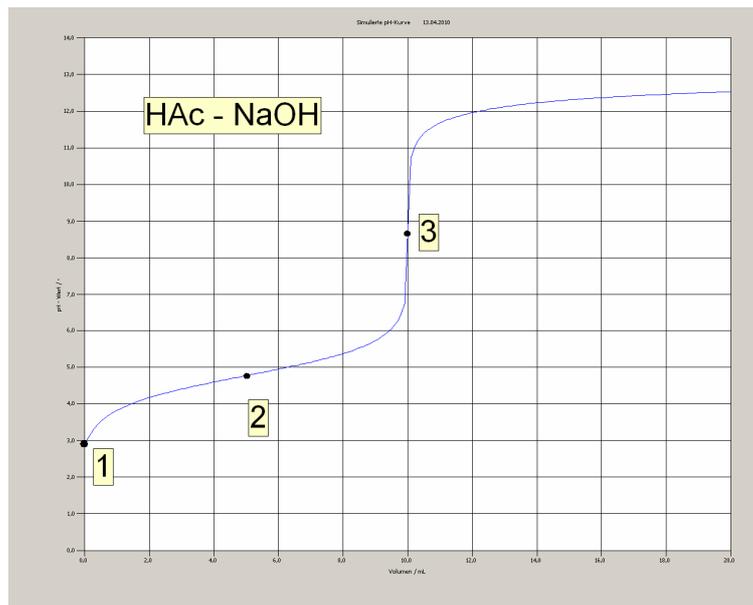


Titration einer Essigsäurelösung mit Natronlauge

$$c(\text{HAc}) = 0,1 \text{ mol/L} - c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/L}$$

(schwache Säure – starke Lauge)

Man titriert 10 ml Essigsäure $[\text{HAc}] = 0,1 \text{ mol/l}$ mit Natronlauge mit der Konzentration $[\text{NaOH}] = 0,1 \text{ mol/l}$. In Abhängigkeit von der Zugabe an Natronlauge wird der zugehörige pH-Wert gemessen. In einem Graphen wird der pH-Wert in Abhängigkeit von der Zugabe an NaOH aufgetragen. Es ergibt sich der folgende Kurvenverlauf.



Berechnung des Kurvenverlaufes:

Bereich 1: Essigsäure

An diesem Punkt liegt eine reine Essigsäurelösung der Konzentration $[\text{HAc}]_0 = 0,1 \text{ mol/L}$ vor. Der pH-Wert errechnet sich zu:

Das MWG für das Gleichgewicht $\text{HAc} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Ac}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ lautet $\frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]} = K_s$

mit $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Ac}^-]$ und $[\text{HAc}] \approx [\text{HAc}]_0$ folgt: $\frac{[\text{H}^+]^2}{[\text{HAc}]_0} = K_s$ $[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_s \cdot [\text{HAc}]_0}$

n diesem Fall gilt: $[\text{HAc}]_0 = 0,1 \text{ mol/L}$ und $K_s = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$
 $\text{pH} = -\lg(1,35 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}) = 2,87$
 $\text{pH} = 2,87$

Bereich 2: Pufferbereich

In diesem Bereich gilt die Henderson-Hasselbalch Gleichung, die sich durch Logarithmieren des MWG-Ausdrucks herleiten lässt:

$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]} = K_s \quad \text{pH} = \text{pKs} + \lg \frac{[\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]}$$

In diesem Fall ist $[\text{H}_3\text{O}^+] \neq [\text{Ac}^-]$. Es sind also, um den pH-Wert in diesem Bereich zu ermitteln, die Größen $[\text{HAc}]$ und $[\text{Ac}^-]$ zu bestimmen.

In der Umgebung des Punktes 2 gilt in erster Näherung:

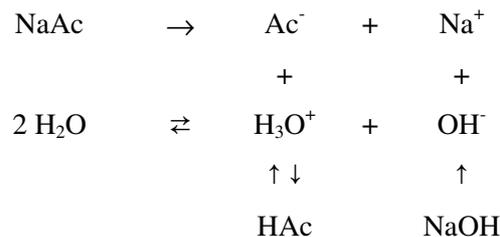
Die Essigsäure ist zu 50% neutralisiert; d.h. $[\text{HAc}] = 1/2[\text{HAc}]_0$. Da am Äquivalenzpunkt die Säure vollständig neutralisiert ist und somit eine reine NaAc-Lösung mit der Konzentration mit der Konzentration $[\text{NaAc}]_0 = [\text{HAc}]_0$ vorliegt, gilt für die $[\text{Ac}^-]$ an diesem Punkt der halben Neutralisation $[\text{NaAc}] = 1/2[\text{NaAc}]_0$. Daraus folgt mit Henderson-Hasselbalch:

$$\text{pH} = \text{pKs} + \lg \frac{\frac{1}{2}[\text{NaAc}]_0}{\frac{1}{2}[\text{HAc}]_0} \quad \text{da } [\text{NaAc}]_0 = [\text{HAc}]_0 = 0,1 \text{ mol/L ist, gilt} \quad \text{pH} = \text{pKs}$$

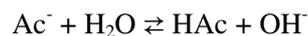
$$\text{pH} = 4,75$$

Bereich 3: Salzlösung

Am Punkt 3 (Äquivalenzpunkt) ist die Essigsäure vollständig neutralisiert (100%-ige Neutralisation). D.h., es liegt eine Lösung von NaAc der Konzentration 0,1 mol/L vor. Da es sich um ein Salz einer schwachen Säure und einer starken Base handelt, zeigt die Lösung eine alkalische Reaktion (Hydrolyse).



Vereinfachte Reaktion:



Es handelt sich um eine Protolyse mit dem konjugierten Säure-Base-Paar Ac^-/HAc das korrespondierende Paar zum System HAc/Ac^- . Für das letztere gilt $\text{pKs} = 4,75$. Somit gilt für das erste Paar:

$$\text{pKs} + \text{pKb} = 14$$

$$\text{pKb} = 14 - 4,75 = 9,25$$

Das MWG liefert:
$$\frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{HAc}]}{[\text{Ac}^-]} = K_b \quad [\text{OH}^-] = \sqrt{K_b \cdot [\text{Ac}^-]} = \sqrt{10^{-9,25} \cdot 0,1 \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2}}$$

$$[\text{OH}^-] = 7,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = 5,125 \quad \text{pH} = 8,87$$

Titrationen

Kohlensäure H_2CO_3
Phosphorsäure H_3PO_4

