

1. Geben Sie für die folgenden Ionenkonzentrationen die pH-Werte und die Reaktion der jeweiligen wässrigen Lösung an:
 - a) $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,5 \text{ mol/l}$
 - b) $c(\text{OH}^-) = 10^{-8} \text{ mol/l}$
 - c) $c(\text{OH}^-) = 0,00025 \text{ mol/l}$
2. Wie groß ist der pH-Wert einer Chlorwasserstoff-Lösung mit einer Ausgangskonzentration von $0,5 \text{ mol/l}$?
[$\text{pK}_s(\text{HCl}) = -7$]
3. Man löst 20 g Natriumethanoat (Natriumacetat) $\text{Na}(\text{CH}_3\text{COO})$ zu 1 Liter Lösung. Berechnen Sie den pH-Wert.
[$M(\text{Na}(\text{CH}_3\text{COO})) = 82 \text{ g/mol}$; $\text{pK}_s(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,75$]
4. Eine Pufferlösung enthält die Pufferkomponenten des Acetat-Puffers im Stoffmengenverhältnis $1:1$. Durch Basenzusatz soll die Stoffmenge n der Puffersäure um 10% verringert werden.
[$\text{pK}_s(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,75$]
Berechnen Sie den ursprünglichen und den neuen pH-Wert der Lösung.
5. Regen zeigt einen pH-Wert von $5,6$. In einigen Gegenden Deutschlands wurde ein pH-Wert bis zu $3,6$ ("saurer Regen") gemessen.
 - a) Begründen Sie kurz, weshalb auch unbelasteter Regen einen pH-Wert kleiner als 7 zeigt.
 - b) Berechnen Sie, um welchen Faktor die Oxoniumionenkonzentration beim sauren Regen gegenüber dem "normalen" Regen zugenommen hat.
6. In welchem Verhältnis der Ausgangskonzentrationen c_0 müssen Natriumhydrogenphosphat und Natriumdihydrogenphosphat gemischt werden, um eine Pufferlösung mit $\text{pH}=7$ herzustellen?
[$\text{pK}_s(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 7,20$]

----- Lösungen (gekürzt) ≈-----

1. a) $\text{pH} = 0,3$ saure Reaktion
 b) $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 8 = 6$ saurer Reaktion
 c) $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - (-\lg 2,5 \cdot 10^{-4}) = 10,4$ alkalische Reaktion

2. Starke Säure, da der pK_S -Wert viel kleiner als 3,5 ist => vollständig dissoziiert, daher gilt:
 $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{HA}_0)$
 $\text{pH} = -\lg c(\text{HA}_0) = 0,3$ (Vgl. mit Aufgabe 1 a) !)

3. $M = m/n \Rightarrow n(\text{Na}(\text{CH}_3\text{COO})) = 20 \text{ g} / (82 \text{ g/mol}) = 0,24 \text{ mol}$
 $c = n/V \Rightarrow c(\text{Na}(\text{CH}_3\text{COO})) = 0,244 \text{ mol} / 1 \text{ l} = 0,24 \text{ mol/l}$
 pK_B -Wert der schwachen Base Acetation: $\text{pK}_B = 14 - \text{pK}_S = 9,25$
 => Näherungsformel für schwache Basen unter Berücksichtigung des pK_B -Werts
 notwendig: (s. Formelsammlung)
 $\text{pOH} = \frac{1}{2} \cdot (\text{pK}_B - \lg c(\text{A}^-)) = \frac{1}{2} \cdot (9,25 - \lg 0,24) = 9,07$ (ca. 9,1)

4. Henderson-Hasselbalch-Gleichung: (s. Formelsammlung)
 $\text{pH} = \text{pK}_S + \lg(c(\text{A}^-)/c(\text{HA}))$
 ursprünglich: $\text{pH} = \text{pK}_S$ (da der $\lg(1) = 0$ ist) = 4,75
 nach der Änderung:
 $\text{pH} = \text{pK}_S + \lg(1,1/0,9) = 4,84$
 (hier ausgehend von A^- (erhöht)/HA (verringert), sonst Vorzeichenumkehr beachten!)

5. a) Reaktion von Kohlenstoffdioxid aus der Luft mit Wasser zu Kohlensäure, die wiederum mit Wasser als schwache Säure weiter reagiert.
 b) Saurer Regen: $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-3,6} \text{ mol/l}$
 Normaler Regen: $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-5,6} \text{ mol/l}$
 Faktor: $10^{-3,6} / 10^{-5,6} \Rightarrow$ ca. 100 mal mehr im sauren Regen

6. Henderson-Hasselbalch-Gleichung:
 $\text{pH} = \text{pK}_S + \lg(c(\text{A}^-)/c(\text{HA}))$
 $\lg(c(\text{A}^-)/c(\text{HA})) = \text{pH} - \text{pK}_S$
 $c(\text{A}^-)/c(\text{HA}) = c(\text{HPO}_4^{2-})/c(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 10^{-7} / 10^{-7,20} = 0,63$ ist ca. 5/8
 Überlegung zur Kontrolle:
 Bei einem Verhältnis von 1:1 gilt: $\text{pH} = \text{pK}_S$, wäre also bei 7,2 (ganz schwach alkalisch)
 Es muss also etwas mehr Säure enthalten sein.