

Säure- und Basen-Grundlagen

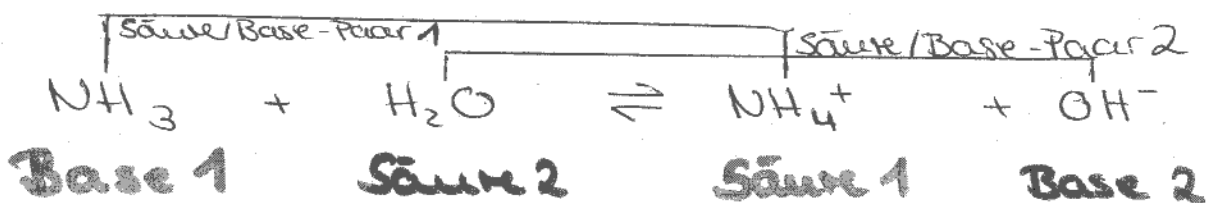
1. Säure-Base-Begriff nach Brønsted

Def.: Eine Säure ist ein Protonendonator
(die Säure gibt Protonen ab).
Eine Base ist ein Protonenakzeptor
(die Base nimmt Protonen auf).

2. Korrespondierende Säure/Base-Paare,
Protolysegleichgewichte

Def.: Protolyse- Protonenübertragungen beruhen
auf dem Donator/Akzeptor-Prinzip

Bsp. einer Protolyse:



Def.: Ampholyt-Stoffe, die je nach Reaktionspartner Protonen aufnehmen oder abgeben können,

z.B. Wasser: (H₂O/H₃O⁺)
Protonenakzeptor

(H₂O/OH⁻)
Protonendonator

3. pH-Wert

Def.: pH-Wert - der negative
Zahlenlogarithmus der
Konz. von H_3O^+ -Ionen.

$$\Rightarrow pH = -\lg \frac{c(H_3O^+) \cdot L}{\text{mol}}$$



$$\frac{c(H_3O^+) \cdot L}{\text{mol}} = 10^{-pH}$$

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



$$\frac{c(OH^-) \cdot L}{\text{mol}} = 10^{-pOH}$$

Die pH-Skala:

pH	0	7	14
$c(H_3O^+)$ in $\frac{L}{\text{mol}}$	1	10^{-7}	10^{-14}
$c(OH^-)$ in $\frac{L}{\text{mol}}$	10^{-14}	10^{-7}	1
	sauer	neutral	basisch / alkalisch

Def.: Ionenprodukt des Wassers:
ist für verd. wässrige Lösung konstant

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

$$= 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad (\text{bei } 25^\circ\text{C})$$

$$= 10^{-14} \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2}$$

$$pK_w = -\lg\left(10^{-14} \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2}\right) = 14$$

d.h. $pH + pOH = 14 \rightarrow pH = 14 - pOH$

in neutralen Lösungen

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-) \rightarrow c(\text{OH}^-) = 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\Rightarrow pOH = 7 \Rightarrow \begin{matrix} pH = 14 - 7 \\ pH = 7 \end{matrix}$$

$$\rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \Rightarrow pH = 7$$

Reaktionsbeispiele:

Eine Lösung hat einen pH-Wert von 8,50.
Berechnen Sie die Konz. der OH^- - und der H_3O^+ -Ionen in der Lösung.

geg: $pH = 8,5$

gesucht: $c(\text{H}_3\text{O}^+)$
 $p(\text{OH}^-)$
 $c(\text{OH}^-)$

$$\cancel{c(\text{H}_3\text{O}^+)} \cdot pH = -\lg \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot \text{L}}{\text{mol}}$$

$$\Rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-pH} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$10^{-8,5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \approx 3,16 \cdot 10^{-9} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \Rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = \underline{\underline{3,16 \cdot 10^{-9} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}}$$

$$pH + pOH = 14 \Rightarrow pOH = 14 - pH$$

$$pOH = 14 - 8,5$$

$$pOH = \underline{\underline{5,5}}$$

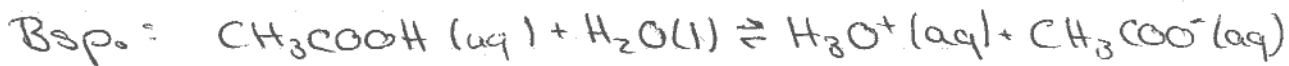
$$c(\text{OH}^-) = 10^{-5,5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \approx 3,16 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$c(\text{OH}^-) = \underline{\underline{3,16 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}}$$

4. Stärke von Säuren / Basen pK_s / pK_b - Werte

Def.: Der pK_s-Wert ist ein Maß für die Stärke einer Säure.
Je kleiner der Wert, desto stärker die Säure.
Je stärker eine Säure ist, desto schwächer ist die zugehörige Base.

Von der Säurekonstante zum pK_s-Wert



$$K = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{CH}_3\text{COO}^-)}{c(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot c(\text{H}_2\text{O})} \quad | \cdot c(\text{H}_2\text{O})$$

$$K_s = K \cdot c(\text{H}_2\text{O}) = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{CH}_3\text{COO}^-)}{c(\text{CH}_3\text{COOH})}$$

Die Säurekonstante ermöglicht die Bestimmung des Protolysegleichgewichts.
Je größer K_s desto größer ist die Tendenz zu protolysieren,
desto stärker ist auch die Säure.

Die pK_s-Werte sind Analog zu pH-Werten und somit auch die Berechnungen.

$$\text{pK}_s = -\lg \frac{2,2 \cdot 10^{-5}}{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$= \underline{\underline{4,66}} \Rightarrow \text{eine mittel starke Säure}$$