

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) 37% HCl $M = 36,46 \text{ g/mol}$ $\rho = 1.2 \text{ g/mL}$

Molarität = Konzentration $c = n / v$

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

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

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

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

b) Molalität $b = [\text{mol/kg}]$

$m = 1200\text{g}$

$m(\text{H}_2\text{O}) = 0,63 \cdot 1200 \text{ g} = 756 \text{ g}$

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

Gleiche Herangehensweise für H_2SO_4 ($M = 98,1 \text{ g/mol}$)

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-}

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 $\text{Ba}(\text{OH})_2$

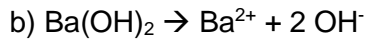
c) 0.00030 mol/L HCl

d) 0.016 mol/L $\text{Ca}(\text{OH})_2$

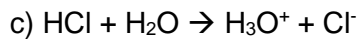
Lösung:

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

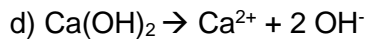
starke Säure: $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c^0 = 0.015 \text{ mol/L}$
 $[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w = 10^{-14}$
 $[\text{OH}^-] = K_w/[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14} / 0.015 = 6.7 \cdot 10^{-13}$
 $c(\text{OH}^-) = 6.7 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}$



starke Base: $c(\text{OH}^-) = 2 \cdot c^0 = 0.005 \text{ mol/L}$
 $[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w = 10^{-14}$
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = K_w/[\text{OH}^-] = 10^{-14} / 0.005 = 2.0 \cdot 10^{-12}$
 $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 2.0 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$



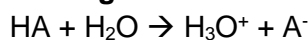
starke Säure: $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c^0 = 3.0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$
 $[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w = 10^{-14}$
 $[\text{OH}^-] = K_w/[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14} / 3.0 \cdot 10^{-4} = 3.3 \cdot 10^{-11}$
 $c(\text{OH}^-) = 3.3 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$



starke Base: $c(\text{OH}^-) = 2 \cdot c^0 = 0.032 \text{ mol/L}$
 $[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w = 10^{-14}$
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = K_w/[\text{OH}^-] = 10^{-14} / 0.032 = 3.1 \cdot 10^{-13}$
 $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 3.1 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}$

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:



$\alpha = c(\text{A}^-) / c_0$
 $c(\text{A}^-) = c(\text{H}_3\text{O}^+)$
 $\alpha = c(\text{H}_3\text{O}^+) / c_0$
 $c(\text{H}_3\text{O}^+) = \alpha \cdot c_0 = 0.0072 \cdot 0.25 \text{ mol/L} = 0.0018 \text{ mol/L}$
pH = $-\lg [\text{H}_3\text{O}^+] = -\lg 0.0018 = 2.74$

$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_s - \lg c_0)$
pK_s = $2 \cdot \text{pH} + \lg c_0 = 2 \cdot 2.74 + \lg 0.25 = 4.88$

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:

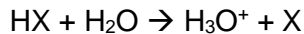
a) $\text{pK}_s = -\lg K_s = 3.82$
Für schwache Säuren: $\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{pK}_s - \log(c_0))$
 $\text{pH} = \frac{1}{2} (3.82 - \lg 0.16) = 2.308$

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

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

7. 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:



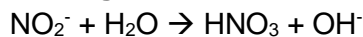
$$\text{mit } \alpha = \sqrt{(K_s/c^0)} \text{ bzw.: } K_s = \alpha^2 c^0$$

$$K_s = \alpha^2 c^0 = 0.0122 \cdot 0.15 = 2.16 \cdot 10^{-5}$$

$$\alpha = \sqrt{(K_s/c^0)} = \sqrt{(2.16 \cdot 10^{-5}/0.030)} = 0.027 \text{ oder } 2.7\%$$

8. Welchen pH-Wert hat eine Lösung von 0.15 mol/L Natriumnitrit (NaNO_2)? (für HNO_2 : $\text{pK}_s = 3.35$)

Lösung:



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

$$\text{pK}_s + \text{pK}_B = 14$$

$$\text{pK}_B = 14 - \text{pK}_s = 14 - 3.35 = 10.65$$

NO_2^- ist eine schwache Base, somit:

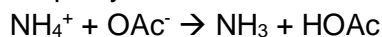
$$\text{pOH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_B - \lg c^0/\text{molL}^{-1}) = \frac{1}{2} (10.65 - \lg 0.15) = 5.74$$

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

9. Welchen pH-Wert hat eine Lösung von 0.1 mol/L Ammoniumacetat (NH_4OAc)? $\text{pK}_s(\text{NH}_4^+) = 9.2$; $\text{pK}_s(\text{HOAc}) = 4.7$

Lösung:

Ampholyt:



$$\text{pK}_s(\text{NH}_4^+) = 9.2$$

$$\text{pK}_B(\text{OAc}^-) = 14 - \text{pK}_s(\text{HOAc}) = 14 - 4.7 = 9.3$$

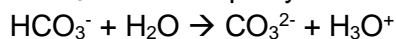
$$\text{pH} = \frac{1}{2} \{ \text{pK}_s(\text{NH}_4^+) + \text{pK}_s(\text{HOAc}) \}$$

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

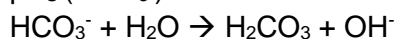
10. Welchen pH-Wert hat eine Lösung von 0.01 mol/L Natriumhydrogencarbonat (NaHCO_3)?

Lösung:

HCO_3^- ist ein Ampholyt:



$$\text{pK}_s(\text{HCO}_3^-) = 10.3$$



$$\text{pK}_B(\text{HCO}_3^-) = 14 - 6.4 = 7.6$$

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

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

11. Geben sie die Summenformel 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 |
| • Dinatriumhydrogenphosphat dodecahydrat | | Na ₂ HPO ₄ * 12 H ₂ O |
| • Bromsäure | | HBrO ₃ |
| • Kalilauge | | KOH |
| • Schwefelwasserstoff | | H ₂ S |