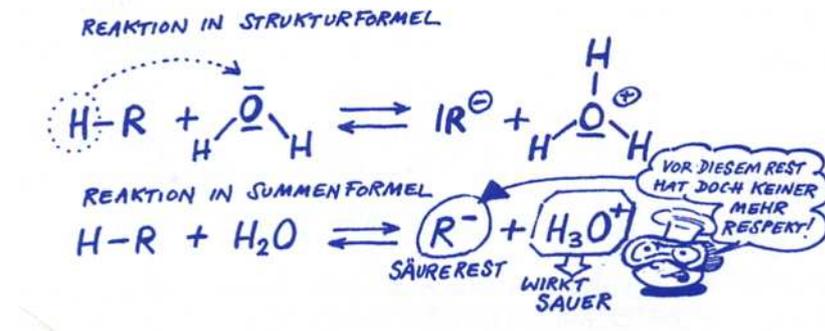


# Säuren und Basen

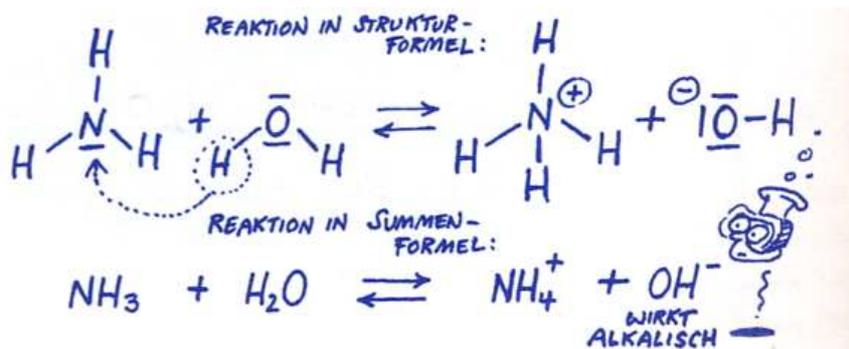
## 1. Definitionen

Säuren und Basen spielen in der Biologie eine wichtige Rolle. Säuren helfen uns bei der Verdauung, lassen Pflanzen bunter aussehen, verbessern den Geschmack von Speisen & Getränken. Säuren helfen uns außerdem Lebensmittel zu konservieren, regeln unseren Säure-Base-Haushalt und dienen als Katalysator bei chemischen Reaktionen.

**Säuren** sind allg. als definiert als **Protonen-Donatoren**, d.h. sie geben in wässrige Lösung  $H^+$ -Ionen ab. Sie bilden in Wasser somit  $H_3O^+$ -Ionen.



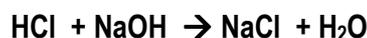
**Basen** sind dagegen **Protonenakzeptor**, d.h. sie können Protonen aufnehmen. Dazu müssen sie mindestens über ein freies Elektronenpaar verfügen. Bekanntes Beispiel ist z.B. Ammoniak ( $NH_3$ ). Generell bilden Basen in Wasser die sog. **Hydroxid-Ionen** ( $OH^-$ ).



Säuren und Basen können **neutralisiert** werden, da die  $H^+$ -Ionen mit den  $OH^-$ -Ionen zu Wasser reagieren können:



Ein bekanntes Beispiel ist die Neutralisation von Salzsäure mit Natronlauge:



Dabei entsteht immer ein Salz (hier: Natriumchlorid) und Wasser.

## 2. Ampholyte

Es gibt übrigens Stoffe, die **sowohl als Säure als auch als Base** reagieren können. Bekanntes Beispiel ist Wasser:

Wasser als Base:  $H_2O + H^+ \rightarrow H_3O^+$  reagiert als Protonenakzeptor

Wasser als Säure:  $H_2O \rightarrow H^+ + OH^-$  reagiert als Protonendonator

Solche Stoffe werden in der Chemie als „**Ampholyt**“ bezeichnet (griechisch ἀμφίς (*amphis*) = auf beiden Seiten).

### 3. Der pH-Wert:

Um auszudrücken, wie sauer oder basisch ein Stoff ist, wurde die **pH-Wert-Skala von 0-14** eingeführt.

Der pH-Wert gibt die Konzentration der  $H_3O^+$ -Ionen der Lösung an.

→ Eine Lösung von **pH= 1** hat beispielweise eine Konzentration  $c(H^+)= 10^{-1} \text{ mol/l} = 1 \text{ mol/l}$

→ Eine Lösung von **pH= 10** hat demnach eine Konzentration  $c(H^+)=10^{-14} \text{ mol/l} = 0,000\ 000\ 0001 \text{ mol/l}$

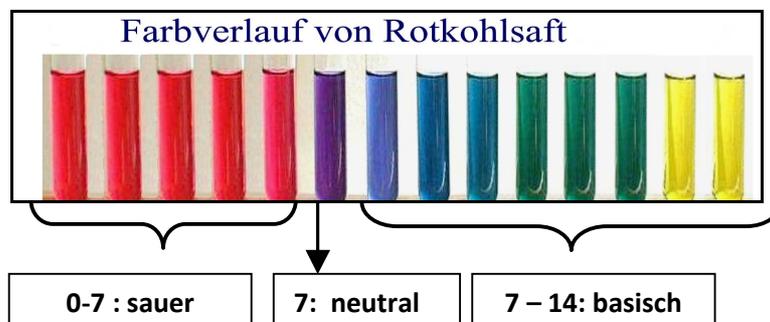
Aufgrund dieser kleine Zahlen, wird die die Konzentration der  $H^+$ -Ionen als **negativ dekadischer Logarithmus** ausgedrückt:  **$pH = -\log c(H^+)$** .

Eine pH-Wert Erniedrigung um eine Einheit bedeutet demnach eine Verzehnfachung der  $H^+$ -Konzentration!

Analog zum pH-Wert gibt es auch eine pOH-Skala, die nachdem gleichen Prinzip funktioniert. Dabei gilt:

$$pOH + pH = 14$$

Ob eine Lösung sauer, neutral oder alkalisch ist, kann mit einem **Indikator** überprüfen. Ein Indikator ist ein Stoff, die seine Farbe nach Abhängigkeit des pH-Werts ändert. Ein bekanntes Beispiel aus dem Alltag ist Rotkohlsaft:



Universal-Indikatorpapier enthält meist ein Gemisch aus verschiedenen Farbstoffen, so dass man leicht jede pH-Stufe ablesen kann.

### 4. Säurereste:

Für die Biologen sind besonders die entstehenden **Säurereste** interessant, da sie in der Natur eine wichtige Rolle spielen. Phosphate, Nitrate, Sulfate beispielsweise als wichtige Pflanzennährstoffe und Bestandteile von Dünger. Phosphate als Bestandteil des universellen Energieträgers ATP, als Bestandteil der DNA u.s.w.

Folgende Tabelle gibt einen kurzen Überblick über die bekanntesten anorganischen Säuren und ihre Säurereste, die man als Biologe kennen sollte.

| Name der Säure | Summenformel der Säure         | Formel des Säurerests                       | Name des Säurerests |
|----------------|--------------------------------|---|---------------------|
| Salzsäure      | HCl                            | Cl <sup>-</sup>                             | Chlorid             |
| Blausäure      | HCN                            | CN <sup>-</sup>                             | Cyanid              |
| Salpetersäure  | HNO <sub>3</sub>               | NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>                | Nitrat              |
| Schwefelsäure  | H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> | HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>               | Hydrogensulfat      |
|                |                                | SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>               | Sulfat              |
| Kohlensäure    | H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> | HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>               | Hydrogencarbonat    |
|                |                                | CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>               | Carbonat            |
| Phosphorsäure  | H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> | H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup> | Dihydrogenphosphat  |
|                |                                | HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>              | Hydrogenphosphat    |
|                |                                | PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>               | Phosphat            |

## 5. Säurestärke:

Ob man sich von einer Säure oder Base verätzen kann oder nicht, hängt neben ihrer Verdünnung mit Wasser vor allem von ihrer **Säurestärke** ab.

Salzsäure ist eine sehr starke Säure, d.h. in Wasser gelöst, geben nahe 99% der Moleküle ihr Proton ab.

Beträgt die Konzentration der HCl-Moleküle z.B. 1 mol/l, misst man eine c(H<sup>+</sup>)-Konzentration von ebenfalls 1 mol/l.

Essigsäure dagegen ist dagegen eine sehr schwache Säure. In wässriger Lösungen geben nur ca. 1,3% der Moleküle ihr Proton ab. Beträgt die Konzentration der Essigsäure-Moleküle 1 mol/l, misst man nur eine c(H<sup>+</sup>)-Konzentration von 0,09 mol/l.

Um dieses Phänomen mathematisch auszudrücken, wurde der K<sub>s</sub>-Wert eingeführt. K<sub>s</sub> ist die **Säuredissoziationskonstante**. Sie gibt an, wieviel Prozent der Moleküle letztendlich ihr Proton an das Wasser abgeben.

Analog zum pH-Wert wurde auch hier aufgrund der großen Zahlen, die logarithmische Skala – der sog. **pK<sub>s</sub> – Wert** eingeführt: **pK<sub>s</sub> = -log K<sub>s</sub>**.

Die K<sub>s</sub>- bzw. pK<sub>s</sub>-Werte können in speziellen Tabelle nachgelesen werden. Generell gilt: anorganische Säuren sind meist relativ stark, organische Säuren dagegen meistens eher schwach.

Es gilt: je kleiner der pK<sub>s</sub>-Wert einer Substanz, desto stärker ist die Säure und umgekehrt: je größer der pK<sub>s</sub>-Wert desto schwächer ist die Säure.

(Hinweis: für den K<sub>s</sub>-Wert gilt das genau umgekehrt: großer K<sub>s</sub>-Wert = starke Säure, kleiner K<sub>s</sub>-Wert = schwache Säure)

|                        |  |
|------------------------|--|
| <b>starke Säure:</b>   | <b>Salzsäure: pK<sub>s</sub> = - 3</b>   |
| <b>schwache Säure:</b> | <b>Essigsäure: pK<sub>s</sub> = 4,74</b> |

Analog gibt es natürlich auch eine K<sub>B</sub>- bzw pK<sub>B</sub>-Wert für Basen.

Für Biologen ist die genaue Berechnung – die letztendlich aus das Massenwirkungsgesetz abgeleitet werden kann – uninteressant. Wichtig ist, dass man weiß, dass Säuren und auch Basen unterschiedlich stark reagieren und das diese Stärke in Form der abgegebenen H<sup>+</sup>-Ionen bzw. OH<sup>-</sup>-Ionen angegeben werden kann.

## 6. Puffer:

In den Zellen von lebenden Organismen können viele Reaktionen nur bei einem ganz bestimmten pH-Wert ablaufen. Der Hauptgrund dafür ist, dass vor allem die Enzyme (=Biokatalysatoren) nur bei einem ganz bestimmten pH-Wert wirken.

Der pH-Wert des Blutes beträgt z.B. 7,4 +/- 0,2. Eine Abweichung von 0,4 wirkt bereits tödlich, da die Enzyme ihr Form und somit ihre biologische Aktivität verlieren.

Trotzdem ist unter normalen Umständen selbst bei einseitiger Ernährung nie damit zu rechnen, dass es zu einer Übersäuerung bzw. Alkalisierung des Blutes kommt. Grund dafür sind sog. **Puffersysteme** im Blut.

Pufferlösungen, sind Mischungen aus schwachen Säuren und ihren Salzen, die bei Zugabe von Säuren & Basen den pH-Wert konstant halten. Sie können die zusätzlichen H<sup>+</sup>- und OH<sup>-</sup>-Ionen abfangen bzw. „abpuffern“.

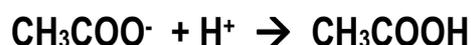
Ein bekannter Puffer ist der Essigsäure-Acetat-Puffer. Acetat ist der Säurerest der Essigsäure:



Das Acetat kann dabei als Base wirken und Protonen aufnehmen.

Die Puffer-Lösung besteht aus einem meist von 50:50 Gemisch aus Acetat und Essigsäure.

Bei Zugabe von überschüssigen H<sup>+</sup>-Ionen können dieses vom Acetat abfangen werden und zu Essigsäure reagieren:



Bei Zugabe von überschüssigen OH<sup>-</sup>-Ionen können die mit der Essigsäure zu Acetat reagieren



## Beispiele aus dem Alltag für saure und basische Stoffe

