

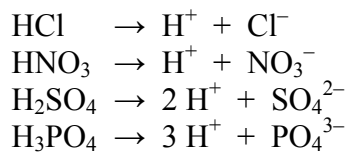
Säuren, Basen, Salze

(1. Textentwurf)

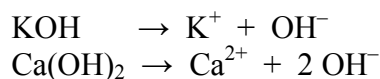
Säuren und Basen

Beispiele für *Säuren* sind Salzsäure HCl, Schwefelsäure H₂SO₄, Salpetersäure HNO₃, Phosphorsäure H₃PO₄. In *allen* Säuren kommt *Wasserstoff* vor, der andere Bestandteil (ein Anion) heißt *Säurerest*.

Bei Dissoziation in wässriger Lösung werden *Wasserstoff-Ionen* H⁺ (Protonen) frei, dies ist die Eigenschaft, die eine Säure zur Säure macht.



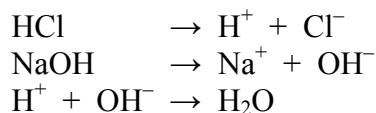
Beispiele für *Basen* sind Natriumhydroxid NaOH, Kaliumhydroxid KOH, Calciumhydroxid Ca(OH)₂. Die wässrigen Lösungen der Basen heißen *Laugen*, z. B. Natronlauge, Kalilauge. Basen enthalten das *Hydroxid-Ion* OH⁻ und ein *Metall-Ion*. Solche *Metallhydroxide* dissoziieren in Wasser:



Was die Base zur Base macht, sind die Hydroxid-Ionen. In einer Säure bzw. deren wässriger Lösung können sie sich mit den aus der Säure stammenden Protonen zu Wasser verbinden. Säuren und Basen heben sich also gegenseitig in ihrer Wirkung auf, sie *neutralisieren* sich.

Salze

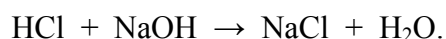
Bei der Neutralisation spielen drei Teilreaktionen eine Rolle: die Dissoziation der Säure, die Dissoziation der Base und die Bildung von Wasser:



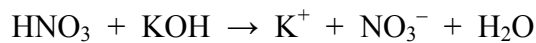
Die Addition der drei Gleichungen liefert die Gesamtreaktion:



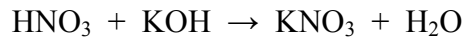
Das Endergebnis ist also eine wässrige Salzlösung; wird das Wasser abgedampft, bildet sich aus den in Lösung befindlichen Metall-Ionen und Säurerest-Anionen ein *Salz*, in diesem Falle Kochsalz (Natriumchlorid, NaCl). Daher schreibt man üblicherweise die Reaktion gleich mit dem Salz als Produkt:



Ein weiteres Beispiel ist die Neutralisation von Salpetersäure HNO_3 mit Kalilauge KOH :



Nach Abdampfen des Wassers bleibt Pökelsalz (Kaliumnitrat, KNO_3) übrig, und wir können schreiben:

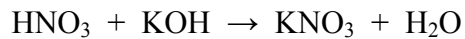


Zusammenfassung:

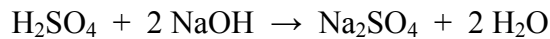
- Eine Säure (H^+ und Säurerest-Anion) gibt Wasserstoff-Ionen ab.
- Eine Lauge (OH^- und Metall-Kation) gibt Hydroxid-Ionen ab.
- Säure und Base bilden Salz und Wasser. Das Salz besteht aus einem Metall-Kation und dem Säurerest-Anion.

Mehrbasige Säuren

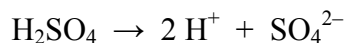
- 1 Mol Salpetersäure reagiert mit 1 Mol Kaliumhydroxid zu 1 Mol Kaliumnitrat und 1 Mol Wasser.



- Zur Neutralisation von 1 Mol H_2SO_4 hingegen sind 2 Mol NaOH nötig:



Dies kommt daher, daß bei der Dissoziation der Säure 2 Wasserstoff-Ionen entstehen:

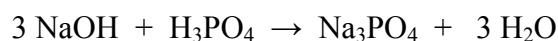


Um diese zu neutralisieren, braucht man 2 Hydroxid-Ionen OH^- , und da diese aus dem Natriumhydroxid stammen, auch 2 NaOH -Moleküle.



Auf dem schon besprochenen Wege bildet sich aus H^+ und OH^- Wasser. Nach dem Eindampfen entsteht festes Natriumsulfat.

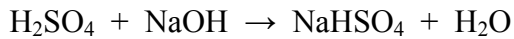
- Ähnlich verhält es sich mit Phosphorsäure: um 1 Mol H_3PO_4 zu neutralisieren, benötigt man 3 Mol NaOH .



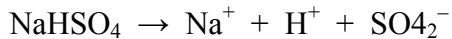
- Säuren, die im Wasser *ein* Wasserstoff-Ion abgeben, heißen *einbasige* Säuren (z. B. HCl , HNO_3). Schwefelsäure H_2SO_4 und Phosphorsäure H_3PO_4 sind Beispiele für *zwei-* bzw. *drei-*basige Säuren. Zur Neutralisation eines Moleküls einer x -basigen Säure benötigt man x Moleküle der Base.

Saure Salze

Stehen die für eine vollständige Reaktion nötigen Stoffmengen nicht zur Verfügung, findet eine unvollständige Reaktion statt. Beispiel:

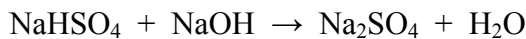


Hier entstehen bei der Reaktion von 1 Mol Schwefelsäure mit 1 Mol Natriumhydroxid 1 Mol Natriumhydrogensulfat und 1 Mol Wasser. Das Natriumhydrogensulfat dissoziiert in Wasser:

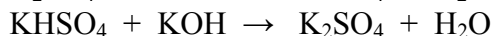
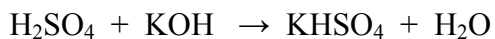


Das Wasserstoff-Ion gibt der wässrigen Lösung sauren Charakter. Solche Salze heißen *Hydrogensalze* oder *saure Salze*.

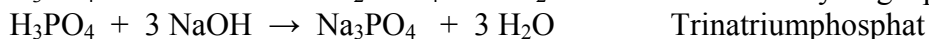
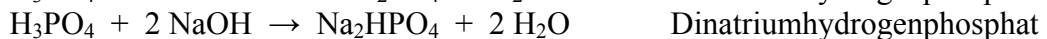
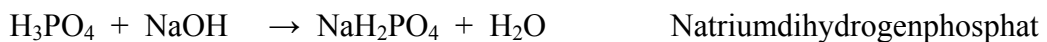
- Setzt man 1 Mol des sauren Salzes NaHSO_4 mit 1 Mol Natriumhydroxid um, so erhält man 1 Mol Natriumsulfat:



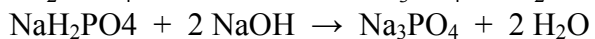
- Weiteres Beispiel: auch das saure Salz KHSO_4 reagiert mit KOH :



- Analog vermag die Phosphorsäure drei Salze zu bilden, mit so z. B. mit Natriumhydroxid:



Umsetzung der beiden sauren Salze mit Natriumhydroxid:



Anhang

- Indikatoren

Es gibt Farbstoffe, die unter der Einwirkung von Säuren oder Laugen einen deutlich erkennbaren Farbumschlag zeigen, mit denen man also feststellen kann, ob saures oder basisches Milieu vorliegt. Solche Farbstoffe heißen *Indikatoren*. Beispiele sind Phenolphthalein, Methylorange und Lackmus. (Merkhilfe für Lackmus: Säuren rot, Laugen blau.)

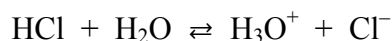
	Säure	Lauge
Phenolphthalein	farblos	rot
Methylorange	rot	orange-gelb
Lackmus	rot	blau

- Brønsted-Definition der Säuren und Basen

Die oben dargestellten Definitionen von Säure und Base (Abgabe von Protonen bzw. Hydroxid-Ionen) ist die sogenannte Arrhenius-Definition¹. Da sie nicht alle bei Säuren und Basen auftretenden Vorgänge beschreiben kann (z. B. die basische Reaktion von Ammoniak in Wasser), sind andere Säure-Base-Konzepte entwickelt worden, darunter die von Brønsted und Lowry².

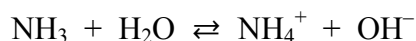
In der Säure-Base-Definition nach Brønsted und Lowry steht im Mittelpunkt nicht die einfache Abgabe eines Protons, sondern die *Übertragung* eines Protons von einem Reaktionspartner auf den anderen (man nennt diesen Vorgang *Protolyse*).

Eine *Säure* ist danach definiert als ein Teilchen, das Protonen an einen Reaktionspartner, nämlich die *Base*, übertragen kann (man spricht deshalb hier von *Protonendonator* und *Protonenakzeptor*). Säure und Base bilden also stets ein System und sind nicht für sich allein definiert. Ein solches *Säure-Base-Paar* wird durch eine Gleichgewichtsreaktion beschrieben. Betrachten wir als Beispiel die Dissoziation von Salzsäure:



In der Arrhenius-Definition hatten wir das Modell des Protons H^+ in wässriger Lösung. In Wirklichkeit schwimmen aber keine „nackten“ Protonen in der Lösung, die tatsächlichen Verhältnisse werden besser durch das Hydronium-Ion H_3O^+ beschrieben.³ Denn in der Brønsted-Lowry-Theorie wird das Proton von der Säure auf das Wasser übertragen, dies übernimmt somit die Rolle der Base.

Ammoniak in wässriger Lösung reagiert basisch, ohne selbst Hydroxid-Ionen abzugeben:



Jetzt spielt das Wasser die Rolle einer Säure: es gibt Protonen an die Base Ammoniak ab und ist somit ein Beispiel für ein *Ampholyt* – so heißen Verbindungen, die in der Brønsted-Lowry-Theorie je nach Umständen sowohl als Säure als auch als Base reagieren können.

¹ S. Arrhenius, schwedischer Physiker und Chemiker, 1859-1927

² J. N. Brønsted, dänischer Chemiker und Künstler 1879-1947, T. Lowry, 1874-1936, englischer Chemiker

³ Auch *Oxonium*- oder *Hydronium*-Ion genannt. H_3O^+ schwimmt auch nicht frei in der Lösung umher, sondern ist von einer Hydrathülle umgeben: $\text{H}_3\text{O}^+ \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$, so daß man es mit H_6O_4^+ zu tun hat.