**S. 95, A1-A3**

**A1** a. pH = 3

b. pOH = 2, pH = 12

c. pOH = 3,3, pH = 10,7

d. pH = 2,88 (schwache Säure)

e. pOH = 2,38, pH = 11,62 (schwache Base)

**A2** Da die Konzentration der Oxoniumionen in einer wässrigen Lösung aufgrund der Autoprotolyse des Wassers immer mind. 10-7 mol/l hat, also einen pH Wert von 7, muss dieser durch die zusätzlichen 10-8 mol/l Oxoniumionen knapp darunter liegen.

c(H3O+) = 10-7 + 10-8 = 1,1x10-7 mol/l 🡪 pH = 6,96

**A3** Ks = 1,35x10-4 mol/l 🡪 pKs = 3,87

m(Milchs) = 1,1g; V = 0,1 l

M(Milchs) = 90g/mol

c0(Milchs) = n/V

n(Milchs) = 1,1g : 90g/mol = 0,012 mol

c0(Milchs) = 0,12mol : 0,1 l = 0,12 mol/l

schwache Säure, desh: pH = ½ (3,87 – log(0,12)) = 2,4

**Berechnung des pH-Wertes von Salzlösungen** (S. 93, B4)

Bsp. Natriumacetat mit c(NaCOO) = 0,1 mol/l

Acetation ist eine schwache Base mit pKB = 9,25 mol/l

pOH = ½(9,25 – log(0,1)) = 5,13 pH = 14 - 5,13 = 8,88

Berechnung von Kc aus den Ks-Werten für das GG

HSO4- + HPO42- ↔ SO42- + H2PO4-

S1 B2 B1 S2

pKs(HSO4-) = 1,92 🡪 Ks = 10-1,92 mol/l stärkere Säure

pKs(H2PO4-) = 7,2 🡪 Ks = 10-7,2 mol/l schwächere Säure

Das Gleichgewicht liegt auf der Seite der schwächeren Säure, hier rechts.

Ks1(HSO4-)

Kc = Ks2(H2PO4-) = 1,9 x 10-5 > 1