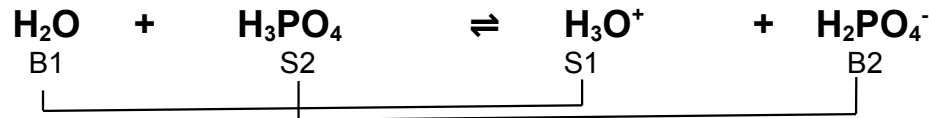


- Gib für jeden der drei Protolyseschritte **1** bis **3** die Gleichgewichtsreaktion an.
- Berechne den pH-Wert an den drei Äquivalenzpunkten für $c_0=0,1 \text{ mol/l}$.

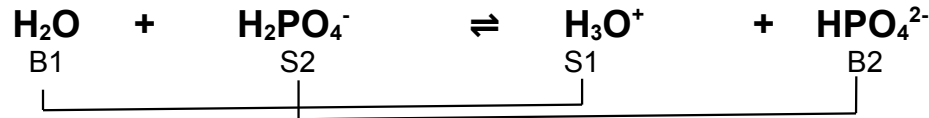


1. 1



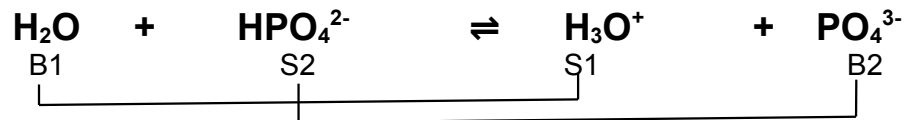
$$pK_S(\text{H}_3\text{PO}_4) = 2,1$$

2



$$pK_S(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 7,2 \Rightarrow pK_B(\text{HPO}_4^{2-}) = 6,8$$

3



$$pK_S(\text{HPO}_4^{2-}) = 12,0 \Rightarrow pK_B(\text{PO}_4^{3-}) = 2,0$$

2. **ÄP1:** $c(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0 \text{ mol/l}$; $c(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 0,05 \text{ mol/l}$ (falls bei der Mischung das Volumen verdoppelt wird)
 \Rightarrow pH-Wert Berechnung für die schwache Säure Dihydrogenphosphation, die zu 100% vorliegt

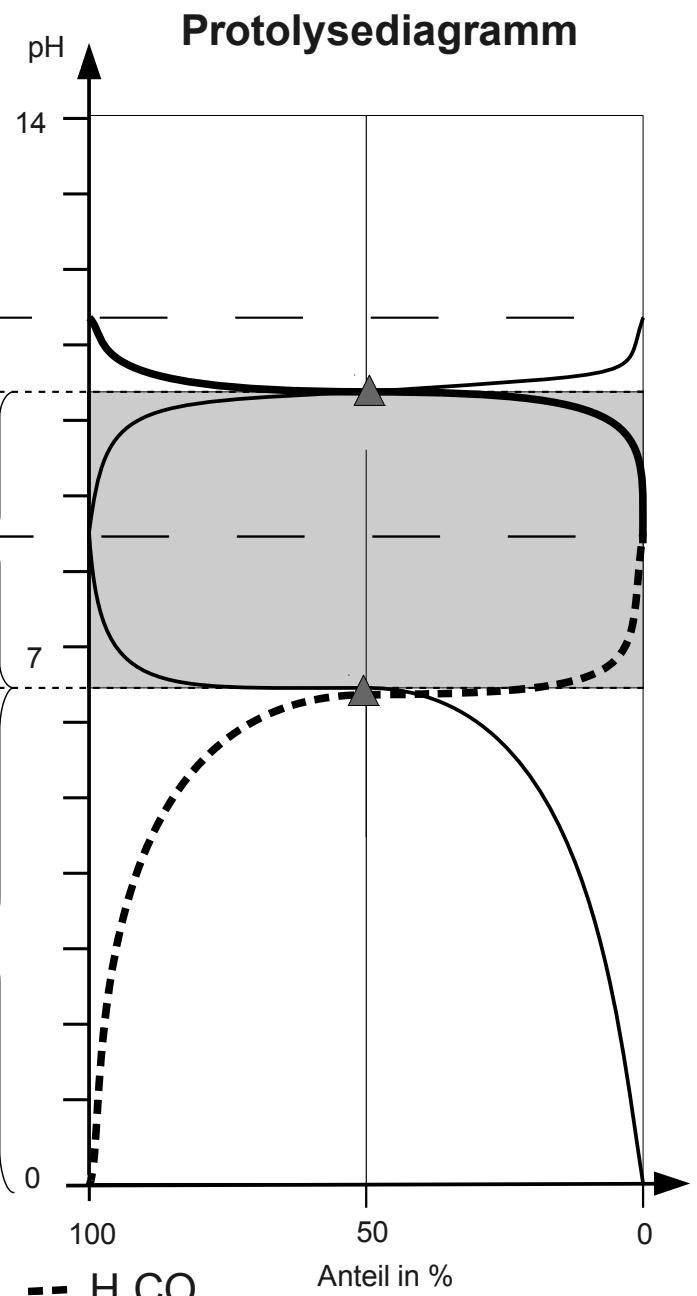
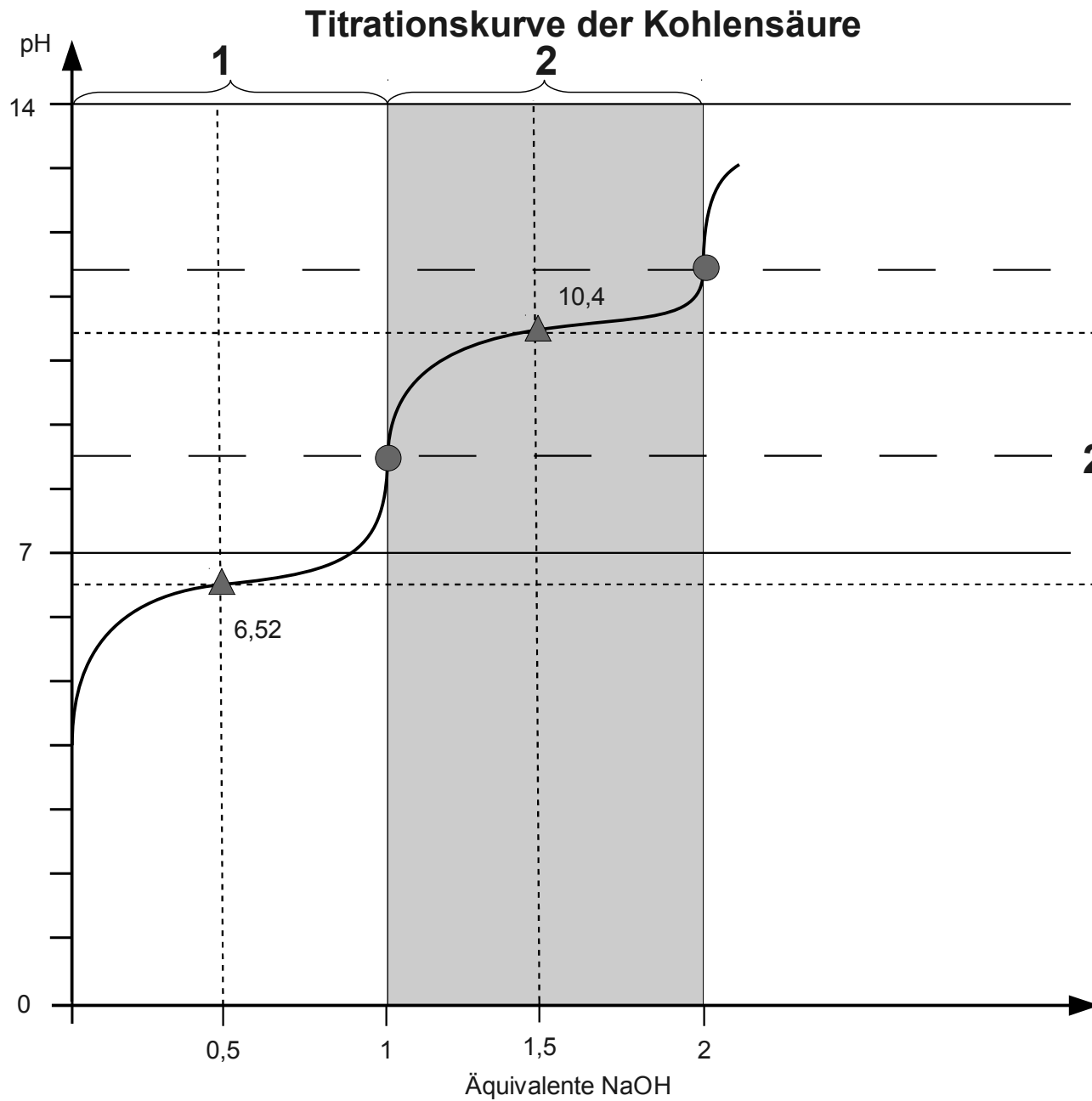
$$pH = \frac{1}{2} \cdot (pK_S - \lg \{c(\text{H}_2\text{PO}_4^-)\}) = \frac{1}{2} \cdot (7,2 - \lg \{0,05\}) = 4,2 \quad [\text{Mittelwert aus HÄP1 u. HÄP2} = 4,65]$$

- ÄP2:** $c(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 0 \text{ mol/l}$; $c(\text{HPO}_4^{2-}) = 0,03 \text{ mol/l}$ (falls bei der Mischung das Volumen verdreifacht wird)
 \Rightarrow pH-Wert Berechnung für die schwache Base Hydrogenphosphation, die zu 100% vorliegt
 [Problem: Das Hydrogensphosphation ist ein Ampholyt, hier besser als Base zu berechnen]

$$pH = 14 - \frac{1}{2} \cdot (pK_B - \lg \{c(\text{HPO}_4^{2-})\}) = 14 - \frac{1}{2} \cdot (6,8 - \lg \{0,03\}) = 9,8 \quad [\text{Mittelwert aus HÄP2 u. HÄP3} = 9,6]$$

- ÄP3:** $c(\text{HPO}_4^{2-}) = 0 \text{ mol/l}$; $c(\text{PO}_4^{3-}) = 0,025 \text{ mol/l}$ (falls bei der Mischung das Volumen vervierfacht wird)
 \Rightarrow pH-Wert Berechnung für die starke Base Phosphation, die zu 100% vorliegt

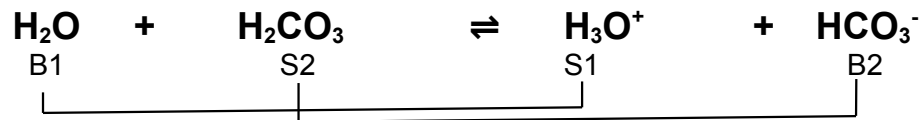
$$pH = 14 - (-\lg \{c(\text{PO}_4^{3-})\}) = 14 + \lg \{0,025\} = 12,4$$



1. Gib für die beiden Protolyseschritte **1** und **2** die Gleichgewichtsreaktion an.
2. Berechne den pH-Wert an den zwei Äquivalenzpunkten für $c_0=0,1 \text{ mol/l}$.

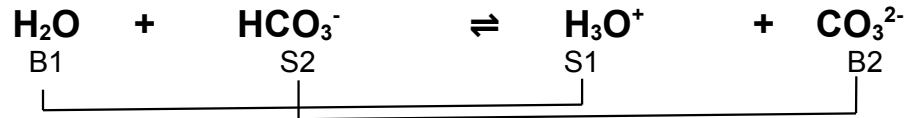


1. 1



$$pK_S(\text{H}_2\text{CO}_3) = 6,52 \Rightarrow pK_B(\text{HCO}_3^-) = 7,48$$

2



$$pK_S(\text{HCO}_3^-) = 10,4 \Rightarrow pK_B(\text{CO}_3^{2-}) = 3,6$$

2. **ÄP1:** $c(\text{H}_2\text{CO}_3) = 0 \text{ mol/l}$; $c(\text{HCO}_3^-) = 0,05 \text{ mol/l}$ (falls bei der Mischung das Volumen verdoppelt wird)
 \Rightarrow pH-Wert Berechnung für die schwache Base Hydrogencarbonation, die zu 100% vorliegt
 [Problem: Das Hydrogencarbonation ist ein Ampholyt, hier besser als Base zu berechnen]

$$pH = 14 - \frac{1}{2} \cdot (pK_B - \lg \{c(\text{HCO}_3^-)\}) = 14 - \frac{1}{2} \cdot (7,48 - \lg \{0,05\}) = 9,6 \quad [\text{Mittelwert aus HÄP1 u. HÄP2} = 8,5]$$

- ÄP2:** $c(\text{HCO}_3^{2-}) = 0 \text{ mol/l}$; $c(\text{CO}_3^{2-}) = 0,03 \text{ mol/l}$ (falls bei der Mischung das Volumen verdreifacht wird)
 \Rightarrow pH-Wert Berechnung für das Carbonation als schwache Base, die zu 100% vorliegt
 Problem: starke Basen $pK_B < 1,5$ schwache Basen $pK_B > 4,75$, Carbonation liegt mit 3,6 genau dazwischen

$$pH = 14 - \frac{1}{2} \cdot (pK_B - \lg \{c(\text{CO}_3^{2-})\}) = 14 - \frac{1}{2} \cdot (3,6 - \lg \{0,03\}) = 11,4$$

alternativ:

\Rightarrow pH-Wert Berechnung für das Carbonation als starke Base, die zu 100% vorliegt

$$pH = 14 - (-\lg \{c(\text{CO}_3^{2-})\}) = 14 - (-\lg \{0,03\}) = 12,4$$