

Versuch 1 Säure/Basen

Tim Hoffmann

1) Äquivalenzpunkt: 25 ml / pH=7

2) Äquivalenzpunkt: ≈ 50 ml / pH ≈ 9

3) Ja der verwendete Indikator (Phenolphthalein) ist für diesen Titration gut geeignet, da sich der Umschlagspunkt nahe dem Äquivalenzpunkt befindet und sich diesen so im Versuch leichter erkennen lässt.

3) a) pK_s (CH_3COOH) = schwache Säure

mit pH=3,053 bei 0 ml Zugabe $NaOH$

$$pH = \frac{1}{2} (pK_s - \log(C_0))$$

mit C_0 = Anfangskonzentration $= c(CH_3COOH) = 0,1 \frac{mol}{l}$

$$pK_s = 2pH + \log(C_0)$$

$$= 2 \cdot 3,053 + \log(0,1 \frac{mol}{l}) = 5,106$$

b) pH = 4,933 bei ≈ 25 ml Zugabe von $NaOH$

↳ Der pH Wert liegt im Pufferbereich

$$\Rightarrow pK_s = pH = 4,933$$

da $pH = pK_s + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$

$$\frac{[A^-]}{[HA]} = \frac{[NaOH]}{[CH_3COOH]}$$

am Pufferpunkt gilt: $[NaOH] = [CH_3COOH]$ u

$$\Rightarrow \log \frac{[A^-]}{[HA]} = 1 \Rightarrow pH = pK_s$$

Äquivalenzpunkt:

Für H₂SO₄

pH = 9 bei = 50 ml Zugabe von NaOH
Es gilt: $\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Leftrightarrow \text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 9 = 5$

$$\text{pOH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_s - \log [\text{CH}_3\text{COO}^-]) \quad | \text{pOH} = 14 - \text{pK}_s$$
$$= \frac{1}{2} (14 - \text{pK}_s - \log [\text{CH}_3\text{COO}^-])$$

$$\Leftrightarrow \text{pK}_s = -\text{pOH} + 14 - \log [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$
$$= -2.5 + 14 - \log (0.05 \frac{\text{mol}}{\text{l}}) \approx 5.301$$

4) pH Wert am Äquivalenzpunkt

$$\text{pOH} = \frac{1}{2} (14 - \text{pK}_s - \log [\text{CH}_3\text{COO}^-])$$
$$= \frac{1}{2} (14 - 4.933 - \log (0.05 \frac{\text{mol}}{\text{l}}))$$
$$\approx 5.184$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 5.184 = 8.816$$

Fraktion: pH = 9

$$\text{Abweichung: } \left[1 - \frac{8.816}{9} \right] \cdot 100\% = 2.04\%$$

5) pH Wert einer 0.1 molaren Natrioacetatlösung ($\text{C}_2\text{H}_3\text{NaO}_2$)
mit $\text{pK}_s = 4.933$ (aus 3b))

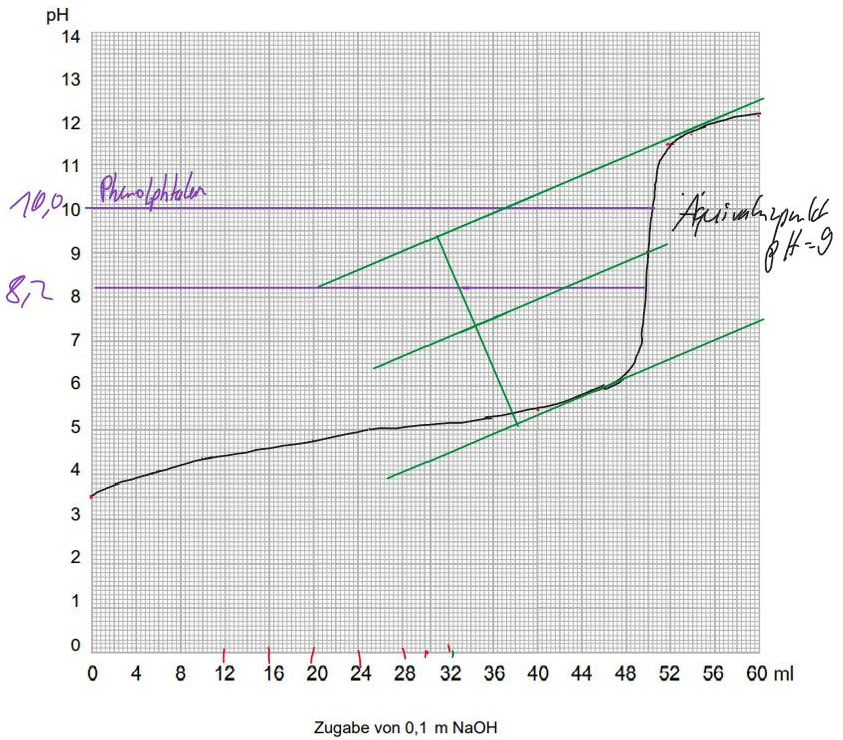
$\Rightarrow$ Produkt aus Essigsäure und Natriumacetat mit $c_0 = [\text{C}_2\text{H}_3\text{NaO}_2] = 0.1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \cdot (\text{pK}_s + \log(c_0) + 14) = \frac{1}{2} \cdot (4.933 + \log(0.1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}) + 14) \approx 8.495$$

$$\text{pOH} = \frac{1}{2} (14 - \text{pK}_s - \log(c_0)) = \frac{1}{2} (14 - 4.933 - \log(0.1 \frac{\text{mol}}{\text{l}})) = 5.0335$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 5.0335 = 8.9665$$

Titration von 0,1 m CH_3COOH mit 0,1 m NaOH



Titration von 0,1 m HCl mit 0,1 m NaOH

