

Säuren 1

Säuren im Haushalt. Säuren kommen im Alltag häufig vor: Der Essig im Haushalt enthält Essigsäure. In der Milch ist Milchsäure enthalten und im Wein Weinsäure. Säuren benötigt man zum Haltbarmachen von Lebensmitteln. Sie geben den Speisen einen sauren Geschmack. Essiggurken, Zitronensaft oder Sauerkraut schmecken sauer. In der Coca-Cola sind Phosphorsäure und Kohlensäure enthalten. Die Magensäure enthält sogar Salzsäure.

Säuren als reizende und ätzende Stoffe. Ameisen und auch Brennnesseln verwenden Ameisensäure als Verteidigungsmittel. Die Säure brennt auf der Haut, sie kann Entzündungen hervorrufen oder die Haut sogar auflösen. Säuren wirken reizend und ätzend: Wenn sie in die Augen kommen, können sie schwere Verätzungen verursachen, im schlimmsten Fall wird man davon blind. Aus diesem Grund muss man beim Arbeiten mit Säuren im Labor Schutzbrillen tragen und Schutzhandschuhe anziehen. Die Batteriesäure für Autobatterien enthält Schwefelsäure. Diese ist besonders gefährlich. Ätzende Stoffe werden mit dem GHS-Piktogramm „Ätzwirkung“ gekennzeichnet.



Verwendung der Säuren im Haushalt. Die Säuren werden vielfältig in Reinigungsmitteln eingesetzt, zum Beispiel im WC-Reiniger. Ein Entkalker enthält eine Säure, die Kalkreste an Wasserrohren oder in Wasserkochern auflöst. Auch hierbei ist das Arbeiten mit Schutzbrille und Schutzhandschuhen vorgeschrieben. Gibt man zum Beispiel verdünnte Salzsäure oder einen Entkalker auf eine kalkhaltige Versteinerung, beginnt es zu schäumen. Das Experiment funktioniert auch mit dem Mineral Calcit, der aus kristallinem Kalk aufgebaut ist. Der Kalk ist chemisch aus Calciumcarbonat aufgebaut. Dieses wird durch Salzsäure aufgelöst, wobei das Gas Kohlenstoffdioxid entsteht.

Nachweis der Säuren. Säuren kann man in jedem Haushalt ganz einfach nachweisen, wenn man Essig auf Blaukrautblätter tropft. Sie färben sich dabei rot. Im Labor weist man Säuren mit Farbstofflösungen nach, die mit Säuren ihre Farbe wechseln. Man nennt solche Nachweisreaktionen pH-Indikatoren. Auch Blaukraut enthält einen Farbstoff als Indikator. Im Labor setzt man zum Beispiel Lackmus als Indikator ein. Vermischt man eine Säure mit Wasser, erhält man eine saure Lösung, die sauer schmeckt und einen Indikator verfärbt.

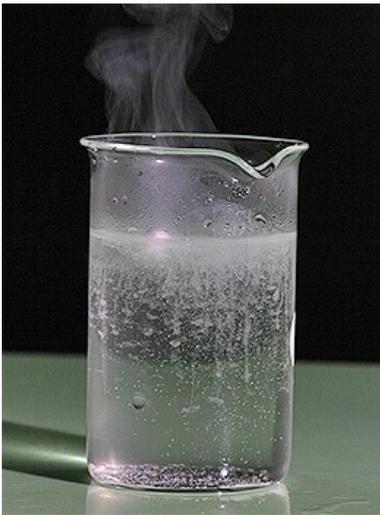
Säure als Stoff. Im Altertum war eine Säure ein Stoff, der essigähnliche Eigenschaften aufwies, sauer schmeckte oder zersetzend auf andere Stoffe wirkte. Das lateinische Wort *acidus* für sauer leitet sich vom lateinischen Wort *acetum* für Essig ab. Der Alchemist Johann Rudolph Glauber (1604–1670) stellte viele neue Säuren her, es gelang ihm erstmals die Herstellung konzentrierter Salzsäure und deren Salze. Salzsäure, Schwefelsäure oder Salpetersäure werden seit langem in jedem Labor verwendet.

Säuren 2

Der französische Chemiker Antoine Lavoisier (1743–1794) glaubte noch 1789, dass Sauerstoff in allen Säuren vorhanden ist. Das Prinzip „oxygène“ sah er als säureerzeugendes Prinzip im Sauerstoff vorliegen. Humphry Davy (1778–1829) widerlegte die Theorie und zeigte 1812, dass sich vom Chlor kein Sauerstoff abtrennen lässt. Er folgerte, dass die Salzsäure keine sauerstoffhaltige Verbindung sein kann, sondern dass Wasserstoff das kennzeichnende Element von Säuren ist.

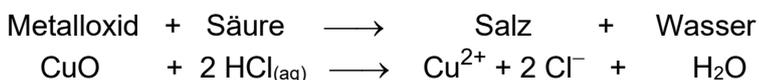
Der heute noch gültige Begriff einer Säure als Stoff geht auf Justus von Liebig (1803–1873) zurück. Er bezeichnete um 1838 die Säuren als Stoffe, die chemisch gebundenen Wasserstoff enthalten, der durch Metalle ersetzt werden kann. Die Benennung der Stoffe geht hauptsächlich auf diese Definition zurück.

Reaktion mit Metallen. Mit den meisten Metallen oder mit Metalloxiden bildet eine Säure in wässriger Lösung unter Entwicklung von Wasserstoff ein typisches Salz. Im ersten Beispiel reagiert Natrium mit Salzsäure zu Natriumchlorid und Wasserstoff. Im zweiten Beispiel reagiert Kupfer(II)-oxid mit Salzsäure zu Kupfer(II)-chlorid und Wasser:



*Natrium reagiert mit Salzsäure zu Natriumchlorid unter Bildung von Wasserstoff (Bild links).
Kupfer(II)-oxid reagiert mit Salzsäure zu Kupfer(II)-chlorid unter Bildung von Wasser (Mitte).
Kupfer reagiert mit Salpetersäure zu Kupfer(II)-nitrat unter Bildung von Stickstoffdioxid (rechts).*

Bei der Reaktion eines Metalls mit Salzsäure entstehen immer die entsprechenden Chloride. Mit Salpetersäure erhält man die Nitrats, mit Schwefelsäure die Sulfate und mit Phosphorsäure die Phosphate. Mit Laugen reagieren die Säuren in einer Neutralisationsreaktion. Säuren können auch mit Salzen reagieren, wenn die Säure, die mit dem Salz reagiert, stärker ist als die Säure, aus der das Salz gebildet wurde.



Säuren 3

Säurebegriff nach Arrhenius. Reines Wasser leitet nur ganz wenig Strom. Wenn man Kochsalz dazu schüttet, dann wird die Lösung elektrisch leitfähig. Daraus schlossen die Chemiker, dass in den wässrigen Lösungen der Salze Ionen als Ladungsüberträger vorhanden sein müssen. Wenn man eine Säure mit Wasser vermischt, leitet die Flüssigkeit ebenfalls elektrischen Strom.

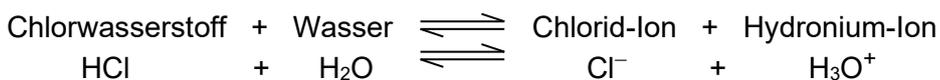
Der schwedische Chemiker Svante Arrhenius definierte um 1887 die Säuren als Stoffe, die im Wasser Protonen H^+ abgeben können und ein Säurerest-Ion bilden. Nach Arrhenius enthalten saure Lösungen positiv geladene Protonen und negativ geladene Säurerest-Ionen, alkalische Lösungen dagegen positiv geladene Base-Rest-Ionen und Hydroxid-Ionen.



Dissoziation einer Säure nach Arrhenius. Nach Arrhenius ist die Salzsäure keine Säure mehr, sondern der Chlorwasserstoff, der mit Wasser zur „Salzsäure“ reagiert und die Protonen bildet. Die Definition nach Arrhenius kann nach heutigem Verständnis trotzdem nur unzureichend erklären, was bei der Reaktion einer Säure mit Wasser passiert. H^+ -Ionen für sich alleine können nicht im Wasser existieren, sie benötigen immer einen Reaktionspartner, von dem sie aufgenommen werden.

Funktioneller Säurebegriff nach Brönsted. 1923 präziserte der dänische Chemiker Johannes Nicolaus Brönsted (1879–1947) den Säure-Base-Begriff. Nach Brönsted sind Säuren Protonenspender und übertragen diese auf einen Reaktionspartner. Mit Wasser bilden sich **Hydronium-Ionen** H_3O^+ , die auch **Oxonium-Ionen** genannt werden.

Das folgende Beispiel zeigt, was passiert, wenn sich die Brönsted-Säure Chlorwasserstoff im Wasser löst. Der Chlorwasserstoff überträgt ein Proton an das Wasser-Molekül, das zu einem Hydronium-Ion reagiert. Beim Chlor-Atom bleibt das übrige Elektron des Wasserstoff-Atoms zurück und bildet dadurch einen negativen Ladungsüberschuss. Es wird zu einem negativ geladenen Chlorid-Ion.

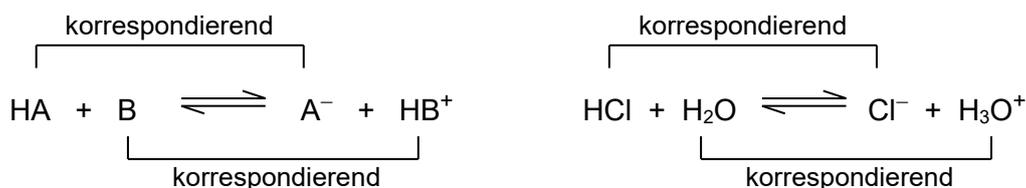


Eine wässrige Lösung, die Chlorid-Ionen Cl^- und Hydronium-Ionen H_3O^+ enthält, wird zwar als „Salzsäure“ bezeichnet, doch nach Brönsted ist der Chlorwasserstoff die eigentliche Säure. Die Brönsted-Base ist das Gegenteil einer Brönsted-Säure. Brönsted-Basen übernehmen Protonen von ihren Reaktionspartnern. Daher wirkt das Wasser in unserem Beispiel als Brönsted-Base.

- Brönsted-Säuren geben Protonen ab und übertragen sie, sie wirken als Protonen-Donatoren.
- Brönsted-Basen erhalten Protonen, sie wirken als Protonen-Akzeptoren.
- Die Säure-Base-Reaktion nach Brönsted mit der Protonen-Übertragung ist eine Protolyse.

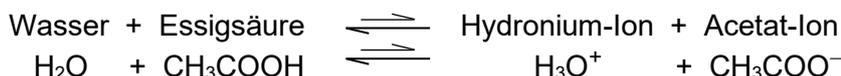
Säuren 4

Die Brönsted-Säure HA überträgt ein Proton an die Brönsted-Base B. Die Paare HA/A⁻ und B/HB⁺ sind korrespondierende Säure-Base-Paare. Der Doppelpfeil verdeutlicht, dass die Reaktion in beide Richtungen abläuft und sich ein chemisches Gleichgewicht einstellt. Zur Verdeutlichung wird die oben beschriebene Säure-Base-Reaktion des Chlorwasserstoffs mit Wasser herangezogen:



Das Chlorid-Ion Cl⁻ ist die korrespondierende Base zur Säure Chlorwasserstoff HCl. Das Hydronium-Ion H₃O⁺ ist die korrespondierende Säure zur Base Wasser H₂O. Im Wasser selbst kann eine Protolyse auch ohne einen Reaktionspartner stattfinden, es handelt sich dann um eine Autoprotolyse.

Säurestärke nach Brönsted. Die Stärke einer Säure hängt davon ab, wie gut sie Protonen abgibt und an einen Reaktionspartner überträgt. Starke Säuren wie die Salzsäure oder die Salpetersäure sind fast vollständig protolysiert. Sie übertragen in wässriger Lösung zu fast 100% ihre Protonen an das Wasser-Molekül unter Bildung der H₃O⁺-Ionen. Eher schwache Säuren wie die Essigsäure reagieren nur teilweise. Bei einer Essigsäurelösung mit der Konzentration 1mol/l stellt sich beispielsweise ein Gleichgewicht ein, das noch stark auf der Seite links in der Gleichung liegt. Es haben hierbei nur 0,4% der Essigsäure-Moleküle mit den Wasser-Molekülen reagiert.



Säure-Base-Begriff nach Lewis. Der US-amerikanische Chemiker Gilbert Newton Lewis (1875–1946) veröffentlichte eine andere Säure-Basen-Theorie. Nach Lewis können Säuren Elektronenpaare anlagern, sie sind Elektronenpaar-Akzeptoren. Bei einer Säure-Base-Reaktion nach Lewis werden Elektronenpaarbindungen gebildet. Lewis-Säuren sind elektrophile Teilchen, sie sind auf der Suche nach negativer Ladung und haben ein unvollständig besetztes Orbital in der äußeren Elektronenschale. Nach Lewis kann zum Beispiel auch Aluminiumchlorid AlCl₃ als Säure wirken.

Entsprechend sind Lewis-Basen nucleophile Teilchen, die auf der Suche nach positiver Ladung sind und Elektronenpaare zur Verfügung stellen können. Sie wirken als Elektronenpaar-Donatoren. Wasser-, Stickstoff- oder auch die Ammoniak-Moleküle zählen dazu. Chlorwasserstoff ist nach Lewis zum Beispiel keine Säure mehr, nur das Proton H⁺ ist eine Säure, da es als Elektronenpaar-Akzeptor wirkt. Das Konzept nach Lewis ist heute zum Verständnis der Reaktionsmechanismen in der organischen Chemie unverzichtbar, weil es eine Reihe der Reaktionen dort erklären kann.