



## **Sicherheitshinweis**

**Mit dem Herunterladen bzw. Ausdrucken dieses Praktikumsskriptes erklären Sie sich bereit, die folgenden Versuche unter eigener Verantwortung und nur mit ausreichendem chemischem Wissen und geeigneten Schutzvorrichtungen durchzuführen!**

**Der Autor kann für jegliche Personen- und Sachschäden durch mögliche Fehlversuche nicht haftbar gemacht werden!**

**Das Praktikumsskript befindet sich auf den folgenden Seiten.**



*Dr. Andreas Woyke,  
Dr. Udo Führ*

---

## Saure und basische Lösungen – Säuren und Basen

---

Gestaltung: Florian Kraft, Eckhard Schneider

letztmalige Überarbeitung: 07.03.2007

© Science Forum an der Universität Siegen  
Didaktik der Chemie  
Adolf-Reichwein-Straße 2, 57068 Siegen  
www.science-forum.de

 **Universität  
Siegen**  
Didaktik **der Chemie**

## 1 . Gemeinsame Eigenschaften saurer und basischer Lösungen

Saure wie basische Lösungen besitzen gemeinsame Eigenschaften, durch die wir sie identifizieren und unterscheiden können. **Saure Lösungen** zeigen den - von Zitronensaft und Speiseessig bekannten - sauren Geschmack<sup>1</sup>, ergeben mit Säure-Base-Indikatoren charakteristische Färbungen, sind elektrisch leitfähig, reagieren mit unedlen Metallen unter Wasserstoff-Entwicklung und mit Calciumcarbonat unter Bildung von Kohlenstoffdioxid. **Basische Lösungen** zeigen den etwa von Seifenlauge bekannten seifig-bitteren Geschmack, ergeben wiederum mit Säure-Base-Indikatoren charakteristische Färbungen und leiten ebenfalls den elektrischen Strom.

Im folgenden Experiment soll anhand dieser Eigenschaften ermittelt werden, welche der Lösungen sauer und welche basisch sind.

### Experiment 1: Untersuchung der Eigenschaften saurer und basischer Lösungen

**Chemikalien** 6 Lösungen, Universalindikator-Lösung mit Farbkarte, Zink, Calciumcarbonat, dest. Wasser

**Geräte** 12 Reagenzgläser im Reagenzglasständer, Spatel, Spannungsversorgungsgerät, Kabelstück (Leitfähigkeitsmesser), 3 Kabel, Glühbirne, 2 Uhrgläser, Tropfpipetten, kleiner Messzylinder, 50-ml-Becherglas

- Durchführung**
1. Prüfe die Eigenschaften der 6 Lösungen jeweils in folgender Weise:
  2. Gib aus dem jeweiligen Reagenzglas per Augenmaß ca. 3-5 ml in ein weiteres, leeres Reagenzglas und füge 2 Tropfen Universalindikator-Lösung zu.
  3. Baue einen einfachen Stromkreis aus Spannungsquelle (Wechselstrom), Verbraucher und dem Kabelstück als Leitfähigkeitsprüfer auf. Überprüfe damit, ob die Lösung den elektrischen Strom leitet. Fülle dazu die Lösung in das 50 ml-Becherglas und spüle dieses nach der Messung aus.
  4. Gib in ein Reagenzglas eine Spatelspitze Zinkpulver und gib dazu zwei Pipettenfüllungen der Lösung.
  5. Gib auf das Uhrglas eine Spatelspitze Calciumcarbonat und gib darauf zwei Pipettenfüllungen der jeweiligen Lösung.

### Auswertung

Trage die Ergebnisse deiner Untersuchung in die folgende Tabelle ein und entscheide darüber, ob es sich um saure, neutrale oder alkalische Lösungen handelt.

Lösung	Farbe des Indikators	elektrisch leitfähig?	Reaktion mit Zink	Reaktion mit Calciumcarbonat	saure, basische oder andere Lösung?
1					
2					
3					
4					
5					
6					

<sup>1</sup> Im Gegensatz zu diesen aus dem Alltag bekannten sauren und basischen Lösungen prüfen wir im chemischen Labor den Geschmack der Stoffe natürlich nicht! Insbesondere konzentrierte Säuren und Laugen können starke Verätzungen von Haut, Augen, Schleimhäuten und Atmungsorganen hervorrufen!

### Fragen und Aufgaben

1. Welche Teilchen sind jeweils bei den sauren und bei den basischen Lösungen für ihre gemeinsamen Eigenschaften „verantwortlich“?
2. Eine der Lösungen leitet den elektrischen Strom, ist aber weder eine saure noch eine basische Lösung. Worum könnte es sich z. B. handeln?
3. Die Reaktionen von Zink und Calciumcarbonat mit den sauren Lösungen lassen sich auch als Lösevorgänge deuten. Wie können wir experimentell nachweisen, dass hierbei tatsächlich chemische Reaktionen ablaufen?
4. Formuliere die Reaktionsgleichungen für die Reaktion von Salzsäure mit Zink und für die Reaktion von Schwefelsäure mit Calciumcarbonat.

### Reaktionsgleichungen und Erläuterungen

## 2. Herstellung und Eigenschaften wichtiger saurer und basischer Lösungen („Säuren und Basen“)

Bei der Verbrennung von Nichtmetallen wie Kohlenstoff, Schwefel, Stickstoff und Phosphor bilden sich die entsprechenden Nichtmetalloxide. Reagieren diese mit Wasser, so entstehen Säuren und saure Lösungen. Säuren, die auf diese Weise gebildet werden, nennt man auch **Sauerstoffsäuren**. Wichtige Beispiele hierzu:

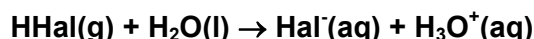
Nichtmetall	Nichtmetalloxid	Säure	Säure-Anion
Kohlenstoff C	Kohlenstoffdioxid CO <sub>2</sub>	Kohlensäure H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Carbonat-Ion CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
Stickstoff N	Stickstoffdioxid NO <sub>2</sub>	Salpetersäure HNO <sub>3</sub>	Nitrat-Ion NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
Schwefel S	Schwefeldioxid SO <sub>2</sub>	Schwefelige Säure H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	Sulfit-Ion SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
	Schwefeltrioxid SO <sub>3</sub>	Schwefelsäure H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Sulfat-Ion SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
Phosphor P	Phosphorpentoxid P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Phosphorsäure H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Phosphat-Ion PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>

## Experiment 2: Herstellung von Schwefeldioxid und Reaktion zu Schwefliger Säure

<b>Chemikalien</b>	Schwefel, dest. Wasser, Universalindikator-Lösung
<b>Geräte</b>	Standzylinder mit Abdeckscheibe, Verbrennungslöffel, Bunsenbrenner
<b>Durchführung</b>	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Befülle den Standzylinder zu zwei Daumenbreiten mit dest. Wasser und gib etwa drei Tropfen Indikatorlösung hinzu (die Färbung sollte gut sichtbar sein).</li> <li>2. Entzünde <b>im Abzug</b> eine kleine Menge Schwefel auf dem Verbrennungslöffel in der nicht leuchtenden Bunsenbrennerflamme.</li> <li>3. Halte den Verbrennungslöffel mit dem brennenden Schwefel in den Standzylinder und verschließe den Zylinder mit der Abdeckplatte.</li> <li>4. Vermische nach dem Abbrennen des Schwefels das entstandene Gas mit dem Wasser und bestimme anhand der Farbe des Indikators den pH-Wert der entstandenen Lösung.</li> </ol>
<b>Aufgaben</b>	Formuliere die Reaktionsgleichungen für die Verbrennung des Schwefels und die Bildung der Schwefeligen Säure. Beide Reaktionen lassen sich durch die Übertragung von Teilchen zwischen den Reaktionspartnern deuten. Erläutere, welche es bei der Verbrennung und welche es bei der Reaktion des Schwefeldioxids mit Wasser sind.

### Reaktionsgleichungen und Erläuterungen

Auch Halogenwasserstoffe reagieren mit Wasser unter Bildung saurer Lösungen. Dabei entstehen aus den Halogenwasserstoff-Molekülen, in denen Halogen-Atome und Wasserstoff-Atome durch polare Atombindungen verknüpft sind, Halogenid-Ionen und **Hydronium-Ionen**:



Die wichtigste Halogenwasserstoffsäure ist die Chlorwasserstoffsäure oder „Salzsäure“. Bei der Reaktion von Chlorwasserstoff mit Wasser handelt es sich um eine exotherme Reaktion. Mit dem bekannten „Springbrunnenversuch“ lässt sich die außerordentlich gute Wasserlöslichkeit von Chlorwasserstoff-Gas zeigen: Um einen Liter Wasser bei 0 °C und 1013 hPa mit Chlorwasserstoff-Gas zu sättigen, sind über 500 Liter Chlorwasserstoff erforderlich!

Im folgenden Experiment soll Chlorwasserstoff durch die Reaktion von Natriumchlorid mit konzentrierter Schwefelsäure hergestellt und in Wasser gelöst werden.

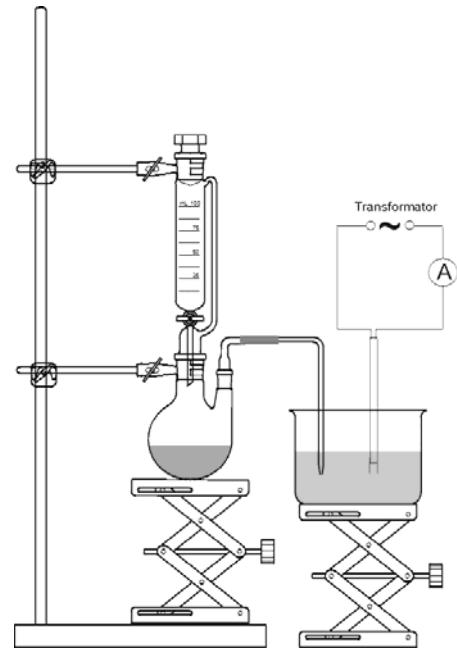
### Experiment 3: Herstellung von Chlorwasserstoff und Reaktion zu Salzsäure

**Chemikalien** Natriumchlorid, konz. Schwefelsäure, dest. Wasser, Universalindikator-Lösung

**Geräte** 250 ml-Zweihalskolben, Tropftrichter mit Druckausgleich und passendem Stopfen, Gasableitungsrohr mit Schliff, Trichter, rechtwinklig gebogenes Glasrohr, gerades Glasrohr, Gummischlauch-Stück, pneumatische Wanne, 150 ml-Becherglas, Stativmaterial, Spannungsversorgungsgerät, Leitfähigkeitsprüfer (Kabelstück, Kabel, Stromstärkemesser, 2 Hebebühnen)

#### Durchführung

1. Baue die Versuchsanordnung **im Abzug** nach der Abbildung auf. Das Glasrohr sollte unmittelbar über der Wasseroberfläche enden.
2. Befülle den Zweihalskolben mit 10 g Natriumchlorid, den Tropftrichter mit 20 ml konz. Schwefelsäure und die pneumatische Wanne etwa zur Hälfte mit dest. Wasser. Versetze das Wasser mit einigen Tropfen Universalindikator-Lösung.
3. Gib nun vorsichtig einige Tropfen Schwefelsäure zu dem Natriumchlorid und beobachte die auftretenden Veränderungen (Achte darauf, dass kein Wasser aus der pneumatischen Wanne in den Kolben steigt!).
4. In der wässrigen Salzsäure-Lösung soll in einem einfachen, geschlossenen Stromkreis (Wechselstrom) mit Hilfe eines Amperemeters die Leitfähigkeit verfolgt werden.
5. Nach Abklingen der Reaktion verhindert man das Zurücksteigen der Salzsäure-Lösung in den Kolben, indem man das Gasableitungsrohr aus dem Kolben herauszieht.



#### Aufgabe

Formuliere die Reaktionsgleichungen für die Reaktion von Natriumchlorid mit Schwefelsäure und für die Reaktion von Chlorwasserstoff mit Wasser.

#### Reaktionsgleichung und Erläuterungen

## Experiment 4: Elektrolyse von Salzsäure

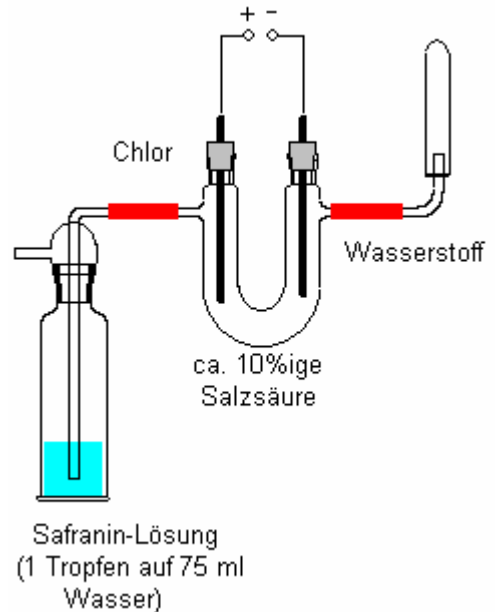
**Chemikalien** verd. Salzsäure, dest. Wasser, Safranin-Lösung

**Geräte** Spannungsversorgungsgerät, 2 Graphit-Elektroden, 2 Kabel, U-Rohr mit seitlichen Ableitungen und 2 passenden einfach durchbohrten Stopfen, 2 Gummischlauch-Stücke, rechtwinklig gebogenes Glasrohr, Gaswaschflasche, Reagenzglas, Bunsenbrenner, Stativmaterial

### Durchführung

**(STETS MIT ALLEN GERÄTEN IM ABZUG BLEIBEN !)**

1. Klammere das U-Rohr an einem Stativ und befülle es etwa zu 2/3 mit verd. Salzsäure.
2. Setze in die beiden Öffnungen des U-Rohrs über die Stopfen die Graphit-Elektroden ein.
3. Verbinde die Elektroden mit dem Spannungsversorgungsgerät (Gleichstrom, ca. 20 V).
4. An den seitlichen Ansatz des U-Rohrs auf der Seite des Minuspols wird das gewinkelte Glasrohr mit der Öffnung nach oben angeschlossen, der andere wird mit einer Gaswaschflasche verknüpft, welche etwa zu einem Viertel mit dest. Wasser gefüllt ist, dem man einige Tropfen Safranin-Lösung zusetzt. Auf das Glasrohr wird ein Reagenzglas gehängt.
5. Elektrolysiere die Salzsäure etwa 10 Minuten bei einer Spannung von ca. 25 V und beobachte die auftretenden Veränderungen.
6. Prüfe den Inhalt des Reagenzglases mit der Knallgasprobe auf Wasserstoff.



### Fragen und Aufgaben

1. Formuliere die Reaktionsgleichungen für die Reaktionen, die an den beiden Elektroden ablaufen.
2. Würde sich das Ergebnis des Experiments verändern, wenn man statt Graphit-Elektroden Kupfer-Elektroden verwenden würde? Begründe.
3. Welche Reaktionsprodukte erwartest Du bei der Elektrolyse einer verdünnten Sauerstoffsäure, etwa Schwefelsäure? Begründe.

### Reaktionsgleichungen und Erläuterungen

Basische Lösungen entstehen durch die Reaktion von Alkalimetallen oder Erdalkalimetallen oder Alkalimetall- oder Erdalkalimetalloxiden mit Wasser. Dampft man diese Lösungen ein, so erhält man die entsprechenden Alkalimetall- bzw. Erdalkalimetallhydroxide. In wässrigen Lösungen von solchen Hydroxiden, die man dann auch **Laugen** nennt, dissoziieren sie in positiv geladene Metall-Kationen und negativ geladene **Hydroxid-Ionen**.

Wichtige Beispiele sind:

Hydroxid	wässrige Lösung
Natriumhydroxid NaOH	Natronlauge
Kaliumhydroxid KOH	Kalilauge
Calciumhydroxid $\text{Ca}(\text{OH})_2$	Kalklauge oder Kalkwasser
Bariumhydroxid $\text{Ba}(\text{OH})_2$	Barytwasser

### Experiment 5: Herstellung von Calciumhydroxid-Lösung

**Chemikalien** Calciumoxid, dest. Wasser

**Geräte** Becherglas (150 ml), Messzylinder, Glasstab, Universalindikator-Papier, Thermometer (digital)

**Durchführung**

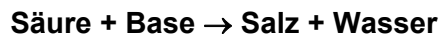
1. Wäge ca. 10g Calciumoxid in das Becherglas ein und gib darauf mit der Spritzflasche einige Tropfen dest. Wasser, dessen Temperatur du festgestellt hast.
2. Miss die Temperatur der Aufschlämmung und prüfe anschließend den pH-Wert mit Hilfe von Universalindikator-Papier.

**Fragen und Aufgaben** Formuliere die Reaktionsgleichung für die Bildung des Calciumhydroxids. Welche Teilchen fungieren bei dieser Reaktion als Protonenakzeptoren?

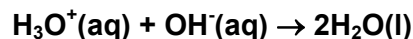
### Reaktionsgleichung

### 3. Die Neutralisation als Reaktion zwischen sauren und basischen Lösungen („Säuren und Basen“)

Säuren reagieren mit Basen unter Bildung von Salzen und Wasser, dabei verbinden sich die Hydronium-Ionen der Säure und die Hydroxid-Ionen der Base zu Wasser-Molekülen, während die Metall-Kationen der Base und die Säure-Anionen ein Salz bilden, welches in gelöster Form vorliegt, oder - bei Schwerlöslichkeit - als Niederschlag ausfällt. Reaktionen dieser Art nennt man **Neutralisationsreaktionen**.



Wasserbildung:



#### Experiment 6: Die Reaktion von Salzsäure mit Natronlauge – eine Neutralisation

<b>Chemikalien</b>	verd. Salzsäure, verd. Natronlauge, dest. Wasser, Universalindikator-Lösung
<b>Geräte</b>	zwei 100 ml-Erlenmeyerkolben, Messzylinder, Tropfpipette, Magnetrührer mit Rührfisch, Dreifuß mit Drahtnetz, Bunsenbrenner, Abdampfschale
<b>Durchführung</b>	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Befülle einer der beiden Erlenmeyerkolben mit 20 ml verd. Salzsäure, den anderen mit 20 ml verd. Natronlauge. Versetze beide Lösungen mit einigen Tropfen Indikatorlösung.</li> <li>2. Gib nun langsam die Natronlauge zu der Salzsäure, die mit Hilfe des Magnetrührers gerührt wird. Dosiere die Zugabe so, dass die Indikatorfarbe auf einen pH-Wert von 7 hinweist.</li> <li>3. Fülle einen Teil der Lösung in die Abdampfschale und dampfe ihn <b>im Abzug</b> ein.</li> </ol>
<b>Aufgabe</b>	Formuliere die Reaktionsgleichung für die Reaktion zwischen Salzsäure und Natronlauge.

#### Reaktionsgleichung

Reaktionen zwischen Säuren und Basen lassen sich in verallgemeinerter Form interpretieren als Prozesse, bei denen Protonen aufgenommen und abgegeben werden. Säuren sind dann Teilchen, die Protonen abgeben - sogenannte **Protonendonatoren** -, Basen Teilchen, die Protonen aufnehmen - sogenannte **Protonenakzeptoren**. Protonendonatoren müssen Wasserstoff in gebundener Form enthalten, Protonenakzeptoren über freie Elektronenpaare verfügen, welche Protonen zu binden vermögen. Hierdurch erweitert sich der Bereich für Säure-Base-Reaktionen beträchtlich, so dass sich etwa auch die Reaktion zwischen Chlorwasserstoff und Ammoniak als eine Säure-Base-Reaktion deuten lässt.

### Experiment 7: Die Reaktion von Chlorwasserstoff und Ammoniak

**Dieses Experiment ist im Abzug durchzuführen!!**

<b>Chemikalien</b>	konz. Salzsäure, konz. Ammoniak-Lösung
<b>Geräte</b>	2 Uhrgläser, 2 Tropfpipetten
<b>Durchführung</b>	<ol style="list-style-type: none"><li>1. Gib auf das eine Uhrglas einige Tropfen Salzsäure, auf das andere einige Tropfen Ammoniak-Lösung.</li><li>2. Nähere die beiden Uhrgläser einander und beobachte.</li></ol>
<b>Fragen und Aufgaben</b>	<ol style="list-style-type: none"><li>1. Formuliere die Reaktionsgleichung zwischen Chlorwasserstoff und Ammoniak und mache den Protonenübergang kenntlich.</li><li>2. Sowohl die Reaktion zwischen Chlorwasserstoff und Wasser als auch die Reaktion zwischen Ammoniak und Wasser lassen sich nach dem Konzept von Brønsted (Protonenübertragung) als Säure-Base-Reaktion deuten. Formuliere hierzu entsprechende Reaktionsgleichungen. Welche Säure-Base-Eigenschaften besitzt in diesen Fällen das Wasser?</li></ol>

#### Reaktionsgleichungen

## Sicheres Arbeiten im Labor

1. Im Labor darf weder gegessen noch getrunken werden!
2. Jacken und Taschen dürfen nicht ins Labor mitgenommen werden!
3. Trage beim Experimentieren immer Kittel und Schutzbrille!
4. Lies vor jedem Experiment genau die Versuchsanleitung, frage bei Problemen deinen Betreuer. Lasse den Versuchsaufbau stets von deinem Betreuer kontrollieren!
5. Gehe sorgfältig und sachgerecht mit allen Dir überlassenen Geräten um!
6. Halte die Laborräume sauber!
7. Wasche Dir nach dem Verlassen des Labors unbedingt die Hände!
8. Verfahre ebenso, wenn Du beim Experimentieren mit Chemikalien in Kontakt gekommen bist!
9. Mache bei den verwendeten Chemikalien auf keinen Fall eine Geschmacksprobe!
10. Prüfe den Geruch einer Chemikalie stets durch Zufächeln!
11. Halte ungenutzte Abzüge geschlossen!
12. Für Notfälle sind alle Laborräume mit Augenduschen, Notduschen, Verbandskästen und Telefonen versehen.



## Sicherheitsdatenblatt der verwendeten Chemikalien:

### Zink



Leichtentzündlich

- |        |  |
|--------|--|
| R 10   | Entzündlich  |
| R 15   | Reagiert mit Wasser unter Bildung hochentzündlicher Gase |
| S 7/8  | Behälter trocken und dicht geschlossen halten            |
| S 43.3 | Zum Löschen Pulverlöschmittel, kein Wasser verwenden     |

### Schwefelsäure, konz.



Ätzend

- |      |   |
|------|---|
| R 35 | Verursacht schwere Verätzungen  |
| S 26 | Bei Berührung mit den Augen gründlich mit Wasser abspülen und Arzt konsultieren         |
| S 30 | Niemals Wasser hinzugießen  |
| S 45 | Bei Unfall oder Unwohlsein sofort Arzt zuziehen (wenn möglich dieses Etikett vorzeigen) |

**Salzsäure, konz.**

Ätzend

- R 34 Verursacht Verätzungen  
 R 37 Reizt die Atmungsorgane  
 S 26 Bei Berührung mit den Augen sofort gründlich mit Wasser abspülen und Arzt konsultieren  
 S 36/37/39 Bei der Arbeit geeignete Schutzkleidung, Schutzhandschuhe und Schutzbrille tragen  
 S 45 Bei Unfall oder Unwohlsein sofort Arzt hinzuziehen

**Calciumoxid**

Xi

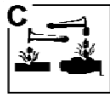
- R 41 Gefahr ernster Augenschäden  
 S 22 Staub nicht einatmen  
 S 24 Berührung mit der Haut vermeiden  
 S 26 Bei Berührung mit den Augen sofort gründlich mit Wasser abspülen und Arzt konsultieren  
 S 39 Schutzbrille/Gesichtsschutz tragen

**Ammoniumchlorid**

Xn

Gesundheitsschädlich

- R 22 Gesundheitsschädlich beim Verschlucken  
 R 36 Reizt die Augen  
 S 22 Staub nicht einatmen

**Natronlauge, verd.**

Ätzend

- R 35 Verursacht schwere Verätzungen  
 S 26 Bei Berührung mit den Augen sofort gründlich mit Wasser abspülen und Arzt konsultieren  
 S 36/37/39 Bei der Arbeit geeignete Schutzkleidung, Schutzhandschuhe und Schutzbrille tragen  
 S 45 Bei Unfall oder Unwohlsein sofort Arzt hinzuziehen

**Ammoniak-Lösung, konz.**

Xi

- R 34 Verursacht Verätzungen  
 R 50 Sehr giftig für Wasserorganismen  
 S 26 Bei Berührung mit den Augen sofort gründlich mit Wasser abspülen und Arzt konsultieren  
 S 36/37/39 Bei der Arbeit geeignete Schutzkleidung, Schutzhandschuhe und Schutzbrille tragen  
 S 45 Bei Unfall oder Unwohlsein sofort Arzt hinzuziehen  
 S 61 Freisetzung in die Umwelt vermeiden. Besondere Anweisungen einholen und Verpackung oder Etikett vorzeigen



Ätzend

## Anhang

### 1. Übersicht zur historischen Entwicklung der Begriffe „Säure“ und „Base“

Die Entwicklung der Begriffe „Säure“ und „Base“ ist eng verbunden mit der historischen Entwicklung der Chemie zu einer modernen Naturwissenschaft. Am Anfang stehen Erfahrung und gezielte Beobachtung, am Ende Theorien.

#### „Säuren find ihre >>Basis<<“

Bereits die **Araber** stellten um 1300 „Mineralsäuren“ wie „Schwefelsäure“ durch Erhitzen von Alaunen oder „Salpetersäure“ durch Erhitzen eines Gemisches aus Alaunen, Kupfervitriol und Salpeter her.<sup>3</sup> In der Schrift *De inventione veritatis*, welche um 1300 verfasst wurde, wird die Darstellung der drei wichtigsten Mineralsäuren – Salzsäure, Schwefelsäure und Salpetersäure – beschrieben. Der Begriff „Base“ soll erstmals von Tachenius (um 1660) erwähnt worden sein, und zwar in folgender Beziehung: Die meisten anorganischen und viele organische Säuren verdampfen beim Erhitzen, ohne dass ein Rückstand verbleibt. Setzt man den Säuren jedoch vor dem Erhitzen bestimmte Stoffe zu, so bilden sich Salze, die als Rückstand im Tiegel verbleiben. Man sprach dann davon, dass die Säure ihre Basis gefunden habe, und nannte die dafür verantwortlichen Stoffe „Basen“.

#### Säuren färben Lackmus rot

1678 gab **Robert Boyle** (1627-1691), aufbauend auf phänomenologischen Kriterien, eine strengere Definition des Säurebegriffes. U. a. gab er an, dass Säuren mit Kreide – also Kalk – aufschäumen und Lackmus rot färben. Damit wird erstmals ein Säure-Base-Indikator genannt. Säure-Base-Indikatoren sind noch heute wichtige Nachweismittel für saure oder basische Reaktionen einer Lösung.

#### Oxygèntheorie

**Antoine Laurent Lavoisier** (1743-1794) fand später heraus, dass alle von ihm untersuchten Säuren Sauerstoff enthalten und gelangte so zu seiner Oxygèntheorie der Säuren. Dabei wird im Sauerstoff die Ursache für die sauren Eigenschaften der Lösung gesehen. Eine Säure besteht für Lavoisier aus einem Nichtmetall und Sauerstoff.

#### Säuren bilden Salze

<sup>3</sup> Zur Geschichte der Begriffe „Säuren“ und „Base“ vgl. z. B. J. Falbe, M. Regitz (Hrsg.) Römpp Chemie Lexikon Bd. 5, 1992, 3958f.; oder: U. Kull, Über den Säure-Base-Begriff, Praxis der Naturwissenschaften (Chemie), 14 (1965), Heft 9, 68ff.

Wenige Jahre nach Lavoisier stellte jedoch **Humphry Davy** (1778-1829) fest, dass auch Basen Sauerstoff enthalten. Er erklärte z. B. die Reaktion von Schwefelsäure mit gebranntem Kalk durch die folgende „Reaktionsgleichung“:



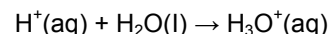
Die „Säure“ Schwefeltrioxid reagiert mit der „Base“ Calciumoxid zum Salz Calciumsulfat. Damit wurde zum ersten Mal das gegensätzliche Verhältnis zwischen Säuren und Basen klar formuliert. Das Wesen der Neutralisation sah Davy in der Salzbildung. Um 1815 schloss er aus seinen Experimenten, dass Salzsäure, Iodwasserstoffsäure und Blausäure keinen Sauerstoff enthalten. Er konnte also nicht für die sauren Eigenschaften verantwortlich sein.

#### Säuren als Wasserstoff-Verbindungen

**Pierre Dulong** (1785-1838) erkannte, dass alle Säuren Wasserstoff enthalten, was **Justus von Liebig** (1803-1873) dann in seine Definition von Säuren und Basen aufnahm: „Säuren sind Wasserstoffverbindungen, in denen der Wasserstoff durch Metall ersetzt werden kann. Basen sind Stoffe, die sich mit Säuren zu Verbindungen salzartigen Charakters vereinigen können.“ Auch Liebig sieht also das Wesen der Neutralisation in der Salzbildung.

#### Ionentheorie

Diese Auffassung blieb bis zur Aufstellung der Ionen-Theorie durch **Svante Arrhenius** (1859-1927) und **Wilhelm Ostwald** (1853-1932) beherrschend. Die neue Theorie zeigte nun, dass der Wasserstoff als Wasserstoffion ( $\text{H}^+$ ) Träger der sauren Eigenschaften und das Hydroxid-Ion ( $\text{OH}^-$ ) Träger der basischen Eigenschaften ist. Schon 1899 fand man heraus, dass bei der Dissoziation keine freien Protonen auftreten, sondern diese infolge ihres sehr kleinen Radius sofort an ein Wasser-Molekül unter Bildung von Oxonium-Ionen angelagert werden:

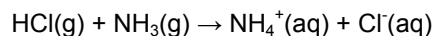
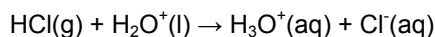


Tatsächlich liegen in der wässrigen Lösung einer Säure auch keine freien Oxonium-Ionen vor, sondern – sofern es die Konzentrationsverhältnisse erlauben – Verknüpfungen der Oxonium-Ionen mit mehreren

Wasser-Molekülen, z. B. solche mit drei Wasser-Molekülen:  $[\text{H}_9\text{O}_4]^+$   
 Man kann auch von einem „Käfig“ aus vier Wasser-Molekülen sprechen, in dem ein Proton frei beweglich ist. Für diese Verknüpfungen ist auch die Bezeichnung Hydronium-Ion gebräuchlich. Ihre Existenz lässt sich mit Hilfe der Massenspektroskopie nachweisen.

### Brönstedt-Theorie

Betrachtet man die beiden Ionen-Reaktionen:



nach der klassischen Ionen-Theorie, so handelt es sich um ganz verschiedene Reaktionen. Sie zeigen allerdings im Formelbild große Ähnlichkeit; auch reagieren beide Reaktionsprodukte – wenn auch verschieden stark – sauer. Dies war einer der Gründe, die zur Neufassung des Säure-Base-Begriffs durch **Johannes Nikolaus Brönstedt** (1879-1947) führten. Das Gemeinsame der beiden Reaktionen besteht in einer Protonenübertragung. Daher definierte Brönstedt Säuren als *Protonendonatoren* und Basen als *Protonenakzeptoren*, unabhängig davon, ob es sich bei den jeweiligen Teilchen um Ionen handelt.

Die Brönstedtsche Definition hat sich neben den Begriffen *Lewis-Säure* und *Lewis-Base* (nach **Gilbert Newton Lewis** (1875-1946) durchgesetzt.

### Was ist denn nun Säure und Base?

Die sehr unterschiedlichen Kontexte, in denen die Begriffe „Säure“ und „Base“ verwendet werden, erschweren eine klare allgemein brauchbare Begriffsbildung. In der Umgangssprache werden Bezeichnungen wie „Essigsäure“, „Citronensäure“, „Salzsäure“ und „Blausäure“ gebraucht. Diese kollidieren mit den gleich lautenden Begriffen „Säure“ und „Base“ in der Fachsprache. Es sei hier nur am Rande erwähnt, dass z. B. das Begriffspaar „saure Reaktion / basische Reaktion“ häufig zu Schwierigkeiten führt, die hier nur angedeutet werden können: Die Aussage „Eine Lösung reagiert sauer, wenn sie Lackmus rot färbt und sauer schmeckt“ scheint eindeutig, aber: Ist das Sauer-schmecken die saure Reaktion oder schmeckt die Lösung sauer, weil sie sauer reagiert? Oder: die Aussage „Carbonat-Ionen reagieren basisch“. Ist die Protonenaufnahme der Carbonat-Ionen in wässriger Lösung gemeint oder das Vorhandensein von Hydroxid-Ionen in wässriger Lösung?

Nach Arrhenius ist ein **Stoff** eine „**Säure**“, wenn er in wässriger Lösung Oxonium-Ionen liefert, nach

Brönstedt wirkt ein **Teilchen** in einer bestimmten Reaktion als „**Säure**“, wenn es Protonen abgibt. Einerseits – bei Arrhenius – wird das Verhalten der Stoffe, andererseits die Funktionalität der Teilchen – bei Brönstedt – beschrieben. Es kommt bei der begrifflichen Festlegung auf eine klare und deutlich hervorgehobene Unterscheidung zwischen der „Erklärungsebene“ des Kontinuums (Arrhenius) und der Deutung mit Hilfe von Diskontinuumsvorstellungen (Brönstedt) an.

Kontinuum („Stoff“)	Diskontinuum („Teilchen“)
Wasser	$\text{H}_2\text{O}(\text{aq})$
Chlorwasserstoff	$\text{HCl}(\text{g})$
Salzsäure	$\text{HCl}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$
Natriumhydroxid	$\text{NaOH}(\text{s})$
Natronlauge	$\text{NaOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \{\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})\}$

### Grundregeln

Die folgenden Grundregeln sollten beachtet werden:

1. Der Begriff „Säure“ sollte für saure Lösungen möglichst nicht verwendet werden. Durch die konsequente Anwendung des Adjektivs „verdünnt“ oder des Begriffspaares „saure Lösung / basische Lösung“ wird auf der kontinuierlichen Ebene der Stoffe argumentiert.
2. Auf der diskontinuierlichen Ebene der Teilchen wird der Modell-Charakter der Säure-Base-Theorien dadurch betont, dass die Begriffe „Säure“ und „Base“ nur in Verbindung mit dem jeweiligen Namen des Begründers einer Säure-Base-Theorie verwendet werden, also z. B.: Arrhenius-Säure, Brönstedt-Säure, Lewis-Säure usw.

Der pH-Wert ist als ein Maß für die aktuelle Konzentration an  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ionen in einer bestimmten Flüssigkeit zu sehen. Er ist also den sauren, basischen und neutralen Lösungen und damit der kontinuierlichen Ebene der Stoffe zuzuordnen.

## 2. Die Analogie zwischen Redox-Reaktionen und Säure-Base-Reaktionen nach dem Brönstedt-Konzept

<p><b><u>Redox-Prinzip: Elektronenwanderung</u></b></p> <p><b>Reduktionsmittel (RM):</b> Teilchenart, die Elektronen abgibt</p> <p><b>Oxidationsmittel (OM):</b> Teilchenart, die Elektronen aufnimmt</p> <p>Schema:</p> $\text{RM I} \rightarrow \text{OM II} + \text{Elektronen}$ $\text{OM I} + \text{Elektronen} \rightarrow \text{RM II}$	<p><b><u>Brönstedt- Säure - Base-Prinzip: Protonenwanderung</u></b></p> <p><b>Brönstedt-Säure (BS):</b> Teilchenart, die Protonen abgibt</p> <p><b>Brönstedt-Base (BB):</b> Teilchenart, die Protonen aufnimmt</p> <p>Schema:</p> $\text{BS I} \rightarrow \text{BB II} + \text{Protonen}$ $\text{BB I} + \text{Protonen} \rightarrow \text{BS II}$
<hr/> <p><b>RM I + OM I → OM II + RM II</b></p> <p>Beispiel:</p> $\text{Zn(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^{-}$ $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu(s)}$ <hr/> $\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$	<hr/> <p><b>BS I + BB I → BB II + BS II</b></p> <p>Beispiel:</p> $\text{HCl(g)} \rightarrow \text{Cl}^{-}(\text{aq}) + \text{H}^{+}(\text{aq})$ $\text{H}_2\text{O(l)} + \text{H}^{+}(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_3\text{O}^{+}(\text{aq})$ <hr/> $\text{HCl(g)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{Cl}^{-}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^{+}(\text{aq})$