

Lernzettel

Säuren, Basen, Puffersysteme und pH-Berechnungen

Universität: Technische Universität Berlin
Kurs/Modul: Einführung in die Allgemeine und Anorganische Chemie
Erstellungsdatum: September 20, 2025



Zielorientierte Lerninhalte, kostenlos!
Entdecke zugeschnittene Materialien für deine Kurse:

<https://study.AllWeCanLearn.com>

Einführung in die Allgemeine und Anorganische Chemie

Lernzettel: Säuren, Basen, Puffersysteme und pH-Berechnungen**(1) Grundlagen der Säuren und Basen.**

Säuren und Basen lassen sich nach verschiedenen Modellen beschreiben.

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}, \quad K_b = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

Arrhenius-Modell (limitiert auf wässrige Lösungen):

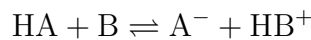
Säure: $\text{HA} \rightarrow \text{H}^+ + \text{A}^-$

Base: $\text{BOH} \rightarrow \text{B}^+ + \text{OH}^-$

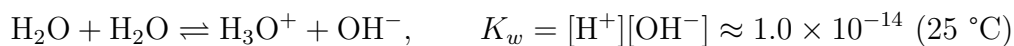
Brønsted–Lowry-Modell (Protonendonator/Protonenakzeptor).

Säure: Protonendonator, Base: Protonenakzeptor.

Beispiel-Reaktion:



Eigenschaft des Wassers: Autoprotolyse



pH und pOH:

$$\text{pH} = -\log_{10}[\text{H}^+], \quad \text{pOH} = -\log_{10}[\text{OH}^-], \quad \text{pK}_w = -\log_{10} K_w \approx 14.00 \text{ (25 °C)}$$
$$\text{pH} + \text{pOH} = \text{pK}_w \approx 14.00$$

Hinweis: Die Werte hängen von der Temperatur ab; bei anderen Temperaturen verschiebt sich pK_w .

(2) Starke vs. schwache Säuren und Basen.

Starke Säuren/Base liefern nahezu vollständig $[\text{H}^+]$ bzw. $[\text{OH}^-]$ direkt aus der Konzentration.

$$[\text{H}^+] \approx c_{\text{Säure}} \quad (\text{starke einwertige Säure z. B. HCl})$$

$$[\text{OH}^-] \approx c_{\text{Base}} \quad (\text{starke Base z. B. NaOH})$$

Schwache Säuren/Basen liefern nur einen Bruchteil der pro Molekül verfügbaren Protonen bzw. Hydroxidionen.

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}, \quad K_b = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

Beispiele:

- Starke Säure: HCl, HNO₃, H₂SO₄ (First proton stark).
- Schwache Säure: CH₃COOH (pK_a 4.76).
- Starke Base: NaOH.
- Schwache Base: NH₃ (pK_b 4.75).

(3) pH-Berechnungen einfacher Fälle.**(a) Starke Säure (monoprotisch).**

Für eine starke einwertige Säure mit Konzentration c gilt $[\text{H}^+] = c$.

$$\text{pH} = -\log_{10}(c)$$

(b) Starke Base.

$$\text{pOH} = -\log_{10}(c), \quad \text{pH} = 14.00 - \text{pOH}$$

(c) Schwache Säure (monoprotisch).

Bei einer schwachen einwertigen Säure HA mit Anfangskonzentration C gilt oft:

$$K_a = \frac{x^2}{C - x}, \quad x = [\text{H}^+]$$

For $x \ll C$:

$$x \approx \sqrt{K_a C}, \quad \text{pH} \approx -\log_{10} \sqrt{K_a C}$$

(d) Schwache Base.

Für eine schwache Base B mit Anfangskonzentration C :

$$K_b = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[B]}, \quad [\text{OH}^-] \approx \sqrt{K_b C}, \quad \text{pOH} \approx -\log_{10} \sqrt{K_b C}, \quad \text{pH} = 14.00 - \text{pOH}$$

Beispiel 1. 0.10 M CH_3COOH , $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$.

$$[\text{H}^+] \approx \sqrt{(1.8 \times 10^{-5})(0.10)} \approx 1.34 \times 10^{-3} \text{ M}$$
$$\text{pH} \approx -\log_{10}(1.34 \times 10^{-3}) \approx 2.87$$

Beispiel 2. Pufferlösung $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ mit $\text{p}K_a = 4.76$.

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

(4) Puffersysteme und Henderson–Hasselbalch.

Ein Puffer besteht aus einer schwachen Säure HA und ihrer konjugierten Base A^- . Er widersteht Änderungen des pH-Werts bei Zugabe kleiner Mengen von Säuren oder Basen.

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Puffergrenzbereich.

Geeignet bei einem Bereich von ca. $\text{p}K_a \pm 1$.

Pufferkapazität (grundlegend).

Die Pufferkapazität β beschreibt, wie viel H^+ bzw. OH^- pro Änderung des pH-Werts aufgenommen werden kann. Eine gängige Form ist:

$$\beta = \frac{dn}{d(\text{pH})} \approx 2.303 C_T \frac{K_a [\text{H}^+]}{([\text{H}^+] + K_a)^2}$$

mit $C_T = [\text{HA}] + [\text{A}^-]$ und $[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$.

Beispiel 3. Eine Pufferlösung enthält $C_T = 0.100 \text{ mol L}^{-1}$ $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ mit $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$. Bei $\text{pH} = 4.76$ (also $[\text{H}^+] = 1.74 \times 10^{-5} \text{ M}$) ergibt sich eine maximale Pufferkapazität.

(5) Mehrstufige Säuren (Polyprotonie).

Bei mehrstufigen Säuren (z. B. H_2CO_3 , H_3PO_4) muss jedes Dissoziationsgleichgewicht separat betrachtet werden. Die pH-Berechnung erfordert oft die Berücksichtigung mehrerer K_a und eine Ladungsbilanz. Allgemein gilt:

- Die erste Dissoziation dominiert oft den pH-Bereich.
- Für starke erste Protonen (z. B. H_2SO_4 stark in der ersten Stufe) ergibt sich die pH hauptsächlich aus dem Rest der Probe.
- Für schwache mehrstufige Säuren verwendet man die entsprechenden K_a und löst das Gleichgewichtssystem numerisch oder mit Näherungen.

(6) Praktische Beispiele und Übungen.

- Übung A: 0.050 M HClO_4 Lösung – berechne pH.
- Übung B: Puffersystem aus HA ($\text{p}K_a=4.76$) und A^- in einem Verhältnis 1:3. Bestimme pH.
- Übung C: $0.10 \text{ M CH}_3\text{COOH} + 0.10 \text{ M CH}_3\text{COO}^-$ – schätze pH und diskutieren Sie Pufferkapazität.

(7) Gefahrenpunkte und praktische Hinweise.

- Bei starken Säuren/Basen: Schutzbrille, Handschuhe, Laborordnung beachten.
- pH-Berechnungen gelten in idealen wässrigen Lösungen; bei Pufferlösungen und bei Ionenstärken $> 0.1 \text{ M}$ kann Abweichung auftreten.
- Temperaturabhängigkeit beachten; $\text{p}K_w$ und K_a ändern sich mit der Temperatur.