Anorganische Experimentalchemie
3. Übung:
Säure-Base Chemie

1. Berechnen sie Molarität und Molalität von
a) 37 %iger HCl (ρ = 1,2 g/mL)
b) 96 %iger H_2SO_4 (ρ = 1,84 g/mL)

a) HCl 37% M = 36,46 g/mol ρ =1.2 g/mL

Molariät = Konzentration c = n / v [mol/L]

m = ρ · V = 1,2 g / mL · 1000 mL = 1200g = 1,2 kg

m(HCl) = 0,37 · 1200g = 444g

n = m / M → n(HCl) = 444g / 36,46 g/mol = 12,18 mol

→ c = 12,18 mol/ L

Molalität b = [mol/kg]

m = 1200g

$m(H_2O)$ = (1 - 0,37) · 1200 g = 756 g = 0,756 kg

$b(HCl) = n(HCl) / m(H_2O)$ = 12,18 mol / 0,756 kg = 16,1 mol/kg

b) H_2SO_4 96%

Molariät

m(Schwefelsäure) = 1840 g $m(H_2SO_4)$ = 0,96 * 1840g = 1766 g

n = 1766 / 98,1 = 18 mol → c = 18 mol/L

Molalität

Schwefelsäure: $m(H_2O)$ = (1 - 0,96) · 1,84 kg = 0,074 kg

$b(H_2SO_4)$: 18 mol / 0,074 kg = 243,2 mol/kg

2. Massenwirkungsgesetz und Gleichgewichtskonstante

Formulieren Sie für folgenden Gleichgewichtsreaktionen jeweils die Reaktionsgleichung und das Massenwirkungsgesetz!
a) Schwefeldioxid wird durch Luftsauerstoff zu Schwefeltrioxid oxidiert.

$$2\,SO_2 + O_2 \rightleftarrows 2\,SO_3; \qquad K = \frac{c^2(SO_3)}{c^2(SO_2) \cdot c(O_2)}$$

b) Schwefeltrioxid addiert sich an H_2SO_4 zu Dischwefelsäure.

$SO_3 + H_2SO_4 \rightleftarrows H_2S_2O_7$ $K = c(H_2S_2O_7) / c(SO_3) \cdot c(H_2SO_4)$

c) Dischwefelsäure wird hydrolisiert zu Schwefelsäure.

$H_2S_2O_7 + H_2O \rightleftarrows 2\ H_2SO_4$ $\quad K = c^2(H_2SO_4) / c(H_2S_2O_7) \cdot c(H_2O)$

d) Schwefelsäure wird durch 2 Äquivalente Natriumhydroxid neutralisiert.

$H_2SO_4 + 2\ NaOH \rightleftarrows Na_2SO_4 + 2\ H_2O$ $\quad K = c(Na_2SO_4) \cdot c^2(H_2O) / c(H_2SO_4) \cdot c^2(NaOH)$

3. Für die Reaktion N_2O_4 (g) → 2 NO_2 (g) wurden bei 25°C folgende Konzentrationen für ein im Gleichgewicht befindliches Gemisch gefunden:

$c(N_2O_4) = 4{,}27 \cdot 10^{-2}$ mol/L
$c(NO_2) = 1{,}41 \cdot 10^{-2}$ mol/L
Wie groß ist K_c bei 25°C?

Lösung: $K_c = c^2(NO_2) / c(N_2O_4) = (1{,}41 \cdot 10^{-2})^2\ mol^2\ L^{-2}\ / 4{,}27 \cdot 10^{-2}$ mol/L
$= 4{,}66 \cdot 10^{-3}$ mol/L

4. 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^-

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

Lösung:
(Schwache Säure: $HX + H_2O \rightarrow H_3O^+ + X^-$)
$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3{,}10} = 7{,}94 \cdot 10^{-4}$ mol/L (oder: $c(H_3O^+) = 7{,}94 \cdot 10^{-4}$ mol/L)

6. Wie groß sind die Konzentrationen $c(H_3O^+)$ und $c(OH^-)$ in folgenden Lösungen:
a) 0,015 mol/L HNO_3
b) 0,0025 mol/L $Ba(OH)_2$
c) 0,00030 mol/L HCl
d) 0,016 mol/L $Ca(OH)_2$

Lösung:
a) $HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + NO_3^-$
starke Säure: $c(H_3O^+) = c^0 = 0{,}015$ mol/L
$[H_3O^+] \cdot [OH^-] = K_w = 10^{-14}$
$[OH^-] = K_w/[H_3O^+] = 10^{-14} / 0{,}015 = 6{,}7 \cdot 10^{-13}$
$c(OH^-) = 6{,}7 \cdot 10^{-13}$ mol/L

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

starke Base: $c(OH^-) = 2 \cdot c^0 = 0{,}005$ mol/L
$[H_3O^+] \cdot [OH^-] = K_w = 10^{-14}$
$[H_3O^+] = K_w/[OH^-] = 10^{-14} / 0{,}005 = 2{,}0 \cdot 10^{-12}$
$c(H_3O^+) = 2{,}0 \cdot 10^{-12}$ mol/L

c) $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$

starke Säure: $c(H_3O^+) = c_0 = 3{,}0 \cdot 10^{-4}$ mol/L
$[H_3O^+] \cdot [OH^-] = K_w = 10^{-14}$
$[OH^-] = K_w/[H_3O^+] = 10^{-14} / 3{,}0 \cdot 10^{-4} = 3{,}3 \cdot 10^{-11}$
$c(OH^-) = 3{,}3 \cdot 10^{-11}$ mol/L

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

starke Base: $c(OH^-) = 2 \cdot c_0 = 0{,}032$ mol/L
$[H_3O^+] \cdot [OH^-] = K_w = 10^{-14}$
$[H_3O^+] = K_w/[OH^-] = 10^{-14} / 0{,}032 = 3{,}1 \cdot 10^{-13}$
$c(H_3O^+) = 3{,}1 \cdot 10^{-13}$ mol/L

7. 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:
$HA + H_2O \rightarrow H_3O^+ + A^-$

$\alpha = c(A^-) / c_0$
$c(A^-) = c(H_3O^+)$
$\alpha = c(H_3O^+) / c_0$
$c(H_3O^+) = \alpha \cdot c_0 = 0{,}0072 \cdot 0{,}25$ mol/L $= 0{,}0018$ mol/L
pH $= -\lg [H_3O^+] = -\log 0{,}0018 =$ **2,74**

$pH = ½ (pK_s - \lg c_0)$
pK_s $= 2 \cdot pH + \lg c_0 = 2 \cdot 2{,}74 + \lg 0{,}25 =$ **4,88**

8. Für Milchsäure ist $K_S = 1{,}5 \cdot 10^{-4}$ mol/L
a) Wie groß ist $c(H_3O^+)$, wenn 0,16 mol/L Milchsäure in Lösung sind.
b) Wie viel Prozent der Milchsäure sind dissoziiert?

Lösung:
a) $pKs = -\lg Ks = 3{,}82$
Für schwache Säuren: $pH = 1/2(pK_s - \log(c_0))$
$pH = ½ (3{,}82 - \lg 0{,}16) = 2{,}308$
$[H_3O^+]$ $= 10^{-2{,}308} =$ **$4{,}92 \cdot 10^{-3}$** mol/L (oder: $c(H_3O^+) = 4{,}92 \cdot 10^{-3}$ mol/L)

b) **α** $= \sqrt{(Ks/c_0)} = \sqrt{(1{,}5 \cdot 10^{-4} / 0{,}16)} = 0{,}0306$ oder: **3,06%**

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

Lösung:
$HX + H_2O \rightarrow H_3O^+ + X$
mit $\alpha = \sqrt{(K_s/c_0)}$ bzw.: $K_s = \alpha^2 c_0$
$K_s = \alpha^2 c_0 = (0{,}012)^2 \cdot 0{,}15 = 2{,}16 \cdot 10^{-5}$
$\alpha = \sqrt{(K_s/c_0)} = \sqrt{(2{,}16 \cdot 10^{-5} / 0{,}030)} = 0{,}027$ oder 2,7%

10. Welchen pH-Wert hat eine Lösung von 0,15 mol/L Natriumnitrit ($NaNO_2$)? (für HNO_2: pK_S = 3,35)

Lösung:
$NO_2^- + H_2O \rightarrow HNO_2 + OH^-$

Für NO_2^- ergibt sich der pK_B-Wert aus den pK_S-Wert der konjugierten Säure:
$pK_s + pK_B = 14$
$pK_B = 14 - pKs = 14 - 3{,}35 = 10{,}65$
NO_2^- ist eine schwache Base, somit:
$pOH = ½ (pK_B - \lg c_0/molL^{-1}) = ½ (10{,}65 - \lg 0{,}15) = 5{,}74$
$pH = 14 - pOH = 14 - 5{,}74 = 8{,}26$

11. Welchen pH-Wert hat eine Lösung von 0,1 mol/L Ammoniumacetat (NH_4OAc)? $pK_S(NH_4^+)$ = 9,2; pK_S(HOAc) = 4,7

Lösung:
Ampholyt:
$NH_4^+ + OAc^- \rightarrow NH_3 + HOAc$
$pK_S(NH_4^+) = 9{,}2$
$pK_B(OAc^-) = 14 - pK_S(HOAc) = 14 - 4{,}7 = 9{,}3$
$pH = ½ \{pK_S(NH_4^+) + pK_S(HOAc)\}$
$pH = ½ \{9{,}2 + 4{,}7\} = 6{,}95$

12. Welchen pH-Wert hat eine Lösung von 0,01 mol/L Natriumhydrogencarbonat ($NaHCO_3$)? $pK_S(H_2CO_3)$ = 6.4; $pK_S(HCO_3^-)$ = 10.3

Lösung:
HCO_3^- ist ein Ampholyt:
$HCO_3^- + H_2O \rightarrow CO_3^{2-} + H_3O^+$

$pK_S(HCO_3^-) = 10{,}3$
$HCO_3^- + H_2O \rightarrow H_2CO_3 + OH^-$
$pK_B(HCO_3^-) = 14 - 6{,}4 = 7{,}6$
$pH = ½ \{pK_S(HCO_3^-) + pK_S(H_2CO_3)\}$
$pH = ½ \{10{,}3 + 6{,}4\} = 8{,}35$