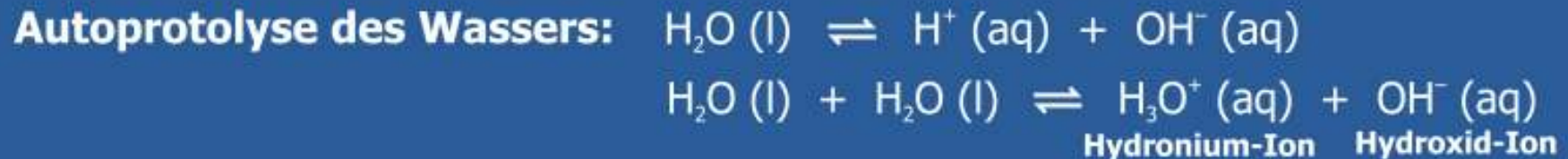


## Allgemeine Chemie – Säure-Base-Reaktionen – Säure-Base-Gleichgewichte



$$\frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c(\text{H}_2\text{O})^2} = K$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = K \cdot c(\text{H}_2\text{O})^2 = K_w$$

$$K(25 \text{ °C}) = 3,25 \cdot 10^{-18}$$

$$K_w(25 \text{ °C}) = 1,00 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2$$

**Ionenprodukt des Wassers**

Wässrige Lösungen, die mehr  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ionen enthalten als **neutrales Wasser** ( $1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/l}$ ), werden **sauer** genannt. Lösungen mit größerer  $\text{OH}^-$ -Ionenkonzentration sind **basisch**.

## Allgemeine Chemie – Säure-Base-Reaktionen – Berechnung des pH-Wertes I

$$\text{pH} = -\lg \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)}{\text{mol/l}}$$

Der pH-Wert ist der negative dekadische Logarithmus der  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Konzentration.

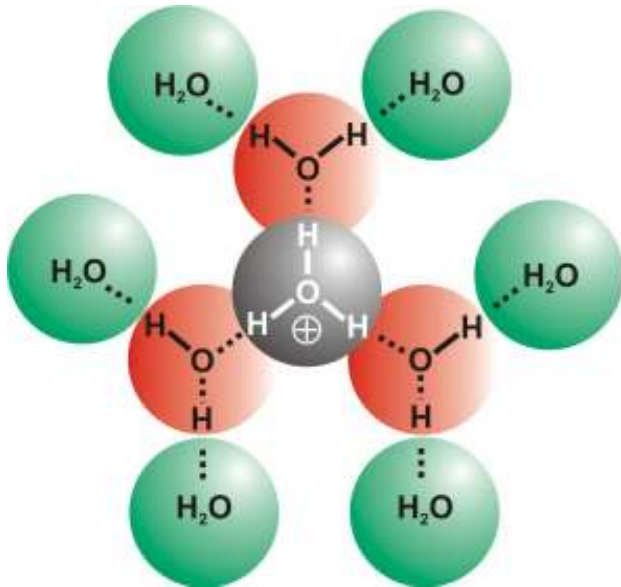
$$\text{pOH} = -\lg \frac{c(\text{OH}^-)}{\text{mol/l}}$$

$$\text{pK}_w = -\lg \frac{K_w}{\text{mol}^2/\text{l}^2}$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = \text{pK}_w = 14$$

pH < 7	<b>sauer</b>	pOH > 7
pH = 7	<b>neutral</b>	pOH = 7
pH > 7	<b>basisch</b>	pOH < 7

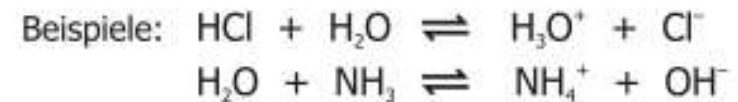
## Allgemeine Chemie – Säure-Base-Reaktionen – Ionenprodukt des Wassers



T in °C	$K_w$ in mol <sup>2</sup> /l <sup>2</sup>	pH
10	$0,292 \times 10^{-14}$	7,27
20	$0,682 \times 10^{-14}$	7,08
25	$1,001 \times 10^{-14}$	7,00
50	$5,474 \times 10^{-14}$	6,63
100	$54,830 \times 10^{-14}$	6,13

# Allgemeine Chemie – Säure-Base-Reaktionen – Theorie von BRÖNSTED

Nach **BRÖNSTED** sind Säuren solche Stoffe, die Protonen ( $\text{H}^+$ -Ionen) abspalten können (Protonendonatoren). Basen dagegen sind Stoffe, die  $\text{H}^+$ -Ionen aufnehmen (Protonenakzeptoren).



## Allgemeine Chemie – Säure-Base-Reaktionen – Gleichgewichts-Konstanten

	Säure	$pK_a$	konj. Base	$pK_b$
Chlorwasserstoff	HCl	- 6	Cl <sup>-</sup>	20
Schwefelsäure	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	- 3	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	17
Salpetersäure	HNO <sub>3</sub>	- 1,32	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	15,32
Hydronium-Ion	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	0	H <sub>2</sub> O	14
Phosphorsäure	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	1,96	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	12,04
Fluorwasserstoff	HF	3,14	F <sup>-</sup>	10,86
Ameisensäure	H-COOH	3,70	H-COO <sup>-</sup>	10,30
Essigsäure	CH <sub>3</sub> -COOH	4,76	CH <sub>3</sub> -COO <sup>-</sup>	9,24
Kohlenstoffsäure	H <sub>2</sub> O/CO <sub>2</sub>	6,46	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	7,54
Schwefelwasserstoff	H <sub>2</sub> S	7,06	HS <sup>-</sup>	6,94
Ammonium-Ion	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	9,21	NH <sub>3</sub>	4,79
Blausäure	HCN	9,40	CN <sup>-</sup>	4,60
Wasserstoffperoxid	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	11,62	HO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	- 1,14
Wasser	H <sub>2</sub> O	14	HO <sup>-</sup>	0
Hydroxid-Ion	OH <sup>-</sup>	24	O <sup>2-</sup>	- 10

**pK-Werte der Säure-Base-Paare bei 25 °C ( $pK_{\text{actb}} = -\lg K_{\text{actb}}$ )**

## Allgemeine Chemie – Säure-Base-Reaktionen – Berechnung des pH-Wertes II



Gleichgewicht liegt auf der rechten Seite, wenn HA eine starke Säure ist.

$$\frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})} = K \cdot c(\text{H}_2\text{O}) = K_a$$

zum Beispiel:

$$\frac{10 \cdot 10}{1} = 10^2 \sim 90 \%$$

$$\frac{1000 \cdot 1000}{1} = 10^6 \sim 99,9 \%$$

Säurekonstante

$$\text{p}K_a = -\lg K_a$$

pH-Wert einer starken Säure

$$\text{pH} = -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+) \sim -\lg c^0(\text{Säure})$$

## Allgemeine Chemie – Säure-Base-Reaktionen – Berechnung des pH-Wertes III



**Annahme:**  $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{A}^-) = x$

$\Rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) \ll c^\circ(\text{HA})$  (kleine Gleichgewichtskonstante)

$$K_a = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})} = \frac{x \cdot x}{c^\circ(\text{HA}) - x} \sim \frac{x^2}{c^\circ(\text{HA})}$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = x \sim \sqrt{K_a \cdot c^\circ(\text{HA})}$$

$$\text{pH} \sim \frac{1}{2} \text{p}K_a - \frac{1}{2} \lg c^\circ(\text{HA})$$

## Allgemeine Chemie – Säure-Base-Reaktionen – Berechnung des pH-Wertes IV



$$K_b = \frac{c(\text{BH}^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c(\text{B})}$$

$$\text{p}K_b = -\lg K_b$$

$$c(\text{OH}^-) \sim \sqrt{K_b \cdot c^\circ(\text{Base})}$$

**pH-Wert einer starken Base**

$$\text{pOH} = -\lg c(\text{OH}^-) \\ \sim -\lg c^\circ(\text{Base})$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

**pH-Wert einer schwachen Base**

$$\text{pOH} \sim \frac{1}{2} \text{p}K_b - \frac{1}{2} \lg c^\circ(\text{Base})$$

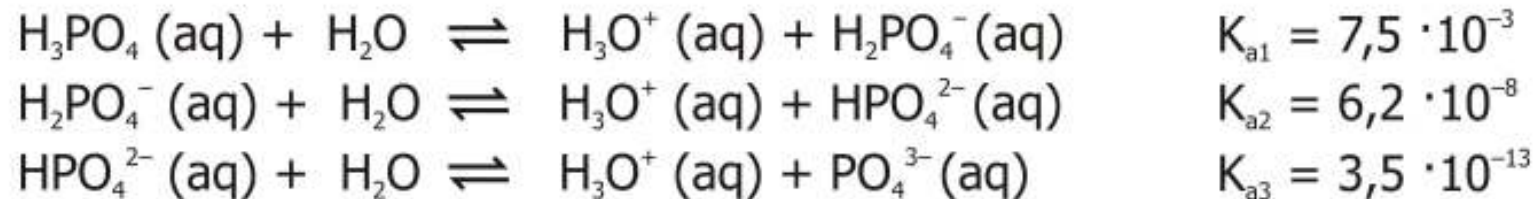
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

## Allgemeine Chemie – Säure-Base-Reaktionen – Mehrprotonige Säuren

Säure		$K_{a1}$	$K_{a2}$	$K_{a3}$
Schwefelsäure	$\text{H}_2\text{SO}_4$	$1,0 \cdot 10^{+3}$	$1,2 \cdot 10^{-2}$	
Oxalsäure	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$5,9 \cdot 10^{-2}$	$5,2 \cdot 10^{-5}$	
Phosphorsäure	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$7,5 \cdot 10^{-3}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	$4,5 \cdot 10^{-13}$
Kohlenstoffsäure	$\text{H}_2\text{O}/\text{CO}_2$	$4,3 \cdot 10^{-7}$	$5,6 \cdot 10^{-11}$	
Schwefelwasserstoff	$\text{H}_2\text{S}$	$1,1 \cdot 10^{-7}$	$1,0 \cdot 10^{-14}$	

Gleichgewichtskonstanten bei 25 °C

Beispiel

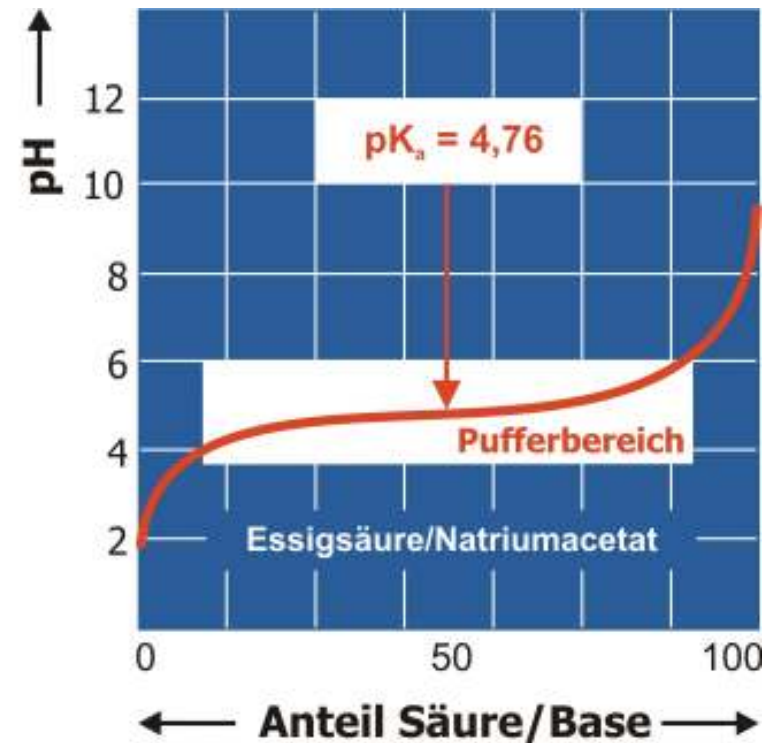


# Allgemeine Chemie – Säure-Base-Reaktionen – Puffersysteme I

**Puffersysteme** sind Lösungen, die auch bei Zugabe erheblicher Mengen an Säure oder Base ihren pH-Wert nur geringfügig ändern. Sie sind aus einer **schwachen BRØNSTED-Säure (-Base)** und einem Salz der **korrespondierenden Base (-Säure)** aufgebaut.

## HENDERSON-HASSELBALCH Gleichung

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \lg \frac{c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})}$$



## Allgemeine Chemie – Säure-Base-Reaktionen – Puffersysteme II

pH	Puffersystem		$K_a$	$pK_a$
	schwache Säure	schwache Base		
4	Milchsäure (HLac)	Lactat ( $\text{Lac}^-$ )	$1,4 \cdot 10^{-4}$	3,85
5	Essigsäure (HAc)	Acetat ( $\text{Ac}^-$ )	$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,76
6	Kohlenstoffsäure ( $\text{CO}_2/\text{H}_2\text{O}$ )	Hydrogencarbonat ( $\text{HCO}_3^-$ )	$4,4 \cdot 10^{-7}$	6,36
7	Dihydrogenphosphat ( $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ )	Hydrogenphosphat ( $\text{HPO}_4^{2-}$ )	$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,21
8	Hypochlorsäure (HClO)	Hypochlorit ( $\text{ClO}^-$ )	$2,8 \cdot 10^{-8}$	7,55
9	Ammonium-Ionen ( $\text{NH}_4^+$ )	Ammonium ( $\text{NH}_3$ )	$5,6 \cdot 10^{-10}$	9,25
10	Hydrogencarbonat ( $\text{HCO}_3^-$ )	Carbonat ( $\text{CO}_3^{2-}$ )	$4,7 \cdot 10^{-11}$	10,32

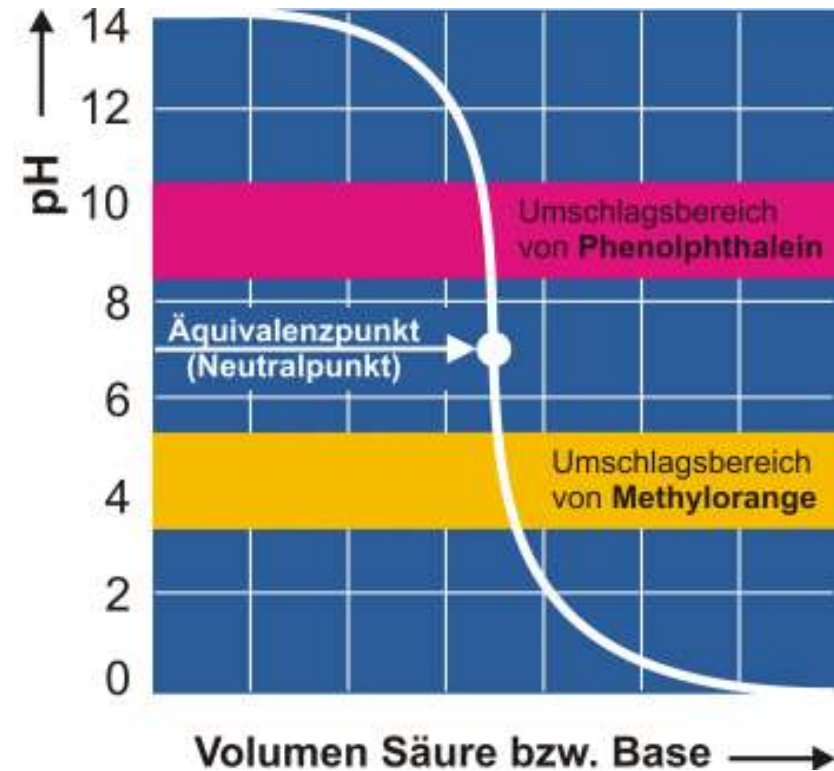
# Allgemeine Chemie – Säure-Base-Reaktionen – Säure-Base Titration I

Indikator	Farbe bei niedrigem pH-Wert	pH-Umschlagsbereich	Farbe bei hohem pH-Wert
Thymolblau	rot	1,2 – 2,8	gelb
Methylorange	rot	3,1 – 4,5	gelb
Bromkresolgrün	gelb	3,8 – 5,5	blau
Methylrot	rot	4,2 – 6,3	gelb
Lackmus	rot	5,0 – 8,0	blau
Bromthymolblau	gelb	6,0 – 7,6	blau
Thymolblau	gelb	8,0 – 9,6	blau
Phenolphthalein	farblos	8,3 – 10,0	rot
Alizarinrot	gelb	10,0 – 12,1	blauviolett

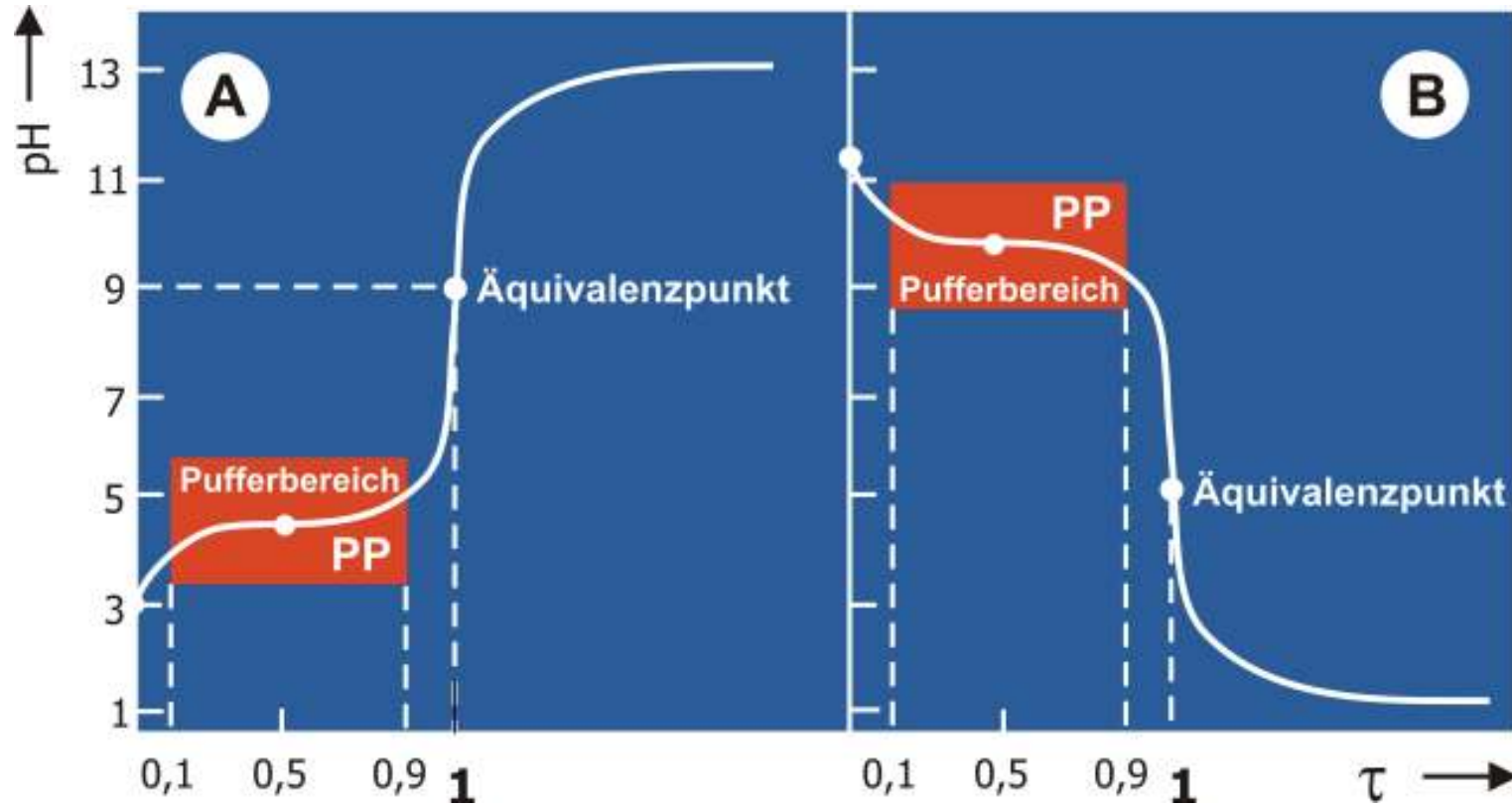


$$n(\text{Säure}) = n(\text{Base})$$

$$V(\text{Säure}) \cdot c(\text{Säure}) = V(\text{Base}) \cdot c(\text{Base})$$



# Allgemeine Chemie – Säure-Base-Reaktionen – Säure-Base Titration II



## Allgemeine Regeln

- **Salze von starken Basen mit starken Säuren** beeinflussen den pH-Wert nicht  
Lösung hat  $\text{pH} = 7$   
Beispiele:  $\text{NaCl}$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2$
- **Salze von starken Basen mit schwachen Säuren** ergeben basische Lösungen  
Lösung hat  $\text{pH} > 7$   
Beispiele:  $\text{NaCN}$ ,  $\text{KNO}_2$ ,  $\text{Ca}(\text{Ac})_2$
- **Salze von schwachen Basen mit starken Säuren** ergeben saure Lösungen  
Lösung hat  $\text{pH} < 7$   
Beispiele:  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{FeBr}_3$ ,  $\text{AlCl}_3$
- **Salze von schwachen Basen mit schwachen Säuren** können saure oder basische Lösungen ergeben. Der pH-Wert hängt davon ab, ob der saure oder der basische Charakter überwiegt.  
Beispiele:  $\text{NH}_4\text{CN}$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_2)_2$