



**MEHR
ERFAHREN**

TRAINING

Gymnasium

Chemie – Mittelstufe 2

STARK



**MEHR
ERFAHREN**

TRAINING

Gymnasium

Chemie – Mittelstufe 1



STARK

Inhalt

Vorwort

Stoffe und Reaktionen	1
1 Stoffe und Stoffeigenschaften	2
1.1 Gegenstand – Stoff – Stoffportion	2
1.2 Eigenschaften der Stoffe und ihre Bestimmung	3
2 Stoffe und Teilchen	20
2.1 Teilchenarten: Atome, Moleküle, Ionen	20
2.2 Das Teilchenmodell	21
2.3 Änderung des Aggregatzustandes	23
3 Stoffe mischen und trennen	31
3.1 Homogene und heterogene Stoffgemische	31
3.2 Trennen von Stoffgemischen	33
4 Stoffe verschwinden und entstehen: Chemische Reaktionen	42
4.1 Charakteristika einer chemischen Reaktion	42
4.2 Typen chemischer Reaktionen	43
4.3 Energiebeteiligung bei chemischen Reaktionen	44
4.4 Aktivierung chemischer Reaktionen	45
4.5 Gesetzmäßigkeiten bei chemischen Reaktionen	48
4.6 John Daltons Atomhypothese	51
4.7 Die Reaktionsgleichung	52
4.8 Verhältnisformel und Molekülformel	55
4.9 Regeln zum Aufstellen der Formeln und zur Benennung binärer Verbindungen	57
4.10 Wertigkeit	58
Atome	73
1 Der Aufbau der Atome	74
1.1 Das Atommodell von Rutherford	74
1.2 Die Bausteine der Atome	76
1.3 Isotope	77
1.4 Das Atommodell von Bohr	78

2	Das Periodensystem der Elemente	88
2.1	Der Aufbau des Periodensystems	88
2.2	Tendenzen im Periodensystem	91
2.3	Metalle, Halbmetalle, Nichtmetalle	96
2.4	Typische Reaktionen einiger Hauptgruppenelemente	98
2.5	Vorkommen, Verwendung und Darstellung wichtiger Hauptgruppenelemente	99
	Salze, Metalle und molekulare Stoffe	109
1	Allgemeine Ordnungsprinzipien für Stoffe	110
2	Salze sind Ionenverbindungen	111
2.1	Synthese von Salzen aus den Elementen	111
2.2	Ionen, Ionenbindung und Ionengitter	114
2.3	Physikalische und chemische Eigenschaften von Salzen	115
2.4	Wichtige Salze in Natur und Technik	119
3	Metalle sind atomare Stoffe	127
3.1	Darstellung von Metallen aus Verbindungen	127
3.2	Atome, metallische Bindung und Metallgitter	128
3.3	Eigenschaften von Metallen	129
4	Molekulare Stoffe	135
4.1	Darstellung und Eigenschaften von Wasserstoff	135
4.2	Ammoniak als molekulare Verbindung	136
4.3	Die Elektronenpaarbindung (= Atombindung, = kovalente Bindung)	137
4.4	Weitere Beispiele molekularer Stoffe	138
5	Qualitative Analysemethoden	146
5.1	Ionennachweise	146
5.2	Nachweise durch Flammenfärbung	148
5.3	Nachweis molekular gebauter Stoffe	150
	Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen	157
1	Masse, Teilchenzahl und Volumen	158
1.1	Atommasse und Stoffmenge	158
1.2	Molare Masse, molare Teilchenzahl und molares Volumen	160
1.3	Rechnen mit Reaktionsgleichungen	163

2	Energiebilanz	165
2.1	Energiebeteiligung bei chemischen Reaktionen	165
2.2	Energiebilanz bei der Bildung von Salzen	166
	Molekülstruktur und Stoffeigenschaften	177
1	Das Orbitalmodell	178
2	Der räumliche Bau von Molekülen	180
2.1	Elektronenpaarabstoßungsmodell	180
2.2	Polare Atombindung	181
3	Zwischenmolekulare Kräfte	183
	Lösungen	193
	Stichwortverzeichnis	255

Autoren: Ludwig Killian, Claudia Beilner und Birger Pistohl
(Kapitel 1 unter Mitwirkung von Waltraud Habelitz-Tkotz)

Vorwort

Liebe Schülerin, lieber Schüler,

zu Beginn des Chemie-Unterrichts kommen viele neue Begriffe auf dich zu. Viele davon verwendet man im Alltag. Beispielsweise hast du sicher schon von einer Emulsion oder Lösung gehört. Aber was genau ist der Unterschied? Worin unterscheiden sich Salze und Metalle? Dieses Trainingsbuch hilft dir, diese Begriffe einzuordnen, nach und nach das Verhalten der kleinen Teilchen, der Atome, zu begreifen und dein neues Wissen schließlich auf neue Fragestellungen anzuwenden. Die Themen sind klar untergliedert und richten sich nach dem Lehrplan der Mittelstufe.

Zum Aufbau dieses Buches:

- In allen Kapiteln werden zunächst die **Fachausdrücke** und **Zusammenhänge** erklärt. Mit diesen Abschnitten kannst du den Unterrichtsstoff wiederholen, oder dir auch selbstständig erarbeiten.
- Blau eingerahmt findest du wichtige Begriffe und zu jedem abgeschlossenen Kapitel eine **Zusammenfassung**. Viele **Abbildungen** helfen, den neuen Lernstoff zu verstehen und sich besser einzuprägen.
- Zu jedem Kapitel gibt es **zahlreiche Aufgaben**, mit denen du den erlernten Stoff selbstständig einüben und überprüfen kannst, ob du schon alles verstanden hast. Die mit einem (*) gekennzeichneten Aufgaben sind etwas anspruchsvoller und regen in besonderer Weise zum Nachdenken an; du kannst sie beim ersten Durcharbeiten auch überspringen.
- Zu jeder Aufgabe findest du im hinteren Teil des Buches eine **ausführliche Lösung**. So kannst du kontrollieren, welche Aufgaben du richtig gelöst hast.

Viel Spaß beim Üben mit diesem Buch und beim Entdecken der Geheimnisse der Chemie!

1 Stoffe und Stoffeigenschaften

1.1 Gegenstand – Stoff – Stoffportion

Im täglichen Leben gehen wir mit vielen verschiedenen Dingen um, die aus ganz unterschiedlichen Materialien bestehen können, aber den gleichen Zweck erfüllen. Dagegen können aber ganz unterschiedliche Gegenstände aus dem gleichen Material bestehen.

Beispiel

Getränkeflaschen können aus Kunststoff oder Glas gefertigt sein. Aber aus dem gleichen Kunststoff wie Getränkeflaschen lassen sich auch Kleidungsstücke herstellen.

Soll ein Gegenstand ganz genau beschrieben werden, gibt man deshalb an, welche **Form** er hat, wie **groß** er ist und aus welchem **Material** er besteht. Die Frage nach dem Material eines Gegenstandes ist immer dann besonders wichtig, wenn davon wichtige Eigenschaften abhängen, z. B. ob der Stoff einer Jacke Wasser abweisend ist. Die Naturwissenschaft, die sich mit dem Vorkommen, der Gewinnung, den Eigenschaften und der Verwendung von Materialien beschäftigt ist die **Chemie**. Chemiker können auch aus vorhandenen Materialien neue Materialien mit völlig anderen Eigenschaften herstellen.

In der Chemie werden die verschiedenen Materialien **Stoffe** genannt. Manchmal verwenden Chemiker stattdessen aber auch Begriffe wie **Substanz**, **Reagenz**, **Chemikalie** oder **Materie**.

Soll neben der Stoffart auch angegeben werden, wie viel von dem Stoff benötigt wird, so spricht der Chemiker von **Stoffportion**. Chemiker verwenden zur Mengenangabe die bekannten Einheiten (Kilo-)Gramm oder (Milli-)Liter. Die zur Einheit Gramm gehörige Messgröße ist die **Masse** m , zur Einheit Liter gehört die Messgröße **Volumen** V . Das Volumen, v. a. bei Gasen, ist auch von der jeweils herrschenden Temperatur und vom Druck abhängig, deshalb muss bei Volumenangaben in der Chemie auch immer die herrschende Temperatur und der Druck angegeben werden.

Das Volumen, das eine Stoffportion bei 0 °C bzw. 273,15 K und 1 013,25 hPa einnimmt, wird als **Normvolumen** V_n . Das Volumen, das eine Stoffportion bei Raumtemperatur, genauer bei 25 °C bzw. 298,15 K und Normdruck einnimmt, wird **Standardvolumen** V^0 genannt.

1.2 Eigenschaften der Stoffe und ihre Bestimmung

Obwohl es unglaublich viele verschiedene Stoffe gibt, kann man jeden Stoff eindeutig an seinen Eigenschaften erkennen. Einige dieser Eigenschaften, wie die Farbe, der Geruch, der Geschmack, die Verformbarkeit und Härte lassen sich sehr schnell und einfach mithilfe der Sinnesorgane wahrnehmen. Manchmal helfen uns einfache Hilfsmittel, um Eigenschaften wie das magnetische Verhalten, die Wärmeleitfähigkeit, die elektrische Leitfähigkeit, die Löslichkeit oder Brennbarkeit eines Stoffes zu prüfen und so einen Stoff zu identifizieren. Besser als mit unseren Sinnesorganen lassen sich die Eigenschaften mit **Messungen** erfassen. Aus den messbaren Eigenschaften kann man häufig schließen, ob ein vorliegender Stoff aus nur einer Stoffart besteht – man spricht hier von **Reinstoff** (= Einstoff) – oder aus einem Stoffgemisch. Jeder Reinstoff hat charakteristische Eigenschaften, mit denen er identifiziert werden kann.

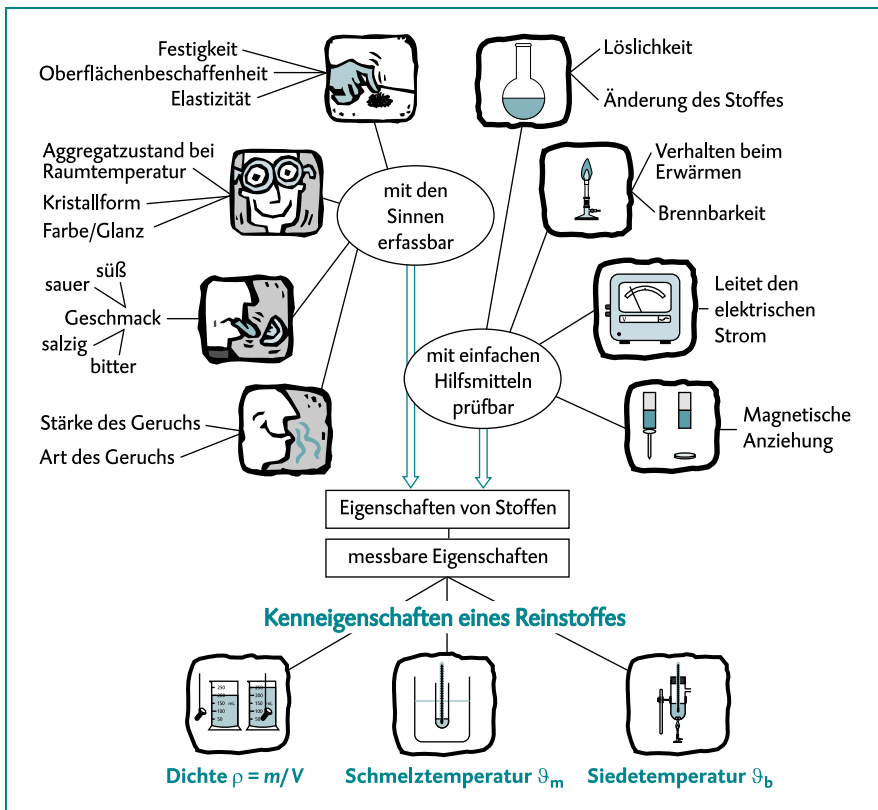


Abb. 1: Überblick über wichtige Eigenschaften von Stoffen

Magnetisches Verhalten

Wird ein Gegenstand von einem Stabmagneten angezogen, so ist er magnetisch. Diese seltene Eigenschaft besitzen von allen Metallen nur **Eisen**, **Cobalt** und **Nickel**.

Beispiel Ein kupferfarbenes Cent-Stück wird von einem Magneten angezogen. Deshalb kann es nicht aus Kupfer bestehen, da Kupfer nicht magnetisch ist. Es besteht aus Eisen.

Löslichkeit

Jeder Stoff ist in einer Flüssigkeit nur begrenzt löslich. Gibt man zu viel von ihm hinzu, so bleibt ein Bodenkörper. Die Flüssigkeit über einem solchen Bodenkörper nennt man **gesättigte Lösung**.

Beispiel Einige Feststoffe wie Kalk oder Gips lösen sich nicht nennenswert in Wasser, andere, wie Kochsalz oder Zucker, lösen sich dagegen gut.

Um die Löslichkeit verschiedener Stoffe vergleichen zu können, wird die Masse eines Stoffes in Gramm angegeben, die sich bei 20 °C und normalem Luftdruck in 100 g eines Lösemittels (meist Wasser) löst. Da die Löslichkeit eines Stoffes sowohl von der Temperatur des Lösemittels und bei Gasen auch vom Druck abhängt, müssen diese bei der Angabe der Löslichkeit immer mit angegeben werden.

Wärmeleitfähigkeit

Einige Stoffe nehmen die Wärme aus Ihrer Umgebung sehr schnell auf, andere sehr langsam oder so gut wie gar nicht.

Beispiel Das Material eines Kochtopfbodens sollte die Wärme sehr gut leiten, damit sich der Topf schnell aufheizt. Die Griffe dagegen sollten eine geringe Wärmeleitfähigkeit besitzen.

Metalle sind gute Wärmeleiter, Glas, Porzellan, Holz und viele Kunststoffe sind schlechte Wärmeleiter, also gute **Isolatoren**. Als Symbol für die Wärmeleitfähigkeit wird häufig der griech. Buchstabe λ (Lambda) verwendet.

Ihre Einheit wird in $\frac{W}{m \cdot K}$ angegeben.

Um die unterschiedliche Wärmeleitfähigkeit verschiedener Stoffe zu vergleichen, legt man möglichst gleich große Stücke kreisförmig auf eine Keramik- oder Metallplatte. Dann tropft man auf jedes Material einen gleich großen Tropfen Kerzenwachs. Nach dem Erkalten des Wachses wird die Keramikplatte in der Mitte vorsichtig mit einer kleinen, nicht leuchtenden Gasbrennerflamme erwärmt. Das Material, bei dem das Kerzenwachs zuerst schmilzt, besitzt die höchste Wärmeleitfähigkeit.

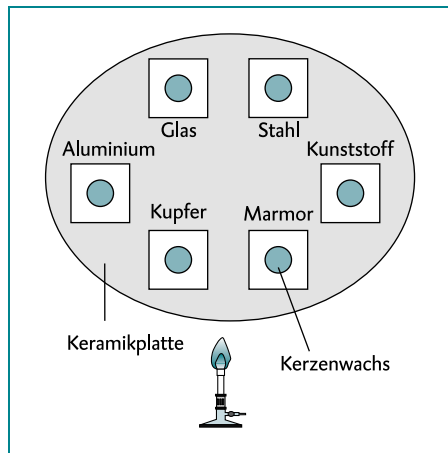


Abb. 2: Versuchsaufbau zur Bestimmung der Wärmeleitfähigkeit

Elektrische Leitfähigkeit

Mithilfe einer Flachbatterie, einer Leuchtdiode oder eines Glühlämpchens und eines einfachen Stromkreises lässt sich die elektrische Leitfähigkeit von festen und flüssigen Stoffen schnell bestimmen. Will man die Unterschiede in der elektrischen Leitfähigkeit herausfinden, benötigt man zusätzlich ein Strommessgerät, das in den Stromkreis eingebaut wird. Es zeigt die Stromstärke in Ampere an, die bei der angelegten Spannung fließt.

Metalle, Lösungen und Schmelzen von Salzen, saure und alkalische Lösungen sowie Graphit leiten den elektrischen Strom. Porzellan, Glas, Holz und viele Kunststoffe leiten den elektrischen Strom nicht, sie sind **Isolatoren**.

Dichte

1 Kilogramm Blei wiegt selbstverständlich genauso viel wie ein 1 Kilogramm Federn, d. h. beide Stoffportionen haben die gleiche Masse. Vergleicht man aber nicht gleiche Massen, sondern gleiche Volumina dieser beiden Stoffe miteinander, so ist Blei „schwerer“ – exakter wäre es, von dichter zu sprechen.

Den Quotienten aus der Masse m und dem Volumen V einer Stoffportion nennt man Dichte. Als Größensymbol für die Dichte schreibt man den griech. Buchstaben ρ (Rho).

$$\text{Dichte} = \frac{\text{Masse}}{\text{Volumen}}; \quad \rho = \frac{m}{V}; \quad [\rho] = 1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} = 1 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$$

Da das Volumen einer Stoffportion sich mit der Temperatur ändert – viele Stoffe dehnen sich beim Erwärmen aus – hängt die Dichte eines Stoffes auch von der Temperatur und bei Gasen zusätzlich vom Druck ab. In Tabellen wird die Dichte häufig bei 20 °C bzw.

293 K und Normdruck von 1 013 hPa angegeben. Zur Bestimmung der Dichte eines Stoffes benötigt man die Masse und das Volumen eines Körpers. Unregelmäßig geformte Körper taucht man zur **Volumenbestimmung** in einen mit Wasser gefüllten Messzylinder. Der Anstieg des Wasserspiegels entspricht dem gesuchten Volumen.

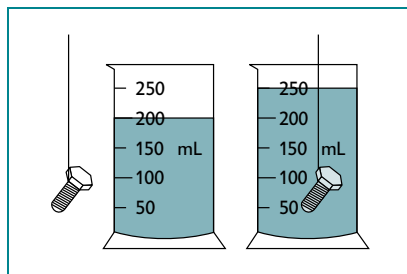


Abb. 3: Volumenbestimmung unregelmäßiger Körper

Die **Dichte von Reinstoffen**, also von Stoffen, die nur aus einer Stoffart bestehen, ist bei bestimmten äußeren Bedingungen eine Konstante. Die Dichte von Stoffgemischen hängt vom Mischungsverhältnis ab.

Schmelz- und Siedetemperatur

Jeder Stoff kommt abhängig von der Temperatur in den drei Zustandsformen fest, flüssig und gasförmig vor. Diese drei Zustandsformen nennt man auch **Aggregatzustände**.

Um anzugeben, in welchem Aggregatzustand ein Stoff gerade vorliegt, setzt man folgende Buchstaben in runden Klammern hinter den Namen des Stoffes:

- **s** vom engl. **solid** für einen **Feststoff**,
- **l** vom engl. **liquid** für **Flüssigkeiten** und
- **g** vom engl. **gaseous** für **Gas**.

Die Übergänge zwischen den verschiedenen Aggregatzuständen eines Stoffes werden mit Fachbegriffen benannt:

- **Schmelzen** und **Erstarren** für den Übergang fest – flüssig bzw. flüssig – fest,
- **Verdampfen** und **Kondensieren** für den Übergang flüssig – gasförmig bzw. gasförmig – flüssig und
- **Sublimieren** und **Resublimieren** für den Übergang fest – gasförmig bzw. gasförmig – fest.

Beispiel

Zu Eis steif gefrorene Wäsche, die bei Minusgraden auf der Leine hängt, wird trotzdem trocken, weil das feste Eis sich direkt in Wasserdampf verwandelt. Bei der Bildung von Raureif lässt sich Wasserdampf direkt in Form von Eiskristallen auf Bäumen nieder. Bei bestimmtem Druck und Temperaturverhältnissen kann Wasser sublimieren oder resublimieren.

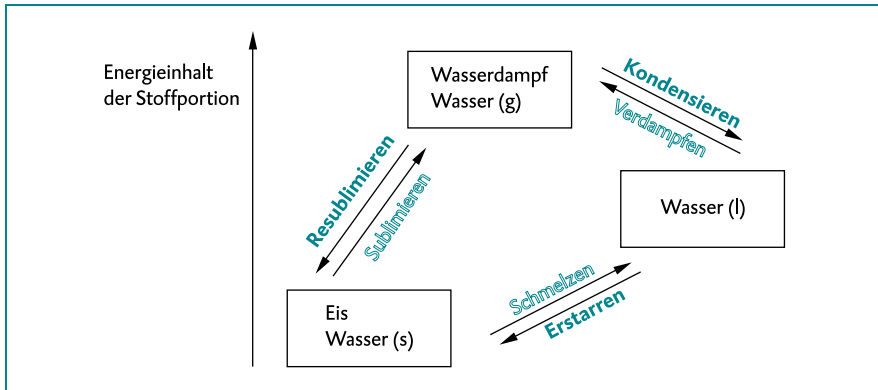


Abb. 4: Aggregatzustände des Wassers und Übergänge

Die Temperatur, bei der ein Stoff vom festen in den flüssigen Zustand übergeht, wird **Schmelztemperatur** ϑ_m^1 genannt. Ihr Wert ist gleich der **Erstarrungstemperatur**. Die Temperatur, bei der der Übergang vom flüssigen in den gasförmigen Zustand erfolgt, wird **Siedetemperatur** ϑ_b genannt. Ihr Wert ist gleich dem der **Kondensationstemperatur**.

Die Schmelz- und Siedetemperatur von Wasser kann man bestimmen, indem man zerkleinerte Eiswürfel in einem hitzefesten Behälter füllt und langsam erwärmt. Die Temperatur wird in regelmäßigen Zeitabständen abgelesen, so lange, bis das Wasser kocht. Beim Erwärmen fällt auf, dass nach einem kurzen schnellen Temperaturanstieg auf $0\text{ }^\circ\text{C}$ sich die Temperatur so lange nicht mehr ändert, bis alles Eis geschmolzen ist. Für das Schmelzen von Eis ist Energie, die sog. **Schmelzwärme**, notwendig. Erst wenn alles Eis geschmolzen ist, steigt die Wassertemperatur wieder an. Bei $100\text{ }^\circ\text{C}$ bilden sich Wasserdampfblasen im Inneren des Wassers, das Wasser siedet. Wenn man weiter Wärme zuführt, ändert sich die Temperatur nicht; sie bleibt, so lange noch Wasser im Behälter ist, konstant bei $100\text{ }^\circ\text{C}$.

¹ Der griech. Buchstabe ϑ (sprich: Theta) wird für Temperaturangaben in $^\circ\text{C}$ verwendet. Der Index m leitet sich vom engl. *melting* = schmelzend, der Index b vom engl. *boiling* = siedend ab. Für Temperaturangaben in K verwendet man das Symbol T.

Die während des Siedens aufgenommene Wärme wird als **Verdampfungswärme** bezeichnet. Trägt man die Messwerte anschließend in ein **Zeit-Temperatur-Diagramm** ein, so erhält man den folgenden Kurvenverlauf (siehe Abb. 6). Aus ihm lassen sich die Schmelz- und die Siedetemperatur von Wasser – an den Bereichen des Diagramms, an denen die Temperatur längere Zeit nicht ansteigt – direkt ablesen.

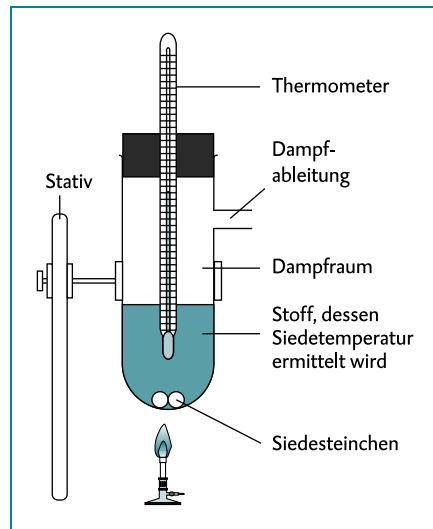


Abb. 5: Einfache Apparatur zur Bestimmung der Siedetemperatur im Schullabor

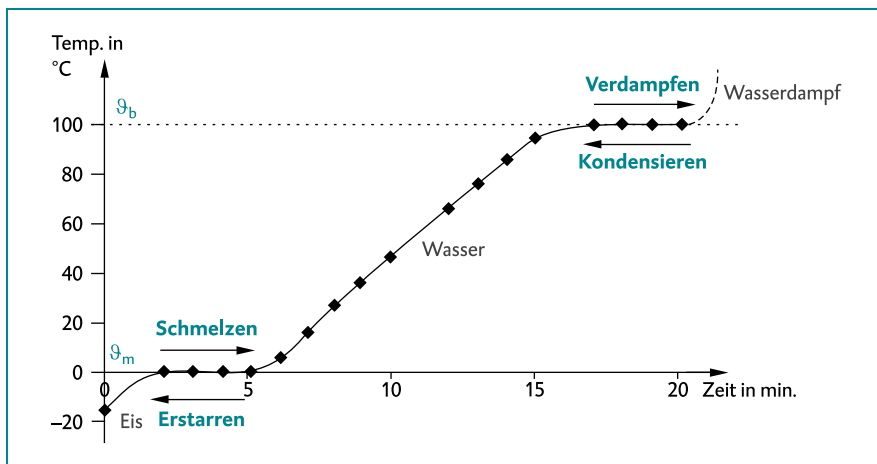


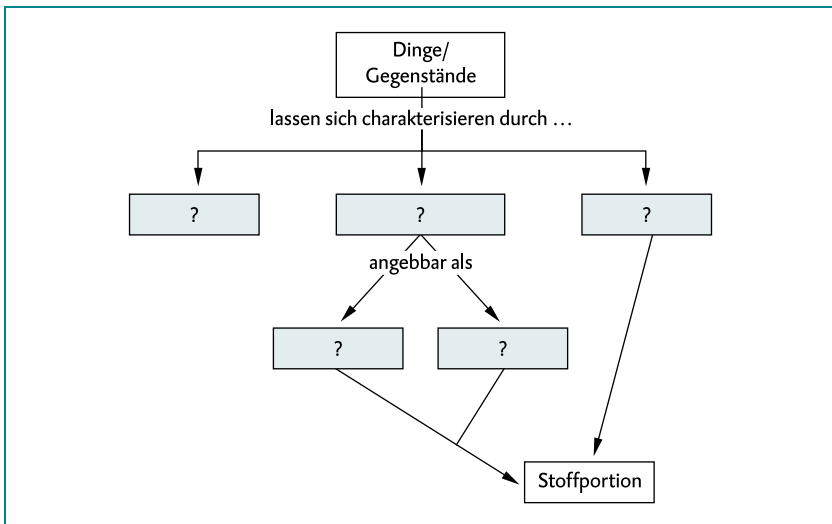
Abb. 6: Zeit-Temperatur-Diagramm beim Erhitzen von Eis

Stoffportionen, die wie Wasser eine eindeutige, charakteristische Schmelz- und Siedetemperatur besitzen, sind normalerweise nur aus einer einzigen Stoffart zusammengesetzt. Sie werden **Reinstoffe** (= Einstoffe) genannt.

Zusammenfassung

- Stoffeigenschaften sind meistens von äußeren Bedingungen, wie z. B. Druck, Temperatur, abhängig. Je nach herrschendem Druck und Temperatur kann ein Stoff deshalb fest (s), flüssig (l) oder gasförmig (g) sein, also seinen **Aggregatzustand** ändern.
- Farbe, Glanz, Geruch, Geschmack, Verformbarkeit und Härte sind wichtige, mit den Sinnen erfassbare **Stoffeigenschaften**.
- Wärmeleitfähigkeit, elektrische Leitfähigkeit und magnetische Anziehung sind wichtige Merkmale zur Identifikation von Stoffen oder ganzen Stoffklassen.
- Stoffe lösen sich unterschiedlich gut in verschiedenen Lösemitteln.
- Konstante Dichte, Schmelztemperatur und Siedetemperatur sind charakteristische messbare Stoffeigenschaften, an denen ein **Reinstoff** (= Einstoff) eindeutig erkannt werden kann.

Aufgaben 1 Ergänze das Strukturdiagramm mithilfe der folgenden Begriffe: Masse m , Form, Größe/Quantität, Volumen V , Stoff(art).



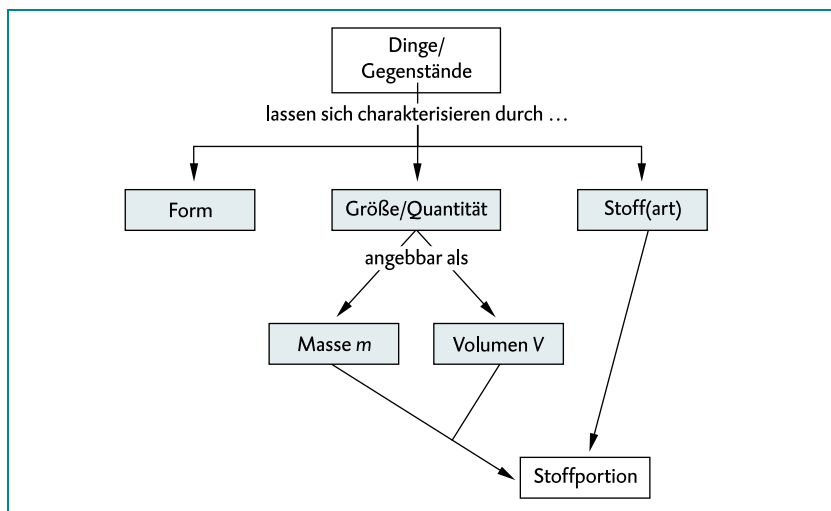
- 2 Womit beschäftigt sich die Naturwissenschaft Chemie?
- 3 Welche Worte werden als Synonyme (= gleichbedeutend) für den Begriff „Stoff“ gebraucht?

- 4 Wer bin ich? Ordne die folgenden Steckbriefe den Stoffen Kupfer, Aluminium, Quecksilber, Eisen, Gold, Schwefel, Iod und Kochsalz (Natriumchlorid) zu.

<p>Gesucht wird A</p> <p>Farbe: weiß</p> <p>Aggregatzustand bei 20 °C: fest</p> <p>Dichte bei 20 °C: 2,16 g/cm³</p> <p>Schmelztemperatur: 801 °C</p> <p>Siedetemperatur: 1 413 °C</p> <p>Besondere Kennzeichen: kristallin, gut wasserlöslich, wässrige Lösungen leiten den elektrischen Strom, salziger Geschmack</p>	<p>Gesucht wird B</p> <p>Farbe: rotbraun glänzend</p> <p>Aggregatzustand bei 20 °C: fest</p> <p>Dichte bei 20 °C: 8,94 g/cm³</p> <p>Schmelztemperatur: 1 083 °C</p> <p>Siedetemperatur: 2 595 °C</p> <p>Besondere Kennzeichen: sehr guter elektrischer Leiter</p>
<p>Gesucht wird C</p> <p>Farbe: gelb glänzend</p> <p>Aggregatzustand bei 20 °C: fest</p> <p>Dichte bei 20 °C: 19,32 g/cm³</p> <p>Schmelztemperatur: 1 064 °C</p> <p>Siedetemperatur: 3 080 °C</p> <p>Besondere Kennzeichen: elektrischer Leiter, beständig gegen Luft, Wasser und die meisten Chemikalien</p>	<p>Gesucht wird D</p> <p>Farbe: schwarzgrau, leicht glänzend</p> <p>Aggregatzustand bei 20 °C: fest</p> <p>Dichte bei 20 °C: 4,93 g/cm³</p> <p>Schmelztemperatur: 113,5 °C</p> <p>Siedetemperatur: 184,5 °C</p> <p>Besondere Kennzeichen: sublimiert bei Raumtemperatur, bildet beim Erwärmen ein gefärbtes, giftiges Gas</p>
<p>Gesucht wird E</p> <p>Farbe: silber glänzend</p> <p>Aggregatzustand bei 20 °C: flüssig</p> <p>Dichte bei 20 °C: 13,55 g/cm³</p> <p>Schmelztemperatur: -38,87 °C</p> <p>Siedetemperatur: 357,25 °C</p> <p>Besondere Kennzeichen: mäßiger elektrischer Leiter, sehr giftige Dämpfe</p>	<p>Gesucht wird F</p> <p>Farbe: silbergrau leicht glänzend</p> <p>Aggregatzustand bei 20 °C: fest</p> <p>Dichte bei 20 °C: 7,87 g/cm³</p> <p>Schmelztemperatur: 1 539 °C</p> <p>Siedetemperatur: 2 880 °C</p> <p>Besondere Kennzeichen: elektrischer Leiter, magnetisch</p>

Lösungen

1 Strukturdiagramm Gegenstand – Stoff – Stoffportion



- 2 Die Naturwissenschaft Chemie beschäftigt sich mit dem Vorkommen, der Gewinnung, den Eigenschaften und der Verwendung von Stoffen, sowie mit Wegen zur Herstellung neuer Stoffe.
- 3 Synonyme für den Begriff „Stoff“ sind Material, Chemikalie, Reagenz, Substanz und Materie.
- 4 Gesuchter Stoff
 - A: Kochsalz (Natriumchlorid)
 - B: Kupfer
 - C: Gold
 - D: Iod
 - E: Quecksilber
 - F: Eisen
 - G: Aluminium
 - H: Schwefel

5 Steckbrief: Wasser

Farbe: farblos

Aggregatzustand bei 20 °C: flüssig

Dichte bei 20 °C: 1 g/cm³

Schmelztemperatur: 0 °C

Siedetemperatur: 100 °C

Besondere Kennzeichen: geruchlos, geschmacklos, wichtigstes Lösemittel; leitet elektrischen Strom annähernd nicht.

6 a Stoff	Löslichkeit ¹ in g/100 g	Gute Löslichkeit in Wasser	Schwerlöslich in Wasser
Haushaltszucker (Rohrzucker)	203,9	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Kochsalz (Natriumchlorid)	35,88	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Salpeter (Kaliumnitrat)	31,66	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Soda (Natriumcarbonat)	21,66	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Alaun (Kaliumaluminiumsulfat)	6,01	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Gips (Calciumsulfat)	0,20	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
Löschkalk (Calciumhydroxid)	0,12	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
Kalkstein (Calciumcarbonat)	0,0015	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>

- b** In einem Liter Wasser lassen sich maximal
 358,8 g Kochsalz (Natriumchlorid)
 2 039 g Haushaltszucker (Rohrzucker, Saccharose)
 2 g Gips (Calciumsulfat) lösen, ohne dass ein Bodenkörper entsteht.

7 Alle häufig an der Erdoberfläche zu findenden Mineralien sind schwer löslich.

8	Unterscheidungskriterium	gemeinsame Eigenschaft
a	Geruch	bei Raumtemperatur farblose Flüssigkeiten
b	Geschmack	kristalline Stoffe
c	Farbe	Glanz, gute Wärmeleiter, elektrisch leitfähig \Rightarrow Metalle

9 Die Löslichkeit von Kaliumnitrat und von Stoff b = Haushaltszucker (Rohrzucker) in Wasser nimmt mit zunehmender Temperatur zu, die Löslichkeit von Stoff a = Kochsalz (Natriumchlorid) in Wasser ist annähernd temperaturunabhängig.

The background of the cover features a photograph of several tall, vertical industrial distillation columns. These columns are made of metal and have multiple levels with railings and pipes. The sky is a clear, pale blue. A large, thick red arrow points from the bottom right towards the top right, partially overlapping the text and the background image. On the left side, there are several parallel red diagonal stripes.

**MEHR
ERFAHREN**

TRAINING

Gymnasium

Chemie – Mittelstufe 2



STARK

Inhalt

Vorwort

Chemische Reaktionen	1
1 Säure-Base-Reaktionen	2
1.1 Das Proton H^+	2
1.2 Säuren und Basen nach BRÖNSTED	3
1.3 Reaktionen mit Protonenübertragung (Protolysen)	4
1.4 Der pH-Wert	8
1.5 Neutralisation	11
1.6 Säure-Base-Titration	14
2 Redoxreaktionen: Reaktionen mit Elektronenübergängen	27
2.1 Reduktion und Oxidation gehören zusammen	27
2.2 Die Oxidationszahl	29
2.3 Das Erstellen von Redoxgleichungen	31
2.4 Die Bedeutung von Redoxreaktionen	33
Organische Chemie	47
1 Kohlenwasserstoffe	50
1.1 Alkane (gesättigte Kohlenwasserstoffe)	50
1.2 Alkene und Alkine (ungesättigte Kohlenwasserstoffe)	59
2 Sauerstoffhaltige organische Verbindungen	84
2.1 Alkanole (Alkohole)	85
2.2 Carbonylverbindungen: Alkanale (Aldehyde) und Alkanone (Ketone)	91
2.3 Carbonsäuren	96
Biomoleküle	119
1 Fette	120
2 Kohlenhydrate	127
2.1 Glucose (Traubenzucker)	128
2.2 Stärke	129

3	Proteine (EiweiÙe)	134
3.1	Aminosäuren	134
3.2	Die Peptidbindung	137
3.3	Proteine	138

Lösungen	143
-----------------	------------

Stichwortverzeichnis	205
-----------------------------	------------

Autoren: Ludwig Killian und Birger Pistohl

Vorwort

Liebe Schülerin, lieber Schüler,

mit den Kenntnissen, die du im Verlauf des ersten Mittelstufenabschnitts erworben hast, kannst du nun die **Säure-Base-** und die **Redoxreaktionen** verstehen. Diese beiden wichtigen Reaktionstypen der Chemie und ihre Bedeutung für unseren Alltag werden im ersten Kapitel ausführlich behandelt.

Der überwiegende Teil des Buches führt dich an ein neues großes Teilgebiet der Chemie – **die organische Chemie** – heran. Schrittweise wirst du mit der neuen Begrifflichkeit und den charakteristischen Eigenschaften und Besonderheiten der organischen Stoffklassen vertraut gemacht. Das hierbei gewonnene Wissen bildet wiederum die Grundlage, um die Chemie der **Biomoleküle**, der Bausteine des Lebens, zu verstehen.

Zum Aufbau dieses Buches:

- In den einzelnen Kapiteln werden zunächst die theoretischen Grundlagen vorgestellt, wobei dir zahlreiche **Beispiele mit kommentierten Lösungen** dabei helfen, die einzelnen Zusammenhänge leichter zu verinnerlichen.
- Farbig eingerahmt findest du wichtige Begriffe oder Gesetzmäßigkeiten und zu jedem abgeschlossenen Kapitel eine **Zusammenfassung**.
- Am Ende eines jeden Kapitels gibt es zudem **zahlreiche Aufgaben**, die dich dabei unterstützen, das erworbene Wissen einzuüben und richtig wiederzugeben.
- Um eigenständig überprüfen zu können, welche Aufgaben richtig gelöst wurden, befinden sich am Ende dieses Buches **ausführliche Lösungen**.

Viel Freude und Erfolg beim Üben mit diesem Buch!

1.4 Der pH-Wert

Die Konzentration der Oxonium-Ionen $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ kann auch durch eine einfache mathematische Umrechnung als pH-Wert der Lösung ausgedrückt werden.

Der **pH-Wert** ist der negative dekadische Logarithmus der Oxonium-Ionen-Konzentration:
 $\text{pH} = -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+)$

Die Umrechnung erfolgt nach den Regeln zur Berechnung von Logarithmen: Der Exponent der Zehnerzahl der Konzentration wird beim Logarithmieren als Zahl aufgeschrieben. Beim Delogarithmieren einer Zahl wird diese als negativer Exponent zur Zahl 10 angeschrieben.

Beispiele

- Berechne den pH-Wert einer Salzsäurelösung mit $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Lösung:

$$\begin{aligned}\text{pH} &= -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+) \\ &= -\lg 10^{-3} \\ &= -(-3) \\ &= 3\end{aligned}$$

- Berechne den pH-Wert einer Salzsäurelösung mit $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 3,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Lösung:

$$\begin{aligned}\text{pH} &= -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+) \\ &= -\lg 3,5 \cdot 10^{-3} \\ &= -(-2,45) \\ &= 2,45\end{aligned}$$

- Eine Lösung hat den pH-Wert 9.
Berechne $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ und $c(\text{OH}^-)$ der Lösung.

Lösung:

$$\begin{aligned}\text{pH} &= -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+) = 9 \\ c(\text{H}_3\text{O}^+) &= 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}\end{aligned}$$

Aus dem Ionenprodukt errechnet sich $c(\text{OH}^-)$:

$$c(\text{OH}^-) = \frac{10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}}{c(\text{H}_3\text{O}^+)} = \frac{10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}}{10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Da der pH-Wert nur für verdünnte Lösungen im Bereich $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \geq c(\text{H}_3\text{O}^+) \geq 10^{-14} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ definiert ist, ergibt sich die folgende Tabelle.

$c(\text{H}_3\text{O}^+)$ [mol · L ⁻¹]	$1 = 10^0$	10^{-1}	10^{-2}	...	10^{-7}	...	10^{-13}	10^{-14}
pH	0	1	2	...	7	...	13	14
$c(\text{OH}^-)$ [mol · L ⁻¹]	10^{-14}	10^{-13}	10^{-12}	...	10^{-7}	...	10^{-1}	$10^0 = 1$
sauer					neutral	basisch		

Tab. 2: Zusammenhang zwischen dem pH-Wert und der Oxonium-Ionen-Konzentration $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ bzw. der Hydroxid-Ionen-Konzentration $c(\text{OH}^-)$ saurer, neutraler und basischer Lösungen

Aus dem Ionenprodukt des Wassers ergibt sich ein einfacher Zusammenhang zwischen dem pH-Wert und dem pOH-Wert einer Lösung.

Der **pOH-Wert** ist der negative dekadische Logarithmus der Hydroxid-Ionen-Konzentration: $\text{pOH} = -\lg c(\text{OH}^-)$
 $c(\text{OH}^-) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-14}$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Aus dem alltäglichen Leben gut bekannte Flüssigkeiten können nach ihrem pH-Wert sortiert werden.

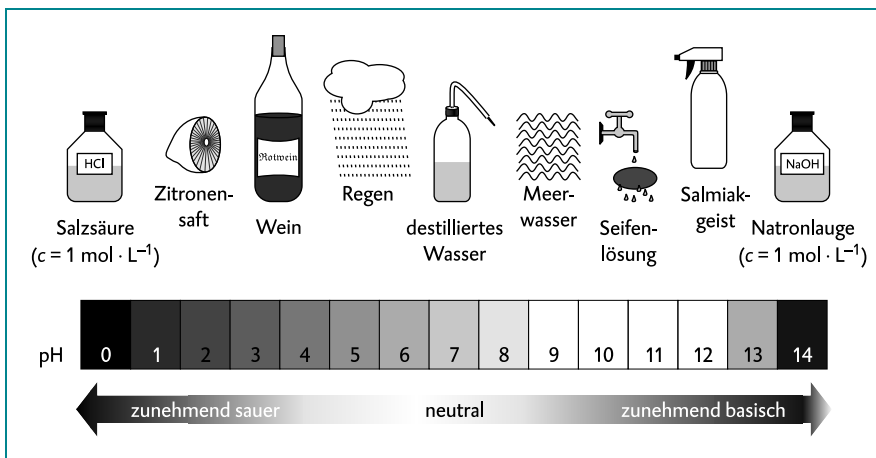


Abb. 1: pH-Skala für eine Reihe bekannter Flüssigkeiten

Die Konzentration von Oxonium-Ionen hängt bei einer wässrigen Lösung des Stoffes HX von zwei Faktoren ab:

- von der Konzentration der Säure:
 $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ ist umso größer, je höher $c(\text{HX})$
- von der Stärke der Säure:
 $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ ist umso größer, je leichter HX sein Proton abgibt.

Eine grobe Orientierung über den vorliegenden pH-Wert einer Lösung liefert z. B. ein Universalindikatorpapier, das je nach pH-Wert abgestufte Farben zeigt.

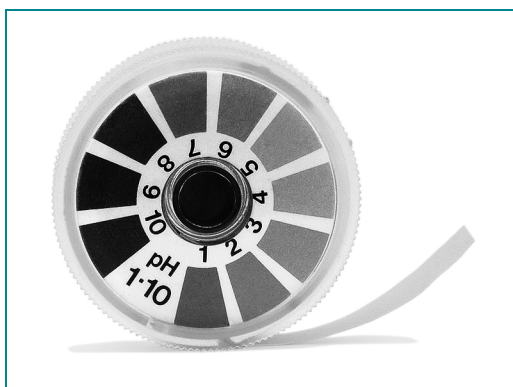


Abb. 2: pH-Indikatorpapier

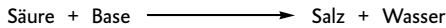
Mit vielen **Säure-Base-Indikatoren** kann man auf einfache Weise durch Zutropfen zur Lösung feststellen, ob die Lösung sauer ($\text{pH} < 7$) oder basisch ($\text{pH} > 7$) reagiert. Indikatoren (z. B. Bromthymolblau, Phenolphthalein, Lackmus) sind Stoffe, die bei bestimmten pH-Bereichen unterschiedlich gefärbt sind, weil sie selbst Protonen aufnehmen oder abgeben können.

Indikator	Farbe des Indikators		
	$\text{pH} < 7$	$\text{pH} \approx 7$	$\text{pH} > 7$
Bromthymolblau	gelb	grün	blau
Phenolphthalein	farblos	farblos	rosa
Lackmus	rot	violett	blau

Tab. 3: Farben einiger Säure-Base-Indikatoren in Abhängigkeit vom pH-Bereich

1.5 Neutralisation

Reagiert eine Säure in passender Stoffmenge mit einer Base oder umgekehrt, so entsteht häufig ein neutral reagierendes Salz. Die Wirkung der Säure oder der Base wird aufgehoben. Es läuft eine **Neutralisationsreaktion** ab, die immer (Ausnahme: Ammoniumsalze) mit der folgenden allgemeinen Wortgleichung beschrieben werden kann.

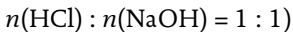


Dabei bilden das **Metall-Ion** der Base und der **Säurerest** der Säure das Salz.

Beispiele

- Salzsäure wird vollständig mit Natronlauge neutralisiert.

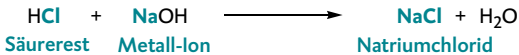
(Hinweis: „vollständig“ bedeutet hier:



Erstelle die Summen- und die Ionengleichung.

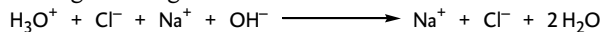
Lösung:

Summengleichung:

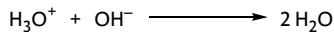


Da in wässrigen Lösungen Ionen vorliegen, kann man diesen Vorgang auch als Ionengleichung formulieren.

Ionengleichung:



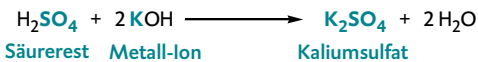
oder stark vereinfacht:



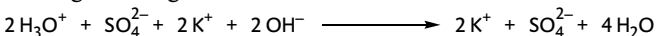
- Formuliere die Summen- und Ionengleichung für die Neutralisation von Kalilauge mit Schwefelsäure.

Lösung:

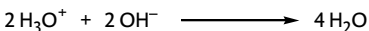
Summengleichung:



Ionengleichung:



oder stark vereinfacht:

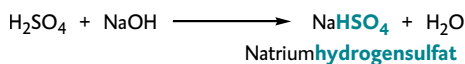


Der gemeinsame Vorgang aller **Neutralisationsreaktionen** in wässriger Lösung ist ein Protonenübergang von Oxonium-Ionen auf Hydroxid-Ionen unter Bildung von Wassermolekülen.

Bei **mehrprotonigen Säuren** (z. B. H_2SO_4 , H_3PO_4) können die Protonen auch stufenweise abgegeben werden, sodass bei „unvollständigen Neutralisationen“ auch Salze möglich sind, die im Anion (Säurerest) noch gebundene Wasserstoffatome aufweisen.

Beispiel

Schwefelsäure wird im molaren Verhältnis von 1 : 1 mit Natronlauge umgesetzt. Formuliere die Summengleichung.



Hier ist der Säurerest also das Hydrogensulfat-Ion HSO_4^- .

Die Tabellen 4–6 enthalten die wichtigsten Säuren, ihre Säurerest-Anionen sowie bekannte Basen.

Säure		Säurerest					
H_3PO_4	Phosphor-säure	PO_4^{3-}	Phosphat	HPO_4^{2-}	Hydrogen-phosphat	H_2PO_4^-	Dihydrogen-phosphat
H_3PO_3	phosphorige Säure	PO_3^{3-}	Phosphit	HPO_3^{2-}	Hydrogen-phosphit	H_2PO_3^-	Dihydrogen-phosphit
H_2SO_4	Schwefel-säure	SO_4^{2-}	Sulfat	HSO_4^-	Hydrogen-sulfat		
H_2SO_3	schweflige Säure	SO_3^{2-}	Sulfit	HSO_3^-	Hydrogen-sulfit		
H_2CO_3	Kohlensäure	CO_3^{2-}	Carbonat	HCO_3^-	Hydrogen-carbonat		
HNO_3	Salpeter-säure	NO_3^-	Nitrat				
HNO_2	salpetrige Säure	NO_2^-	Nitrit				
HCN	Blausäure	CN^-	Cyanid				
$\text{HCl}_{(\text{aq})}$	Salzsäure (Wasserstoff-chlorid)	Cl^-	Chlorid				
$\text{HF}_{(\text{aq})}$	Flusssäure (Wasserstoff-fluorid)	F^-	Fluorid				

Säure		Säurerest	
HBr (aq)	Wasserstoffbromid	Br ⁻	Bromid
HI (aq)	Wasserstoffiodid	I ⁻	Iodid
HClO	hypochlorige Säure	ClO ⁻	Hypochlorit
HClO ₂	chlorige Säure	ClO ₂ ⁻	Chlorit
HClO ₃	Chlorsäure	ClO ₃ ⁻	Chlorat
HClO ₄	Perchlorsäure	ClO ₄ ⁻	Perchlorat
H ₄ SiO ₄	Kieselsäure	SiO ₄ ⁴⁻	Silicat
H ₂ S	Diwasserstoffsulfid	S ²⁻	Sulfid

Tab. 4: Beispiele wichtiger Säuren

Organische Säure		Säurerest	
CH ₃ -COOH	Essigsäure	CH ₃ -COO ⁻	Acetat
H-COOH	Ameisensäure	H-COO ⁻	Formiat
HOOC-COOH	Oxalsäure	⁻ OOC-COO ⁻	Oxalat
C ₃ H ₅ O(COOH) ₃	Zitronensäure	C ₃ H ₅ O(COO ⁻) ₃	Citrat

Tab. 5: Beispiele wichtiger organischer Säuren

Base (Hydroxid)		Lauge (wässrige Lösung)	
NaOH (s)	Natriumhydroxid (Ätznatron)	NaOH (aq)	Natronlauge
KOH (s)	Kaliumhydroxid (Ätzkali)	KOH (aq)	Kalilauge
Ba(OH) ₂ (s)	Bariumhydroxid	Ba(OH) ₂ (aq)	Barytlauge
Ca(OH) ₂ (s)	Calciumhydroxid	Ca(OH) ₂ (aq)	Kalklauge
NH ₃ (g)	Ammoniak	NH ₄ OH (aq)	Ammoniakwasser

Tab. 6: Beispiele wichtiger Basen

1.6 Säure-Base-Titration

Durch Titrationen kann man in der Chemie ganz allgemein **quantitative** Bestimmungen durchführen, d. h. von einem bekannten Stoff dessen vorliegende „Menge“ ermitteln (z. B. Stoffmenge, Stoffmengenkonzentration, Masse). Die Frage „wie viel liegt von diesem Stoff vor?“ wird dadurch beantwortet.

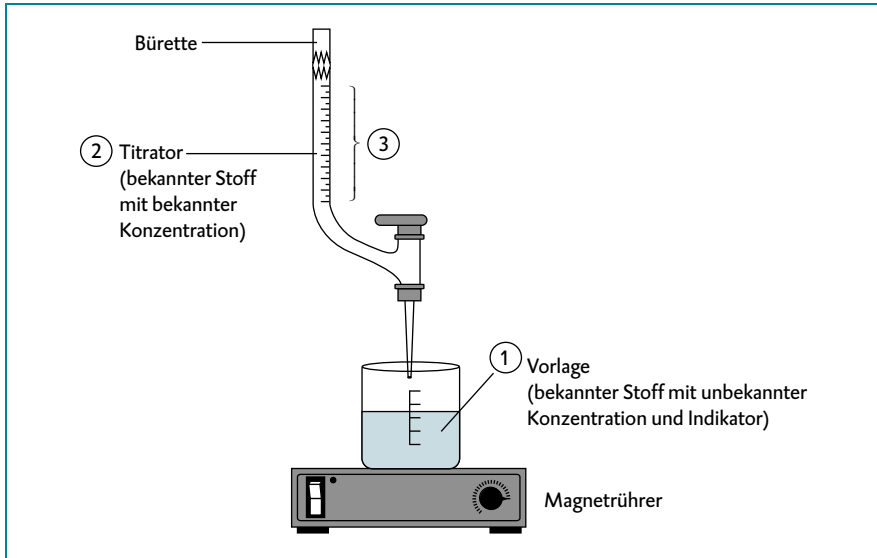


Abb. 3: Versuchsaufbau zur Säure-Base-Titration

Vorgehensweise:

- 1 In einer Vorlage, etwa einem Becherglas, befindet sich ein bekannter Stoff (z. B. Natronlauge) mit bekanntem Volumen $V(\text{NaOH})$, aber unbekannter Konzentration $c(\text{NaOH})$.
Bei Säure-Base-Titrationen setzt man der Vorlage einige Tropfen eines geeigneten Säure-Base-Indikators (z. B. Bromthymolblau) zu.
- 2 Unter ständiger Bewegung der Vorlage tropft man langsam den Titrator aus der Bürette zu. Der Titrator ist ein bekannter Stoff (z. B. Salzsäure) mit bekannter Konzentration $c(\text{HCl})$.
- 3 Am Umschlagspunkt des Indikators (Farbänderung) ist die gesamte Menge des Stoffes in der Vorlage umgesetzt (die vorgelegte Natronlauge ist vollständig von der zugesetzten Salzsäure neutralisiert).
Man liest dann an der Bürette das verbrauchte Volumen des Titrators ab (hier $V(\text{HCl})$).

Nach Ablauf einer Titration sind also $c(\text{Titration})$, $V(\text{Titration})$ und $V(\text{Vorlage})$ bekannt. Um $c(\text{Vorlage})$ berechnen zu können, benötigt man aus der Reaktionsgleichung noch das Stoffmengenverhältnis $n(\text{Titration})$ zu $n(\text{Vorlage})$.

Durch Gleichsetzen erhält man die allgemeine Beziehung

$$\frac{c(\text{Titration}) \cdot V(\text{Titration})}{c(\text{Vorlage}) \cdot V(\text{Vorlage})} = \frac{n(\text{Titration})}{n(\text{Vorlage})}$$

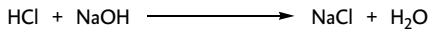
Lediglich $c(\text{Vorlage})$ ist nach der Titration nun noch unbekannt und kann berechnet werden.

Beispiel

Bei der Titration von 25 mL Natronlauge mit Salzsäure der Konzentration $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ werden bis zum Umschlagspunkt des Indikators Bromthymolblau von blau nach gelb 50 mL der Säure verbraucht.

Berechne die Stoffmengenkonzentration $c(\text{NaOH})$ der Ausgangslösung und die Masse $m(\text{NaOH})$ in diesen 25 mL Natronlauge.

Lösung: Zuerst formuliert man die Reaktionsgleichung und ordnet die bekannten Werte zu:



$$c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad c(\text{NaOH}) = ?$$

$$V(\text{HCl}) = 50 \text{ mL} \quad V(\text{NaOH}) = 25 \text{ mL}$$

Aus der Gleichung ergibt sich das Stoffmengenverhältnis

$$\frac{n(\text{HCl})}{n(\text{NaOH})} = \frac{1}{1}$$

Durch Gleichsetzen ergibt sich:

$$\frac{c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})}{c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})} = \frac{n(\text{HCl})}{n(\text{NaOH})}$$

Aufgelöst nach der einzig unbekannten Größe $c(\text{NaOH})$:

$$c(\text{NaOH}) = \frac{c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) \cdot n(\text{NaOH})}{V(\text{NaOH}) \cdot n(\text{HCl})} = \frac{0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 50 \text{ mL} \cdot 1}{25 \text{ mL} \cdot 1} = \underline{\underline{0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}}$$

Um $m(\text{NaOH})$ in 25 mL berechnen zu können, benötigt man zuerst die Stoffmenge $n(\text{NaOH})$, da sonst in der Gleichung $n = \frac{m}{M}$ zwei unbekannte Größen vorliegen würden.

$$\begin{aligned} n(\text{NaOH}) &= c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}) \\ &= 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 25 \text{ mL} \\ &= 5 \text{ mmol (Millimol)} = \underline{\underline{0,005 \text{ mol}}} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} m(\text{NaOH}) &= n(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH}) \\ &= 5 \text{ mmol} \cdot 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \\ &= 200 \text{ mg} = \underline{\underline{0,2 \text{ g}}} \end{aligned}$$

Zusammenfassung

- BRÖNSTED-Säuren sind Protonendonatoren, BRÖNSTED -Basen sind Protonenakzeptoren.
- Bei Protolysen finden Protonenübertragungen zwischen Säuren und Basen statt.
- Die Stoffmengenkonzentration c gibt an, welche Stoffmenge n des Stoffes in einem bestimmten Volumen V gelöst ist:

$$c = \frac{n}{V} \left[\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right]$$

- Die Oxonium-Ionen-Konzentration $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ gibt in wässrigen Lösungen an, ob eine Lösung sauer, neutral oder basisch reagiert:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) > 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad \text{sauer}$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad \text{neutral}$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) < 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad \text{basisch}$$

- Durch die Verwendung des pH-Werts statt $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ ergibt sich:
pH < 7 sauer
pH = 7 neutral
pH > 7 basisch
- Bei einer Neutralisation reagiert eine Säure mit einer Base zu einem Salz und Wasser.
- Titrationen ermöglichen quantitative Aussagen zu chemischen Reaktionen.

Aufgaben 1 Kreuze die zutreffenden Aussagen an:

- ☐ Eine Säure ist ein Protonendonator.
- ☐ Das Kennzeichen einer Säure ist ein freies Elektronenpaar.
- ☐ Das Kennzeichen einer Base ist ein freies Elektronenpaar.
- ☐ Das Kennzeichen einer Base ist das Hydroxid-Ion.
- ☐ Säuren und Basen sind polare Moleküle.
- ☐ Säure und saure Lösung bezeichnen das Gleiche.
- ☐ Säure und saures Molekül bezeichnen das Gleiche.
- ☐ Eine saure Lösung entsteht, wenn eine Säure mit Wasser reagiert und die Reaktionsprodukte in Wasser gelöst sind.
- ☐ Eine Säure enthält Oxonium-Ionen.
- ☐ Eine saure Lösung enthält Oxonium-Ionen.
- ☐ Säuren müssen mindestens ein polar gebundenes Wasserstoff-Atom enthalten.
- ☐ Basen bilden mit Wasser basische Lösungen.
- ☐ Das Kennzeichen einer basischen Lösung ist das Hydroxid-Ion.

2 Ammoniumbromid reagiert mit Kalilauge (KOH (aq)) zu Kaliumbromid, Wasser und einem Gas.

Stelle die Reaktionsgleichung auf und kennzeichne, welche Teilchen dabei als Säure und welche als Base reagieren.

3 Entscheide, welche der folgenden Teilchen als Säure reagieren können. Stelle für diese Fälle die Reaktionsgleichungen auf. Verwende als Base das hypothetische Molekül B.

CH_4	HI	HCO_3^-	SF_6	H_2S
$\text{NH}(\text{CH}_3)_2$	H_2O	CO_2	HNO_2	H_3O^+
H_2SO_3	SO_3	HClO_3	Cl^-	CH_2O

4 Gibt man zu Ammoniumchlorid ($\text{NH}_4\text{Cl (s)}$) Kalilauge, so entweicht Ammoniak. Formuliere die Reaktionsgleichung für diese Protolysereaktion mit

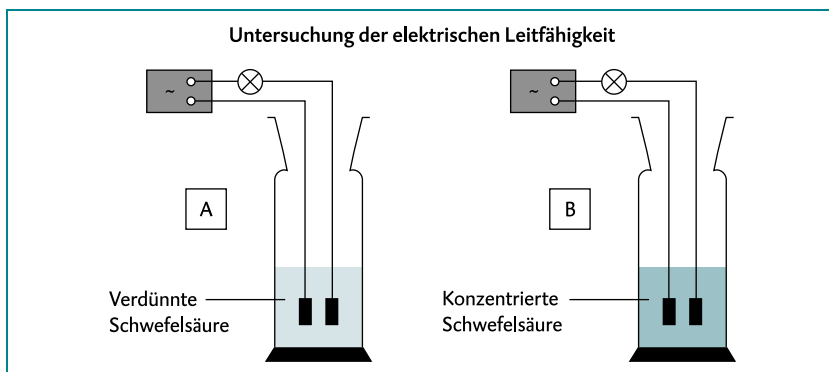
- a Summenformeln,
- b Valenzstrichformeln.

- 5 Ergänze die Lücken im Text sinnvoll. Verwende dazu einen Teil der Begriffe aus der Tabelle.

saure Lösung	Protonendonator	Protonenakzeptor	Ampholyt
Säure	$\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{l})$	Oxonium-Ionen	Blausäure
Base	$\text{HCl} (\text{g})$	Hydroxid-Ionen	Cyanid-Ionen
Neutralisationsreaktion	Redoxreaktion	H_2O -Moleküle	Natronlauge
$\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{aq})$	$\text{HCl} (\text{aq})$	Wasser	Protolyse

Die bei Raumtemperatur gasförmige Verbindung HCN trägt den Trivialnamen Blausäure. Das HCN-Molekül ($\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}|$) ist eine schwache Säure, d. h., es fungiert gegenüber Basen als _____. Die korrespondierende _____, das Cyanid-Ion (CN^-), reagiert dementsprechend als _____. Gibt man ein Salz der Blausäure zu einer verdünnten Salzsäure (_____), so reagieren die _____ der Lösung mit den Cyanid-Ionen zu _____ und _____. Bei dieser Reaktion handelt es sich um eine _____.

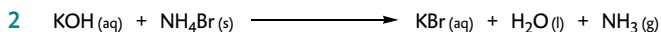
- 6 Betrachte die beiden Versuchsanordnungen. Bei welchem dieser beiden Versuche wird die Lampe leuchten? Begründe deine Antwort.



- 7 Wie lautet der Fachbegriff für die nachfolgenden Reaktionen? Stelle die Reaktionsgleichungen auf und benenne die Produkte.
- Salzsäure + Natronlauge
 - Salpetersäure + Ammoniak
 - Schweflige Säure + Kalilauge
 - Kohlensäure + Calciumhydroxid-Lösung
 - Wasserstoffsulfid + Bariumhydroxid-Lösung

Lösungen

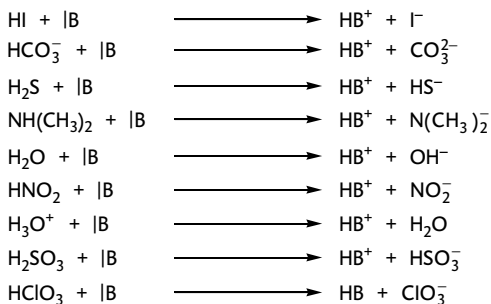
- 1
- ☒ Eine Säure ist ein Protonendonator.
 - ☐ Das Kennzeichen einer Säure ist ein freies Elektronenpaar.
 - ☒ Das Kennzeichen einer Base ist ein freies Elektronenpaar.
 - ☐ Das Kennzeichen einer Base ist das Hydroxid-Ion.
 - ☒ Säuren und Basen sind polare Moleküle.
 - ☐ Säure und saure Lösung bezeichnen das Gleiche.
 - ☒ Säure und saures Molekül bezeichnen das Gleiche.
 - ☒ Eine saure Lösung entsteht, wenn eine Säure mit Wasser reagiert und die Reaktionsprodukte in Wasser gelöst sind.
 - ☐ Eine Säure enthält Oxonium-Ionen.
 - ☒ Eine saure Lösung enthält Oxonium-Ionen.
 - ☒ Säuren müssen mindestens ein polar gebundenes Wasserstoff-Atom enthalten.
 - ☒ Basen bilden mit Wasser basische Lösungen.
 - ☒ Das Kennzeichen einer basischen Lösung ist das Hydroxid-Ion.

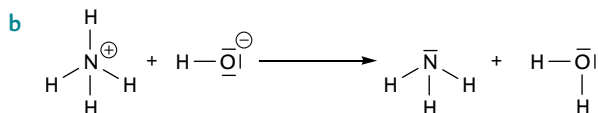
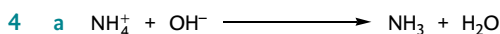


Säure: das Ammonium-Ion (NH_4^+)

Base: das Hydroxid-Ion (OH^-)

- 3 HI , HCO_3^- , H_2S , $\text{NH}(\text{CH}_3)_2$, H_2O , HNO_2 , H_3O^+ , H_2SO_3 , HClO_3 können als Säure reagieren.

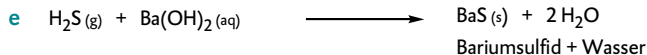
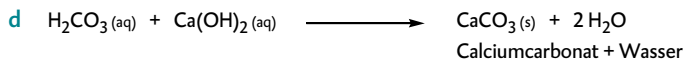
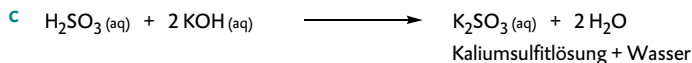
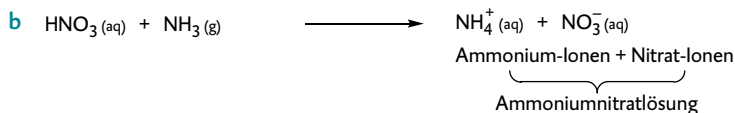
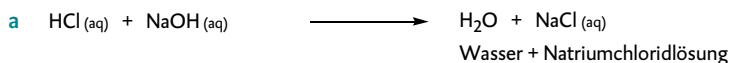




- 5 Die bei Raumtemperatur gasförmige Verbindung HCN trägt den Trivialnamen Blausäure. Das HCN-Molekül ($\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}|$) ist eine schwache Säure, d. h., es fungiert gegenüber Basen als **Protonendonator**. Die korrespondierende **Base**, das Cyanid-Ion (CN^-), reagiert dementsprechend als **Protonenakzeptor**. Gibt man ein Salz der Blausäure zu einer verdünnten Salzsäure (HCl (aq)), so reagieren die **Oxonium-Ionen** der Lösung mit den Cyanid-Ionen zu **Blausäure** und **Wasser**. Bei dieser Reaktion handelt es sich um eine **Neutralisationsreaktion**.

- 6 In Versuch A leuchtet die Glühbirne, da in verdünnter Schwefelsäure in Wasser gelöste Oxonium-Ionen und Sulfat-Ionen nebeneinander vorliegen. Verdünnte Schwefelsäure ist ein Leiter 2. Ordnung. Konzentrierte Schwefelsäure zeigt praktisch keine Leitfähigkeit, da neutrale H_2SO_4 -Moleküle vorliegen.

7 Säure-Base-Reaktionen (Protolysereaktionen)





© **STARK Verlag**

www.stark-verlag.de
info@stark-verlag.de

Der Datenbestand der STARK Verlag GmbH
ist urheberrechtlich international geschützt.
Kein Teil dieser Daten darf ohne Zustimmung
des Rechteinhabers in irgendeiner Form
verwertet werden.

STARK