

Anorganische Experimentalchemie

5. Übung: Säure-Base Chemie

1. Berechnen sie Molarität und Molalität von

a) 37 %iger HCl ($\rho = 1,2 \text{ g/mL}$)

b) 96 %iger H_2SO_4 ($\rho = 1,84 \text{ g/mL}$)

Lösung:

a) HCl 37% $M = 36,46 \text{ g/mol}$ $\rho = 1,2 \text{ g/mL}$

Molalität = Konzentration $c = n / v$ [mol/L]

$$m = \rho \cdot V = 1,2 \text{ g / mL} \cdot 1000 \text{ mL} = 1200 \text{ g} = 1,2 \text{ kg}$$

$$m(\text{HCl}) = 0,37 \cdot 1200 \text{ g} = 444 \text{ g}$$

$$n = m / M \rightarrow n(\text{HCl}) = 444 \text{ g} / 36,46 \text{ g/mol} = 12,18 \text{ mol}$$

$$\rightarrow c = 12,18 \text{ mol / L}$$

Molalität $b = [\text{mol/kg}]$

$$m = 1200 \text{ g}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = (1 - 0,37) \cdot 1200 \text{ g} = 756 \text{ g} = 0,756 \text{ kg}$$

$$b(\text{HCl}) = n(\text{HCl}) / m(\text{H}_2\text{O}) = 12,18 \text{ mol} / 0,756 \text{ kg} = 16,1 \text{ mol/kg}$$

b) H_2SO_4 96%

Molalität

$$m(\text{Schwefelsäure}) = 1840 \text{ g} \quad m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,96 \cdot 1840 \text{ g} = 1766 \text{ g}$$

$$n = 1766 / 98,1 = 18 \text{ mol} \rightarrow c = 18 \text{ mol/L}$$

Molalität

$$\text{Schwefelsäure: } m(\text{H}_2\text{O}) = (1 - 0,96) \cdot 1,84 \text{ kg} = 0,074 \text{ kg}$$

$$b(\text{H}_2\text{SO}_4): 18 \text{ mol} / 0,074 \text{ kg} = 243,2 \text{ mol/kg}$$

2. Welche ist die konjugierte Base von:

a) H_3PO_4 **Lösung:** H_2PO_4^-

b) H_2PO_4^- HPO_4^{2-}

c) NH_3 NH_2^-

d) HS^- S^{2-}

e) H_2SO_4 HSO_4^-

f) HCO_3^- CO_3^{2-}

g) Ameisensäure H-COOH H-COO^-

h) HN_3 N_3^-

3. Die Lösung einer schwachen Säure HX hat einen pH-Wert von 3.10. Wie groß ist die Konzentration an H_3O^+ .

Lösung:

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

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,10} = 7,94 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L (oder: } c(\text{H}_3\text{O}^+) = 7,94 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L)}$$

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

a) 0,015 mol/L HNO_3

b) 0,0025 mol/L $\text{Ba}(\text{OH})_2$

c) 0,00030 mol/L HCl

d) 0,016 mol/L $\text{Ca}(\text{OH})_2$

Lösung:

a) $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$

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) $\text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2 \text{OH}^-$

starke Base: $c(\text{OH}^-) = 2 \cdot c^0 = 0,005 \text{ mol/L}$

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

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_w / [\text{OH}^-] = 10^{-14} / 0,005 = 2,0 \cdot 10^{-12}$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 2,0 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$$

c) $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$

starke Säure: $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c_0 = 3,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$

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

$$[\text{OH}^-] = K_w / [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14} / 3,0 \cdot 10^{-4} = 3,3 \cdot 10^{-11}$$

$$c(\text{OH}^-) = 3,3 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$$

d) $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{OH}^-$

starke Base: $c(\text{OH}^-) = 2 \cdot c_0 = 0,032 \text{ mol/L}$

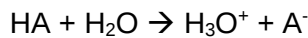
$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w = 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_w / [\text{OH}^-] = 10^{-14} / 0,032 = 3,1 \cdot 10^{-13}$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 3,1 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}$$

5. 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 pK_s-Wert?

Lösung:



$$\alpha = c(\text{A}^-) / c_0$$

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

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

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \alpha \cdot c_0 = 0,0072 \cdot 0,25 \text{ mol/L} = 0,0018 \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}_3\text{O}^+] = -\lg 0,0018 = \mathbf{2,74}$$

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

$$\text{pK}_s = 2 \cdot \text{pH} + \lg c_0 = 2 \cdot 2,74 + \lg 0,25 = \mathbf{4,88}$$

6. Für Milchsäure ist K_s = 1,5·10⁻⁴ mol/L

a) Wie groß ist c(H₃O⁺), wenn 0,16 mol/L Milchsäure in Lösung sind.

b) Wie viel Prozent der Milchsäure sind dissoziiert?

Lösung:

$$\text{a) } \text{pK}_s = -\lg K_s = 3,82$$

$$\text{Für schwache Säuren: } \text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_s - \lg(c_0))$$

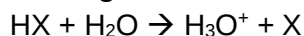
$$\text{pH} = \frac{1}{2} (3,82 - \lg 0,16) = 2,308$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,308} = \mathbf{4,92 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}} \text{ (oder: } c(\text{H}_3\text{O}^+) = 4,92 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L)}$$

$$\text{b) } \alpha = \sqrt{(K_s/c_0)} = \sqrt{(1,5 \cdot 10^{-4} / 0,16)} = 0,0306 \text{ oder: } \mathbf{3,06\%}$$

7. Eine Säure HX ist bei c⁰(HX) = 0,15 mol/L zu 1,2% dissoziiert. Wie viel % sind bei c⁰(HX) = 0,030 mol/L dissoziiert?

Lösung:



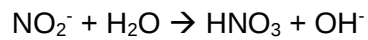
$$\text{mit } \alpha = \sqrt{(K_s/c_0)} \text{ bzw.: } K_s = \alpha^2 c_0$$

$$K_s = \alpha^2 c_0 = 0,0122 \cdot 0,15 = 2,16 \cdot 10^{-5}$$

$$\alpha = \sqrt{(K_s/c_0)} = \sqrt{(2,16 \cdot 10^{-5} / 0,030)} = 0,027 \text{ oder } \mathbf{2,7\%}$$

8. Welchen pH-Wert hat eine Lösung von 0,15 mol/L Natriumnitrit (NaNO_2)? (für HNO_2 : $\text{pK}_\text{S} = 3,35$)

Lösung:



Für NO_2^- ergibt sich der pK_B -Wert aus den pK_S -Wert der konjugierten Säure:

$$\text{pK}_\text{S} + \text{pK}_\text{B} = 14$$

$$\text{pK}_\text{B} = 14 - \text{pK}_\text{S} = 14 - 3,35 = 10,65$$

NO_2^- ist eine schwache Base, somit:

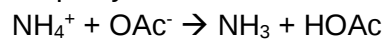
$$\text{pOH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_\text{B} - \lg c_0/\text{molL}^{-1}) = \frac{1}{2} (10,65 - \lg 0,15) = 5,74$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 5,74 = 8,26$$

9. Welchen pH-Wert hat eine Lösung von 0,1 mol/L Ammoniumacetat (NH_4OAc)? $\text{pK}_\text{S}(\text{NH}_4^+) = 9,2$; $\text{pK}_\text{S}(\text{HOAc}) = 4,7$

Lösung:

Ampholyt:



$$\text{pK}_\text{S}(\text{NH}_4^+) = 9,2$$

$$\text{pK}_\text{B}(\text{OAc}^-) = 14 - \text{pK}_\text{S}(\text{HOAc}) = 14 - 4,7 = 9,3$$

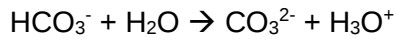
$$\text{pH} = \frac{1}{2} \{ \text{pK}_\text{S}(\text{NH}_4^+) + \text{pK}_\text{S}(\text{HOAc}) \}$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \{ 9,2 + 4,7 \} = 6,95$$

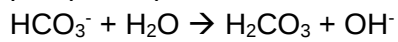
10. Welchen pH-Wert hat eine Lösung von 0,01 mol/L Natriumhydrogencarbonat (NaHCO₃)? $pK_S(H_2CO_3) = 6.4$; $pK_S(HCO_3^-) = 10.3$

Lösung:

HCO₃⁻ ist ein Ampholyt:



$$pK_S(HCO_3^-) = 10,3$$



$$pK_B(HCO_3^-) = 14 - 6,4 = 7,6$$

$$pH = \frac{1}{2} \{pK_S(HCO_3^-) + pK_S(H_2CO_3)\}$$

$$pH = \frac{1}{2} \{10,3 + 6,4\} = 8,35$$

11. Geben sie die Summenformel und Struktur folgender Moleküle an:

• Hypochlorige Säure	Lösung: HClO
• Perchlorsäure	HClO ₄
• Eisen(III)sulfat hexahydrat	Fe ₂ (SO ₄) ₃ * 6 H ₂ O
• salpetrige Säure	HNO ₂
• Diphosphorpentoxid	P ₂ O ₅ → P ₄ O ₁₀
• Dinatriumhydrogenphosphat dodecahydrat	Na ₂ HPO ₄ * 12 H ₂ O
• Bromsäure	HBrO ₃
• Kalilauge	KOH
• Schwefelwasserstoff	H ₂ S
• Essigsäure	C ₂ H ₄ O ₂
• Methanol	CH ₄ O
• Fluorwasserstoff	HF
• Triethylamin	C ₆ H ₁₅ N

Strukturen mit Oktettüberschreitung ☹

