

Anorganische Experimentalchemie

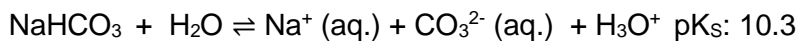
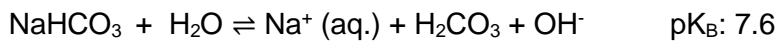
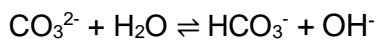
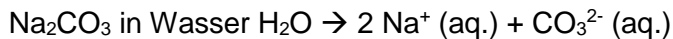
8. Übung:

Puffer, Wasserstoff, Stoffchemie

1. Welchen pH-Wert haben folgende Lösungen: $\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$, $\text{pH} = 7$? Geben sie auch entsprechende Reaktionsgleichungen an. H_2CO_3 : $\text{pK}_{\text{S}1} = 6,4$, $\text{pK}_{\text{S}2} = 10,3$

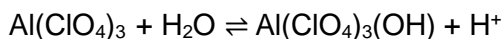
a. Natriumcarbonat- bzw. Natriumhydrogencarbonat-Lösung

$\text{pH} > 7$

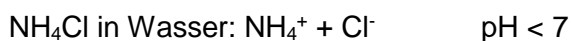


b. Aluminium(III)perchlorat-Lösung

$\text{pH} < 7$ Salz aus schwacher Base und starker Säure

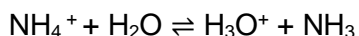


c. Ammoniumchlorid-Lösung ($\text{K}_\text{s}(\text{HCl}) = 1 \cdot 10^6 \text{ mol/L}$, $\text{K}_\text{b}(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$)

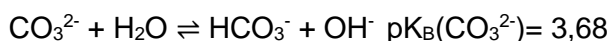
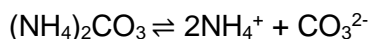


Cl^- Salz einer starken Säure \rightarrow schwache Base

NH_4^+ Salz einer mittelstarken Säure \rightarrow mittelschwache Säure



d. Ammoniumcarbonat-Lösung ($\text{K}_{\text{S}1}(\text{Kohlensäure}) = 4,2 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$, $\text{K}_{\text{S}2}(\text{Kohlensäure}) = 4,8 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$, $\text{K}_\text{B}(\text{Ammoniak}) = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$)



Da $\text{pK}_\text{s} > \text{pK}_\text{B} \rightarrow \text{pH} > 7$

2. 2 L einer Lösung enthalten 0.10 mol Essigsäure und 0.13 mol Natriumacetat.
 ($K_s(\text{Essigsäure}) = 1.8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$)

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 cm³ einer 2 mol/dm³ Salpetersäure-Lösung?

Lösung?

a)

$c(\text{HOAc}) = 0.05 \text{ mol/L}$; $c(\text{NaOAc}) = 0.065 \text{ mol/L}$

$$\text{pH} = \text{p}K_s + \log_{10} \frac{c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})}, = 4,74 + 0,114 = 4,85$$

$$\text{p}K_s = -\log_{10} \left(K_s \cdot \frac{1}{\text{mol}} \right) = 4,74$$

Henderson-Hasselbach Gleichung

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

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

$$\text{pH} = 4,74 + 0,27 = 5,01$$

c) 10 cm³ = 10mL; $c = 2 \text{ mol/L}$; $n = 0,01 \text{ L} \cdot 2 \text{ mol/L} = 0,02 \text{ mol}$

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

$$\text{pH} = 4,74 - 0,04 = 4,70$$

3. Eine H₂PO₄⁻/HPO₄²⁻-Pufferlösung soll den pH-Wert 6,8 aufweisen.

a) In welchem Konzentrationsverhältnis müssen die beiden Ionensorten dann in der Pufferlösung vorliegen? [pKs von H₂PO₄⁻: 7,12]

b) Welche HPO₄²⁻-Konzentration liegt vor, wenn die Konzentration der H₂PO₄⁻-Ionen 0,2 mol/l beträgt?

Lösung:

$$\text{a) pH} = \text{p}K_s + \lg \frac{c(\text{Base})}{c(\text{Säure})}$$

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

$$-0,32 = \lg \frac{c(\text{Base})}{c(\text{Säure})}$$

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

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

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

$$\frac{c(\text{HPO}_4^{2-})}{0,2 \text{ mol/L}} = \frac{0,47}{1}$$

$$c(\text{HPO}_4^{2-}) = 0,47 \cdot 0,2 \text{ mol/L} = \mathbf{0,094 \text{ mol/L}}$$

4. Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen für



5. Geben sie die Summenformel folgender Moleküle an:



6. Benennen sie folgende Moleküle:

