

## Hausübung 2

Lösung 1 ist eine schwache Säure HA mit Konzentration  $c_A = 30 \times 10^{-2}$  mol/L. Lösung 2 ist eine HCL Lösung mit Konzentration  $c_B = 2 \times 10^{-2}$  mol/L. Lösungen 1 und 2 werden zu gleichen Teile gemischt. Berechnen Sie die Konzentration  $H^+$ -Ionen Konzentration,  $[H^+]$  und den pH-Wert der Mischung durch die folgenden Schritte:

1. Sei  $x$  die  $H^+$ -Ionen Konzentration von Lösung 1, und  $y$  die  $H^+$ -Ionen Konzentration von Lösung 2.
2. Gegeben ist  $y = 0,5 \cdot c_B$  (weil HCl eine starke Säure ist).
3. Die Reaktion hat Gibbs' Energie  $\Delta G = 5$  kJ. Aus den Formeln

$$\Delta G = -RT \log_{10}(K_{\text{eq}})$$

und

$$K_{\text{eq}} = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]},$$

wobei  $RT = 2,5$  kJ. (*Hinweis:* die Konzentrationen  $[H^+]$ ,  $[A^-]$  und  $[HA]$  können auch alle in **mmol/L** sein). Es folgt

$$\Delta G = -2,5 \log_{10} \left( \frac{(x+y)x}{0,5 \cdot c_A - x} \right).$$

Lösen Sie die quadratische Gleichung, wobei  $x$  positiv ist.

4. Die  $H^+$ -Ionen Konzentration der Mischung ist jetzt  $[H^+] = x + y$ .
5. Der pH-Wert der Mischung folgt aus

$$pH = -\log_{10}([H^+]).$$