minærva

C

6

SKRIPT

Säuren und Basen

Erklärskript

Die Aufgaben 184–219 zu diesem Skript stehen im Aufgabenskript, die Lösungen im Lösungsskript. Verweise auf Aufgaben sind Links.

Chemie – Klasse 8 bis 10, G8 und G9

Pirmin Gohn

Nutzungshinweis: Dieses Skript darf nur im Rahmen des Unterrichts verwendet werden; insbesondere ist die eigenständige Weitergabe untersagt.

Skriptreihe C · Chemie (Klasse 8 bis 10, G8 und G9)

C1 Stoffe	C2 Atombau	C3 Reaktion	C4 Stoffmengen	C5 Bindungen
C6 Säuren, Basen	C7 Redox	C8 Kohlenstoff	C9 Kohlenwasserstoffe	C10 Alkohole, Ester

Lernen mit minærva

Dieses Skript ist ein Teil von minærva. Alles gehört zusammen: Jedes Thema führt von der Erklärung zum Üben, zum Ausprobieren und ins große Bild.

minaerva.de

Skripte Verstehen
Der Stoff zum Nachlesen: Erklärungen, Herleitungen, Beispiele und typische Fehler.
minaerva.de

noctua Üben
Fragen zu jedem Abschnitt, mit sofortiger Rückmeldung.
noctua.minaerva.de

fabrica Ausprobieren
Versuche und Anschauungen zum Selbermessen und Anfassen, ohne Konto, auch auf dem iPad.
fabrica.minaerva.de

tela Vernetzen
Das Wissensnetz: worauf ein Thema aufbaut und wohin es führt.
tela.minaerva.de

So greifen die Skripte ineinander

Erklärskripte	Chemie: zehn Themenskripte C1–C10 für die Klassen 8 bis 10 (im G9 bis Klasse 11) mit dem Stoff, aber ohne Aufgaben. Unter jeder Abschnittsüberschrift steht, in welcher Klasse das Thema im G8 und im G9 drankommt.
Aufgabenskript	Ein gemeinsames Aufgabenskript für alle Themen. Die Erklärskripte verweisen darauf; jede Aufgaben-, Abbildungs- und Tabellennummer gibt es in der Reihe nur einmal.
Lösungsskript	Die Lösungen zu allen Aufgaben, mit denselben Nummern.

Am Ende vieler Abschnitte stehen Links zur passenden Übung, zum Versuch und ins Wissensnetz. In der PDF-Datei lassen sie sich direkt antippen.

Inhaltsverzeichnis

Worum es geht ... 4
1 Saure und alkalische Lösungen; die pH-Skala ... 5
1.1 Leiten saure und alkalische Lösungen den Strom? ... 5
1.2 Säuren und Laugen im Alltag ... 6
1.3 Vorsicht: Säuren und Laugen ätzen ... 7
2 Indikatoren ... 8
2.1 Ein Pflanzenfarbstoff als Indikator ... 8
2.2 Der Universalindikator ... 8
2.3 Indikatoren mit einem Umschlagbereich ... 9
3 Oxonium- und Hydroxid-Ionen ... 10
3.1 Saure Lösungen enthalten Oxonium-Ionen ... 10
3.2 Alkalische Lösungen enthalten Hydroxid-Ionen ... 10
3.3 Und neutrale Lösungen? ... 11
4 Säure-Base-Reaktionen als Protonenübergang ... 12
4.1 Säuren geben Protonen ab, Basen nehmen sie auf ... 12
4.2 Das Donator-Akzeptor-Prinzip ... 12
4.3 Wasser kann beides ... 12
5 Neutralisation und Salzbildung ... 14
5.1 Oxonium- und Hydroxid-Ionen reagieren zu Wasser ... 14
5.2 Bei der Neutralisation entstehen Salze ... 14
5.3 Neutralisation im Alltag ... 15
6 Titration ... 16
6.1 Aufbau ... 16
6.2 Durchführung ... 16
6.3 Der Äquivalenzpunkt ... 17
6.4 Auswertung mit Stoffmengen ... 18
7 Nachweis von Chlorid- und Bromid-Ionen ... 20
7.1 Ein Niederschlag entsteht ... 20
7.2 Worauf man beim Nachweis achten muss ... 21

Worum es geht

Im Norden heißt er Rotkohl, in Baden-Württemberg und Bayern Blaukraut, und beide Namen stimmen. Gießt man den Saft von rohem Rotkohl in ein Glas und gibt einen Schuss Zitronensaft dazu, wird er leuchtend rot. Mit einer Prise Natron (aus dem Backregal) wird er blau. Wer Rotkohl mit Äpfeln und Essig kocht, bekommt ein rotes Gemüse; ohne Säure bleibt es blauviolett.

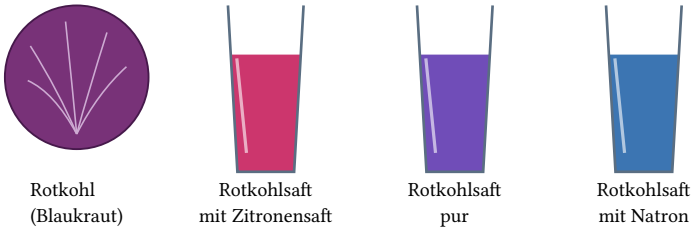


Abbildung 82: Rotkohlsaft zeigt mit seiner Farbe, ob eine Lösung sauer oder alkalisch ist.

Säuren und Laugen begegnen uns jeden Tag: Zitronensaft und Essig in der Küche, Kohlensäure im Sprudel, Salzsäure im eigenen Magen, Natronlauge auf der Laugenbrezel und im Abflussreiniger. Dieses Skript zeigt, wie man saure und alkalische Lösungen erkennt und mit der pH-Skala vergleicht, welche Teilchen sie gemeinsam haben und was bei einer Säure-Base-Reaktion auf der Teilchenebene passiert. Es erklärt, warum sich Säure und Lauge gegenseitig „aufheben“, wie man mit einer Titration bestimmt, wie viel Säure in einer Lösung steckt, und wie man Chlorid- und Bromid-Ionen nachweist.

Säuren und Basen im Lehrplan. G8: Klasse 8–9. G9: Klasse 8–10. Einzelne Abschnitte können davon abweichen; die Marken unter den Überschriften sagen es genau.

Lehrplan-Marken. Unter jeder Abschnittsüberschrift steht, in welcher Klasse das Thema im achtjährigen (G8) und im neunjährigen Gymnasium (G9) vorkommt, z. B. G8 · Kl. 8 G9 · Kl. 8. Ein Strich (G9 –) heißt: Im Lehrplan dieses Zugs kommt der Abschnitt nicht vor. Grundlage ist der Bildungsplan Baden-Württemberg (G8: Fassung vom 25.03.2022, G9: Fassung vom 08.04.2026). Der Bildungsplan fasst die Klassen 8 bis 10 zusammen (im G9 dazu Klasse 11 mit der organischen Chemie); die Klasse ist eine Empfehlung nach dem üblichen Gang der Schulbücher.

Die Aufgaben zu diesem Skript stehen im Aufgabenskript der Reihe, die Lösungen im Lösungsskript. Jeder Abschnitt endet mit Verweisen auf passende Übungen in **noctua** und Stationen in **fabrica**. Fachbegriffe sind beim ersten Auftreten **fett** gesetzt und am Ende jedes Kapitels zusammengefasst. Die beschriebenen Versuche sind Schulversuche: Sie werden nur im Chemieraum unter Aufsicht der Lehrkraft durchgeführt, manche nur von der Lehrkraft selbst. Säuren und Laugen werden dabei immer mit Schutzbrille gehandhabt.

1 Saure und alkalische Lösungen; die pH-Skala

G8 · Kl. 8 G9 · Kl. 8

Zitronensaft schmeckt sauer, Seifenwasser fühlt sich glitschig an und schmeckt bitter. Doch Probieren ist im Chemieraum streng verboten, und viele Lösungen sehen gleich aus: farblos und klar wie Wasser. Man braucht also eine andere Möglichkeit, sie zu unterscheiden.

Versuch — Lösungen aus dem Haushalt untersuchen

Durchführung. In Reagenzgläser füllt man jeweils etwa 3 cm hoch: Zitronensaft, Speiseessig, Leitungswasser, destilliertes Wasser, Zuckerlösung, Kochsalzlösung, Seifenlösung und (von der Lehrkraft ausgegeben) verdünnte Natronlauge. In jedes Glas gibt man zwei Tropfen Universalindikator-Lösung und vergleicht die Farbe mit der Farbskala auf der Flasche.

Beobachtung. Zitronensaft und Essig färben den Indikator rot bis orange, destilliertes Wasser, Zuckerlösung und Kochsalzlösung grün, Seifenlösung blaugrün bis blau, die Natronlauge violett. Leitungswasser ist grün bis leicht blaugrün.

Deutung. Die Lösungen lassen sich in drei Gruppen einteilen: saure (rot bis gelb), neutrale (grün) und alkalische Lösungen (blau bis violett). Die Farbskala ordnet jeder Farbe eine Zahl zu, den pH-Wert.

Sicherheit. Schutzbrille. Natronlauge ist schon in geringer Konzentration für die Augen gefährlich. Universalindikator-Lösung enthält meist Ethanol und ist entzündbar.

Definition

Eine wässrige Lösung ist **sauer**, **neutral** oder **alkalisch** (auch: **basisch**). Die **pH-Skala** ordnet ihr eine Zahl zu, den **pH-Wert**, meist zwischen 0 und 14:

- pH kleiner als 7: **saure Lösung**,
- pH gleich 7: neutrale Lösung,
- pH größer als 7: **alkalische Lösung**. Alkalische Lösungen heißen auch **Laugen**.

Je kleiner der pH-Wert, desto stärker sauer ist eine Lösung; je größer, desto stärker alkalisch. Reines Wasser hat bei 25 °C den pH-Wert 7. Abbildung 83 zeigt einige Lösungen aus dem Alltag; die Werte sind gerundet und schwanken je nach Produkt.

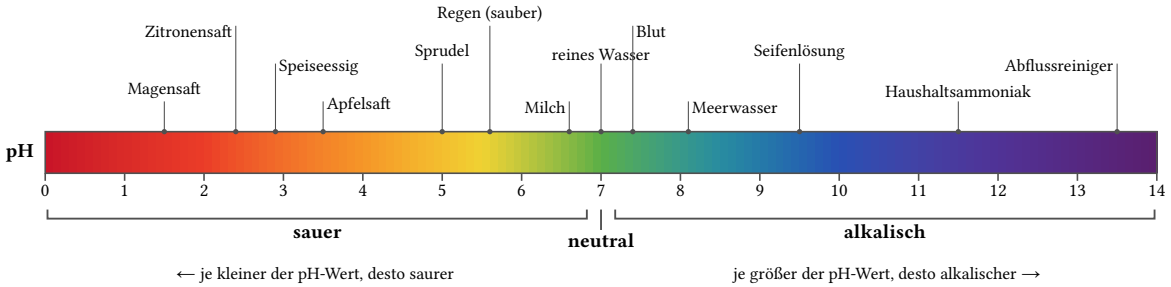


Abbildung 83: Die pH-Skala mit den Farben des Universalindikators. Die pH-Werte der Alltagsstoffe sind ungefähre Werte (Blut 7,35 bis 7,45, sauberes Regenwasser etwa 5,6, Meerwasser etwa 8,1).

Typischer Fehler

Falsch: „pH-hautneutral“ auf einem Duschgel heißt: Das Duschgel ist neutral, pH 7.

Richtig: „Hautneutral“ heißt: Der pH-Wert entspricht dem der Haut, etwa 5,5. Das ist leicht sauer.

Die gesunde Haut ist von einem dünnen, leicht sauren Film bedeckt, der sie vor Krankheitserregern schützt. Seifen mit pH 9 bis 10 greifen ihn an.

1.1 Leiten saure und alkalische Lösungen den Strom?

Mit einem einfachen **Leitfähigkeitsprüfer** (Abbildung 84) kann man testen, ob eine Lösung den elektrischen Strom leitet: Zwei Elektroden tauchen in die Lösung, Batterie und Lämpchen sind mit ihnen in Reihe geschaltet. Statt des Lämpchens kann man auch ein Strommessgerät nehmen; es zeigt schon kleine Ströme an.

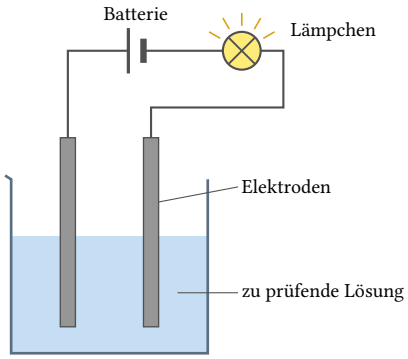


Abbildung 84: Leitfähigkeitsprüfer: Das Lämpchen leuchtet nur, wenn die Lösung den Strom leitet.

Lösung	Universalindikator	elektrische Leitfähigkeit
destilliertes Wasser	grün (neutral)	sehr gering
Zuckerlösung	grün (neutral)	sehr gering
Kochsalzlösung	grün (neutral)	gut
verdünnte Salzsäure	rot (sauer)	gut
verdünnte Natronlauge	violett (alkalisch)	gut

Tabelle 35: Eigenschaften wässriger Lösungen.

Saure und alkalische Lösungen leiten den Strom, ebenso Salzlösungen; destilliertes Wasser und Zuckerlösung kaum. Den Strom tragen in Lösungen geladene Teilchen, die **Ionen** (Skript C5). Saure und alkalische Lösungen enthalten also Ionen. Welche das sind, klärt Abschnitt 3.

Merksatz

Saure und alkalische Lösungen leiten den elektrischen Strom, weil sie Ionen enthalten. Die **elektrische Leitfähigkeit** allein verrät aber nicht, ob eine Lösung sauer, alkalisch oder neutral ist, denn auch neutrale Salzlösungen leiten.

1.2 Säuren und Laugen im Alltag

Viele saure Lösungen tragen das Wort „Säure“ im Namen: Salzsäure, Essigsäure, Kohlensäure. Die wichtigsten Laugen sind die **Natronlauge**, eine Lösung von Natriumhydroxid in Wasser, und die **Ammoniak-Lösung**, eine Lösung des Gases Ammoniak in Wasser.

Lösung	gelöster Stoff	pH etwa	Verwendung im Alltag
Salzsäure	Chlorwasserstoff (Gas)	0 bis 2	im Magensaft (hilft bei der Verdauung, tötet Keime), manche Kalklöser und WC-Reiniger, Reinigen von Metallen
verdünnte **Essigsäure**	Essigsäure	2,5 bis 3	Speiseessig (etwa 5 %) zum Würzen und Konservieren, Essigessenz (25 %) zum Entkalken
kohlensaure Lösung	Kohlenstoffdioxid	4 bis 5	Sprudel, Limonaden
Natronlauge	Natriumhydroxid (Salz)	12 bis 14	Abflussreiniger, Seifenherstellung, Laugengebäck
Ammoniak-Lösung	Ammoniak (Gas)	11 bis 12	Glas- und Haushaltsreiniger („Salmiakgeist“), Ausgangsstoff für Dünger

Tabelle 36: Saure und alkalische Lösungen im Alltag. Der pH-Wert hängt stark von der Konzentration ab.

Löst sich Kohlenstoffdioxid in Wasser, reagiert ein kleiner Teil davon mit dem Wasser zu Kohlensäure; die Lösung wird schwach sauer. Deshalb schmeckt Sprudel etwas säuerlich. Auch in vielen Lebensmitteln stecken Säuren: Zitronensäure in Zitrusfrüchten, Milchsäure in Joghurt und Sauerkraut, Phosphorsäure in Cola.

Beispiel 1

Die Laugenbrezel. Bevor die Teiglinge in den Ofen kommen, taucht der Bäcker sie kurz in etwa 3- bis 4-prozentige Natronlauge. Beim Backen entsteht daraus die glänzende braune Kruste mit dem typischen Geschmack. Die Lauge reagiert beim Backen ab; die fertige Brezel ist unbedenklich. Der Bäcker trägt beim Umgang mit der Lauge aber Schutzbrille und Handschuhe.

1.3 Vorsicht: Säuren und Laugen ätzen

Konzentrierte Säuren und Laugen zerstören Haut, Augen und viele Materialien. Auf ihren Flaschen steht das Gefahrenpiktogramm „ätzend“ (GHS05). Laugen sind dabei besonders tückisch: Sie fühlen sich auf der Haut zunächst nur seifig an, greifen aber das Gewebe tief an, und schon ein Spritzer verdünnter Natronlauge kann das Auge dauerhaft schädigen.

Sicherheit: Beim Umgang mit Säuren und Laugen immer Schutzbrille tragen. Spritzer auf der Haut sofort mit viel Wasser abspülen, Spritzer ins Auge mit der Augendusche mindestens zehn Minuten lang spülen und die Lehrkraft informieren. Zum Verdünnen konzentrierter Säuren gibt man immer die Säure langsam ins Wasser, nie umgekehrt („Erst das Wasser, dann die Säure“), weil sich die Mischung stark erwärmen und herausspritzen kann.

Typischer Fehler

Falsch: Säuren sind gefährlich, Laugen sind harmlos, man wäscht sich ja auch mit Seife.

Richtig: Konzentrierte Laugen sind mindestens so gefährlich wie konzentrierte Säuren; für die Augen sogar gefährlicher.

Fachbegriffe: sauer · alkalisch (basisch) · neutral · pH-Skala · pH-Wert · saure Lösung · alkalische Lösung (Lauge) · elektrische Leitfähigkeit · Salzsäure · verdünnte Essigsäure · kohlensaure Lösung · Natronlauge · Ammoniak-Lösung

Üben: **noctua** ↗ Ausprobieren: **Indikatoren im Vergleich** ↗

2 Indikatoren

G8 · Kl. 8 G9 · Kl. 8

Im Vorspann hat der Rotkohlsaft seine Farbe gewechselt, je nachdem ob man Zitronensaft oder Natron dazugab. Solche Farbstoffe nutzt man in der Chemie, um saure, neutrale und alkalische Lösungen zu erkennen.

Definition

Ein **Indikator** (lateinisch „Anzeiger“) ist ein Farbstoff, dessen Farbe davon abhängt, ob eine Lösung sauer, neutral oder alkalisch ist. Den Wechsel der Farbe nennt man **Farbumschlag**.

2.1 Ein Pflanzenfarbstoff als Indikator

Versuch — Rotkohl-Indikator herstellen

Durchführung. Einige Rotkohlblätter werden klein geschnitten, mit heißem Wasser übergossen und nach zehn Minuten abfiltriert. Den violetten Saft verteilt man auf sieben Reagenzgläser und gibt nacheinander Lösungen mit bekanntem pH-Wert dazu (1, 3, 5, 7, 9, 11, 13; von der Lehrkraft vorbereitet). Zum Vergleich wiederholt man dasselbe mit Universalindikator.

Beobachtung. Der Rotkohlsaft zeigt eine ganze Farbreihe: rot, rosa, violett, blauviolett, blaugrün, grün und gelb (Abbildung 85). Der Universalindikator geht von Rot über Orange, Gelb und Grün nach Blau und Violett.

Deutung. Der Farbstoff des Rotkohls ist ein Indikator. Er zeigt nicht nur an, ob eine Lösung sauer oder alkalisch ist, sondern auch ungefähr, wie stark.

Sicherheit. Schutzbrille; die Lösungen mit pH 1 und pH 13 (verdünnte Salzsäure und Natronlauge) gibt die Lehrkraft aus.

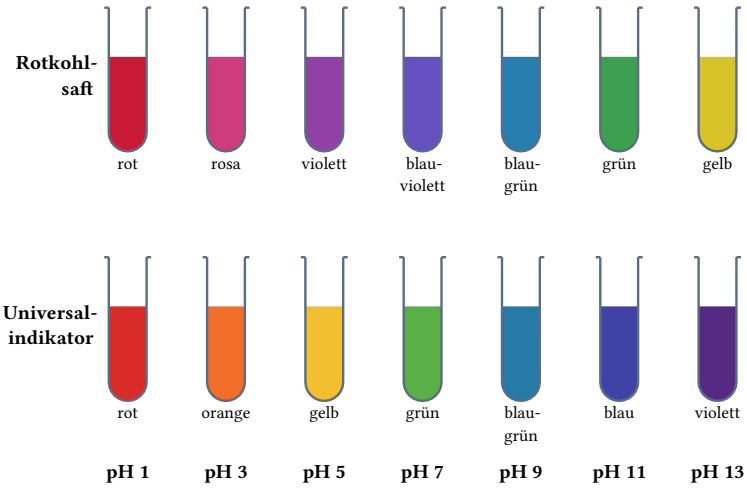


Abbildung 85: Farben von Rotkohlsaft und Universalindikator bei verschiedenen pH-Werten (Anhalt; die Farben des Rotkohls schwanken etwas je nach Sorte und Konzentration).

Der Farbstoff im Rotkohl gehört zu den **Anthocyanen**, die auch Kirschen, Heidelbeeren und vielen Blüten ihre Farbe geben. Deshalb wird schwarzer Tee heller, wenn man Zitronensaft dazugibt, und Heidelbeerflecken werden mit Seife blau. Solche **Pflanzenfarbstoffe** sind einfache Indikatoren, die man selbst herstellen kann. Auch der Name „Blaukraut“ erklärt sich so: Ohne Säure gekocht, ist der Kohl blauviolett.

2.2 Der Universalindikator

Ein einzelner Farbstoff wechselt meist nur einmal seine Farbe. Der **Universalindikator** ist ein Gemisch aus mehreren Farbstoffen, deren Farbwechsel nacheinander bei verschiedenen pH-Werten liegen. Zusammen ergeben sie eine Farbreihe über die ganze pH-Skala (Abbildung 83). Man verwendet ihn als Lösung oder als **Indikatorpapier**: Ein Streifen wird kurz in die Lösung getaucht und seine Farbe mit der Farbskala auf der Packung verglichen. So bestimmt man den pH-Wert auf etwa eine Einheit genau.

Genauer messen

Genauer misst ein **pH-Meter**: Eine Messelektrode taucht in die Lösung, das Gerät zeigt den pH-Wert auf ein bis zwei Nachkommastellen an. Bei farbigen oder trüben Lösungen wie Fruchtsaft ist es unentbehrlich, weil man dort die Farbe eines Indikators kaum erkennt.

2.3 Indikatoren mit einem Umschlagbereich

Viele Indikatoren haben nur zwei Farben. Der Farbwechsel geschieht nicht bei einem einzigen pH-Wert, sondern allmählich in einem schmalen Bereich, dem **Umschlagbereich**. Dort sieht man eine Mischfarbe. Unterhalb zeigt der Indikator die eine, oberhalb die andere Farbe.

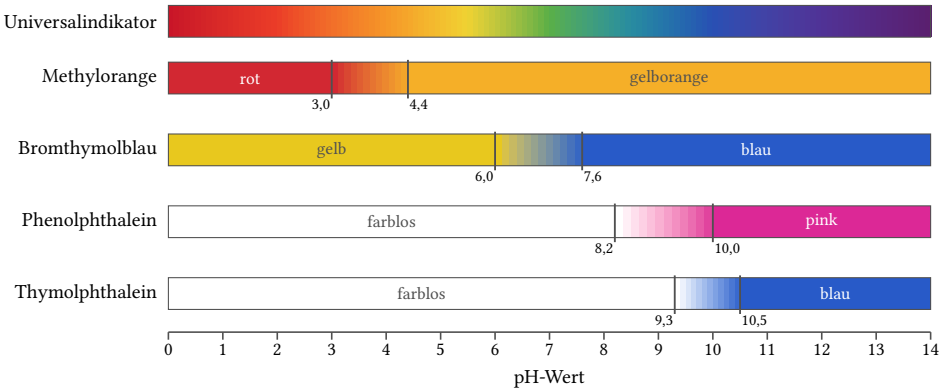


Abbildung 86: Umschlagbereiche einiger Indikatoren (Werte wie in der IQB-Formelsammlung). Ganz oben zum Vergleich der Universalindikator.

Indikator	Farbe darunter	Umschlagbereich (pH)	Farbe darüber
Bromthymolblau	gelb	6,0 bis 7,6 (grün)	blau
Phenolphthalein	farblos	8,2 bis 10,0	pink (rosa bis purpur)
Thymolphthalein	farblos	9,3 bis 10,5	blau
Methylorange	rot	3,0 bis 4,4	gelborange

Tabelle 37: Indikatoren mit zwei Farben.

Bromthymolblau ist für die Unterscheidung von sauer, neutral und alkalisch besonders praktisch: Es ist in sauren Lösungen gelb, in neutralen grün und in alkalischen blau. **Phenolphthalein** und **Thymolphthalein** sind in sauren und neutralen Lösungen farblos und färben sich erst in deutlich alkalischen Lösungen pink bzw. blau. Sie eignen sich deshalb, um Laugen nachzuweisen.

Sicherheit: Phenolphthalein steht im Verdacht, Krebs zu erzeugen (Gefahrenpiktogramm GHS08). In der Schule gibt es die Lehrkraft höchstens als stark verdünnte Lösung aus; besser nimmt man stattdessen Thymolphthalein, das keine solche Einstufung hat und ähnlich umschlägt (farblos nach blau).

Typischer Fehler

Falsch: Phenolphthalein bleibt farblos, also ist die Lösung sauer.
Richtig: Farblos heißt nur: Der pH-Wert liegt unter etwa 8,2. Die Lösung kann sauer, neutral oder sogar schwach alkalisch sein.

Ein Indikator mit zwei Farben teilt die pH-Skala nur in „unterhalb“ und „oberhalb“ seines Umschlagbereichs. Will man mehr wissen, kombiniert man mehrere Indikatoren oder nimmt Universalindikator.

Fachbegriffe: Indikator · Farbumschlag · Pflanzenfarbstoff (Rotkohl) · Universalindikator · Indikatorpapier · Umschlagbereich · Bromthymolblau · Phenolphthalein · Thymolphthalein

Üben: **noctua** ↗ Ausprobieren: **Indikatoren im Vergleich** ↗ · **Titration** ↗

3 Oxonium- und Hydroxid-Ionen

G8 · Kl. 9 G9 · Kl. 10

Saure Lösungen haben gemeinsame Eigenschaften: Sie färben Indikatoren gleich, leiten den Strom und greifen unedle Metalle und Kalk an. Das legt nahe, dass sie alle dieselbe Teilchensorte enthalten. Ein Versuch mit reiner Essigsäure gibt einen Hinweis, welche.

Versuch — Essigsäure mit und ohne Wasser (Lehrerversuch)

Durchführung. Reine Essigsäure (Eisessig) wird in ein trockenes Becherglas gegeben und mit dem Leitfähigkeitsprüfer getestet. Ein Stück trockenes Universalindikatorpapier wird hineingetaucht. Dann gibt man nach und nach destilliertes Wasser dazu und prüft erneut.

Beobachtung. Reine Essigsäure leitet den Strom fast nicht, und das trockene Indikatorpapier verfärbt sich kaum. Nach Zugabe von Wasser leuchtet das Lämpchen, das Indikatorpapier wird rot.

Deutung. Reine Essigsäure besteht aus Molekülen. Erst mit Wasser bilden sich Ionen: Die Essigsäure-Moleküle reagieren mit Wasser-Molekülen. Dabei entstehen die Ionen, die die Lösung sauer machen und den Strom leiten.

Sicherheit. Eisessig ist ätzend und entzündbar (GHS05, GHS02), die Dämpfe reizen stark: Abzug, Schutzbrille, Handschuhe.

3.1 Saure Lösungen enthalten Oxonium-Ionen

Ähnlich ist es beim Chlorwasserstoff. Dieses Gas besteht aus HCl-Molekülen und leitet den Strom nicht. Leitet man es in Wasser, entsteht Salzsäure, die sauer ist und den Strom gut leitet. Jedes HCl-Molekül gibt dabei ein Wasserstoff-Atom ohne sein Elektron ab, also ein **Proton** H^+, an ein Wasser-Molekül weiter:

$$HCl(g) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$$

Das Wasser-Molekül wird dadurch zum **Oxonium-Ion** H_3O^+, aus dem Chlorwasserstoff-Molekül wird ein Chlorid-Ion Cl^-. Einzelne Protonen gibt es in Wasser nicht; sie sind immer an Wasser-Moleküle gebunden. Abbildung 87 zeigt die Teilchen in der Lewis-Schreibweise (Skript C5): Das Sauerstoff-Atom im Oxonium-Ion hat eines seiner freien Elektronenpaare für die Bindung zum Proton benutzt.

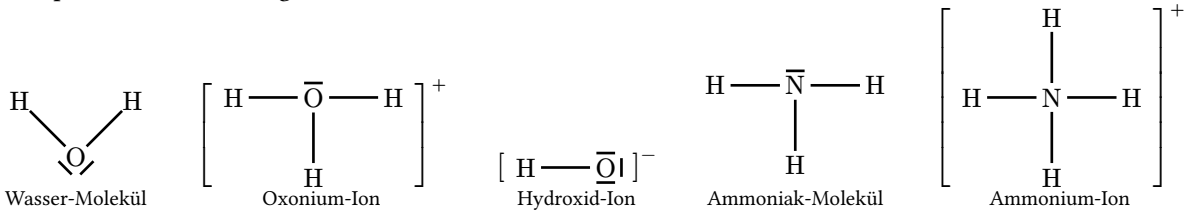


Abbildung 87: Lewis-Formeln von Wasser-Molekül, Oxonium-Ion, Hydroxid-Ion, Ammoniak-Molekül und Ammonium-Ion.

Definition

Das **Oxonium-Ion** H_3O^+ entsteht, wenn ein Wasser-Molekül ein Proton aufnimmt. Alle sauren Lösungen enthalten Oxonium-Ionen; sie sind die Teilchen, die eine Lösung sauer machen.

3.2 Alkalische Lösungen enthalten Hydroxid-Ionen

Natriumhydroxid ist ein weißer, fester Stoff, der als „Plätzchen“ in Abflussreinigern steckt. Es ist ein Salz aus Natrium-Ionen Na^+ und **Hydroxid-Ionen** OH^-. Beim Lösen in Wasser lösen sich die Ionen aus dem Gitter und verteilen sich in der Lösung (Skript C5, Hydratation):

$$NaOH(s) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

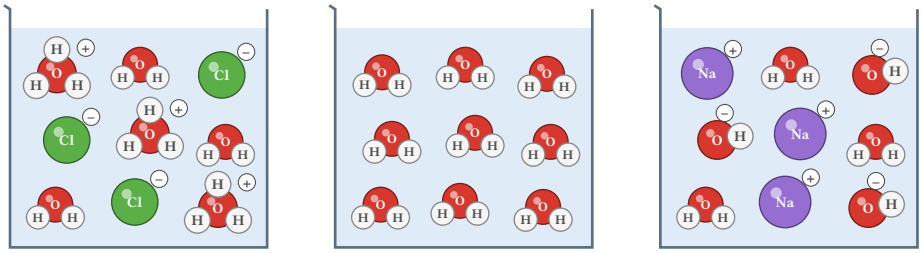
Ebenso enthält Kalkwasser, die Lösung von Calciumhydroxid $Ca(OH)_2$, Hydroxid-Ionen. Bei der Ammoniak-Lösung entstehen die Hydroxid-Ionen durch eine Reaktion: Ein kleiner Teil der Ammoniak-Moleküle nimmt von Wasser-Molekülen ein Proton auf. Dabei entstehen **Ammonium-Ionen** NH_4^+ und Hydroxid-Ionen:

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

Der Doppelpfeil zeigt, dass die Reaktion auch rückwärts abläuft; es reagiert immer nur ein kleiner Teil des Ammoniaks.

Definition

Das **Hydroxid-Ion** OH^- besteht aus einem Sauerstoff-Atom und einem Wasserstoff-Atom und trägt eine negative Ladung. Alle alkalischen Lösungen enthalten Hydroxid-Ionen; sie sind die Teilchen, die eine Lösung alkalisch machen.



Salzsäure (sauer)
Oxonium-Ionen H_3O^+
und Chlorid-Ionen Cl^-

Wasser (neutral)
fast nur Wasser-Moleküle,
sehr wenige Ionen

Natronlauge (alkalisch)
Natrium-Ionen Na^+
und Hydroxid-Ionen OH^-

Abbildung 88: Teilchen in Salzsäure, Wasser und Natronlauge (Ausschnitt, Kugelmodell). In Wirklichkeit sind in den Lösungen viel mehr Wasser-Moleküle als Ionen.

3.3 Und neutrale Lösungen?

Auch reines Wasser enthält Oxonium- und Hydroxid-Ionen, allerdings sehr wenige: Ab und zu gibt ein Wasser-Molekül ein Proton an ein anderes ab. Auf etwa 550 Millionen Wasser-Moleküle kommt dabei nur ein Oxonium-Ion und ein Hydroxid-Ion. Deshalb leitet reines Wasser den Strom fast nicht. Weil beide Ionensorten gleich häufig sind, ist reines Wasser neutral.

Merksatz

In einer **sauren Lösung** gibt es mehr Oxonium-Ionen als Hydroxid-Ionen, in einer **alkalischen Lösung** mehr Hydroxid-Ionen als Oxonium-Ionen. In einer **neutralen Lösung** sind beide gleich häufig (und sehr selten).

pH-Wert und Oxonium-Ionen

Je mehr Oxonium-Ionen in einem Liter Lösung sind, desto kleiner ist der pH-Wert. Eine Stufe auf der pH-Skala bedeutet dabei den Faktor 10: Eine Lösung mit pH 3 enthält zehnmal so viele Oxonium-Ionen wie eine gleich große Portion mit pH 4 und hundertmal so viele wie eine mit pH 5. Verdünnt man eine saure Lösung mit der zehnfachen Menge Wasser, steigt ihr pH-Wert um etwa eins; sie wird aber durch Verdünnen nie alkalisch.

Weil Indikatoren auf Oxonium- und Hydroxid-Ionen reagieren, sind sie zugleich **Nachweise für Oxonium- und Hydroxid-Ionen**: Färbt sich Universalindikator rot, überwiegen Oxonium-Ionen; färbt er sich blau, überwiegen Hydroxid-Ionen.

Typischer Fehler

Falsch: In Natronlauge schwimmen „Natronlauge-Moleküle“ NaOH.

Richtig: Natriumhydroxid ist ein Salz. In der Lösung liegen getrennte Natrium-Ionen und Hydroxid-Ionen zwischen den Wasser-Molekülen vor.

Fachbegriffe: Oxonium-Ion · Hydroxid-Ion · Proton · Chlorid-Ion · Natriumhydroxid · Ammonium-Ion · Nachweis von Oxonium- und Hydroxid-Ionen

Üben: **noctua** ↗

4 Säure-Base-Reaktionen als Protonenübergang

G8 · Kl. 9 G9 · Kl. 10

Im letzten Kapitel haben Chlorwasserstoff und Ammoniak mit Wasser reagiert, und beide Male ist ein Proton von einem Teilchen zu einem anderen gewandert. Dass dafür nicht einmal Wasser nötig ist, zeigt ein eindrucksvoller Versuch.

Versuch — Salzsäure und Ammoniak-Lösung nebeneinander (Lehrerversuch)

Durchführung. Im Abzug stellt man zwei offene Schälchen mit konzentrierter Salzsäure und konzentrierter Ammoniak-Lösung nebeneinander. Alternativ hält man zwei Glasstäbe, die in die beiden Lösungen getaucht wurden, nahe zusammen.

Beobachtung. Zwischen den Schälchen bzw. Glasstäben bildet sich ein weißer Rauch, der sich langsam als weißes Pulver absetzt.

Deutung. Aus beiden Lösungen entweichen Gase: Chlorwasserstoff und Ammoniak. Treffen sich die Moleküle in der Luft, gibt jedes HCl-Molekül ein Proton an ein Ammoniak-Molekül ab. Es entsteht festes Ammoniumchlorid, ein Salz aus Ammonium-Ionen und Chlorid-Ionen: $\mathrm{HCl(g) + NH_3(g) \rightarrow NH_4Cl(s)}$.

Sicherheit. Konzentrierte Salzsäure und Ammoniak-Lösung sind ätzend, ihre Dämpfe reizen die Atemwege stark (GHS05, GHS07): nur im Abzug, Schutzbrille, Handschuhe.

4.1 Säuren geben Protonen ab, Basen nehmen sie auf

Der dänische Chemiker Johannes Nicolaus Brønsted (und unabhängig von ihm der Engländer Thomas Lowry) schlug 1923 vor, Säuren und Basen über die Teilchen zu erklären, die ein Proton abgeben oder aufnehmen:

Definition

Eine **Säure** ist ein Teilchen, das ein Proton abgibt (**Protonendonator**). Eine **Base** ist ein Teilchen, das ein Proton aufnimmt (**Protonenakzeptor**). Eine Reaktion, bei der ein Proton von einer Säure auf eine Base übergeht, heißt **Säure-Base-Reaktion** (**Protonenübergang**).

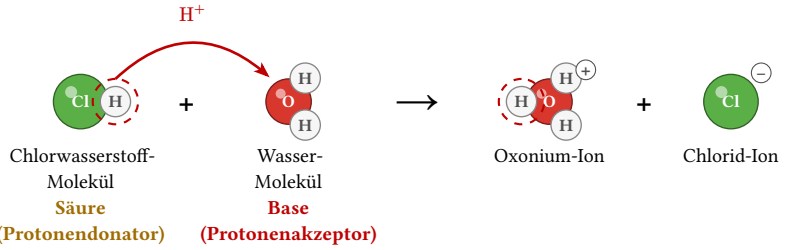


Abbildung 89: Chlorwasserstoff reagiert mit Wasser: Das HCl-Molekül gibt ein Proton ab (Säure), das Wasser-Molekül nimmt es auf (Base). Das übertragene Proton ist gestrichelt umrandet.

Beim Chlorwasserstoff in Wasser (Abbildung 89) ist das HCl-Molekül die Säure und das Wasser-Molekül die Base. Beim weißen Rauch ist wieder das HCl-Molekül die Säure, die Base ist diesmal das Ammoniak-Molekül. Eine Base braucht ein freies Elektronenpaar, an das sich das Proton binden kann (Abbildung 87): Das Sauerstoff-Atom im Wasser-Molekül und das Stickstoff-Atom im Ammoniak-Molekül haben eines.

4.2 Das Donator-Akzeptor-Prinzip

Ein Proton kann nicht einfach verschwinden: Gibt ein Teilchen ein Proton ab, muss ein anderes es aufnehmen. Säure und Base treten deshalb immer gemeinsam auf, wie beim Zuspielen eines Balls: Einer wirft, einer fängt.

Merksatz

Donator-Akzeptor-Prinzip: Bei einer Säure-Base-Reaktion gibt ein Teilchen (der Donator) ein Proton ab, das ein anderes Teilchen (der Akzeptor) aufnimmt. Abgabe und Aufnahme geschehen gleichzeitig. Dasselbe Prinzip gilt für Redoxreaktionen, bei denen Elektronen übergehen (Skript C7).

4.3 Wasser kann beides

Im Chlorwasserstoff-Beispiel hat das Wasser-Molekül ein Proton aufgenommen, war also eine Base. Bei der Reaktion mit Ammoniak dagegen gibt das Wasser-Molekül ein Proton ab (Abbildung 90), ist also eine Säure.

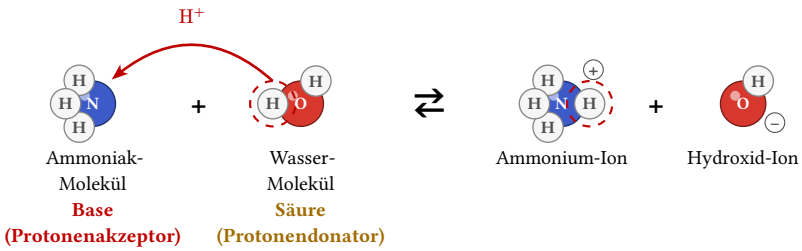


Abbildung 90: Ammoniak reagiert mit Wasser: Hier gibt das Wasser-Molekül ein Proton ab (Säure), das Ammoniak-Molekül nimmt es auf (Base). Es reagiert nur ein kleiner Teil der Ammoniak-Moleküle, daher der Doppelpfeil.

Definition

Ein Teilchen, das je nach Reaktionspartner als Säure oder als Base reagieren kann, heißt **Ampholyt**. Das Wasser-Molekül ist das wichtigste Beispiel.

Ob ein Teilchen Säure oder Base ist, hängt also auch vom Partner ab. Das wird deutlich, wenn man Säuren und Basen in einer Tabelle sammelt:

Säure (gibt ein Proton ab)	→	was nach der Abgabe übrig bleibt
Chlorwasserstoff HCl	$-H^+$	Chlorid-Ion Cl^-
Salpetersäure HNO_3	$-H^+$	Nitrat-Ion NO_3^-
Essigsäure CH_3COOH	$-H^+$	Acetat-Ion CH_3COO^-
Oxonium-Ion H_3O^+	$-H^+$	Wasser-Molekül H_2O
Wasser-Molekül H_2O	$-H^+$	Hydroxid-Ion OH^-
Ammonium-Ion NH_4^+	$-H^+$	Ammoniak-Molekül NH_3

Tabelle 38: Einige Säuren und die Teilchen, die nach der Protonenabgabe übrig bleiben. Die Teilchen in der rechten Spalte können umgekehrt wieder ein Proton aufnehmen, sind also Basen.

Typischer Fehler

Falsch: Natronlauge ist eine Base.
Richtig: Natronlauge ist eine alkalische Lösung (Lauge). Die Base darin ist das Hydroxid-Ion OH^-.

„Säure“ und „Base“ bezeichnen nach Brønsted Teilchen, „saure Lösung“ und „Lauge“ dagegen Lösungen. Im Alltag sagt man trotzdem oft „Säure“ für eine saure Lösung, etwa bei der Salzsäure.

Fachbegriffe: Säure (Protonendonator) · Base (Protonenakzeptor) · Säure-Base-Reaktion · Protonenübergang · Donator-Akzeptor-Prinzip · Ampholyt · Ammoniumchlorid

Üben: **noctua** ↗

5 Neutralisation und Salzbildung

G8 · Kl. 9 G9 · Kl. 10

Was passiert, wenn man eine saure und eine alkalische Lösung zusammengibt? Das lässt sich mit Universalindikator gut verfolgen.

Versuch — Salzsäure und Natronlauge

Durchführung. In einem Becherglas sind 20 mL verdünnte Salzsäure ($c = 1\ \frac{\text{mol}}{\text{L}}$) mit einigen Tropfen Universalindikator; ein Thermometer misst die Temperatur. Aus einem Messzylinder gibt man unter Rühren nach und nach verdünnte Natronlauge derselben Konzentration dazu. Am Ende wird eine grüne (neutrale) Lösung in einer Abdampfschale vorsichtig eingedampft.

Beobachtung. Der Indikator ist zuerst rot, wird über Orange und Gelb schließlich grün, nach weiterer Zugabe von Natronlauge blau. Die Temperatur steigt, bis die Lösung grün ist, um mehrere Grad. Beim Eindampfen bleiben kleine, weiße, würfelförmige Kristalle zurück.

Deutung. Säure und Lauge heben ihre Wirkung gegenseitig auf: Bei passender Menge entsteht eine neutrale Lösung. Die Reaktion ist exotherm. Die Kristalle sind Natriumchlorid (Kochsalz), das in der Lösung gelöst war.

Sicherheit. Schutzbrille; Natronlauge mit $c = 1\ \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ ist ätzend. Beim Eindampfen kann die Lösung spritzen: nicht über die Schale beugen, kurz vor dem Trocknen den Brenner wegnehmen.

5.1 Oxonium- und Hydroxid-Ionen reagieren zu Wasser

In der Salzsäure sind Oxonium-Ionen und Chlorid-Ionen, in der Natronlauge Natrium-Ionen und Hydroxid-Ionen. Beim Zusammengeben gibt jedes Oxonium-Ion ein Proton an ein Hydroxid-Ion ab. Dabei entstehen zwei Wasser-Moleküle (Abbildung 91):

$$H_3O^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow 2H_2O(l)$$

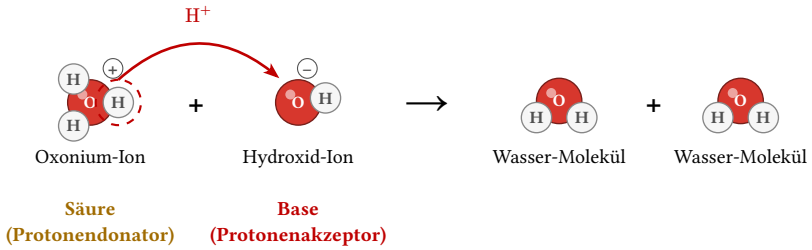


Abbildung 91: Neutralisation im Kugelmodell: Das Oxonium-Ion gibt ein Proton an das Hydroxid-Ion ab; es entstehen zwei Wasser-Moleküle.

Definition

Die Reaktion von Oxonium-Ionen mit Hydroxid-Ionen zu Wasser heißt **Neutralisation**. Sie ist eine Säure-Base-Reaktion und exotherm: Die Lösung erwärmt sich.

Die Natrium-Ionen und Chlorid-Ionen reagieren nicht mit. Schreibt man alle Teilchen auf, sieht man, dass sie auf beiden Seiten unverändert stehen:

$$Na^+ + OH^- + H_3O^+ + Cl^- \rightarrow Na^+ + Cl^- + 2H_2O$$

Nach der Neutralisation enthält die Lösung also nicht nur Wasser, sondern gelöstes Natriumchlorid. Darum leitet sie den Strom weiter gut, und beim Eindampfen bleibt Kochsalz zurück.

5.2 Bei der Neutralisation entstehen Salze

Kurz zusammengefasst als Wortgleichung:

Salzsäure + Natronlauge ⟶ Natriumchlorid-Lösung (+ Wasser)

Mit anderen Säuren und Laugen entstehen andere Salze. Das Salz besteht immer aus dem Metall-Ion der Lauge und dem Ion, das von der Säure nach Abgabe der Protonen übrig bleibt, dem **Säurerest-Ion**.

Säure	Säurerest-Ion	Salze heißen …
Salzsäure (HCl)	Chlorid-Ion Cl^-	Chloride, z. B. Natriumchlorid $NaCl$
Salpetersäure (HNO_3)	Nitrat-Ion NO_3^-	Nitrate, z. B. Kaliumnitrat KNO_3
Schwefelsäure (H_2SO_4)	Sulfat-Ion SO_4^{2-}	Sulfate, z. B. Natriumsulfat Na_2SO_4
Kohlensäure (H_2CO_3)	Carbonat-Ion CO_3^{2-}	Carbonate, z. B. Calciumcarbonat $CaCO_3$
Phosphorsäure (H_3PO_4)	Phosphat-Ion PO_4^{3-}	Phosphate, z. B. Calciumphosphat
Essigsäure (CH_3COOH)	Acetat-Ion CH_3COO^-	Acetate, z. B. Natriumacetat

Tabelle 39: Säuren, Säurerest-Ionen und die Namen ihrer Salze.

Beispiel 2

Schwefelsäure und Natronlauge. Ein Schwefelsäure-Molekül kann zwei Protonen abgeben. Für die vollständige Neutralisation braucht man deshalb doppelt so viele Hydroxid-Ionen:

Schwefelsäure + Natronlauge ⟶ Natriumsulfat-Lösung + Wasser

$H_2SO_4 + 2\ NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$

Für die Reaktion in Lösung genauer: $2H_3O^+ + 2OH^- \rightarrow 4H_2O$; die Natrium- und Sulfat-Ionen bleiben gelöst.

5.3 Neutralisation im Alltag

- **Sodbrennen:** Steigt Magensaft in die Speiseröhre, brennt es. Tabletten gegen Sodbrennen (Antazida) enthalten schwache Basen wie Magnesiumhydroxid oder Calciumcarbonat, die einen Teil der Salzsäure neutralisieren.
- **Böden und Seen kalken:** Saurer Regen und manche Düngung machen Böden sauer. Förster und Landwirte streuen Kalk (Calciumcarbonat), um die Säure zu neutralisieren.
- **Abwasser:** Saure oder alkalische Abwässer aus Fabriken werden neutralisiert, bevor sie in die Kläranlage gelangen.
- **Verschüttete Säure** im Labor wird mit Natriumhydrogencarbonat (Natron) neutralisiert und dann aufgewischt.

Typischer Fehler

Falsch: Wenn man Säure und Lauge mischt, ist die Lösung immer neutral.

Richtig: Neutral ist sie nur, wenn gleich viele Oxonium-Ionen wie Hydroxid-Ionen zusammenkommen. Ist eine Sorte im Überschuss, bleibt die Lösung sauer bzw. wird alkalisch.

Wie man die richtige Menge genau trifft und daraus Konzentrationen bestimmt, zeigt das nächste Kapitel.

Fachbegriffe: Neutralisation · exotherm · Salz · Salzbildung · Säurerest-Ion · Chlorid · Nitrat · Sulfat · Carbonat

Üben: **noctua** ↗

6 Titration

G8 · Kl. 9 G9 · Kl. 10

Ein Kalklöser verspricht auf der Flasche „extra stark“. Ein Essig soll fünf Prozent Säure enthalten. Wie prüft man das? Der pH-Wert hilft hier wenig: Er sagt, wie sauer eine Lösung ist, aber nicht genau, wie viel Säure insgesamt in ihr steckt. Dafür nutzt man die Neutralisation: Man gibt so lange Lauge bekannter Konzentration zu, bis die Säure gerade vollständig neutralisiert ist, und misst, wie viel Lauge man dafür gebraucht hat.

Definition

Eine **Titration** ist ein Verfahren, mit dem man die Konzentration einer gelösten Säure oder Base bestimmt. Zur abgemessenen **Probelösung** gibt man tropfenweise eine **Maßlösung** bekannter Konzentration, bis ein Indikator umschlägt. Aus dem verbrauchten Volumen der Maßlösung berechnet man die gesuchte Konzentration.

6.1 Aufbau

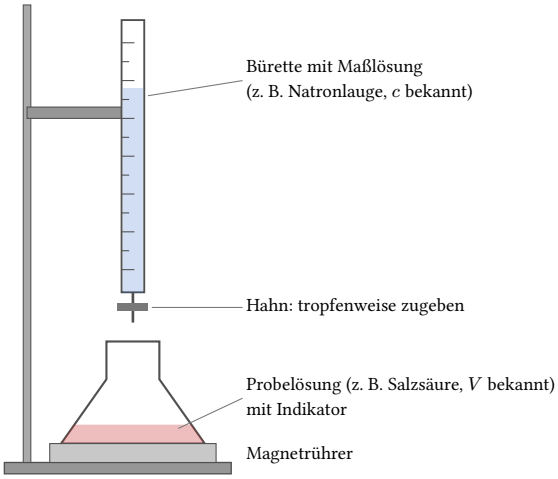


Abbildung 92: Aufbau einer Säure-Base-Titration.

- Die **Bürette** ist ein langes, genau beschriftetes Glasrohr mit einem Hahn. Sie enthält die Maßlösung, zum Beispiel Natronlauge mit $c = 0{,}100\ \frac{\text{mol}}{\text{L}}$. An ihrer Skala liest man auf 0,05 mL genau ab, wie viel Lösung ausgelaufen ist.
- Die Probelösung wird mit einer **Vollpipette** genau abgemessen (zum Beispiel 20,0 mL) und in einen **Erlenmeyerkolben** gegeben. Seine schräge Wand verhindert, dass beim Schwenken etwas herausspritzt.
- Einige Tropfen eines **Indikators** zeigen an, wann die Neutralisation vollständig ist. Für Salzsäure und Natronlauge eignet sich Bromthymolblau.
- Ein Magnetrührer (oder Schwenken von Hand) sorgt dafür, dass sich jeder Tropfen sofort verteilt.

6.2 Durchführung

Versuch — Konzentration von Salzsäure bestimmen

Durchführung.

a) Die Bürette mit etwas Natronlauge ($c = 0{,}100\ \frac{\text{mol}}{\text{L}}$) ausspülen, dann bis über die Nullmarke füllen und so viel ablaufen lassen, dass keine Luftblase in der Spitze bleibt. Den Anfangsstand ablesen.

b) Mit der Vollpipette 20,0 mL der Salzsäure in den Erlenmeyerkolben geben, drei Tropfen Bromthymolblau zufügen.

c) Natronlauge zulaufen lassen und dabei ständig schwenken. Wo die Lauge einfällt, färbt sich die Lösung kurz blau. Verschwindet das Blau langsamer, tropfenweise weiter titrieren.

d) Aufhören, sobald die Lösung nach einem Tropfen grün bleibt. Den Endstand ablesen; die Differenz ist der Verbrauch.

e) Den Versuch zwei- bis dreimal wiederholen und den Mittelwert bilden.

Beobachtung. Die Lösung ist zuerst gelb. In der Nähe des Endes schlägt sie mit einem einzigen Tropfen nach Grün um, mit einem weiteren Tropfen nach Blau (Abbildung 93). Verbrauch zum Beispiel 14,5 mL, 14,7 mL und 14,6 mL.

Deutung. Beim Farbumschlag sind genau so viele Hydroxid-Ionen zugegeben worden, wie Oxonium-Ionen in der Probe waren. Der mittlere Verbrauch beträgt 14,6 mL.

Sicherheit. Schutzbrille. Natronlauge mit $c = 0{,}100\ \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ ist schwach konzentriert, aber für die Augen gefährlich. Nie mit dem Mund pipettieren, immer eine Pipettierhilfe benutzen.

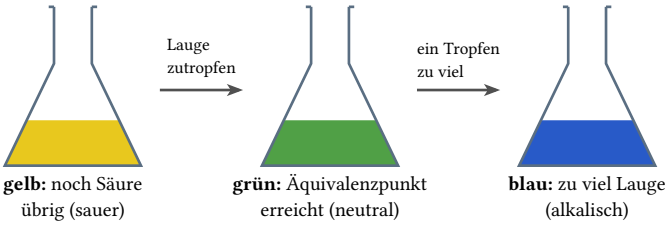


Abbildung 93: Bromthymolblau bei der Titration von Salzsäure mit Natronlauge.

Beim Ablesen der Bürette hält man das Auge auf Höhe der Flüssigkeitsoberfläche. Die Oberfläche ist in dem engen Rohr leicht nach unten gewölbt; diese Wölbung heißt **Meniskus**. Man liest an seiner Unterkante ab (Abbildung 94). Die Skala einer Bürette zählt von oben nach unten: Der abgelesene Wert gibt an, wie viel Lösung schon ausgelaufen ist.

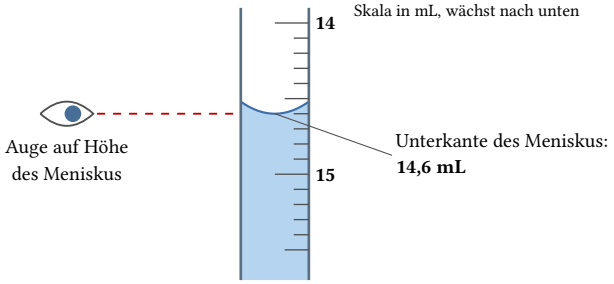


Abbildung 94: Ablesen an der Bürette (vergrößerter Ausschnitt). Schaut man von oben oder von unten, liest man einen falschen Wert ab.

6.3 Der Äquivalenzpunkt

Definition

Der Punkt der Titration, an dem die zugegebene Stoffmenge an Hydroxid-Ionen genau der Stoffmenge an Oxonium-Ionen in der Probe entspricht, heißt **Äquivalenzpunkt**. Der Indikator soll an diesem Punkt umschlagen.

Misst man während der Titration mit einem pH-Meter, erhält man Abbildung 95: Lange steigt der pH-Wert nur langsam, denn jedes zugegebene Hydroxid-Ion wird sofort von einem Oxonium-Ion neutralisiert. In der Nähe des Äquivalenzpunkts springt der pH-Wert dann mit wenigen Tropfen von etwa 4 auf etwa 10. Deshalb schlägt der Indikator so plötzlich um, und es kommt bei Salzsäure nicht darauf an, ob er genau bei pH 7 umschlägt: Jeder Indikator, dessen Umschlagbereich im steilen Teil liegt, zeigt den Äquivalenzpunkt auf einen Tropfen genau an.

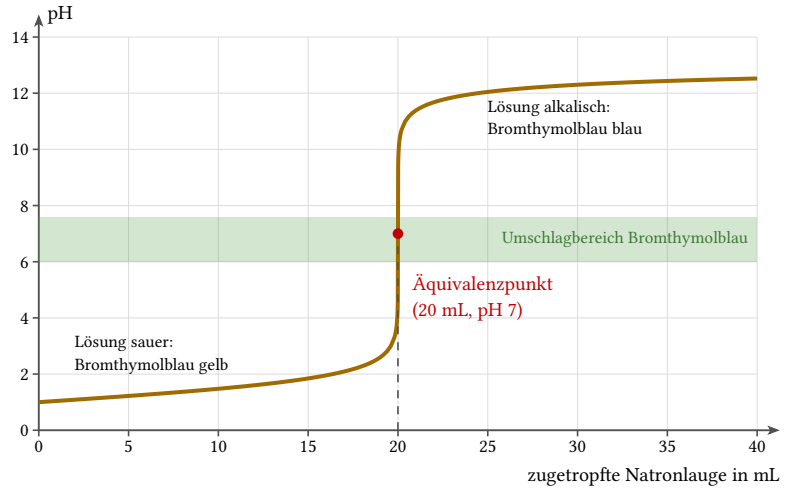


Abbildung 95: pH-Verlauf bei der Titration von 20 mL Salzsäure ($c = 0{,}1\ \frac{\text{mol}}{\text{L}}$) mit Natronlauge ($c = 0{,}1\ \frac{\text{mol}}{\text{L}}$), berechnet. Am Äquivalenzpunkt springt der pH-Wert steil an.

Titration von Essigsäure

Bei Essigsäure liegt der Äquivalenzpunkt nicht bei pH 7, sondern im leicht alkalischen Bereich (etwa pH 8,7), weil die entstehende Natriumacetat-Lösung schwach alkalisch ist. Dort titriert man deshalb mit einem Indikator, der erst im Alkalischen umschlägt: Thymolphthalein oder (als stark verdünnte Lösung) Phenolphthalein. Mehr dazu in Skript C10.

6.4 Auswertung mit Stoffmengen

Am Äquivalenzpunkt gilt: Die Stoffmenge der zugegebenen Hydroxid-Ionen ist gleich der Stoffmenge der Oxonium-Ionen in der Probe. Bei Salzsäure und Natronlauge reagieren die Stoffe im Verhältnis 1 : 1:

$$n(\mathrm{NaOH}) = n(\mathrm{HCl})$$

Mit der Stoffmengenkonzentration $c = \frac{n}{V}$ (Skript C4) berechnet man daraus in zwei Schritten die gesuchte Konzentration:

a) Stoffmenge der verbrauchten Maßlösung: $n(\mathrm{NaOH}) = c(\mathrm{NaOH}) \cdot V(\mathrm{NaOH})$.
b) Konzentration der Probe: $c(\mathrm{HCl}) = \frac{n(\mathrm{HCl})}{V(\mathrm{HCl})}$ mit $n(\mathrm{HCl}) = n(\mathrm{NaOH})$.

Zusammengefasst gilt für Säuren und Laugen, die im Verhältnis 1 : 1 reagieren:

$$c(\text{Säure}) \cdot V(\text{Säure}) = c(\text{Lauge}) \cdot V(\text{Lauge})$$

Beispiel 3

Salzsäure unbekannter Konzentration. Ausgewertet wird der Versuch oben.

Gegeben: $V(\mathrm{HCl}) = 20{,}0\ \mathrm{mL} = 0{,}0200\ \mathrm{L}$; $c(\mathrm{NaOH}) = 0{,}100\ \frac{\mathrm{mol}}{\mathrm{L}}$; $V(\mathrm{NaOH}) = 14{,}6\ \mathrm{mL} = 0{,}0146\ \mathrm{L}$

Gesucht: Konzentration $c(\mathrm{HCl})$

Formel: $n(\mathrm{NaOH}) = c(\mathrm{NaOH}) \cdot V(\mathrm{NaOH})$; $n(\mathrm{HCl}) = n(\mathrm{NaOH})$; $c(\mathrm{HCl}) = \frac{n(\mathrm{HCl})}{V(\mathrm{HCl})}$

Rechnung:

$$n(\mathrm{NaOH}) = 0{,}100\ \frac{\mathrm{mol}}{\mathrm{L}} \cdot 0{,}0146\ \mathrm{L} = 0{,}00146\ \mathrm{mol}$$

$$c(\mathrm{HCl}) = \frac{0{,}00146\ \mathrm{mol}}{0{,}0200\ \mathrm{L}} = 0{,}0730\ \frac{\mathrm{mol}}{\mathrm{L}}$$

Ergebnis: Die Salzsäure hat die Konzentration $0{,}0730\ \frac{\mathrm{mol}}{\mathrm{L}}$.

Beispiel 4

Wie stark ist die Brezellauge? Ein Bäcker will wissen, ob seine Natronlauge die übliche Stärke hat. 5,0 mL der Lauge werden mit Salzsäure ($c = 1{,}00\ \frac{\mathrm{mol}}{\mathrm{L}}$) gegen Bromthymolblau titriert, Verbrauch 4,8 mL.

Gegeben: $V(\mathrm{NaOH}) = 5{,}0\ \mathrm{mL} = 0{,}0050\ \mathrm{L}$; $c(\mathrm{HCl}) = 1{,}00\ \frac{\mathrm{mol}}{\mathrm{L}}$; $V(\mathrm{HCl}) = 4{,}8\ \mathrm{mL} = 0{,}0048\ \mathrm{L}$; $M(\mathrm{NaOH}) = 40{,}0\ \frac{\mathrm{g}}{\mathrm{mol}}$

Gesucht: Konzentration $c(\mathrm{NaOH})$ und Masse Natriumhydroxid in 1 L Lauge

Formel: $n(\mathrm{NaOH}) = n(\mathrm{HCl}) = c(\mathrm{HCl}) \cdot V(\mathrm{HCl})$; $c(\mathrm{NaOH}) = \frac{n(\mathrm{NaOH})}{V(\mathrm{NaOH})}$; $m = n \cdot M$

Rechnung:

$$n(\mathrm{NaOH}) = 1{,}00\ \frac{\mathrm{mol}}{\mathrm{L}} \cdot 0{,}0048\ \mathrm{L} = 0{,}0048\ \mathrm{mol}$$

$$c(\mathrm{NaOH}) = \frac{0{,}0048\ \mathrm{mol}}{0{,}0050\ \mathrm{L}} = 0{,}96\ \frac{\mathrm{mol}}{\mathrm{L}}$$

In 1 L: $m = 0{,}96\ \mathrm{mol} \cdot 40{,}0\ \frac{\mathrm{g}}{\mathrm{mol}} = 38\ \mathrm{g}$

Ergebnis: Ein Liter Lauge enthält etwa 38 g Natriumhydroxid. Da ein Liter dieser Lauge etwa 1,04 kg wiegt, ist der Massenanteil etwa 3,7 %: die übliche Stärke.

Typischer Fehler

Falsch: Am Äquivalenzpunkt hat man gleich viel Lauge wie Säure zugegeben, also $V(\mathrm{NaOH}) = V(\mathrm{HCl})$.

Richtig: Gleich sind die **Stoffmengen**, nicht die Volumen. Die Volumen sind nur gleich, wenn beide Lösungen dieselbe Konzentration haben.

Fachbegriffe: Säure-Base-Titration · Probelösung · Maßlösung · Bürette · Vollpipette · Meniskus · Äquivalenzpunkt · Bromthymolblau · Phenolphthalein · Stoffmenge · Stoffmengenkonzentration

Üben: **noctua** ↗ Ausprobieren: **Titration** ↗

7 Nachweis von Chlorid- und Bromid-Ionen

G8 · Kl. 9 G9 · Kl. 10

Leitungswasser schmeckt nicht salzig. Trotzdem enthält es gelöste Salze, darunter Chloride. Mit einer Nachweisreaktion lässt sich das zeigen, und zwar schon bei Mengen, die man weder schmeckt noch sieht.

Versuch — Nachweis mit Silbernitrat-Lösung

Durchführung. In vier Reagenzgläser gibt man je etwa 3 cm hoch destilliertes Wasser, Leitungswasser, Kochsalzlösung und Kaliumbromid-Lösung. Jede Probe wird mit einigen Tropfen verdünnter Salpetersäure angesäuert. Dann tropft man in jedes Glas etwas Silbernitrat-Lösung.

Beobachtung. Das destillierte Wasser bleibt klar. Das Leitungswasser trübt sich leicht weiß. In der Kochsalzlösung bildet sich ein dicker weißer, in der Kaliumbromid-Lösung ein hellgelber, flockiger Feststoff, der sich langsam absetzt (Abbildung 96). Lässt man das weiße Produkt im Licht stehen, färbt es sich nach einiger Zeit violettgrau.

Deutung. Silber-Ionen bilden mit Chlorid-Ionen und mit Bromid-Ionen Salze, die sich in Wasser fast nicht lösen: Silberchlorid (weiß) und Silberbromid (hellgelb). Leitungswasser enthält wenig Chlorid, destilliertes Wasser keines.

Sicherheit. Silbernitrat-Lösung reizt Haut und Augen und färbt die Haut schwarz; sie ist sehr giftig für Wasserorganismen (GHS07, GHS09). Verdünnte Salpetersäure ist ätzend (GHS05). Schutzbrille und Handschuhe; Reste mit Silber in den Sammelbehälter für Schwermetallsalze, nicht in den Ausguss.

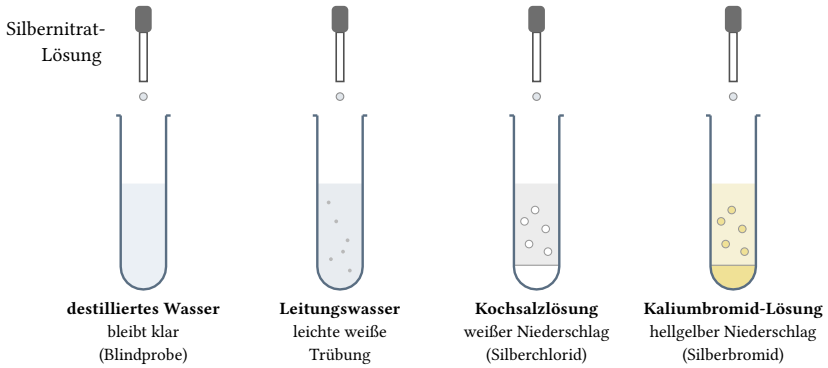


Abbildung 96: Nachweis von Chlorid- und Bromid-Ionen mit Silbernitrat-Lösung (Proben vorher mit verdünnter Salpetersäure angesäuert).

7.1 Ein Niederschlag entsteht

Silbernitrat-Lösung enthält Silber-Ionen Ag^+ und Nitrat-Ionen NO_3^-, Kochsalzlösung Natrium-Ionen und Chlorid-Ionen. Treffen Silber-Ionen und Chlorid-Ionen aufeinander, lagern sie sich zu einem festen Ionengitter zusammen, dem Silberchlorid. Die Natrium-Ionen und Nitrat-Ionen bleiben gelöst (Abbildung 97).

$$Ag^+(aq) + Cl^-(aq) \rightarrow AgCl(s) \quad \text{(weiß)}$$

$$Ag^+(aq) + Br^-(aq) \rightarrow AgBr(s) \quad \text{(hellgelb)}$$

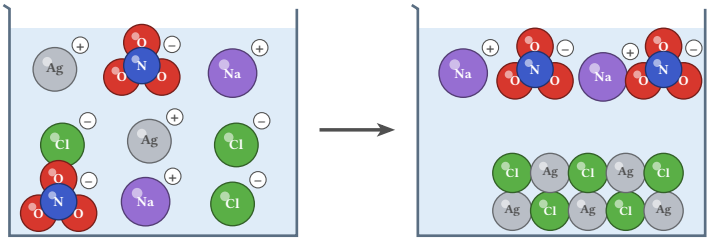


Abbildung 97: Fällung von Silberchlorid im Teilchenbild (Ausschnitt, Wasser-Moleküle nicht gezeichnet).

Definition

Ein fester Stoff, der sich beim Zusammengeben zweier Lösungen bildet, heißt **Niederschlag**; die Reaktion heißt **Fällungsreaktion**. Mit Silbernitrat-Lösung bilden Chlorid-Ionen einen weißen Niederschlag von **Silberchlorid**, Bromid-Ionen einen hellgelben Niederschlag von **Silberbromid**. Diese Fällungen sind der **Nachweis für Chlorid-Ionen und Bromid-Ionen**.

7.2 Worauf man beim Nachweis achten muss

- **Ansäuern:** Auch Carbonat-Ionen, die zum Beispiel im kalkhaltigen Leitungswasser vorkommen, bilden mit Silber-Ionen einen hellen Niederschlag. In saurer Lösung entsteht er nicht. Deshalb säuert man die Probe vorher mit verdünnter Salpetersäure an. Salzsäure darf man dafür nicht nehmen: Sie enthält selbst Chlorid-Ionen.
- **Blindprobe:** Man prüft zum Vergleich destilliertes Wasser mit denselben Zusätzen. Bleibt es klar, stammt eine Trübung in der Probe wirklich aus der Probe und nicht aus verunreinigten Gefäßen oder Lösungen.
- **Chlorid oder Bromid?** Die Farben Weiß und Hellgelb lassen sich nebeneinander gut unterscheiden, allein aber nicht immer sicher. Als Zusatzprobe gibt man verdünnte Ammoniak-Lösung zum Niederschlag: Silberchlorid löst sich darin auf, Silberbromid kaum.

Silbersalze und Licht

Im Licht zerfallen Silberchlorid und Silberbromid langsam; dabei entsteht fein verteiltes, dunkles Silber. Darauf beruhte die klassische Fotografie: Filme und Fotopapier enthalten eine dünne Schicht mit Silberbromid-Kristallen, die an belichteten Stellen beim Entwickeln schwarz werden.

Beispiel 5

Chlorid im Alltag. Trinkwasser enthält meist einige zehn Milligramm Chlorid je Liter; der Grenzwert der Trinkwasserverordnung liegt bei 250 mg je Liter. Meerwasser enthält etwa 19 g Chlorid je Liter und gibt mit Silbernitrat einen dicken Niederschlag. Auch Schweiß enthält Kochsalz: Tupft man ein angefeuchtetes Stück Filterpapier auf die Stirn nach dem Sport und prüft es mit Silbernitrat-Lösung, trübt sich die Lösung.

Fachbegriffe: Nachweisreaktion · Chlorid-Ion · Bromid-Ion · Silbernitrat · Silberchlorid · Silberbromid · Niederschlag · Fällungsreaktion · Blindprobe

Üben: **noctua** ↗

