ionen vorliegen. An die Stelle von Metallionen kann auch das Ammoniumion (NH_4^+) treten. Salze entstehen unter anderem, wenn sich äquivalente Mengen einer starken Säure mit einer starken Lauge vermischen. Die dabei entstehende Lösung ist weder sauer noch basisch. Sie ist neutral. Man bezeichnet solche Reaktionen als Neutralisation. Nachfolgend werden die einzelnen Arten der Salzbildung anhand von kleinen Beispielen beschrieben.

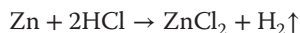
Neutralisation**Neutralisation unter Beteiligung von Anhydriden****Base und Nichtmetalloxid**

Metall und Nichtmetalloxid

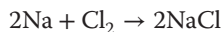
Metalloxid (Basenanhydrid) + Nichtmetalloxid (Säureanhydrid) → Salz

**Metall und Säuren**

Metall + Säure → Salz + Wasserstoff

**Metall und Nichtmetall**

Metall + Nichtmetall → Salz



Acidität organischer Säuren Bei organischen Säuren entscheiden vor allem drei Struktureigenschaften über die jeweilige Säurestärke.

1. Stabilisierung des entstehenden Anions durch Mesomerie. Beispielsweise sind Carbonsäuren saurer als Alkohole.
Mesomere Effekte spielen hierbei eine entscheidende Rolle. Ist ein negativer (−) mesomerer Effekt wie etwa bei einer Nitrogruppe NO_2 vorhanden, so erhöht sich die Säurestärke. Ein positiver (+) mesomerer Effekt verringert sie.
2. Hybridisierung des Kohlenstoffatoms: Mit steigendem Säuregehalt nimmt die Säurestärke zu. So hat beispielsweise Ethin einen niedrigeren $\text{p}K_{\text{S}}$ -Wert als Ethen und dieses wiederum einen niedrigeren als Ethan. Es gilt in diesem Falle für den $\text{p}K_{\text{S}}$ -Wert $\text{sp}^1 < \text{sp}^2 < \text{sp}^3$.
3. Die Säurestärke steigt – induktiver Effekt –, wenn Elektronen entziehende Gruppen vorhanden sind. Dies sind beispielsweise die Halogene Fluor und Chlor oder auch Sauerstoff.

Einige der Substituenten besitzen sowohl induktive als auch mesomere Effekte, wie etwa bei den Halogenen oder Nitrogruppen.

Halogene weisen einen starken induktiven Effekt, aber einen schwachen positiven mesomeren Effekt auf.

Die Nitrogruppe wirkt Elektronen anziehend bei einem negativen induktiven Effekt, aber auch über einen negativen mesomeren Effekt. Hier wirken beide Effekte in dieselbe Richtung.

Bestimmung von $\text{p}K_{\text{S}}$ -Werten Die Bestimmung von $\text{p}K_{\text{S}}$ -Werten von Säuren mit Wertebereich von 4–10 erfolgt über Säure-Base-Titration. Des Weiteren lässt sich hier der pH-Wert am Halbäquivalenzpunkt bestimmen. Hierbei liegen die Säure und die korrespondierende Base in gleicher Konzentration vor. Nach der Gleichung von „Henderson-Hasselbalch“ ist der pH-Wert = $\text{p}K_{\text{S}}$.

$\text{p}K_{\text{S}}$ - und $\text{p}K_{\text{B}}$ -Werte Tabelle 1.7 zeigt einige wichtige $\text{p}K_{\text{S}}$ - und $\text{p}K_{\text{B}}$ -Werte zu einigen Säuren und Basen unter normalen Umgebungsbedingungen auf.

Tab. 1.7 Säuren und Basen.

Stärke der Säure	pK_S – Wert	Säure + H_2O	\leftrightarrow	H_2O + Base	pK_B	Stärke der Base
Sehr stark	–10	$HClO_4$	\leftrightarrow	ClO_4^-	24	Sehr schwach
	–10	HI	\leftrightarrow	I^-	24	
	–6	HCl	\leftrightarrow	Cl^-	20	
	–3	H_2SO_4	\leftrightarrow	HSO_4^-	17	
	–1,32	HNO_3	\leftrightarrow	NO_3^-	15,32	
	0,00	H_3O^+	\leftrightarrow	H_2O	14,00	
	1,92	HSO_4^-	\leftrightarrow	SO_4^{2-}	12,08	
Stark	2,13	H_3PO_4	\leftrightarrow	$H_2PO_4^-$	11,87	Schwach
	2,22	$[Fe(H_2O)_6]^{3+}$	\leftrightarrow	$[Fe(OH)(H_2O)_5]^{2+}$	11,78	
	3,14	HF	\leftrightarrow	F^-	10,86	
	3,75	$HCOOH$	\leftrightarrow	$HCOO^-$	10,25	
	4,75	CH_3COOH	\leftrightarrow	CH_3COO^-	9,25	
Mittelstark	4,85	$[Al(H_2O)_6]^{3+}$	\leftrightarrow	$[Al(OH)(H_2O)_5]^{2+}$	9,15	Mittelschwach
	6,52	H_2CO_3	\leftrightarrow	HCO_3^-	7,48	
	6,92	H_2S	\leftrightarrow	HS^-	7,08	
	7,20	$H_2PO_4^-$	\leftrightarrow	HPO_4^{2-}	6,80	
	9,25	NH_4^+	\leftrightarrow	NH_3	4,75	
	9,40	HCN	\leftrightarrow	CN^-	4,60	
Schwach	10,40	HCO_3^-	\leftrightarrow	CO_3^{2-}	3,60	Stark
	12,36	HPO_4^{2-}	\leftrightarrow	PO_4^{3-}	1,64	
	13,00	HS^-	\leftrightarrow	S^{2-}	1,00	
	14,00	H_2O	\leftrightarrow	OH^-	0,00	
	15,90	CH_3-CH_2-OH	\leftrightarrow	$CH_3-CH_2-O^-$	–1,90	
Sehr schwach	23	NH_3	\leftrightarrow	NH_2^-	–9	Sehr Stark
	48	CH_4	\leftrightarrow	CH_3^-	–34	

1.3.2

Heterogene und homogene Mischungen

Reine Stoffe können durch physikalische Einflüsse nicht mehr in sich zerlegt werden, sie sind somit homogen (einheitlich im Stoff verteilt). Werden nun verschiedene Stoffe gemischt, so können diese einheitlich *homogen* (Tab. 1.8) oder aber *heterogen* (uneinheitlich Tab. 1.9) im Stoffgemisch verteilt sein.

Feste Stoffgemische (Gemenge) können durch Auslesen, Sieben oder auch Sichten, aufgrund ihrer unterschiedlichen Dichten getrennt werden. Auch ist eine Trennung durch die Schwerkraft der Teile in Flüssigkeiten möglich. Dies nennt man *Flotation* oder *Sedimentation*. So setzen sich schwere Stoffe ab und leichtere Stoffe schwimmen oben auf. Der Sedimentationsprozess dauert in der Regel sehr

Tab. 1.8 Homogene Stoffgemische.

Phasenzustand	Bezeichnung	Beispiel
Fest	Feste Lösung	Gold-Silber-Legierung, Edelstahllegierungen
Flüssig	Lösung	Salzwasser
Gasförmig	Gasgemisch	Leuchtgas

Tab. 1.9 Heterogene Stoffgemische.

Phasenzustand	Bezeichnung	Beispiel
Fest/fest	Gemenge	Reis/Erbsen
Fest/flüssig	Suspension	Schlammwasser, Badeöl
Flüssig/flüssig	Emulsion	Sahne, Bohröl (im Maschinenbau)
Gasförmig/flüssig	Schaum, Nebel	Bierschaum, Badeschaum, Wolken
Gasförmig/gasförmig	Gasgemisch	Luft
Gasförmig/fest	Rauch	Rauch eines Feuers

lange. Um hier eine Beschleunigung zu erzielen, werden oftmals Zentrifugen zur physikalischen Stofftrennung eingesetzt.

Heterogene Stoffe lassen sich im Gegensatz zu homogenen Stoffen durch physikalische Einflüsse in ihre Bestandteile zerlegen. Solche physikalischen Einflüsse sind:

1. Sieben
2. Adsorption
3. Sedimentation
4. Sichten
5. Flotation
6. Entsäuerung
7. Enteisung
8. Entmanganung
9. Enthärtung
10. Filtration
11. Destillation
12. Verdampfung
13. Desinfektion