Anorganische Experimentalchemie

4. Übung:
Puffer, Wasserstoff, Stoffchemie

1. Welchen pH-Wert haben folgende Lösungen: pH > 7, pH < 7, pH = 7? Geben Sie auch entsprechende Reaktionsgleichungen an. H_2CO_3: pK_{S1} = 6,4, pK_{S2} = 10.3

a. Natriumcarbonat- bzw. Natriumhydrogencarbonat-Lösung

pH >7

Na_2CO_3 in Wasser H_2O → 2 Na^+ (aq.) + CO_3^{2-} (aq.)

$CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$

$NaHCO_3 + H_2O \rightleftharpoons Na^+$ (aq.) + $H_2CO_3 + OH^-$ pK_B: 7.6

$NaHCO_3 + H_2O \rightleftharpoons Na^+$ (aq.) + CO_3^{2-} (aq.) + H_3O^+ pK_S: 10.3

b. Aluminium(III)perchlorat-Lösung

pH <7 Salz aus schwacher Base und starker Säure

$Al(ClO_4)_3 + H_2O \rightleftharpoons Al(ClO_4)_3(OH) + H^+$

besser: $Al(ClO_4)_3$ in Wasser: $[Al(H_2O)_6]^{3+}$

$[Al(H_2O)_6]^{3+} + H_2O \rightleftharpoons [Al(H_2O)_5(OH)]^{2+} + H_3O^+$

c. Ammoniumchlorid-Lösung ($K_s(HCl) = 1 * 10^6$ mol/L, $K_b(NH_3) = 1.8 * 10^{-5}$ mol/L)

NH_4Cl in Wasser: $NH_4^+ + Cl^-$ pH < 7

Cl^- Salz einer starken Säure → sehr schwache Base

NH_4^+ Salz einer schwachen Bae → schwache Säure

$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + NH_3$

d. Ammoniumcarbonat-Lösung (K_{S1}(Kohlensäure) = 4.2 * 10^{-7} mol/L, K_{S2}(Kohlensäure) = 4.8 * 10^{-11} mol/L, K_B(Ammoniak) = 1.8 * 10^{-5} mol/L)

$pK_{S1}(H_2CO_3)$= 6,38 $pK_S(HCO_3^-)$ = 10,32

$(NH_4)_2CO_3 \rightleftharpoons 2NH_4^+ + CO_3^{2-}$

$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + NH_3$ $pK_s(NH_4^+)$ = 9,26

$CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$ $pK_B(CO_3^{2-})$= 3,68

Da $pK_S > pK_B$ → pH >7

2. 2 L einer Lösung enthalten 0.10 mol Essigsäure und 0.13 mol Natriumacetat. (K_S(Essigsäure) = 1.8 * 10^{-5} mol/L)

a. Welchen pH-Wert hat diese Lösung?

b. Welchen pH-Wert hat die Lösung nach Zugabe von 0.02 mol KOH?

c. Welchen pH-Wert hat die Lösung nach Zugabe von 10 cm^3 einer 2 mol/dm3 Salpetersäure-Lösung?

Lösung?

a)

c(HOAc) = 0.05 mol/L; c(NaOAc) = 0.065 mol/L)

$$\mathbf{pH = pK_S + \log_{10} \frac{c(A^-)}{c(HA)}}, \quad = 4{,}74 + 0{,}114 = 4{,}85$$

Henderson-Hasselbach Gleichung

$$\mathbf{pK_S = -\log_{10}\left(K_S \cdot \frac{1}{mol}\right)} = 4{,}74$$

b) Vorher HOAc = 0.1 mol nach Zugabe: 0,08 mol
OAc⁻ = 0.13 mol 0,15 mol

log(0,15/0,08) = 0,273

pH = 4,74 + 0,27 = 5,01

c) 10 cm^3 = 10mL; c= 2mol/L; n= 0,01 L * 2 mol/L = 0,02 mol

log(0,11/0,12) = -0,038

pH = 4,74 - 0,04 = 4,70

3. Eine $H_2PO_4^-$/HPO_4^{2-} -Pufferlösung soll den pH-Wert 6,8 aufweisen.

a) In welchem Konzentrationsverhältnis müssen die beiden Ionensorten dann in der Pufferlösung vorliegen? [pKs von $H_2PO_4^-$: 7,12]

b) Welche HPO_4^{2-}-Konzentration liegt vor, wenn die Konzentration der $H_2PO_4^-$-Ionen 0,2 mol/l beträgt?

Lösung:

a) pH = pKs + lg $\frac{c(Base)}{c(Säure)}$

6,8 = 7,12 + lg $\frac{c(Base)}{c(Säure)}$

-0,32 = lg $\frac{c(Base)}{c(Säure)}$

$10^{-0,32} = \frac{c(Base)}{c(Säure)}$

$(10^{-0,32})/1 = \frac{c(Base)}{1} = \frac{0,47}{1}$

b) $\frac{c(Base)}{c(Säure)} = \frac{0,47}{1}$

$\frac{c(HPO42-)}{0,2\ mol/L} = \frac{0,47}{1}$

c($HPO4^{2-}$) = 0,47 * 0,2 mol/L = **0,094 mol/L**

4. Ein Essigsäure-Acetat-Puffer soll einen pH-Wert von 5.0 haben. Wieviel NaOH Lösung (c = 0.5 mol/L) müssen Sie zu einem Liter Essigsäure (0.5 mol/L) zugeben?

Lösung:

5,0 = 4,75 + log ([Ac−] / [HAc])

0,25 = log ([Ac−] / [HAc])

→ ([Ac−] / [HAc]) = $10^{0,25}$ = 1,78

n_0(HAc) = 0,5 mol

Nach der Neutralisation:
n(Ac^-) = x
n(HAc) = 0,5−x

→ $1{,}78 = \frac{x}{0{,}5-x}$

x = 1,78 (0,5 – x) = 0,89 – 1,78 x

2,78 x = 0,89 → x = 0,32

Volumen der NaOH-Lösung: c(NaOH) = 0,5 mol/L

V = n / c = 0,32 mol / 0,5 mol/L ≈ 0,64 L

5. Geben Sie die Elektronenkonfiguration von Fe, Cu, K^+, B, Cl, Zn^{2+} und Pb^{2+} an.

Lösung:
$K^+ = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$ = [Ar]
Fe = [Ar] $4s^2 3d^6$
Cu = [Ar] $4s^1 3d^{10}$
B = $1s^2\ 2s^2\ 2p^1$
Cl = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$
Zn^{2+} = [Ar] $3d^{10}$
Pb^{2+} = [Xe] $6s^2\ 4f^{14}\ 5d^{10}$