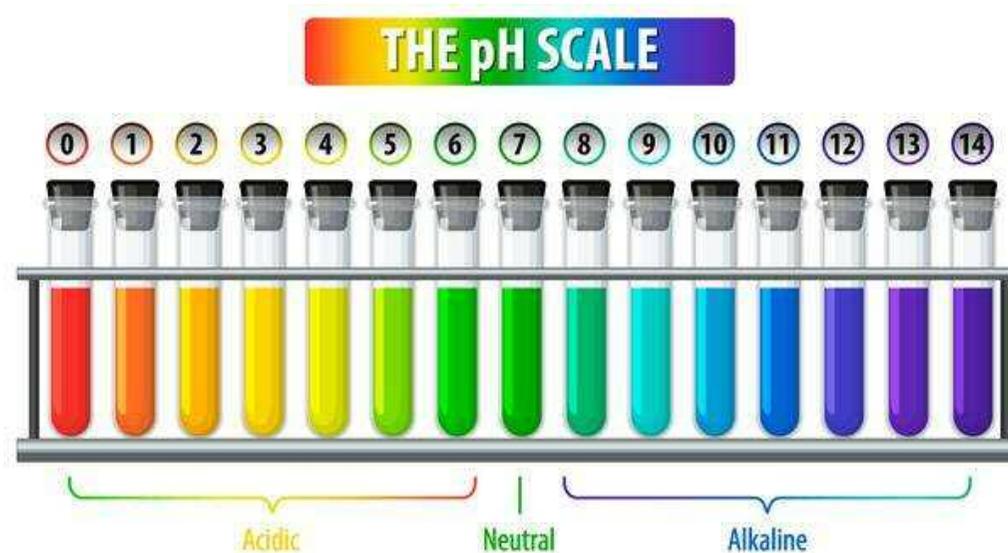


Säure-Base-Reaktionen



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⁺-Ionen-Konzentration**

(besser: H₃O⁺ wegen Reaktivität des Protons mit H₂O)

**quantitativ
(Formel):**

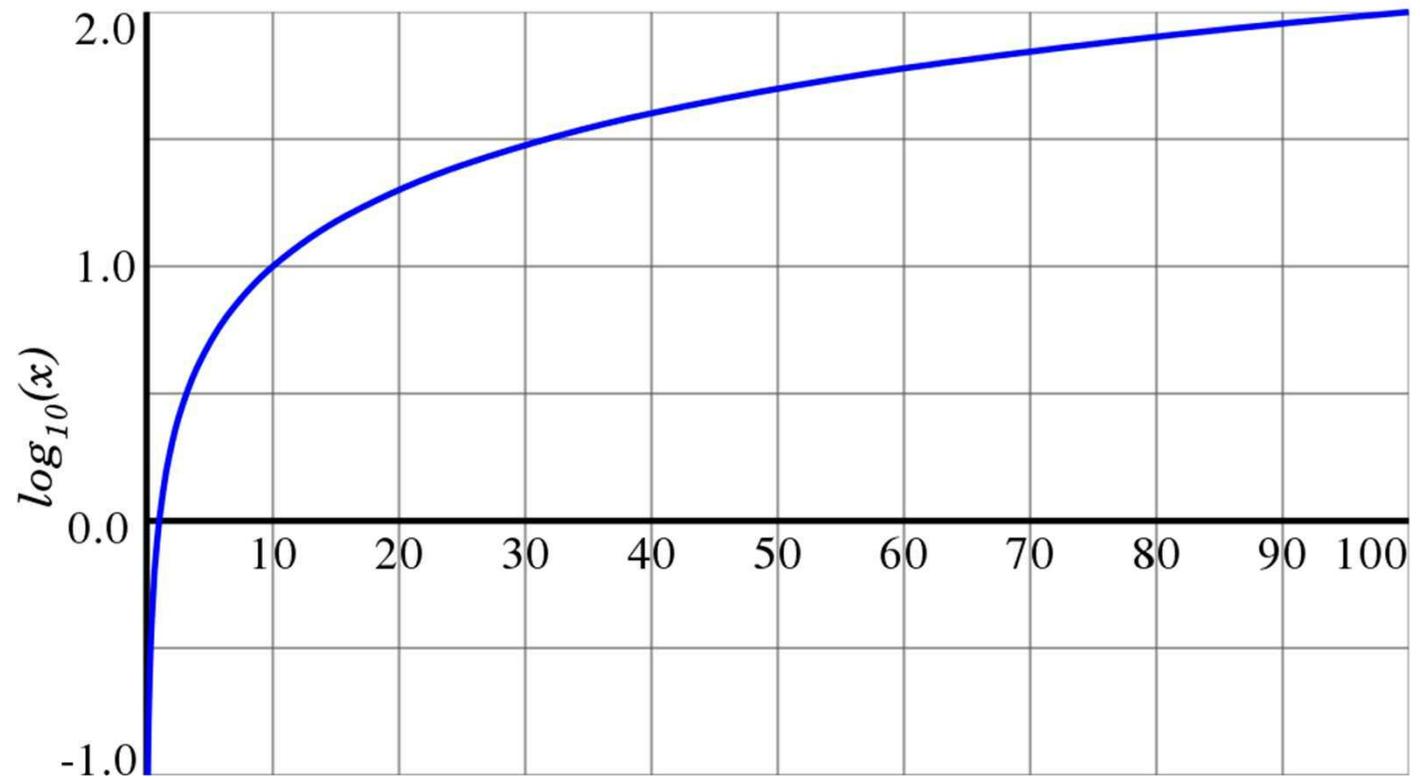
$$\text{pH} = -\log_{10} [\text{H}_3\text{O}^+]$$

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

Eine wichtige Funktion: der dekadische Logarithmus

Wertetabelle:

| x | $y = \log_{10}(x)$ |
|-------|--------------------|
| 0 | nicht def. |
| 0,001 | -3 |
| 0,01 | -2 |
| 0,1 | -1 |
| 1 | 0 |
| 10 | 1 |
| 100 | 2 |
| ... | |



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 ⁷ | = 10 ⁻⁷ |
| 0,001 | = 1/1000 = 1/10 ³ | = 10 ⁻³ |
| 0,005 | = 5/1000 = 5·1/10 ³ | = 5·10 ⁻³ |
| 0,01 | = 1/100 = 1/10 ² | = 10 ⁻² |
| 0,1 | = 1/10 = 1/10 ¹ | = 10 ⁻¹ |
| 1 | = 1/1 = 1/10 ⁰ | = 10 ⁻⁰ |

| | | |
|--|----------|------|
| - log ₁₀ (10 ⁻⁷) | = - (-7) | = +7 |
| - log ₁₀ (10 ⁻³) | = - (-3) | = +3 |
| - log ₁₀ (5·10 ⁻³ = 10 ^{-2,301}) | = +2,301 | |
| - log ₁₀ (10 ⁻²) | = - (-2) | = +2 |
| - log ₁₀ (10 ⁻¹) | = - (-1) | = +1 |
| - log ₁₀ (10 ⁻⁰) | = - (-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 H₂O:



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

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

K_{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.

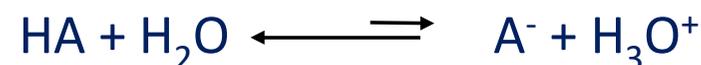
H₂O ist sowohl Säure als auch Base, d.h. Wasser ist ein **Ampholyt**; es kann sowohl als Säure als auch als Base reagieren.

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_s-Werte von Säuren: **stark** vs. **mittel** vs. **schwach**

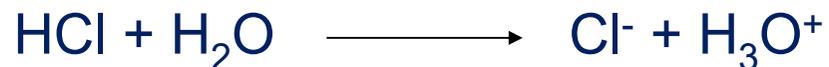
| Bezeichnung | Säuren pK _s | Beispiel |
|--------------|---------------------------|---|
| sehr stark | < 0 | HClO ₄ Perchlorsäure |
| stark | 0-3 | H ₃ PO ₄ Phosphorsäure |
| mittelstark | 3-7 | CH ₃ COOH Essigsäure |
| schwach | 7-11 | NH ₄ ⁺ Ammonium-Ion |
| sehr schwach | 11-14 | HPO ₄ ²⁻ Hydrogenphosphat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

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