

8 Säure, Basen, Reaktionen

8.1 Grundlagen im Medium Wasser H₂O

In reinem Wasser zerfällt immer ein winzig kleiner Anteil der H₂O-Teilchen einerseits in OH⁻ („OH-Minus“), andererseits in H⁺. Das geschieht ohne äusseren Anlass, und der Anteil ist dort $1/10'000'000$, also 10^{-7} . Man nennt das Protolyse (Abtrennung eines Protons)

Das H⁺ teilchen bindet sich an einem H₂O Molekül: H₃O⁺ („H-drei-O-plus“).

Wie entsteht ein OH⁻ Teilchen:

ein normales H₂O-Teilchen gibt einem anderen ein H⁺ = ein Proton ab

Diese Aufnahme oder Abgabe eines Protons bestimmt wie sauer ein Stoff ist, insbesondere eine Flüssigkeit. Die H₃O⁺ oder die H⁺ Teilchen sind dabei die Säureteilchen.

Die OH⁻ Teilchen nennt man Baseteilchen. Basisch ist somit das Gegenteil von sauer.

Moleküle oder Verbindungen, die leicht H⁺ Teilchen abgeben, sind Protonenspende oder Säuren. Moleküle oder Verbindungen, die leicht H⁺ Teilchen aufnehmen, sind Protonenempfänger oder Basen. Beide chemischen Vorgänge, ob Empfang oder Spenden von Protonen (H⁺) ist im Kleinen meist harmlos (z.B. pH zwischen 5 und 9), im grossen Ausmass führt es aber zu gefährliche, heftige, ätzende Reaktionen.

8.2 Der pH-Wert

Mit dem pH Wert misst man nun, insbesondere in Flüssigkeiten, wie viele H⁺ Teilchen vorhanden sind, und somit wie sauer ein Stoff ist.

Der pH-Wert ist definiert als der negative Zehnerlogarithmus (-exponent) des Anteils H⁺-Teilchen in einer Lösung.

Beispiele:

pH = 1: es liegen 10^{-1} H⁺ Teilchen pro H₂O-Teilchen vor, anders gesagt pro 10 Wassermoleküle ein Säureteilchen.

pH 4: es liegen 10^{-4} H⁺ Teilchen pro H₂O-Teilchen vor, also für jedes 10'000-ste Wassermolekül gibt es ein H⁺.

Wenig bekannt ist der **pOH**-Wert: diese ist definiert als der negative Zehnerlogarithmus (-exponent) des Anteils OH⁻-Teilchen in einer Lösung.

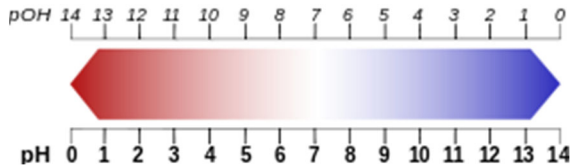
Es gilt aber bei Zimmertemperatur: **pH + pOH = 14**. Daher reicht es die pH Wert zu nennen.

Neutrales Wasser hat einen pH-Wert von 7. Das bedeutet, dass nur 10^{-7} der Wasserteilchen sind H₃O⁺-Teilchen. Anders gesagt, ist jedes 10-Millionste Teilchen ein Säureteilchen.

Füllen Sie die folgende Tabelle aus:

| pH | Anteil H ⁺ Teilchen pro H ₂ O: | 1 H ⁺ Teilchen pro <X> H ₂ O | Bezeichnung der Lösung: | Anteil OH ⁻ Teilchen als Zehnerpotenz | pOH |
|----|--|--|-------------------------|--|-----|
| 1 | 10^{-1} | 10 | Sehr stark Sauer | 10^{-13} | 13 |
| 2 | 10^{-2} | 100 | Stark Sauer | 10^{-12} | 12 |
| 7 | 10^{-7} | 10'000'000 | Neutral | 10^{-7} | 7 |
| 10 | 10^{-10} | 10'000'000'000 | Basisch | 10^{-4} | 4 |
| 12 | 10^{-12} | 1'... | stark Basisch | 10^{-2} | 2 |

Jede Veränderung des pH-Wertes über oder unter 7 ist somit eine Störung des natürlichen Gleichgewichtes der H^+ Teilchen und der OH^- Teilchen im Wasser.
 Ist der pH zwischen 1 und 7, so überwiegen die H^+ Teilchen; das tritt auf wenn eine Säure im Wasser gelöst ist, welcher H^+ Teilchen ins Wasser abgegeben hat.
 Ist der pH Wert zwischen 7 und 14, so redet man von basischer Lösung, dann überwiegen die OH^- Teilchen. Eine Base entzieht dem Wasser viele H^+ Teilchen, zurück bleibt jeweils ein OH^- Teilchen.



Die pOH-Skala (oben) und die pH-Skala (unten) sind einander entgegengesetzt.
 (links: saurer Bereich; rechts: basischer Bereich)

8.3 Reaktionen von Säuren und Basen

Treffen viele H^+ Teilchen und viele OH^- -Teilchen zusammen, so reagieren sie wieder miteinander. Genau das ist der Fall, wenn wir eine Säure und eine Base zusammenfügen: Es entstehen wieder viele H_2O -Teilchen. Damit neutralisieren sich die beiden Flüssigkeiten gegenseitig. Der pH wird dann, wenn man es genau macht, neutral = 7. Das genaue Vermischen von Säuren und Basen, um einen ganz bestimmten pH zu erreichen, nennt man Titrieren.

8.4 Beispiele der Anwendung von Säuren oder Basen im Alltag

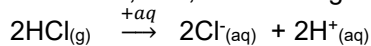
| Säure / Base | Zwecke / Wirkungen der Anwendung |
|---|----------------------------------|
| Essig Säure | Wochen Kalk entfernen |
| Ammoniak, NH_3 , in Wasser Base | Putzen Basis für Dünger |
| Waschen mit Seife oder Reinigungsmitteln Base | |
| CO_2 in Getränken Base | Gibt in Wasser eine Säure |
| Magensaft Säure | |

8.5 Beispiel: Unedles Metall plus Säure

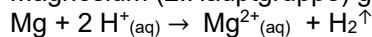
Pieper: Unedle Metalle reagieren mit Säuren: https://www.youtube.com/watch?v=zbJr2x0n_JQ

Magnesium in Salzsäure

Salzsäure, HCl, in Wasser gibt eine saure Lösung:

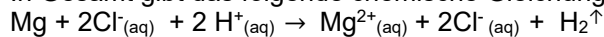


Magnesium (2.Hauptgruppe) gibt gerne sein 2 Außenelektronen ab an die H^{+} Ionen.

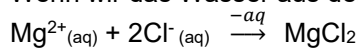


Das feste Mg wird dabei ionisiert und löst sich im Wasser auf.

In Gesamt gibt das folgende chemische Gleichung:



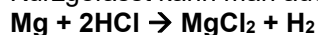
Wenn wir das Wasser aus der resultierende Lösung verdampfen lassen passiert folgendes:



Die Kationen Mg^{2+} und Anionen Cl^{-} binden sich zu einem Salz: Magnesiumchlorid.

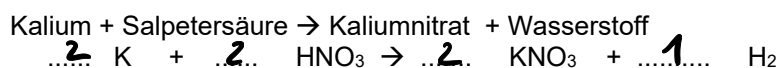
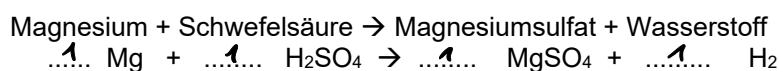
**Wir sehen also, dass unedle Metallen in Säure aufgelöst werden können.
Dabei entstehen einen Salz und Wasserstoffgas.**

Kurzgefasst kann man auch schreiben:



Aufgabe:

Ergänzen Sie die untenstehenden Reaktionen mit den korrekten Verhältniszahlen.

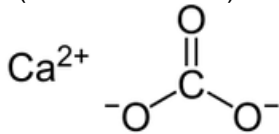


Weitere Beispiele von Pieper:

https://www.youtube.com/watch?v=g5nQoPG_LUE

8.6 Beispiel: Kalk und Essigreiniger

Kalk (Calciumcarbonat) ist ein Salz mit folgender Strukturformel:



Kalk ist sehr schlecht lösbar in Wasser: $\text{CaCO}_3 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-}$

Das Symbol " \leftrightarrow " steht für eine Gleichgewichtsreaktion: die Reaktion findet in beide Richtungen statt. In diesem Fall bedeutet das, dass der Kalk sich in Wasser teilweise auflöst.

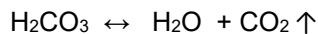
Essigreiniger ist Essigsäure in Wasser: $\text{CH}_3\text{COOH} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$

Essigsäure ist eine schwache Säure: nicht alle Wasserstoffteilchen werden auf einmal abgegeben.

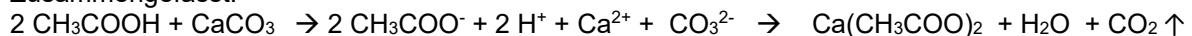
Die H^+ Teilchen kombinieren mit den CO_3^{2-} Teilchen vom Kalk:



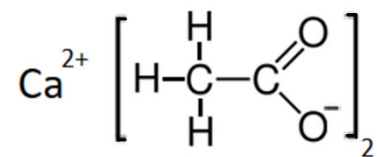
Kohlensäure ist nicht stabil in Wasser:



Zusammengefasst:



Calciumacetat, $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, ist ein gut lösbares Salz mit folgender Strukturformel:



Also: Kalk, welches schlecht lösbar in Wasser ist, löst sich in eine saure Lösung gut auf.

In Essigreiniger entsteht dabei unter anderem Calciumacetat, welches selber gut lösbar ist.

Zusätzlich entstehen Wasser und Kohlendioxid welches als Gas entweicht.

8.7 Indikatoren für Säure – Base Reaktionen

Es gibt natürliche und künstliche Farbstoffe, bei welchen Säuren oder Basen Farbänderungen verursachen.

Natürliche: Randensaft, Rotkohl

Farbveränderung: sauer → rot, basisch → blau

Künstliche, z.B.: Papierstreifen, Lackmus

Farbveränderungen z.B.: sauer → rot , neutral: gelb basisch → blau