

# Säure-Base-Reaktionen

## Allgemeines

### Säure-Base-Definitionen:

Arrhenius: Säure gibt in Wasser  $H^+$ -Ionen ab

Base gibt in Wasser  $OH^-$ -Ionen ab

Brönsted: Säure = Protonen-Donor

Base = Protonen-Akzeptor

Lewis: Säure = Elektronenpaar-Akzeptor

Base = Elektronenpaar-Donor

## Begriffe

### Elektrolytische Dissoziation:

Zerfall einer Verbindung in Ionen unter dem Einfluss eines Lösungsmittels

z.B.  $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$  oder schematisch:  $HCl \xrightarrow{H_2O} H^+ + Cl^-$

### Neutralisation:

Reaktion einer Säure mit einer Base zu einem Salz und Wasser

z.B.	HCl	+	NaOH	→	NaCl	+	H <sub>2</sub> O
	Säure	+	Base	→	Salz	+	Wasser

**Neutralisationsreaktion:**  $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$

**Neutralisationswärme:** 57 kJ/mol

## Begriffe

**Autoprotolyse des Wassers:**  $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$

„Ionenprodukt des Wassers“:  $K_w = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2$

**Ampholyte** (Amphotere Verbindungen):

Verbindungen, die sowohl als Säure als auch als Base fungieren können

z.B.  $\text{H}_2\text{O} + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$  (Wasser reagiert als Base)

$\text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$  (Wasser reagiert als Säure)

$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3 \text{H}^+ \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{H}_2\text{O}$  ( $\text{Al}(\text{OH})_3$  reagiert als Base)

$\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- \rightarrow [\text{Al}(\text{OH})_4]^-$  ( $\text{Al}(\text{OH})_3$  reagiert als Säure)

## pH-Wert

**Definition:**

**pH-Wert:** negativer dekadischer Logarithmus der  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ionen-Konzentration in mol/l

z.B.  $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 1 \text{ mol/l} = 10^0 \text{ mol/l} \Rightarrow \text{pH} = 0$

$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,01 \text{ mol/l} = 10^{-2} \text{ mol/l} \Rightarrow \text{pH} = 2$

## pH-Wert-Berechnung

### Sehr starke Säuren ( $\text{p}K_s \leq 1$ ):

- Säure dissoziiert vollständig

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = c_0(\text{Säure})$$

### Starke bis mittelstarke Säuren ( $1 \leq \text{p}K_s \leq 4$ ):

- $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{X}^-)$  und  $c(\text{HX}) = C_0(\text{Säure}) - c(\text{H}_3\text{O}^+)$

$$\rightarrow c^2(\text{H}_3\text{O}^+) + K_s \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+) - K_s \cdot C_0(\text{Säure}) = 0$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = -\frac{K_s}{2} + \sqrt{\frac{K_s^2}{4} + K_s \cdot C_0(\text{Säure})}$$

### Schwache Säuren:

- Säure dissoziiert nahezu nicht:  $c(\text{HX}) = C_0(\text{Säure})$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{K_s \cdot C_0(\text{Säure})}$$

### Sehr schwache Säuren:

- Autoprotolyse des Wassers nicht mehr vernachlässigbar

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{K_s \cdot C_0(\text{Säure}) + K_w}$$

## Die Stärke von Säuren (K<sub>s</sub>- und pK<sub>s</sub>-Werte)

- Quantifizierung der Säurestärke

$$K_s = \frac{[H_3O^+] \cdot [X^-]}{[HX]} \quad pK_s = -\log K_s$$

Säure	⇌ Base	+ H <sup>+</sup>	pK <sub>s</sub> <sup>69)</sup>
HClO <sub>4</sub>	⇌ ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	+ H <sup>+</sup>	~ - 10
HCl	⇌ Cl <sup>-</sup>	+ H <sup>+</sup>	- 7.0
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	⇌ HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	+ H <sup>+</sup>	- 3.0
H <sub>4</sub> PO <sub>4</sub> <sup>+</sup>	⇌ H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	+ H <sup>+</sup>	~ - 3
HClO <sub>3</sub>	⇌ ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	+ H <sup>+</sup>	- 2.7
HNO <sub>3</sub>	⇌ NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	+ H <sup>+</sup>	- 1.37
H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	⇌ H <sub>2</sub> O	+ H <sup>+</sup>	0 <sup>a)</sup>
SO <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O	⇌ HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	+ H <sup>+</sup>	+ 1.90
HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	⇌ SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	+ H <sup>+</sup>	+ 1.96
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	⇌ H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	+ H <sup>+</sup>	+ 2.161
[Fe(OH <sub>2</sub> ) <sub>6</sub> ] <sup>3+</sup>	⇌ [Fe(OH <sub>2</sub> ) <sub>5</sub> (OH)] <sup>2+</sup>	+ H <sup>+</sup>	+ 2.46
HF	⇌ F <sup>-</sup>	+ H <sup>+</sup>	+ 3.17
HAc	⇌ Ac <sup>-</sup>	+ H <sup>+</sup>	+ 4.75
[Al(OH <sub>2</sub> ) <sub>6</sub> ] <sup>3+</sup>	⇌ [Al(OH <sub>2</sub> ) <sub>5</sub> (OH)] <sup>2+</sup>	+ H <sup>+</sup>	+ 4.97
CO <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O	⇌ HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	+ H <sup>+</sup>	+ 6.35
[Fe(OH <sub>2</sub> ) <sub>6</sub> ] <sup>2+</sup>	⇌ [Fe(OH <sub>2</sub> ) <sub>5</sub> (OH)] <sup>+</sup>	+ H <sup>+</sup>	+ 6.74
H <sub>2</sub> S	⇌ HS <sup>-</sup>	+ H <sup>+</sup>	+ 6.99
HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	⇌ SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	+ H <sup>+</sup>	+ 7.20
H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	⇌ HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	+ H <sup>+</sup>	+ 7.207
HClO	⇌ ClO <sup>-</sup>	+ H <sup>+</sup>	+ 7.537
HCN	⇌ CN <sup>-</sup>	+ H <sup>+</sup>	+ 9.21
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	⇌ NH <sub>3</sub>	+ H <sup>+</sup>	+ 9.25
[Zn(OH <sub>2</sub> ) <sub>6</sub> ] <sup>2+</sup>	⇌ [Zn(OH <sub>2</sub> ) <sub>5</sub> (OH)] <sup>+</sup>	+ H <sup>+</sup>	+ 8.96
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	⇌ CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	+ H <sup>+</sup>	+ 10.33
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	⇌ HO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	+ H <sup>+</sup>	+ 11.65
HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	⇌ PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	+ H <sup>+</sup>	+ 12.325
HS <sup>-</sup>	⇌ S <sup>2-</sup>	+ H <sup>+</sup>	+ 12.89
H <sub>2</sub> O	⇌ OH <sup>-</sup>	+ H <sup>+</sup>	+ 14.00 <sup>a)</sup>
NH <sub>3</sub>	⇌ NH <sub>2</sub> <sup>-</sup>	+ H <sup>+</sup>	+ 23
OH <sup>-</sup>	⇌ O <sup>2-</sup>	+ H <sup>+</sup>	+ 29
H <sub>2</sub>	⇌ H <sup>-</sup>	+ H <sup>+</sup>	+ 39

## Puffer

- Mischung aus mittelstarker bis schwacher Säure und ihrer korrespondierenden Base  
→ bei Zugabe von Säure oder Base ändert sich der pH-Wert nur unwesentlich
- maximale Pufferkapazität:  $n(\text{Säure}) = n(\text{Base})$
- Henderson-Hasselbalch-Gleichung:

$$pH = pK_s + \lg \frac{c(X^-)}{c(HX)}$$

- Beispiele:  $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ ;  $\text{HAc}/\text{Ac}^-$ ;  $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$

## Indikatoren

- organische Verbindung, deren protonierte Form eine andere Farbe besitzt als die deprotonierte

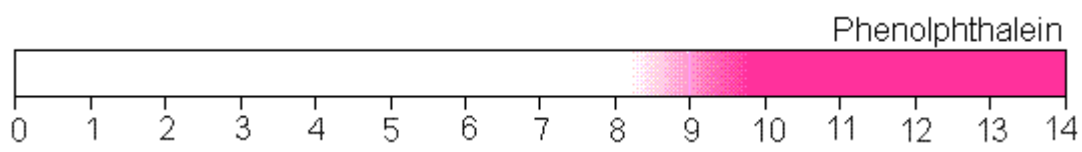
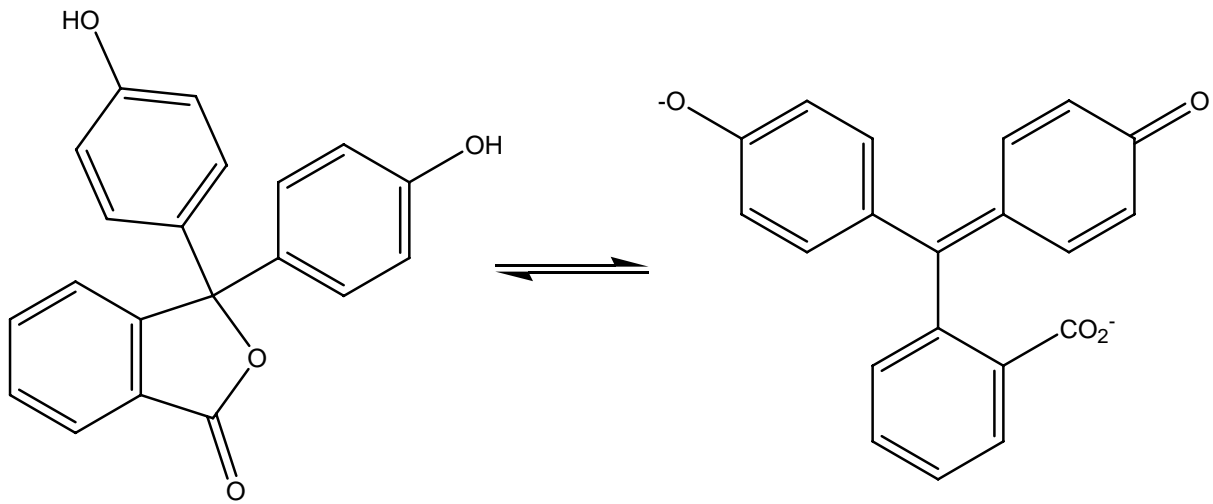
$$pH = pK_s - \lg \frac{c(HInd)}{c(Ind^-)}$$

→ Umschlagspunkt im Bereich des  $pK_s$ -Wertes

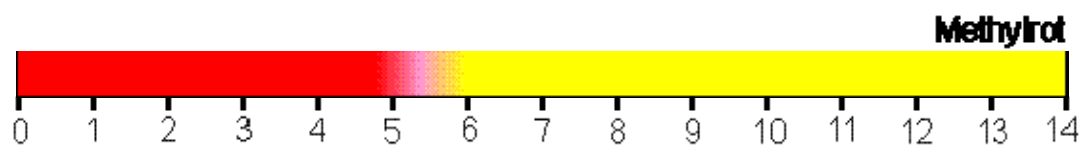
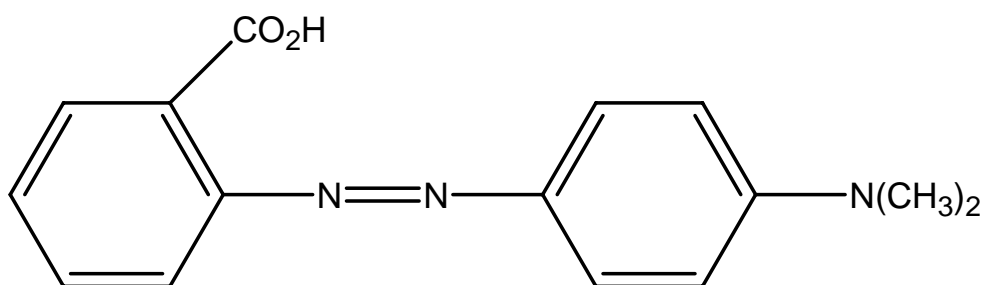
- Äquivalenzpunktbestimmung auch durch pH-Messung oder Bestimmung der Leitfähigkeit möglich

## Indikatoren

### Phenolphthalein

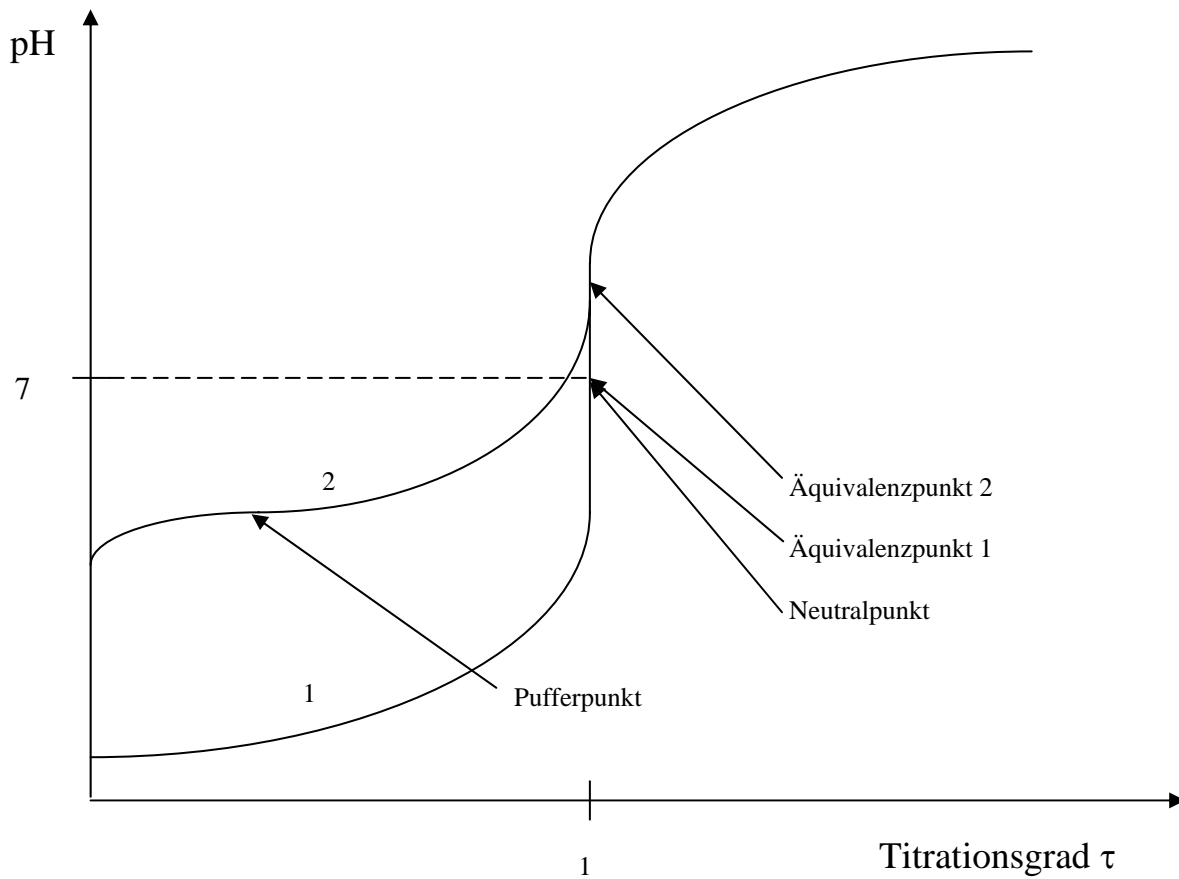


### Methylrot



## Titration

### Titrationsskurve:



Kurve 1: starke Säure + starke Base

Kurve 2: schwache Säure + starke Base