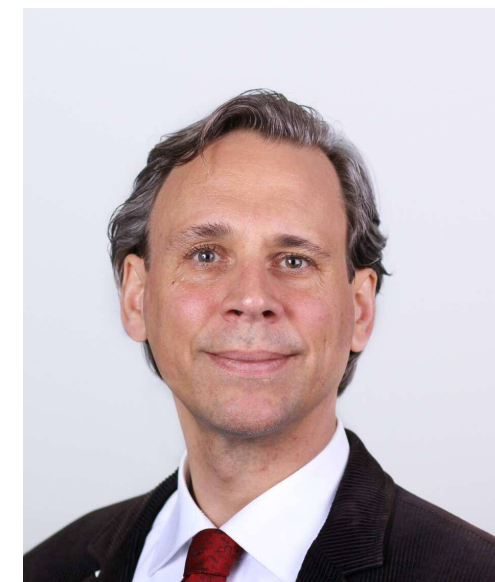
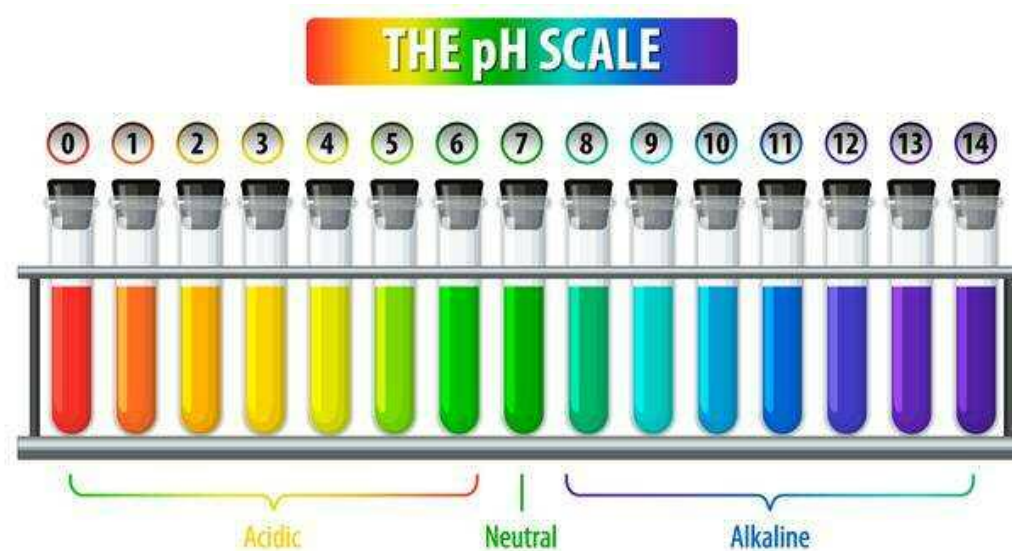


# Säure-Base-Reaktionen



Prof. S. Schlücker

1. Was ist eine Säure bzw. eine Base?
- 2. Was ist der pH-Wert und wie berechnet man ihn?**
3. Wie kann ich den Säure- bzw. den Base-Gehalt einer Probe bestimmen?

## 2. Was ist der pH-Wert und wie berechnet man ihn?

**Definition:**

**Der pH-Wert ist ...**

**qualitativ:**

ein Maß für den sauren oder basischen Charakter einer wässrigen Lösung

**quantitativ  
(in Worten):**

**der negative dekadische Logarithmus  
der H<sup>+</sup>-Ionen-Konzentration**

**(besser: H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> wegen Reaktivität des Protons mit H<sub>2</sub>O)**

**quantitativ  
(Formel):**

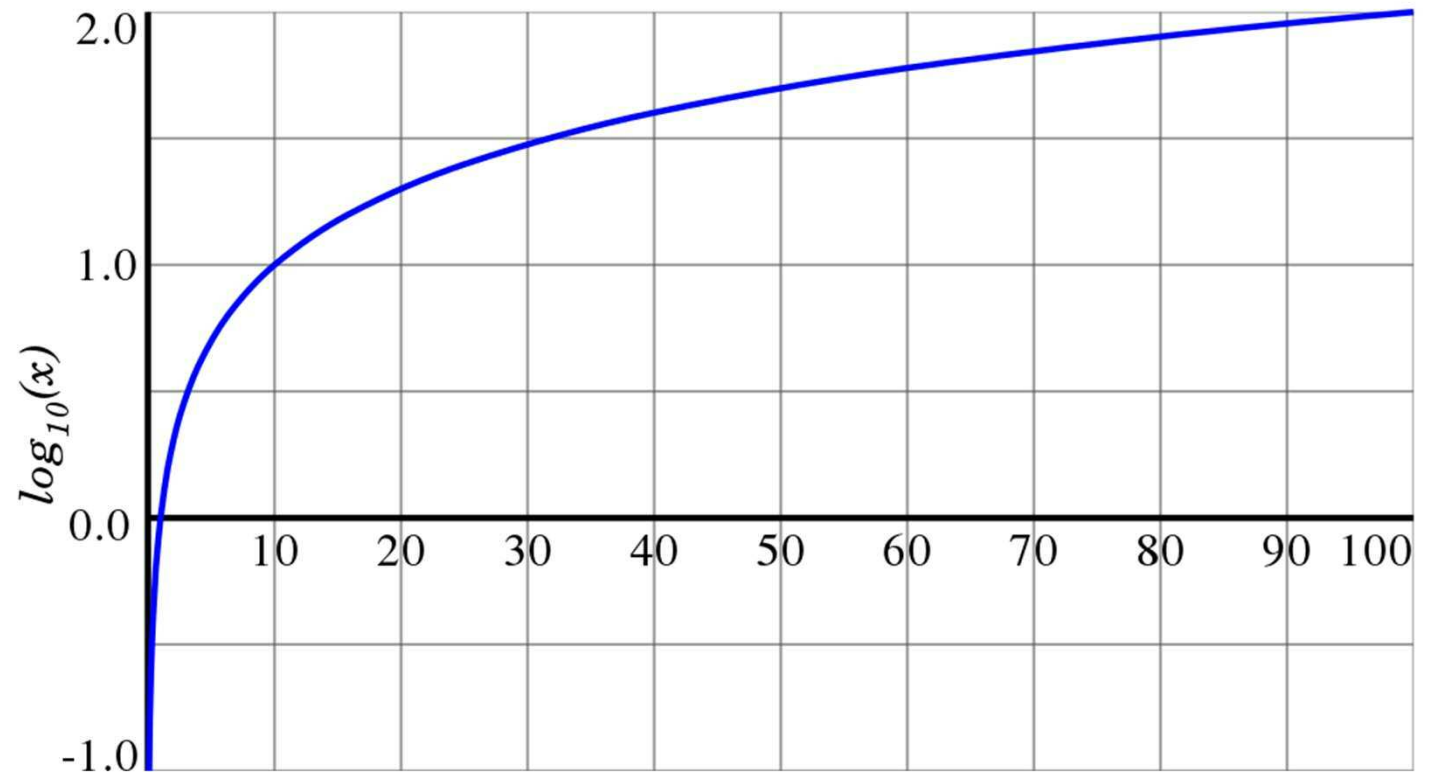
$$\text{pH} = -\log_{10} [\text{H}_3\text{O}^+]$$

## 2. Was ist der pH-Wert und wie berechnet man ihn?

Eine wichtige Funktion: der dekadische Logarithmus

Wertetabelle:

<b>x</b>	<b><math>y = \log_{10}(x)</math></b>
<b>0</b>	<b>nicht def.</b>
<b>0,001</b>	<b>-3</b>
<b>0,01</b>	<b>-2</b>
<b>0,1</b>	<b>-1</b>
<b>1</b>	<b>0</b>
<b>10</b>	<b>1</b>
<b>100</b>	<b>2</b>
<b>...</b>	<b>....</b>



## 2. Was ist der pH-Wert und wie berechnet man ihn?

$$\text{pH} = -\log_{10} [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$x = [\text{H}_3\text{O}^+]$  (Zahlenwert in mol/L)

$y = \text{pH} = -\log_{10} [\text{H}_3\text{O}^+] = f(x)$

0,000.000.1	= 1/10 <sup>7</sup>	= 10 <sup>-7</sup>
0,001	= 1/1000 = 1/10 <sup>3</sup>	= 10 <sup>-3</sup>
0,005	= 5/1000 = 5·1/10 <sup>3</sup>	= 5·10 <sup>-3</sup>
0,01	= 1/100 = 1/10 <sup>2</sup>	= 10 <sup>-2</sup>
0,1	= 1/10 = 1/10 <sup>1</sup>	= 10 <sup>-1</sup>
1	= 1/1 = 1/10 <sup>0</sup>	= 10 <sup>-0</sup>

- log <sub>10</sub> (10 <sup>-7</sup> )	= - (-7)	= +7
- log <sub>10</sub> (10 <sup>-3</sup> )	= - (-3)	= +3
- log <sub>10</sub> (5·10 <sup>-3</sup> = 10 <sup>-2,301</sup> )	= +2,301	
- log <sub>10</sub> (10 <sup>-2</sup> )	= - (-2)	= +2
- log <sub>10</sub> (10 <sup>-1</sup> )	= - (-1)	= +1
- log <sub>10</sub> (10 <sup>-0</sup> )	= - (-0)	= 0

## 2. Was ist der pH-Wert und wie berechnet man ihn?

Wie groß ist der pH-Wert von „normalem“ Wasser?

**Eigendissoziation oder Autoprotolyse von H<sub>2</sub>O:**



$$K = \frac{[\text{H}^+] [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

$$K_{\text{W}} = K [\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

**$K_{\text{W}}$  = Ionenprodukt des Wassers =  $1,0 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ L}^{-2}$  (bei 25 °C)**

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \quad \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

**Der pH-Wert von „normalem“ = neutralem Wasser ist 7.**

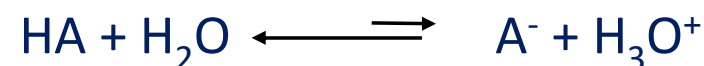
H<sub>2</sub>O ist sowohl Säure als auch Base, d.h. Wasser ist ein **Ampholyt**; es kann sowohl als Säure als auch als Base reagieren.

## 2. Was ist der pH-Wert und wie berechnet man ihn?

Bei Wasser: Protolyse-GGW ganz links



Bei schwachen Säuren: ~ weitgehend links



Bei starken Säuren: ~ ganz rechts



$K_s$  ist die Säurekonstante

$$K_s = K [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] [\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$
$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] [\text{A}^-]}{[\text{HA}] [\text{H}_2\text{O}]}$$

Analog zum pH-Wert: Definition einer logarithmischen Größe als Maß für die Säurestärke

$$\text{p}K_s = -\log_{10} K_s$$

**starke Säuren:**  $K_s > 1$  und  $\text{p}K_s < 0$

=> Protolysegleichgewicht liegt auf der rechten Seite

## 2. Was ist der pH-Wert und wie berechnet man ihn?

pK<sub>s</sub>-Werte von Säuren: **stark** vs. **mittel** vs. **schwach**

Bezeichnung	Säuren pK <sub>s</sub>	Beispiel
sehr stark	< 0	HClO <sub>4</sub> Perchlorsäure
stark	0-3	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> Phosphorsäure
mittelstark	3-7	CH <sub>3</sub> COOH Essigsäure
schwach	7-11	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> Ammonium-Ion
sehr schwach	11-14	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> Hydrogenphosphat
schwach	> 14	NH <sub>3</sub> Ammoniak

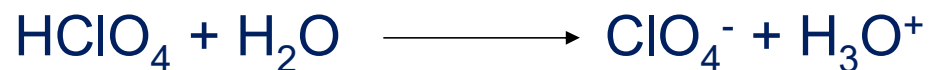
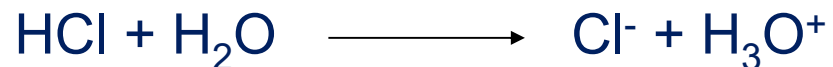


## 2. Was ist der pH-Wert und wie berechnet man ihn?

### Berechnung des pH-Wertes von Säuren in Wasser

#### Fall 1 von 2: **Starke** Säuren (einfach!) – Beispiel **HCl**

Protolysegleichgewicht fast vollständig auf der rechten Seite



$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Säure}] = \text{Anfangskonzentration der Säure}$

$$\text{pH} = -\log[\text{Säure}]$$

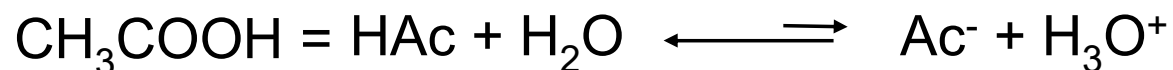
Beispiel: HCl-Lösung mit  $c = 0,1 \text{ mol/l}$ :  $\text{pH} = -\log(0,1) = -\log(10^{-1}) = 1$

## 2. Was ist der pH-Wert und wie berechnet man ihn?

### Berechnung des pH-Wertes von Säuren in Wasser

#### Fall 2 von 2: Mittelstarke/schwache Säuren – Beispiel Essigsäure

Protolysegleichgewicht fast vollständig auf der linken Seite:



$$K_s = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]} \quad \text{mit } [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Ac}^-]: \quad K_s = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{HAc}]}$$

Beispiel: pH-Wert einer Essigsäurelösung

der Konzentration  $c = 0,1 \text{ mol l}^{-1}$ :

$$\text{pH} = 0,5 \cdot (4,74 - (-1)) = 2,87 \quad [\text{vgl. } 0,1 \text{ M HCl: pH } 1]$$

Wegen der kleinen

Protolysekonstante gilt:

$[\text{HAc}] \cong c =$  Gesamt-

konzentration der Säure

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 = [\text{HAc}] \cdot K_s = c \cdot K_s$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = (c \cdot K_s)^{1/2}$$

Negativer Logarithmus liefert

$$\text{pH} = 0,5 (\text{p}K_s - \log c)$$