

## 7. Lösungen "Säure-Base-Gleichgewichte"

1. Welche ist die konjugierte Base von:

- a)  $\text{H}_3\text{PO}_4$
- b)  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$
- c)  $\text{NH}_3$
- d)  $\text{HS}^-$
- e)  $\text{H}_2\text{SO}_4$
- f)  $\text{HCO}_3^-$

Lösung:

- a)  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$
- b)  $\text{HPO}_4^{2-}$
- c)  $\text{NH}_2^-$
- d)  $\text{S}^{2-}$
- e)  $\text{HSO}_4^-$
- f)  $\text{CO}_3^{2-}$

2. Die Lösung einer schwachen Säure HX hat einen pH-Wert von 3.30. Wie groß ist die Konzentration an  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

Lösung:

(Schwache Säure:  $\text{HX} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{X}^-$ )

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3.30} = \underline{5.01 \cdot 10^{-4}} \quad (\text{oder: } \underline{c(\text{H}_3\text{O}^+) = 5.01 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}})$$

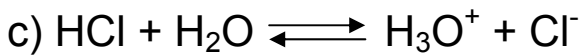
3. Wie groß sind die Konzentrationen  $c(\text{H}_3\text{O}^+)$  und  $c(\text{OH}^-)$  in folgenden Lösungen:

- a) 0.015 mol/L  $\text{HNO}_3$
- b) 0.0025 mol/L  $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- c) 0.00030 mol/L  $\text{HCl}$
- d) 0.016 mol/L  $\text{Ca}(\text{OH})_2$

Lösung:

a)  $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$   
starke Säure:  $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c_0 = 0.015 \text{ mol/L}$   
 $[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w = 10^{-14}$   
 $[\text{OH}^-] = K_w / [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14} / 0.015 = 6.7 \cdot 10^{-13}$   
 $c(\text{OH}^-) = 6.7 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}$

b)  $\text{Ba}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + 2 \text{OH}^-$   
starke Base:  $c(\text{OH}^-) = 2 \cdot c_0 = 0.005 \text{ mol/L}$   
 $[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w = 10^{-14}$   
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = K_w / [\text{OH}^-] = 10^{-14} / 0.005 = 2.0 \cdot 10^{-12}$   
 $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 2.0 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$



starke Säure:  $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c_0 = 3.0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w = 10^{-14}$$

$$[\text{OH}^-] = K_w/[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14}/3.0 \cdot 10^{-4} = 3.3 \cdot 10^{-11}$$

$$\underline{c(\text{OH}^-) = 3.3 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}}$$



starke Base:  $c(\text{OH}^-) = 2 \cdot c_0 = 0.032 \text{ mol/L}$

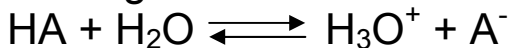
$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w = 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_w/[\text{OH}^-] = 10^{-14}/0.032 = 3.1 \cdot 10^{-13}$$

$$\underline{c(\text{H}_3\text{O}^+) = 3.1 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}}$$

4. Propansäure (eine einwertige Säure) ist bei einer Konzentration von 0.25 mol/L in Wasser zu 0.72% dissoziiert. Wie groß ist der pH-Wert und  $\text{pK}_s$ -Wert?

Lösung:



$$\alpha = c(\text{A}^-)/c_0 \quad c(\text{A}^-) = c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

$$\alpha = c(\text{H}_3\text{O}^+)/c_0$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \alpha \cdot c_0 = 0.25 \text{ mol/L} \cdot 0.0072 = 0.0018 \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0.0018 = \underline{2.74}$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_s - \lg c_0/\text{molL}^{-1})$$

$$\text{pK}_s = 2 \cdot \text{pH} + \lg c_0/\text{molL}^{-1} = 2 \cdot 2.74 + \lg 0.25 = \underline{4.88}$$

5. Für Milchsäure ist  $K_s = 1.5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$

a) Wie groß ist  $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ , wenn 0.16 mol/L Milchsäure in Lösung sind.

b) Wie viel Prozent der Milchsäure sind dissoziiert?

Lösung:

a) Für schwache Säuren:  $\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{pK}_s - \log(c_0/\text{molL}^{-1}))$

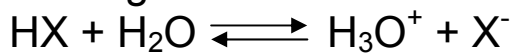
$$\text{pH} = \frac{1}{2}(3.82 - \lg 0.16) = 2.308$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2.308} = \underline{4.92 \cdot 10^{-3}} \quad (\text{oder: } c(\text{H}_3\text{O}^+) = \underline{4.92 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}})$$

$$\text{b) } \alpha = \sqrt{K_s/c_0} = \sqrt{(1.5 \cdot 10^{-4}/0.16)} = \underline{0.0306} \quad \text{oder: } \underline{3.06\%}$$

6. Eine Säure HX ist bei  $c_0(\text{HX}) = 0.15 \text{ mol/L}$  zu 1.2% dissoziiert. Wie viel % sind bei  $c_0(\text{HX}) = 0.030 \text{ mol/L}$  dissoziiert?

Lösung:



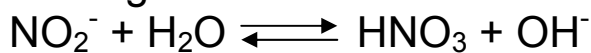
$$\text{mit } \alpha = \sqrt{K_s/c_0} \quad \text{bzw.: } K_s = \alpha^2 c_0$$

$$K_s = \alpha^2 c_0 = 0.012^2 \cdot 0.15 = \underline{2.16 \cdot 10^{-5}}$$

$$\alpha = \sqrt{K_s/c_0} = \sqrt{(2.16 \cdot 10^{-5}/0.030)} = \underline{0.027} \quad \text{oder } \underline{2.7\%}$$

7. Welchen pH-Wert hat eine Lösung von 0.15 mol/L Natriumnitrit ( $\text{NaNO}_2$ )? (für  $\text{HNO}_2$ :  $\text{p}K_s = 3.35$ )

Lösung:



Für  $\text{NO}_2^-$  ergibt sich der  $\text{p}K_B$ -Wert aus den  $\text{p}K_s$ -Wert der konjugierten Säure:

$$\text{p}K_s + \text{p}K_B = 14$$

$$\text{p}K_B = 14 - \text{p}K_s = 14 - 3.35 = 10.65$$

$\text{NO}_2^-$  ist eine schwache Base, somit:

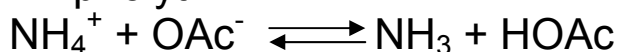
$$\text{pOH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_B - \lg c_0/\text{molL}^{-1}) = \frac{1}{2} (10.65 - \lg 0.15) = 5.74$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 5.74 = \underline{8.26}$$

8. Welchen pH-Wert hat eine Lösung von 0.1 mol/L Ammoniumacetat ( $\text{NH}_4\text{OAc}$ )?

Lösung:

Ampholyt:



$$\text{p}K_s(\text{NH}_4^+) = 9.2$$

$$\text{p}K_B(\text{OAc}^-) = 14 - \text{p}K_s(\text{HOAc}) = 14 - 4.7 = 9.3$$

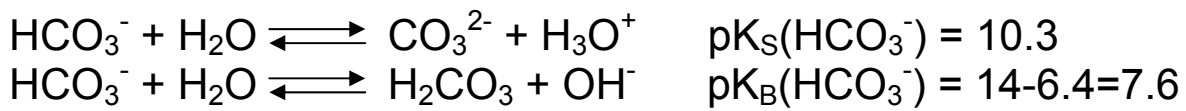
$$\text{pH} = \frac{1}{2} \{ \text{p}K_s(\text{NH}_4^+) + \text{p}K_s(\text{HOAc}) \}$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \{ 9.2 + 4.7 \} = \underline{6.95}$$

9. Welchen pH-Wert hat eine Lösung von 0.01 mol/L Natriumhydrogencarbonat ( $\text{NaHCO}_3$ )?

Lösung:

$\text{HCO}_3^-$  ist ein Ampholyt:



$$\text{pH} = \frac{1}{2} \{ \text{pK}_S(\text{HCO}_3^-) + \text{pK}_S(\text{H}_2\text{CO}_3) \}$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \{ 10.3 + 6.4 \} = \underline{\underline{8.35}}$$