



Vergleich der Säure-Base-Konzepte von Arrhenius und Brønsted anhand von Beispielen

Janina Munder, WS 09/10; Nisanur Minaz, WS 15/16; Johanna Lorenz, WS 20/21

Gliederung

1	Konzept nach Brønsted	2
2	Konzept nach Arrhenius	6
3	Vergleich der beiden Konzepte	9

Einstieg: Neutralisation einer Säure mit einer Base

Zeitbedarf: 5 Minuten

Ziel: Säuren und Basen neutralisieren sich

Material:

- | | |
|-----------------------------|--------------------------|
| • Universalindikator-Papier | • 2 Voll-Pipetten, 20 mL |
| • Glasstab | • 2 Bechergläser, 50 mL |

Chemikalien:

- | | |
|---|---|
| • Salzsäure
c= 0,1mol/L
CAS-Nr.: 7647-01-0 | • Natronlauge
c= 0,1mol/L
CAS-Nr.: 1310-73-2 |
|---|---|

Durchführung 1: Von den abgemessenen farblosen Flüssigkeiten wird mit Hilfe des Glasstabs jeweils ein Tropfen auf ein Stück pH-Papier gegeben.

Beobachtung 1: Verfärbungen des pH-Papiers nach rot bzw. blau.

Deutung 1: Bei den beiden farblosen Lösungen handelt es sich um eine Säure (rot) und eine Base (blau).

Durchführung 2: Zusammenschütten der beiden farblosen Lösungen. Anschließend Messen des pH-Werts der Flüssigkeit mit Hilfe des Glasstabs und des pH-Papiers.

Beobachtung 2: Verfärbung des pH-Papiers nach grün.

Deutung 2: Nach dem Zusammenschütten der beiden Lösungen ist die Flüssigkeit neutral (grün).

Entsorgung: Ausguss

Quelle: Didaktik der Chemie, Universität Bayreuth

Früher hatte man keine anderen Möglichkeiten gehabt bzw. gewusst, als Stoffe mit Hilfe der Sinnesorgane einzuteilen und zu gruppieren, so wurden auch Säuren früher nach

ihrem sauren Geschmack definiert. Irgendwann stellte sich diese Methode allerdings doch als etwas problematisch heraus und so wurde nach anderen Kennzeichnungen und Einteilungen von Stoffen gesucht. Dabei wurde unter anderem entdeckt, dass Säuren ihre sauren Eigenschaften verlieren, wenn man sie mit einem bestimmten Stoff, den Basen, mischt.

Beim Mischen verlieren beide der im Versuch verwendeten Lösungen ihre jeweiligen Eigenschaften. Mittlerweile gibt es eine Reihe von Konzepten, die das Verhalten von Säuren und Basen beschreiben und mit deren Hilfe sich auch derartige Neutralisationsreaktionen erklären lassen. Zwei davon werden im Folgenden vorgestellt: das Konzept von Arrhenius und das von Brønsted.

Einstieg 2: In einer Prüfung behauptet die Schülerin auf Grund ihres Wissens, dass die Schwefelsäure eine Arrhenius-Säure sei. Der Lehrer allerdings streicht diese Antwort durch und wertet diese Aussage der Schülerin als falsch. Er ist der Meinung, dass die Schwefelsäure eine Brønsted-Säure sei. Wer von den Beiden hat nun Recht?

Einstieg 3: Beim Durchsuchen alter Chemieaufzeichnungen aus der Schule, fällt auf, dass in der Sekundarstufe I und II immer zuerst das Säure/Base Konzept nach Arrhenius behandelt und erst später mit dem Konzept nach Brønsted erweitert wird. Didaktische Studien im Fach Chemie zeigen allerdings, dass die Lernenden im Unterricht meist nur mit dem Konzept nach Arrhenius argumentieren, obwohl beide Konzepte ausführlich besprochen wurden und es sich bei dem Konzept nach Brønsted um das historisch modernere und weiter entwickeltere Konzept handelt.

1 Konzept nach Brønsted



Abb. 1: Johannes Nicolaus Brønsted (1879 - 1947) [6]

1923 entwickelte Johannes Nicolaus Brønsted eine auf Protonenübertragung bezogene Säure/Base Definition. Bis zu diesem Zeitpunkt gab es keinen experimentellen Anhaltspunkt dafür, dass freie Wasserstoff-Ionen in wässrigen Systemen existieren, so dass man davon aus ging, dass sich die Wasserstoff-Ionen im Augenblick ihres Freiwerdens bei der Dissoziation mit einem Wasser-Molekül zu einem Oxonium-Ion (H_3O^+) vereinigen. Säure-Base-Reaktion sind demnach auf Wasserstoffionen-Übergänge zurückzuführen. Auf dieser Grundlage entwickelte Brønsted seine Säure-Base-Definition:

Brønsted-Säuren sind Teilchen, die Wasserstoff-Kationen abspalten können. Sie werden Protonen-Donatoren genannt.

Basen-Definition ist nicht analog, sondern komplementär formuliert:

Brønsted-Basen sind **Teilchen**, die Wasserstoff-Kationen aufnehmen können. Sie werden Protonen-Akzeptoren genannt.

Anders dargestellt:

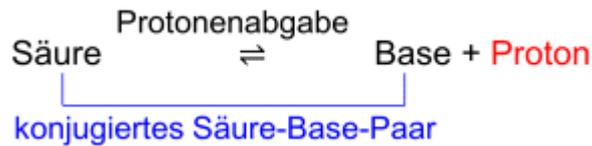


Abb. 2: Protonen-Abgabe

Eine Säure gibt ein **Proton** ab und wird dabei zur Base. Es handelt sich dabei um eine Gleichgewichtsreaktion. Man bezeichnet die Säure und die aus ihr entstehende Base als **konjugiertes Säure-Base-Paar**.

Ausgehend von der Annahme, dass freie Protonen in einer Lösung nicht existieren können, kann die Abspaltung des Protons nicht als isolierte Reaktion gesehen werden. Deshalb muss sie mit einer zweiten Reaktion gekoppelt sein, bei der das Proton wieder aufgenommen wird. Daher ist zusätzlich eine Base nötig, die das freiwerdende Proton wieder aufnimmt.

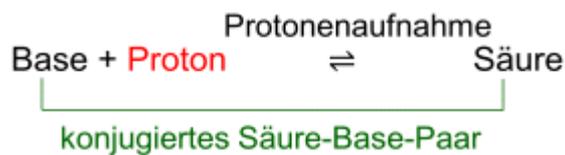


Abb. 3: Protonen-Aufnahme

Somit ergibt sich für die gesamte Protonen-Übergangsreaktion:

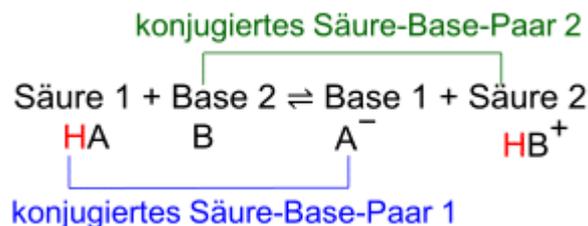


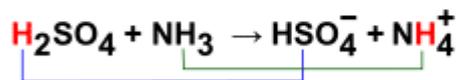
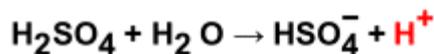
Abb.4: Gesamte Protonen-Übergangsreaktion

An einer Protonen-Übergangsreaktion (Protolyse-Reaktion) sind immer **zwei Säure-Base-Paare** beteiligt, zwischen denen ein Gleichgewicht existiert. Säure-Base-Reaktionen werden als Protolysen bezeichnet.

Beispiel: Reaktion von Schwefelsäure (H₂SO₄) - und Ammoniak (NH₃) - Teilchen

Schwefelsäure (H₂SO₄) ist eine Säure und kann demnach Protonen abspalten. Das dabei entstehende Hydrogensulfat (HSO₄⁻)-Anion ist eine Base, da es Protonen aufnehmen kann. Die Schwefelsäure kann das Proton jedoch nicht abgeben, wenn keine Base vorhanden ist, die es aufnimmt. Deshalb benötigt man den Ammoniak. Ammoniak wirkt als Base, da es das abgegebene Proton aufnehmen kann.

Die Gesamt-Reaktion:



konjugiertes Säure-Base-Paar 1

konjugiertes Säure-Base-Paar 2

Abb. 51: Reaktionsgleichung der Reaktion von Schwefelsäure mit Ammoniak

Versuch 2: Neutralisationsreaktion von Magensäure und Natriumhydrogencarbonat

Zeitbedarf: 4 Minuten

Ziel: Neutralisationsreaktion

Material:

- 2 Voll-Pipetten, 20 mL
- 2 Bechergläser, 50 mL

Chemikalien:

- **Salzsäure**
c= 0,1 mol/L
CAS-Nr.: 7647-01-0
- **Universal-Indikator** (flüssig)
 Achtung
H226, H319
P210, P305+P351+P338
- **Natriumhydrogencarbonat**
CAS-Nr.: 144-55-8

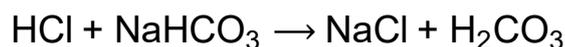
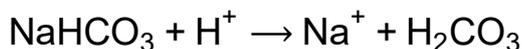
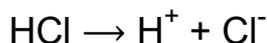
Durchführung 1: Zunächst werden die Säure und die Lauge im gleichen Mengen-Verhältnis abgemessen und in Bechergläser gegeben. Anschließend werden in jede der Flüssigkeiten einige Tropfen Universalindikator gegeben.

Beobachtung 1: Die Säure erscheint rot, die Lauge grün

Durchführung 2: Nun wird die Lauge zur Säure geschüttet

Beobachtung 2: Die Lösung verfärbt sich gelb.

Deutung: Die Säure wird durch das Natriumhydrogencarbonat neutralisiert. So schützt sich die Magen-Schleimhaut vor der Säure im Magen. Protonen-Abspaltung und Protonen-Aufnahme:



Entsorgung: Ausguss

Quelle: <http://www.seilnacht.com/Lexikon/Neutrali.htm> (Stand: 01.12.2017)

Versuch 3: Herstellung von Ammoniumchlorid (Salmiakrauchexperiment)

Zeitbedarf: 5 Minuten

Ziel: Nachweis Brønsted-Säure-Base-Reaktion

Material:

- Stativ, Klammer, Muffe
- Glasrohr
- Wattebausch
- Tiegel-Zange

Chemikalien:

- **Salzsäure**

w= 32% (konz.)
CAS-Nr.: 7647-01-0



Gefahr

H314, H335, H290
P260, P305+P351+P338,
P303+P361+P353, P304+P340,
P309+P311

- **Ammoniak-Lösung**

w= 25% (konz.)
CAS-Nr.: 1336-21-6



Gefahr

H290, H314, H335, H400
P260, P273, P280, P301+P330+P331,
P303+P361+P353, P305+P351+P338

Durchführung: Ein Wattebausch wird in konzentriertem Ammoniak eingetaucht und in das eine Ende des Glasrohres gesteckt. Ein weiterer Wattebausch wird in konzentrierte Salzsäure eingetaucht und mit Hilfe einer Tiegelzange schnell in das andere Enden des Glasrohres geschoben.

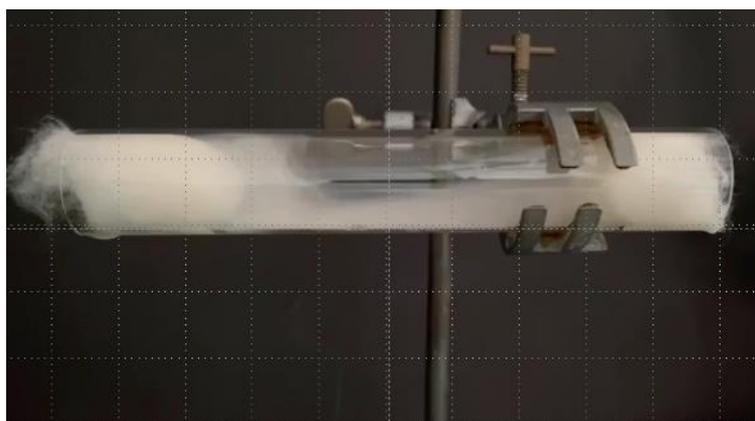
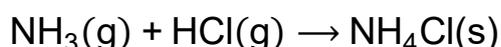


Abb. 6: Reaktion von Chlorwasserstoff-Gas mit Ammoniak-Gas zu festem Ammoniumchlorid

Beobachtung: Im Glasrohr entsteht weißer Rauch

Deutung: Salzsäure gibt ein Proton an den gasförmigen Ammoniak ab und es entsteht Ammoniumchlorid, welches mit Luft Rauch bildet.

Anhand der Reaktionsgleichung ist zu erkennen, dass bei Brønsted's Säure-Base Konzept keine Abhängigkeit von wässrigen Lösungen besteht und diese auch auf Reaktionen in der Gasphase anwendbar ist. Bei der Säure-Base-Theorie von Brønsted sind Basen solche Stoffe, die Protonen aufnehmen können (Protonen-Akzeptor). Ammonium fungiert in der obigen Reaktion als Protonen-Akzeptor, da es Protonen aufnimmt.



Entsorgung: Rückstandsbehälter

Quelle: Häusler/Rampf/Reichelt, Experimente für den Chemieunterricht - mit einer Einführung in die Labortechnik, Oldenbourg, München 1991

2 Konzept nach Arrhenius



Abb. 7: Svante Arrhenius (1859 - 1927) [5]

Bereits 1883 entwickelte Svante Arrhenius ein anderes Säure/Base-Konzept, welches im Vergleich zu Brønsted auf der Abhängigkeit von wässrigen Lösungen beruht.

Versuch 1: pH-Wert der Zitronensäure

Zeitbedarf: 3 Minuten

Ziel: pH-Wert, Oxonium-Ionen

Material:

- Löffel-Spatel
- Universalindikator-Papier
- Uhrglas

Chemikalien:

- **Zitronensäure**
CAS-Nr.: 5949-29-1
- **VE-Wasser**



Achtung

H319

P280, P305+P351+P338, P337+P313

Durchführung 1: Man gibt zwei bis drei Löffel Zitronensäure auf ein Uhrglas und berührt sie anschließend mit dem Universalindikator-Papier.



Abb. 8: links Zitronensäure-Grana mit Indikatorpapier
rechts gelöste Zitronensäure mit nassem Indikatorpapier.

Beobachtung: Keine Änderung der pH-Papierfarbe

Durchführung 2: Man gibt ein wenig Wasser auf die Zitronensäure und misst nun erneut den pH-Wert mit dem pH-Papier.

Beobachtung 2: Verfärbung des pH-Papiers nach rot.

Deutung: Der pH-Wert einer Säure gibt die Konzentration von Oxonium-Ionen an. Bei der Zitronensäure in fester Form sind die Protonen der Säure noch gebunden. Wird Wasser hinzugegeben, löst sich die Zitronensäure, indem sie ihre Protonen an das Wasser abgibt. Wasser fungiert somit als Lösungsmittel. Die dabei entstehenden Oxonium-Ionen lassen sich mit dem pH-Papier nachweisen.



Entsorgung: Ausguss

Quelle: Didaktik der Chemie, Universität Bayreuth, Experimentierkurs

Problem: Warum lässt sich der pH-Wert der Zitronensäure erst nach der Zugabe von Wasser messen?

Dazu wird zunächst die Struktur-Formel der Säure betrachtet. Die Zitronensäure besitzt drei Carboxyl-Gruppen:

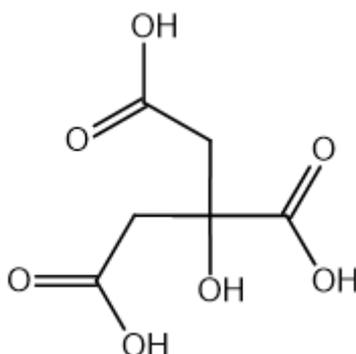


Abb.9: Struktur-Formel der Zitronensäure

Bei der Frage hilft **Arrhenius** weiter. Dieser nahm an, dass die Moleküle der **Säuren und Basen beim Vorgang des Lösens in Wasser in Kationen und Anionen zerfallen** bzw. die Moleküle in entgegengesetzt geladene Ionen auseinanderweichen, also dissoziieren.

Die Zitronensäure dissoziiert demnach in wässrigem Medium in ein Kation und ein Anion. Da sich der pH-Wert der Säure im wässrigen Medium messen ließ, liegt die Vermutung nahe, dass bei der Dissoziation Wasserstoffionen frei werden.

Somit ergibt sich:

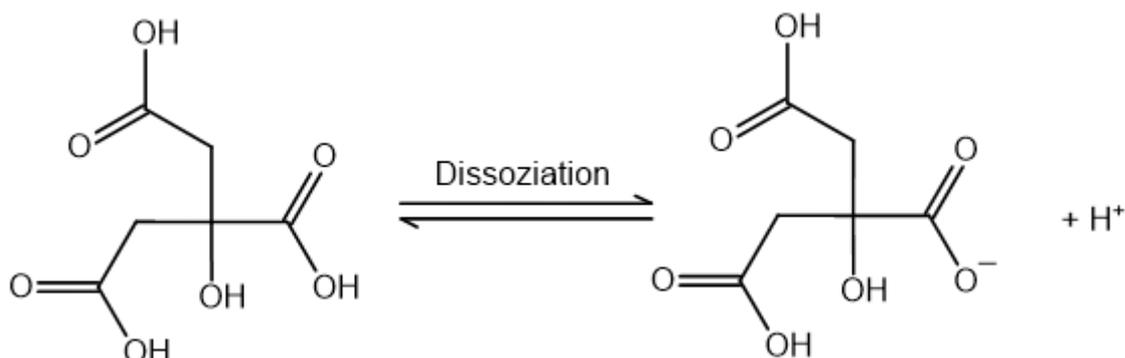


Abb.10: Dissoziation der Zitronensäure

Zitronensäure gibt im wässrigen Medium ein (bzw. bis zu drei) Wasserstoff-Ion(en) ab. Übrig bleibt das Säurerest-Anion.

Arrhenius-Säuren und -Basen lassen sich demnach wie folgt definieren:

- Säure: Arrhenius-Säuren sind **Stoffe**, die in wässriger Lösung in Wasserstoff-Kationen (H^+) und Säurerest-Anionen dissoziieren.
- Base: Arrhenius-Basen sind **Stoffe**, die in wässriger Lösung in Hydroxid-Anionen (OH^-) und Metall-Kationen dissoziieren.

Beispiele:

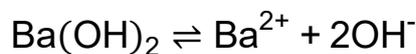
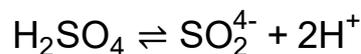
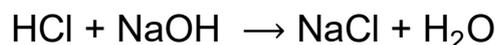
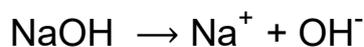
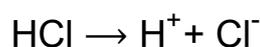


Abb. 11: Beispiele für die Definition nach Arrhenius

Dabei handelte es sich um eine 0,1 molare Salzsäure und eine 0,1 molare Natronlauge. Säure und Base liegen also dissoziiert vor. Mischt man sie, dann ergibt sich folgende Gesamt-Reaktion:

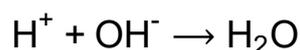


Die entstandene Lösung reagiert weder basisch noch sauer. Es handelt sich um eine neutrale Lösung, die sich so verhält wie eine Lösung von Kochsalz NaCl in Wasser.

Die Umsetzung:



Die eigentliche chemische Reaktion jeder Neutralisation ist dabei die Vereinigung von Protonen und Hydroxid-Ionen zu Wasser-Molekülen:



Diese erste allgemeingültige Säure-Base-Theorie von Arrhenius wurde bereits 40 Jahre vor Brønsted's Theorie bekannt. Für die damalige Zeit ergab sich dadurch eine neue Sichtweise in Bezug auf Säuren und Basen. Denn Arrhenius erkannte, dass die sauren Eigenschaften einer Lösung durch die Wasserstoff-Ionen (H^+) und die basischen Eigenschaften durch Hydroxid-Ionen (OH^-) zustande kommen. Durch die Entdeckung der Dissoziation konnte auch die Stärke einer Säure bestimmt werden, denn je höher der Grad der Dissoziation einer Säure, desto stärker ist die Säure. Weiterhin wurde die Wechselwirkung zwischen den Antagonisten Säure und Base auf der Grundlage der Reaktion von Hydroxid-Ionen und Wasserstoff-Ionen verständlich (Vorgang der Neutralisation). Der entscheidende neue Aspekt war, dass die Definition von Säure und Base in den submikroskopischen Bereich der Modell-Vorstellungen verlegt wird.

Allerdings weist das Konzept auch deutliche Mängel auf. Zum einen ist es nur auf Säuren und Basen in wässriger Lösung anwendbar. Zum anderen müssen Säuren Wasserstoff-Ionen enthalten und Basen müssen Hydroxy-Verbindungen sein.

3 Vergleich der beiden Konzepte

	Brønsted	Arrhenius
Rolle des Wassers	fungiert als Säure und Base	fungiert als Lösemittel
Basen- defini- tion	komplementär zur Säure- Definition formuliert	analog zur Säure-Defini- tion formuliert
Eingren- zung der Stoff- klassen	Konzept nur auf Wasserstoff enthaltende Teilchen an- wendbar (Eingrenzung der Säuren) Aber: Auch Stoffe, die keine Hydroxid-Ionen enthalten, werden als Basen gesehen (keine Eingrenzung der Ba- sen) Kationen und Anionen kön- nen Säure oder Base sein, z. B. HSO_4^- , NH_4^+ Ein Teilchen kann sowohl Säure- als auch Basenei- genschaften besitzen (Am- pholyte), z. B. H_2O , NH_3	fixierte Stoffklassen: Ba- sen müssen Metallhyd- roxide, Säuren müssen Wasserstoff- Verbindun- gen sein

Zusammenfassung: Beide Säure/Base Konzepte beruhen auf einer Protonenübertragungsreaktion in Wasser. Allerdings lässt sich das Konzept nach **Brønsted** auch auf Protonenübertragungsreaktionen anwenden, welche ohne die Anwesenheit von Wasser auskommen. Es handelt sich deshalb um eine Erweiterung des Konzeptes nach Arrhenius. Bei Säuren und Basen handelt es sich bei Brønsted nicht mehr um fixierte Stoffklassen, sondern bestimmte Teilchen, welche spezielle Eigenschaften bei einer Reaktion mit Wasserstoff-Ionen zeigen. Aus diesem Grund ist z.B. Ammoniak nach der Definition von Arrhenius keine Base, laut Brønsted allerdings schon, was mit Hilfe des Salmiakrauchexperiment gezeigt werden kann. Säuren und Basen sind hier nicht durch einen schlichten Aufspaltungsvorgang gekennzeichnet, sondern durch das Reaktionsverhalten der Moleküle. Er hat deshalb Säuren und Basen komplementär formuliert: **Brønsted-Säuren** sind Stoffe, die Protonen (H^+ - Ionen) abspalten können (**Protonen-Donatoren**). **Brønsted-Basen** sind Stoffe, die Protonen (H^+ - Ionen) aufnehmen können (**Protonen-Akzeptoren**). Es müssen immer zwei konjugierte Säure-Base-Paare an der Reaktion beteiligt sein. Eine Säure lässt sich demnach nicht ohne Base und eine Base nicht ohne Säure definieren. Ein Mangel des Konzepts besteht darin, dass es nur auf wasserstoffhaltige Verbindungen anwendbar ist und somit die Stoffklasse der Säuren eingegrenzt ist.

Arrhenius hat den Begriff der Dissoziation eingeführt und erkannt, dass die sauren Eigenschaften einer Lösung durch H^+ - Ionen, die basischen Eigenschaften durch OH^- - Ionen zustande kommen. Deshalb lauten seine Definitionen: **Arrhenius-Säuren** sind Stoffe, deren Moleküle in wässriger Lösung in Wasserstoff-Ionen (**H+**) und Säurerest-Ionen **dissoziieren**. **Arrhenius-Basen** sind Stoffe, deren Moleküle in wässriger Lösung in **Hydroxid-Ionen (OH^-)** und Metall-Ionen **dissoziieren**

Abschluss: Durch Änderung der üblichen Reihenfolge zur Einführung der Säure/Base Konzepte nach Arrhenius und Brønsted, soll vermieden werden, dass das Konzept nach Brønsted nicht als zusätzlicher, unnötiger Ballast angesehen wird, wie es häufig im Chemie-Unterricht der Fall ist. Verschiedene Wissenschaftler auf dem Gebiet der Chemie Didaktik sind der Meinung, dass das Konzept nach Arrhenius entweder komplett im Chemie Unterricht entfallen oder das Konzept von Brønsted früher eingeführt werden muss.

Quellen:

1. Riedel, E. (1990). „Anorganische Chemie“. 2. Auflage. Berlin, New York: de Gruyter.
2. Gutmann, V.; Hengge, E. (1990). „Anorganische Chemie – Eine Einführung“. 5. Auflage. Weinheim, New York, Basel, Cambridge: VCH.
3. Hammer, H.O. (1995). „Säure-Base-Vorstellungen; Geschichtliche Entwicklungen eines Begriffspaares“ in PdN Chemie, 44, 1995, 1.
4. <https://de.wikipedia.org/wiki/S%C3%A4ure-Base-Konzepte> (Stand: 10.01.18)
5. Arrhenius: https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Svante_Arrhenius_01.jpg?use-lang=de-formal; Urheber: Photogravure Meisenbach Riffarth & Co. Leipzig; Lizenz: gemeinfrei; 27.07.2020
6. Häusler (1991). "Experimente für den Chemieunterricht - mit einer Einführung in die Labortechnik." München: Oldenbourg.
7. <http://www.chemie.de/lexikon/S%C3%A4ure-Base-Konzepte.html> (Stand: 01.12.2017)
8. Erwin Riedel, Christoph Janiak, Anorganische Chemie, DeGruyter, Berlin 2002
9. Hammer, H.O. (1995). „Säure-Base-Vorstellungen; Geschichtliche Entwicklungen eines Begriffspaares“ in PdN Chemie, 44, 1995, 1.
10. <https://www.grin.com/document/370367> (Stand: 12.01.2021)