

## Lösungen: Säuren und Basen II (87-94)

- 1a. Die Lösung dieses Salzes besteht aus hydratisierten  $K^+$ - und  $CO_3^{2-}$ -Ionen. Die  $K^+$ -Ionen wirken weder als Säuren noch als Basen. Sie haben demzufolge keinen Einfluss auf den pH-Wert. Die Carbonat-Ionen reagieren gemäss der Säure-Basen-Tabelle als **Base**. Der  $pK_b$ -Wert ist **3,75**. Folglich wird der pH-Wert zwischen 7 und 14 liegen.
- b. Für die  $Na^+$ -Ionen gilt das gleiche wie für die  $K^+$ -Ionen. Das  $H_2PO_4^-$ -Ion ist ein Ampholyt und kann daher sowohl als **Säure** wie auch als **Base** reagieren. Der  $pK_b$ -Wert (= **11,88**) ist grösser als der  $pK_s$ -Wert (= **7,21**). Demzufolge ist diese Substanz sowohl eine **schwache Säure** wie auch eine **schwache Base**. Aber die Fähigkeit als Säure zu wirken ist trotzdem noch bedeutend stärker als die Basenfunktion, da der  $pK_b$ -Wert grösser ist. Folglich wird der pH-Wert zwischen 0 und 7 liegen.
- c. Analoge Erklärung wie bei Aufgabe b. Nur sind hier die Verhältnisse umgekehrt. Da der  $pK_b$ -Wert (= **6,79**) von  $HPO_4^{2-}$  kleiner ist als der  $pK_s$ -Wert (= **12,67**) ist der pH-Wert grösser als 7.
- d. Der pH-Wert einer reinen NaCl-Lösung ist 7. Das Kation ist neutral (s/Antwort b). Das  $Cl^-$ -Ion ist zwar eine Base. Nur ist sein  $pK_b$ -Wert (ca. **21**) noch bedeutend grösser als der von Wasser ( $pK_b$ -Wert = **15,75**). Dieses hat einen pH-Wert von 7. Durch Zusatz einer noch schwächeren Base (als Wasser) wird der pH nicht verändert.
- e. Der  $pK_b$ -Wert (= **15,37**) der  $NO_3^-$ -Ionen ist grösser als der  $pK_s$ -Wert (= **2,17**) der  $[Fe(H_2O)_6]^{3+}$ -Ionen (= **hydratisierten** Eisenionen). Demzufolge ist der pH kleiner als 7.
- f. Das Salz besteht aus  $NH_4^+$ -Ionen ( $pK_s$ -Wert = **9,25**) und  $Cl^-$ -Ionen ( $pK_b$ -Wert ca. **21**). Demzufolge ist der pH-Wert kleiner als 7.
2. a. Starke **Säure**,  $pH = -\log 0,001 = \mathbf{3,00}$   
 b. Schwache **Säure**,  $pH = \frac{4,75 - \log 0,001}{2} = \mathbf{3,88}$   
 c. Starke **Base**,  $pH = 14 - (-\log 0,0002) = \mathbf{10,30}$   
 d. Es handelt sich um eine **äusserst** verdünnte Lösung. Die pH-Berechnung ist in einem solchen Fall enorm schwierig. Die übliche Näherungsformel für starke Säuren ergäbe ein paradoxes Resultat. Daher ist die Antwort:  $pH = 7,00$ .
3.  $pOH = 14 - pH = 5,5$      $c(NaOH): 10^{-5,5} = 3,2 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$     1 mol (NaOH): 40,0 g  
 $m = 100000 \cdot 3,2 \cdot 10^{-6} \cdot 40,0 \text{ g} = \mathbf{12,8 \text{ g}}$
4. Die Salzsäurelösung wird teilweise durch die Base neutralisiert. Es entsteht eine verdünntere **Salzsäurelösung** mit Kochsalz. Letzteres hat keinen Einfluss auf den pH-Wert und kann daher vernachlässigt werden.
- $$H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)} \rightleftharpoons Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)} + 2 H_2O$$
- $pH = -\log (0,04/2) = \mathbf{1,70}$
5. a.  $pH = 6,37 + \log (23/x) = 7,7$      $x = \frac{23}{10^{(7,7-6,37)}} = \mathbf{1,08 \text{ mmol/L}}$   
 b.  $c(HA) = 9/6 \text{ mmol/L} = 1,5 \text{ mmol/L}$ . Pro Liter Blut werden also 1,5 mmol **Pufferbase** in die entsprechende **Puffersäure** umgewandelt.
- $$pH = 6,37 + \log \left( \frac{23 - 1,5}{1,08 + 1,5} \right) = 7,29, \Delta pH = 7,29 - 7,70 = \mathbf{-0,41}$$

6. a. Das feste KOH reagiert mit der Essigsäure und wandelt die Hälfte, nämlich 0,5 mol in die konjugierte Base ( $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ) um.  
Folglich enthält die Lösung:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{H}_3\text{O}^+$  und  $\text{OH}^-$ .  
b. Da die Lösung ein konjugiertes Säure-Base-Paar enthält ( $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ ), ist eine **Pufferlösung** entstanden.

$$\text{pH} = 4,75 + \log \frac{0,5}{0,5} = \mathbf{4,75}$$

7. Essigsäurekonzentration:  $c(\text{CH}_3\text{COOH}) = (45/60) \text{ mol/L} = 0,75 \text{ mol/L}$

$$V(\text{B}) = \frac{0,75 * 50}{1} = \mathbf{37,5 \text{ mL}}$$

8.

	Säure <b>A</b>	Säure <b>B</b>
V(B)	<b>6 mL</b>	<b>10 mL</b>
c(S)	$(0,1 * 6/100) = \mathbf{0,006 \text{ mol/L}}$	$(0,1 * 10/100) = \mathbf{0,01 \text{ mol/L}}$
Äquivalenzpunkt	pH = 7,0 ( <b>starke</b> Säure)	pH > 7,0 ( <b>schwache</b> Säure)
pH bei V(B) = 0	= - log c(S) ( <b>starke</b> Säure)	> - log c(S) ( <b>schwache</b> Säure)
<b>pKs</b> -Wert		ca. <b>3,8</b>