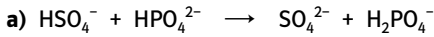


6 Säure-Base-Reaktionen

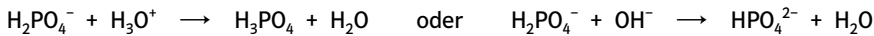
6.14 Durchblick Zusammenfassung und Übung

Zu den Aufgaben

A1



b) Das Sulfation kann kein Proton abgeben; es ist *kein* amphoterer Teilchen. Das Dihydrogenphosphation kann ein Proton aufnehmen oder abgeben; es ist ein amphoterer Teilchen:



A2

a) Salpetersäure ist eine starke Säure.

Berechnung nach der Formel für sehr starke Säuren: $\text{pH} \approx -\lg\{c_0(\text{HNO}_3)\} = -\lg 0,25 = 0,60$

Berechnung nach der Formel für schwache Säuren: $\text{pH} \approx \frac{1}{2} [\text{p}K_s - \lg\{c_0(\text{HNO}_3)\}]$
 $= \frac{1}{2} [-1,32 - \lg 0,25] = -0,36$

Die Formel für schwache Säuren ist hier offensichtlich nicht anwendbar, da der pH-Wert nicht kleiner sein kann als der für vollständige Protolyse (d.h. eine sehr starke Säure) berechnete Wert. Die Formel für sehr starke Säuren ergibt folglich die bessere Näherung: $\text{pH} \approx 0,6$

Hinweis: Man kann den pH-Wert der Lösung einer starken Säure auch genauer berechnen:

$$\text{pH} = -\lg \left\{ \frac{-K_s + \sqrt{K_s^2 + 4 \cdot c_0(\text{HA}) \cdot K_s}}{2} \right\}$$

Einsetzen von $K_s = 10^{1,32} \text{ mol/l}$ und $c_0(\text{HA}) = 0,25 \text{ mol/l}$ ergibt: $\text{pH} = 0,61$

Für Salpetersäure liefert die Formel für sehr starke Säuren näherungsweise das richtige Ergebnis.

b) Schwefelwasserstoff ist eine schwache Säure.

$$\text{pH} = \frac{1}{2} [\text{p}K_s - \lg\{c_0(\text{H}_2\text{S})\}] = \frac{1}{2} [6,92 - \lg 0,4] = 3,66$$

c) Das Phosphation ist eine starke Base.

$$\begin{aligned} \text{Berechnung nach der Formel für sehr starke Basen: } \text{pH} &\approx 14 - \text{pOH} = 14 - (-\lg\{c_0(\text{PO}_4^{3-})\}) \\ &= 14 + \lg 0,1 = 13,00 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Berechnung nach der Formel für schwache Basen: } \text{pH} &\approx 14 - \text{pOH} = 14 - \frac{1}{2} [\text{p}K_B - \lg\{c_0(\text{PO}_4^{3-})\}] \\ &= 14 - \frac{1}{2} [-1,64 - \lg 0,1] = 12,68 \end{aligned}$$

Die Ergebnisse stimmen ungefähr überein; man kann also näherungsweise angeben: $\text{pH} \approx 13$

Hinweis: Man kann den pH-Wert der Lösung einer starken Base auch genauer berechnen:

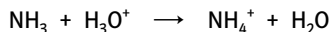
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \lg \left\{ \frac{-K_B + \sqrt{K_B^2 + 4 \cdot c_0(\text{B}^-) \cdot K_B}}{2} \right\}$$

Einsetzen von $K_B = 10^{-1,64} \text{ mol/l}$ und $c_0(\text{B}^-) = 0,1 \text{ mol/l}$ ergibt: $\text{pH} = 12,58$

A3

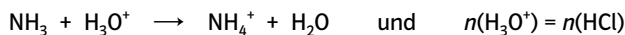
a) C ist der Neutralpunkt ($\text{pH} = 7$); D ist der Äquivalenzpunkt.

Am Punkt B liegen etwa gleiche Stoffmengen von Ammoniakmolekülen und Ammoniumionen vor. Durch die Pufferwirkung des Systems $\text{NH}_3/\text{NH}_4^+$ ändert sich der pH-Wert bei Zugabe von Salzsäure nur wenig, da die zusätzlichen Oxoniumionen mit Ammoniakmolekülen reagieren:



Die Steigung der Titrationskurve hat folglich am Punkt B einen kleinen Betrag.

b) Der Äquivalenzpunkt liegt bei $V(\text{Salzsäure}) = 25 \text{ ml}$.

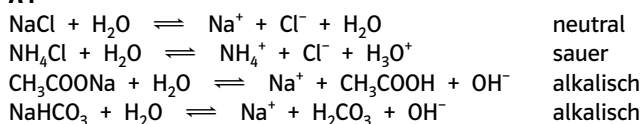


$$\Rightarrow \frac{n_0(\text{NH}_3)}{n(\text{H}_3\text{O}^+)} = \frac{1}{1} = \frac{c_0(\text{NH}_3) \cdot V(\text{Ammoniaklösung})}{c(\text{HCl}) \cdot V(\text{Salzsäure})}$$

$$\Leftrightarrow c_0(\text{NH}_3) = \frac{c(\text{HCl}) \cdot V(\text{Salzsäure})}{V(\text{Ammoniaklösung})} = \frac{1 \text{ mol/l} \cdot 25 \text{ ml}}{25 \text{ ml}} = 1 \text{ mol/l}$$

c) Am Äquivalenzpunkt ist $\text{pH} \approx 5$. Folglich ist Methylrot ($\text{p}K_S = 5,0$) ein geeigneter Indikator.

A4



A5 Ein Puffersystem ist eine Lösung einer schwachen Säure und ihrer korrespondierenden Base (bzw. einer schwachen Base und ihrer korrespondierenden Säure). Bei Zugabe von sauren oder alkalischen Lösungen ändert ein Puffersystem seinen pH-Wert nur wenig.

Beispiel: Puffersystem Hydrogensulfit/Sulfit; $\text{p}K_S = 7,00$; $c(\text{HSO}_3^-) = c(\text{SO}_3^{2-}) = 1 \text{ mol/l}$

$$\text{pH} = \text{p}K_S + \lg \frac{c(\text{SO}_3^{2-})}{c(\text{HSO}_3^-)} = 7,00 + \lg 1 = 7,00$$

A6 Essigsäure hat einen $\text{p}K_S$ -Wert von 4,75, damit ist der $\text{p}K_B$ -Wert des Acetats:

$$\text{p}K_B = 14 - 4,75 = 9,25$$

Am Äquivalenzpunkt (Lösung von Natriumacetat) ist die Lösung folglich alkalisch.

Schüler A ist richtig vorgegangen, da der $\text{p}K_S$ -Wert von Phenolphthalein und damit dessen Umschlagspunkt im alkalischen Bereich liegt. Das Messergebnis von Schüler B ist unbrauchbar, da der Umschlagspunkt von Methylrot im sauren Bereich liegt. Er beobachtet lange vor dem eigentlichen Äquivalenzpunkt einen Farbumschlag.